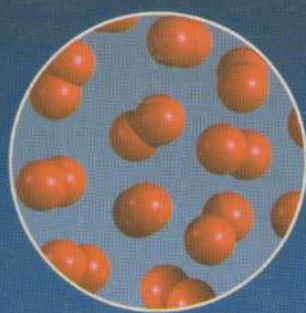


Usberco & Salvador

QUÍMICA

Físico-química

2



QUÍMICA



* LV2007001794 *



Editora
Saraiva

JOÃO USBERCO

Licenciado em Ciências Farmacêuticas pela USP
Professor de Química do Anglo Vestibulares (São Paulo, SP)

EDGARD SALVADOR

Licenciado em Química pela USP
Professor de Química do Anglo Vestibulares (São Paulo, SP)

QUÍMICA

Físico-química

2



10ª edição — 2006

1ª tiragem — 2006

São Paulo

CEFET/PA BIBLIOTECA	
Origem:	Compra
Class:	540
Cutter:	u849
Col:	

 **Editora Saraiva**

ISBN 85-02-05340-X
ISBN 85-02-05341-8 (Livro do professor)

Química — volume 2: Físico-química
© João Usberco, Edgard Salvador, 2006
Direitos desta edição:
SARAIVA S. A. — Livrários Editores, São Paulo, 2006
Todos os direitos reservados

Supervisão editorial: José Lino Fruet
Editora: Ebe Christina Spadaccini
Assistente editorial: Sérgio Paulo N. T. Braga
Copydesk e preparação de texto: Sérgio Torres
Resolução dos exercícios: Saulo Afonso de Almeida Filho
Carlos Eduardo Gois Ribeiro de Lavôr
Revisão: Fernanda Almeida Umile (supervisão)

Gerência de arte: Nair de Medeiros Barbosa
Supervisão de arte: Antonio Roberto Bressan
Projeto gráfico: Marco Aurélio Sismotto
Capa: Ulhôa Cintra Comunicação Visual
Foto de capa: Cachoeira/Stock Brazil
Leandro Gianetti/Stock Brazil
Ilustrações: Fernando Monteiro, João Anselmo
Marco Aurélio Sismotto, Wilma Chiarelli
Fotos: USSAL (Marcos Donizete Machado)

Diagramação e finalização: Christof Gunkel

Impressão e acabamento: Editora SARAIVA

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)
(Câmara Brasileira do Livro, SP, Brasil)

Usberco, João
Química, 2 : físico-química / João Usberco, Edgard Salvador.
— 10. ed. — São Paulo : Saraiva, 2005.

Suplementado por manual do professor.
ISBN 85-02-05340-X (livro do aluno)
ISBN 85-02-05341-8 (livro do professor)

1. Química (Ensino médio) I. Salvador, Edgard. II. Título.

05-3511

CDD-540.7

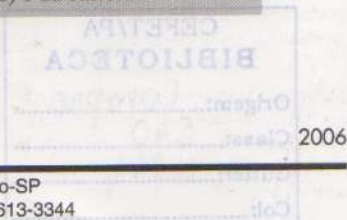
Índice para catálogo sistemático:

1. Química : Ensino médio 540.7

O material de publicidade e propaganda reproduzido nesta obra está sendo utilizado apenas para fins didáticos, não representando qualquer tipo de recomendação de produtos ou empresas por parte do(s) autor(es) e da editora.

 **Editora
Saraiva**

Av. Marquês de São Vicente, 1697 – CEP 01139-904 – Barra Funda – São Paulo-SP
Tel.: PABX (0**11) 3613-3000 – Fax: (0**11) 3611-3308 – Televendas: (0**11) 3613-3344
Fax Vendas: (0**11) 3611-3268 – Atendimento ao Professor: (0**11) 3613-3030
Endereço Internet: www.editorasaraiva.com.br – E-mail: atendprof.didatico@editorasaraiva.com.br



Ao estudante

O ser humano é curioso e apresenta uma necessidade de descobrir os segredos da natureza e de saber sempre mais a respeito de si mesmo e do planeta em que vive. Para tanto, a capacidade humana de observar, analisar e comparar é fundamental, mas nem sempre é suficiente. Por isso, o ser humano vem criando, há séculos, experimentos que simulam os fenômenos naturais. A interpretação lógica e criativa dos resultados desses experimentos tem sido um dos pilares do conhecimento científico.

A Química, assim como outras ciências, interfere amplamente na vida cotidiana e seu estudo não está limitado às pesquisas de laboratório e à produção industrial. Ao contrário, a Química está presente na nossa vida das mais variadas formas e é parte importante dela. Quando preparamos e cozinhamos nossos alimentos, quando lavamos os utensílios ou quando ingerimos um medicamento, estamos lançando mão de princípios, conceitos e reações da Química.

Nesta edição da coleção **Química**, completamente reformulada, procuramos atender sugestões de muitos professores, os quais, como seu próprio professor, pretendem que você, estudante do Ensino Médio, aproveite ao máximo essa obra, e não apenas adquira mais conhecimento sobre Química, mas também amplie seus horizontes e perceba a inter-relação dessa ciência com outras e com a sua vida.

Assim, nesta edição, aprofundamos as relações entre os vários conteúdos específicos da Química com a vivência cotidiana, para tornar mais evidente sua interdependência. Além disso, apresentamos textos e artigos extraídos de jornais e revistas relativos a fatos interessantes do dia-a-dia, a novas descobertas e novos processos tecnológicos. Tratamos também da utilização e dos efeitos do uso da Química no ambiente e no organismo humano.

Com isso, esperamos que você adquira conhecimentos como aluno de Química e como cidadão consciente, que pode e deve intervir em discussões sobre assuntos que afetam sua vida, sua comunidade e o próprio planeta.

Essa nossa preocupação está de acordo com os Parâmetros Curriculares Nacionais (PCN) propostos pelo MEC, com as referências curriculares dos Sistemas de Avaliação Seriada aplicados em alguns estados do país, e com o Exame Nacional do Ensino Médio (ENEM), que vem sendo utilizado no processo de seleção de candidatos ao ingresso em Faculdades e Universidades.

Em três seções deste livro, especialmente, fica mais evidente o nosso objetivo de mostrar a inter-relação da Química com outras ciências e com a vida cotidiana:

- **Faça Você Mesmo:** são experimentos que você mesmo pode fazer em sua casa — que é um verdadeiro “laboratório” —, utilizando substâncias de uso doméstico e aparelhagens muito simples. Esses experimentos têm a finalidade de desenvolver, principalmente, suas capacidades de observação, investigação, compreensão e representação.
- **Integrando seu conhecimento:** trata-se de uma seção de atividades que apresenta um texto sobre um tema da atualidade, o qual o instiga a relacionar conteúdos estudados naquela Unidade ou em Unidades anteriores do livro.
- **Química e...:** são textos complementares que tratam de assuntos variados: Tecnologia, História da Ciência, Sociedade, Ambiente, Corpo Humano, Medicina, Saúde etc.

Junto ao livro, você está recebendo também um **CD-Rom interativo**, que, além de filmes e demonstrações de estruturas e fenômenos da Química, traz uma série de atividades com as quais você poderá aprofundar seus estudos em sala de aula e em casa. Na margem das páginas, ao longo do livro, consta um ícone (veja ao lado), que indica os pontos da matéria trabalhados no CD.



Os princípios teóricos e científicos são expostos de maneira lógica e agradável, bem como associados a exemplos significativos, mostrando a necessidade de se adotar uma posição cada vez mais crítica quanto à utilização dos conhecimentos tecnológicos, esclarecendo seus possíveis efeitos no ser humano e no ambiente. No entanto, esta obra é apenas um esboço capaz de dar suporte para o entendimento da Química como uma Ciência articulada, que ainda tem muito a contribuir para a melhoria da nossa saúde, do nosso padrão de vida e de nós mesmos como seres humanos.

Os autores

SUMÁRIO



UNIDADE I DISSOLUÇÃO

1 — Soluções, 12

Introdução, 12

Tipos de solução, 13

Solução sólida, 13

Solução gasosa, 13

Solução líquida, 13

• *Química e ambiente*, 15

Solubilidade e curvas de solubilidade, 16

• *Exercícios resolvidos*, 18

• *Exercícios fundamentais*, 19

• *Testando seu conhecimento*, 20

• *Aprofundando seu conhecimento*, 21

• *Faça você mesmo*, 24

2 — Aspectos quantitativos das soluções, 25

Como preparar soluções, 25

Reações entre as quantidades de soluto, de solvente e de solução, 26

Concentração comum, 26

• *Química e saúde*, 27

• *Exercícios fundamentais*, 28

• *Testando seu conhecimento*, 28

Densidade da solução, 29

• *Exercícios fundamentais*, 29

• *Testando seu conhecimento*, 30

Título (τ), porcentagem em massa, 30

• *Química e ambiente*, 31

• *Química e corpo humano*, 32

Título em volume e porcentagem em volume, 32

• *Química e segurança*, 33

• *Exercícios fundamentais*, 34

• *Testando seu conhecimento*, 34

Concentração em mol/L ou concentração molar ou molaridade (M), 35

Concentração em mol/L dos íons, 35

• *Exercícios fundamentais*, 36

• *Testando seu conhecimento*, 37

Relação entre concentração comum (C), título (τ), densidade (d) e concentração em mol/L (M), 38

• *Exercícios fundamentais*, 39

• *Testando seu conhecimento*, 39

• *Química e saúde*, 40

Fração molar ou fração em mol (x), 41

• *Exercícios fundamentais*, 42

- *Testando seu conhecimento*, 42
- Molalidade (W), 42
- *Exercícios fundamentais*, 43
- *Testando seu conhecimento*, 43
- *Exercícios resolvidos*, 44
- *Aprofundando seu conhecimento*, 45
- *Integrando seu conhecimento*, 50

3 — Diluição de soluções, 52

A diluição no cotidiano, 52

A diluição em laboratório, 53

• *Exercícios resolvidos*, 54

• *Exercícios fundamentais*, 54

• *Testando seu conhecimento*, 55

• *Aprofundando seu conhecimento*, 56

4 — Mistura de soluções sem reação química, 59

Introdução, 59

Mistura de soluções com o mesmo solvente

e solutos diferentes, 59

Mistura de soluções com o mesmo solvente

e o mesmo soluto, 60

• *Exercícios fundamentais*, 61

• *Testando seu conhecimento*, 62

• *Aprofundando seu conhecimento*, 62

Complemento:

Dispersões, 64

Soluções, suspensões e colóides, 64

Classificação dos colóides, 67

• *Exercícios*, 69

• *Química e Biologia*, 69

• *Faça você mesmo*, 70

5 — Mistura de soluções com reação química, 72

Titulação, 74

• *Exercícios fundamentais*, 75

• *Exercícios resolvidos*, 76

• *Testando seu conhecimento*, 77

• *Aprofundando seu conhecimento*, 79

• *Química e indústria*, 82

Stock Photos



UNIDADE 2

PROPRIEDADES COLIGATIVAS

6 — Algumas propriedades físicas das substâncias, 84

- Exercícios fundamentais, 85
- Exercícios resolvidos, 86
- Testando seu conhecimento, 86
- Aprofundando seu conhecimento, 87

Pressão máxima de vapor, 88

Influência da temperatura na pressão máxima de vapor, 89

A pressão máxima de vapor e a temperatura de ebulição, 90

- Química e alimentação, 91
- Exercícios fundamentais, 92
- Exercícios resolvidos, 93
- Testando seu conhecimento, 93
- Aprofundando seu conhecimento, 95
- Química e ambiente, 97
- Faça você mesmo, 98

7 — Tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia, 99

Introdução às propriedades coligativas, 99

Solutos moleculares, 100

Solutos iônicos, 100

Tonoscopia ou tonometria, 100

- Exercícios fundamentais, 102
- Exercícios resolvidos, 102

Kraff/Stock Photos



UNIDADE 3

TERMOQUÍMICA

9 — Balanço energético na alimentação, 130

Como medir a quantidade de calorias, 130

- Química e esporte, 131
- Poder calórico dos alimentos, 132
- Exercícios resolvidos, 133

- Testando seu conhecimento, 103
 - Aprofundando seu conhecimento, 104
- Ebulioscopia e crioscopia, 106
- Exercícios fundamentais, 108
 - Exercícios resolvidos, 108
 - Testando seu conhecimento, 109
 - Aprofundando seu conhecimento, 110

Complemento:

Aspectos quantitativos, 113

Tonoscopia, 113

- Exercícios resolvidos, 114
- Exercícios, 115

Ebulioscopia e crioscopia, 115

- Exercícios resolvidos, 116
- Exercícios, 116
- Faça você mesmo, 117

8 — Osmose e pressão osmótica, 119

Osmose, 119

Pressão osmótica, 120

Osmose reversa ou contra-osmose, 122

- Química e Medicina, 122
- Exercícios resolvidos, 123
- Exercícios fundamentais, 124
- Testando seu conhecimento, 124
- Aprofundando seu conhecimento, 126
- Integrando seu conhecimento, 128

- Exercícios fundamentais, 133
- Testando seu conhecimento, 134
- Aprofundando seu conhecimento, 134
- Integrando seu conhecimento, 134
- Química e saúde, 136
- Faça você mesmo, 138

10 — Termoquímica, 139

Processos exotérmico e endotérmico, 139

- *Exercícios fundamentais*, 140
- *Testando seu conhecimento*, 141
- *Aprofundando seu conhecimento*, 141

Entalpia, 143

Variação da entalpia (ΔH) em reações exotérmicas, 143

Variação da entalpia (ΔH) em reações endotérmicas, 144

ΔH nas mudanças de estado físico, 145

- *Exercícios fundamentais*, 146
- *Testando seu conhecimento*, 146
- *Aprofundando seu conhecimento*, 147

11 — Equações termoquímicas, 149

Entalpia padrão, 149

Entalpia de algumas substâncias no estado padrão, 149

Equação termoquímica, 150

Calor ou entalpia das reações químicas, 151

Entalpia de formação, 151

Entalpia de combustão, 153

- *Exercícios fundamentais*, 154
- *Exercícios resolvidos*, 155

- *Testando seu conhecimento*, 155
- *Aprofundando seu conhecimento*, 157
- Energia de ligação, 159
- *Exercícios fundamentais*, 162
- *Exercícios resolvidos*, 163
- *Testando seu conhecimento*, 163
- *Aprofundando seu conhecimento*, 164

12 — Lei de Hess, 166

- *Exercícios resolvidos*, 168
- *Exercícios fundamentais*, 169
- *Testando seu conhecimento*, 170
- *Aprofundando seu conhecimento*, 171
- *Química e qualidade de vida*, 173

Complemento:

ΔH de neutralização e solução, entropia, energia livre, 175

Variação de entalpia (ΔH) de neutralização, 175

- *Exercícios*, 175

Variação de entalpia (ΔH) de solução, 176

Dissolução endotérmica, 176

Dissolução exotérmica, 177

- *Exercícios*, 177
- Entropia e energia livre, 178
- Energia livre, 179
- *Exercícios*, 179

**UNIDADE 4****ÓXIDO-REDUÇÃO****13 — Número de oxidação, 182**

Introdução, 182

Número de oxidação, 183

Regras para a determinação do Nox, 184

Determinação do Nox, 185

- *Exercícios fundamentais*, 186
- *Exercícios resolvidos*, 186
- *Testando seu conhecimento*, 187
- *Aprofundando seu conhecimento*, 188

- *Exercícios fundamentais*, 194
- *Exercícios resolvidos*, 194
- *Testando seu conhecimento*, 194
- *Aprofundando seu conhecimento*, 195
- *Faça você mesmo*, 197

14 — Reações de óxido-redução, 190

Agente redutor e agente oxidante, 191

Agente redutor, 191

Agente oxidante, 192

Reconhecimento de uma reação de óxido-redução, 193

15 — Balanceamento das equações de reações de óxido-redução, 198

- *Química e corpo humano*, 201
- *Exercícios fundamentais*, 202
- *Exercícios resolvidos*, 202
- *Testando seu conhecimento*, 203
- *Aprofundando seu conhecimento*, 204
- *Faça você mesmo*, 206
- *Integrando seu conhecimento*, 208

Complemento:**Casos particulares de óxido-redução, 209**Reações envolvendo água oxigenada (H_2O_2), 209

Agente oxidante, 209

Agente redutor, 209

- *Exercícios*, 210

Reações com mais de uma oxidação e/ou redução, 211

- *Exercícios*, 212

Reações de auto-óxido-redução ou desproporcionamento, 212

- *Exercícios*, 213

Balanceamento de reações de óxido-redução pelo método íon-elétron, 213

- *Exercícios*, 214

Nox em estruturas complexas e Nox médio, 214

- *Exercícios*, 216

Shutterstock



UNIDADE 5

ELETROQUÍMICA

16 — Pilhas, 218

Pilhas e baterias, 218

Montagem de uma pilha, 218

- *Exercícios fundamentais*, 222
- *Exercícios resolvidos*, 222
- *Testando seu conhecimento*, 223
- *Aprofundando seu conhecimento*, 224
- *Química e eletricidade*, 225
- *Faça você mesmo*, 227

17 — Potencial das pilhas, 228

Potencial de redução e oxidação, 228

Potencial de uma pilha, 228

Medição dos potenciais, 229

Pilha de zinco e hidrogênio, 229

Pilha de cobre e hidrogênio, 230

Tabela de potenciais, 231

Força de oxidantes e redutores, 232

Cálculo da voltagem (ΔE°) das pilhas, 232

- *Exercícios fundamentais*, 233
- *Exercícios resolvidos*, 233
- *Testando seu conhecimento*, 234
- *Aprofundando seu conhecimento*, 236

18 — Espontaneidade de uma reação, 239

- *Exercícios fundamentais*, 240
- *Exercícios resolvidos*, 241
- *Testando seu conhecimento*, 241
- *Aprofundando seu conhecimento*, 243
- *Faça você mesmo*, 245

19 — Corrosão e proteção de metais, 247

Corrosão do ferro, 247

Proteção contra a corrosão, 248

Revestimento de ferro com zinco, 248

Revestimento de ferro com estanho, 249

Proteção com eletrodo ou com metal de sacrifício, 249

- *Exercícios fundamentais*, 250
- *Exercícios resolvidos*, 250
- *Testando seu conhecimento*, 251
- *Aprofundando seu conhecimento*, 252
- *Faça você mesmo*, 254

20 — Pilhas comerciais e baterias, 255

Pilhas comerciais, 255

Pilha seca comum, 255

Pilha alcalina, 256

Pilha de mercúrio, 256

Pilha de lítio, 257

Pilhas de combustíveis, 257

- *Química e tecnologia*, 257

Baterias, 258

Bateria de níquel-cádmio, 258

Baterias ou acumuladores de chumbo, 258

- *Química e tecnologia*, 259
- *Exercícios fundamentais*, 260
- *Testando seu conhecimento*, 261
- *Aprofundando seu conhecimento*, 262

21 — Eletrólise, 264

Eletrólise ígnea, 265

Eletrólise em meio aquoso, 265

- *Exercícios fundamentais*, 268
- *Exercícios resolvidos*, 269
- *Testando seu conhecimento*, 269
- *Aprofundando seu conhecimento*, 271

22 — Aspectos quantitativos da eletrólise, 273

- *Exercícios resolvidos*, 274
- *Exercícios fundamentais*, 275
- *Testando seu conhecimento*, 276
- *Aprofundando seu conhecimento*, 277

Complemento:**Eletrólise utilizando eletrodos não-inertes, 279**

- *Química e tecnologia*, 281
- *Exercícios*, 283
- *Faça você mesmo*, 285

23 — Óxido-redução na obtenção de substâncias simples, 286

Obtenção de metais na natureza, 286

Ouro (Au), 286

Prata (Ag), 287

Platina (Pt), 287

Cobre (Cu), 288

Mercúrio (Hg), 288

Obtenção de metais por óxido-redução, 289

Ferro (Fe), 290

Alumínio (Al), 291

Sódio (Na), 292

Magnésio (Mg), 292

Obtenção de ametais, 293

Halogênios, 293

- *Exercícios fundamentais*, 294
- *Exercícios resolvidos*, 294
- *Testando seu conhecimento*, 295
- *Aprofundando seu conhecimento*, 296

**UNIDADE 6****CINÉTICA QUÍMICA****24 — Estudo da velocidade das reações, 300**

Introdução, 300

Velocidade ou rapidez de uma reação, 301

Velocidade média, 301

- *Exercícios fundamentais*, 304
- *Exercícios resolvidos*, 305
- *Testando seu conhecimento*, 305
- *Aprofundando seu conhecimento*, 307

25 — Condições para a ocorrência de reações, 309

Teoria da colisão, 309

- *Exercícios fundamentais*, 312
- *Exercícios resolvidos*, 313
- *Testando seu conhecimento*, 313
- *Aprofundando seu conhecimento*, 315

26 — Influências na rapidez das reações, 316

Superfície de contato, 316

Temperatura, 317

Catalisadores, 318

Catálise homogênea, 320

Catálise heterogênea, 320

Autocatálise, 320

Concentração de reagentes, 321

- *Exercícios fundamentais*, 322
- *Exercícios resolvidos*, 323
- *Testando seu conhecimento*, 324
- *Aprofundando seu conhecimento*, 326
- *Química, indústria e cotidiano*, 330
- *Faça você mesmo*, 332

27 — Lei da velocidade, 334

Ordem da reação, 335

- *Exercícios resolvidos*, 339
- *Exercícios fundamentais*, 339
- *Testando seu conhecimento*, 340
- *Aprofundando seu conhecimento*, 342
- *Faça você mesmo*, 345



UNIDADE 7

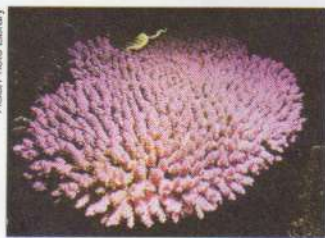
EQUILÍBRIOS QUÍMICOS

28 — Processos reversíveis, 348

- Introdução, 348
 Constante de equilíbrio, 350
 Constante de equilíbrio em termos de pressão, 352
 Relação entre K_c e K_p , 353
 • *Exercícios fundamentais*, 353
 • *Testando seu conhecimento*, 354
 Cálculo da constante de equilíbrio, 355
 Interpretação do valor de K_c e extensão da reação, 356
 Grau de equilíbrio (α), 357
 Quociente de equilíbrio (Q_c), 358
 • *Exercícios fundamentais*, 359
 • *Exercícios resolvidos*, 360
 • *Testando seu conhecimento*, 362
 • *Aprofundando seu conhecimento*, 364

29 — Deslocamento de equilíbrio, 368

- Princípio de Le Chatelier, 368
 Concentração, 368
 Pressão, 370
 Temperatura, 372
 Efeito dos catalisadores sobre o equilíbrio, 373
 • *Química e indústria*, 374
 • *Exercícios fundamentais*, 374
 • *Exercícios resolvidos*, 375
 • *Testando seu conhecimento*, 376
 • *Aprofundando seu conhecimento*, 380
 • *Integrando seu conhecimento*, 384
 • *Faça você mesmo*, 386



UNIDADE 8

EQUILÍBRIO EM MEIO AQUOSO

30 — Constante de ionização (K_a), 390

- Constante de ionização de ácidos (K_a), 390
 Constante de ionização de bases (K_b), 392
 Lei de diluição de Ostwald, 392
 Resumo, 393
 • *Exercícios fundamentais*, 394
 • *Exercícios resolvidos*, 394
 • *Testando seu conhecimento*, 395
 • *Aprofundando seu conhecimento*, 396
Complemento:
 Teoria protônica de Brønsted-Lowry, 397
 • *Exercícios resolvidos*, 400
 Conceito de ácido-base de Lewis, 401
 • *Exercícios*, 402

31 — Produto iônico da água e pH, 406

- Equilíbrio iônico da água, 406
 Produto iônico da água (K_w), 406
 $[H^+]$ e $[OH^-]$ em solução aquosa, 407
 Indicadores e pH, 409
 Escolha do indicador, 412
 Determinação da $[H^+]$ e da $[OH^-]$ nas soluções, 412
 Soluções ácidas, 412
 Soluções básicas, 413
 • *Química e corpo humano*, 414
 • *Exercícios fundamentais*, 415
 • *Exercícios resolvidos*, 415
 • *Testando seu conhecimento*, 418
 • *Aprofundando seu conhecimento*, 421

32 — Hidrólise salina, 425

Acidez e basicidade das soluções aquosas dos sais, 426

- Hidrólise salina de ácido forte e base fraca, 426
- Hidrólise salina de ácido fraco e base forte, 426
- Hidrólise salina de ácido fraco e base fraca, 427
- Hidrólise salina de ácido forte e base forte, 427

• *Química e agricultura*, 428

Constante de hidrólise (K_h), 429

- *Exercícios fundamentais*, 430
- *Exercícios resolvidos*, 430
- *Testando seu conhecimento*, 430
- *Aprofundando seu conhecimento*, 432

Complementos:

I. Solução-tampão, 435

- *Exercícios resolvidos*, 436
- *Exercícios*, 436

**UNIDADE 9****RADIOATIVIDADE****34 — Estudo das radiações, 458**

A descoberta dos raios X, 458

Radiações do urânio, 458

Leis da radioatividade, 460

- 1ª lei: a emissão de partículas α , 460
- 2ª lei: lei de Soddy, Fajans e Russel, 461

Séries radioativas, 462

Transmutação artificial, 462

- *Exercícios fundamentais*, 463
- *Exercícios resolvidos*, 464
- *Testando seu conhecimento*, 464
- *Aprofundando seu conhecimento*, 466
- *Química e tecnologia*, 469

35 — Cinética das desintegrações radioativas, 470

Meia-vida ou período de semidesintegração, 470

- *Exercícios resolvidos*, 471
- *Exercícios fundamentais*, 472
- *Testando seu conhecimento*, 472
- *Aprofundando seu conhecimento*, 473

• *Química e indústria farmacêutica*, 438

II. Curvas de titulação, 440

- *Exercícios resolvidos*, 441
- *Exercícios*, 441

33 — Constante do produto de solubilidade (K_s), 444

Produto de solubilidade, 444

Efeito do íon comum e solubilidade, 446

- *Química e saúde*, 447
- *Exercícios fundamentais*, 448
- *Exercícios resolvidos*, 448
- *Testando seu conhecimento*, 449
- *Aprofundando seu conhecimento*, 451
- *Integrando seu conhecimento*, 455

36 — Fenômenos radioativos e suas aplicações, 475

Fenômenos radioativos, 475

Fissão nuclear, 475

Aplicações da radioatividade, 483

A radioatividade na Geologia, na Arqueologia e na História, 483

• *Química e tecnologia*, 485

A radioatividade e a Medicina, 486

A radioatividade e a agricultura, indústria e alimentação, 487

- *Exercícios fundamentais*, 488
- *Exercícios resolvidos*, 488
- *Testando seu conhecimento*, 488
- *Aprofundando seu conhecimento*, 490

Respostas, 493

Siglas de vestibulares, 511

UNIDADE 1

Dissolução

Capítulo 1 — Soluções

Capítulo 2 — Aspectos quantitativos das soluções

Capítulo 3 — Diluição de soluções

Capítulo 4 — Mistura de soluções sem reação química

Capítulo 5 — Mistura de soluções com reação química

R. Kellner / OGB Photos Library



CAPÍTULO 1

Soluções

INTRODUÇÃO

Na natureza, raramente encontramos substâncias puras. O mundo que nos rodeia é constituído por sistemas formados por mais de uma substância: as **misturas**.

As misturas homogêneas são denominadas **soluções**.

Soluções são misturas de duas ou mais substâncias que apresentam aspecto uniforme.

O ar, o latão e a água do mar são três exemplos de solução.

Ricardo Azouvy/Pulsar



As ligas metálicas são soluções sólidas. O latão (Cu + Zn), por exemplo, é utilizado na fabricação de alguns instrumentos musicais.

European Space Agency/ESA



O ar que envolve a Terra é uma solução formada, principalmente, pelos gases N_2 e O_2 .

Matthew Oldfield/Scubadoo/SP/L



A água dos oceanos é uma solução líquida na qual encontramos vários sais dissolvidos, como o $NaCl$, o $MgCl_2$ e o $MgSO_4$, além de vários gases, como, por exemplo, o oxigênio (O_2).

Pelos exemplos, podemos perceber que as soluções são sistemas homogêneos formados por uma ou mais substâncias dissolvidas (**solutos**) em outra substância presente em maior proporção na mistura (**solvente**).

Nos laboratórios, nas indústrias e no nosso dia-a-dia, as soluções de sólidos em líquidos são as mais comuns. Um exemplo muito conhecido é o soro fisiológico (água + $NaCl$).

Nesses tipos de solução, a água é o solvente mais utilizado, sendo conhecida por **solvente universal**. Essas soluções são denominadas **soluções aquosas**.

TIPOS DE SOLUÇÃO

Solução sólida

Os componentes desse tipo de solução, na temperatura ambiente, encontram-se no estado sólido. Essas soluções são denominadas **ligas**.

Vejamos alguns exemplos na tabela ao lado.

Liga	Soluto	Solvente
bronze	Sn	Cu
amálgama dental	Hg	Ag
ouro 18 quilates 750 (75%)	Ag, Cu	Au

Solução gasosa

Os componentes desse tipo de solução encontram-se no estado gasoso. Toda mistura de gases é uma solução.

A solução gasosa mais comum é o ar atmosférico, cujos componentes principais são os gases nitrogênio (N_2), que constitui 78% do volume total, oxigênio (O_2), argônio (Ar) e gás carbônico (CO_2).

Solução líquida

Nesse tipo de solução, pelo menos um dos componentes deve estar no estado líquido. Quando pensamos em uma solução líquida, geralmente nos vem à mente uma substância sólida dissolvida na água. Essa idéia, porém, é muito restrita, uma vez que existem vários tipos de solução líquida.

Veja, a seguir, algumas delas.

Soluções formadas por gás e líquido

Em nosso cotidiano, encontramos soluções contendo gases dissolvidos em líquidos, como, por exemplo, água mineral com gás, refrigerantes, cervejas etc.

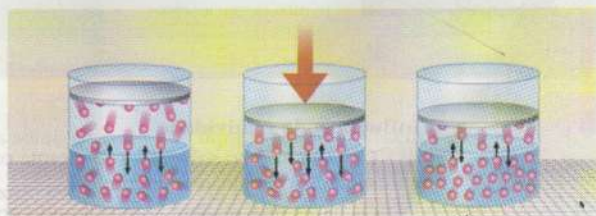
A solubilidade de gases em líquidos depende de três fatores: a pressão exercida sobre o gás, a temperatura do líquido e a reatividade do gás.

Influência da pressão

Esse efeito é estabelecido pela **lei de Henry**.

Lei de Henry: a solubilidade de um gás em um líquido é diretamente proporcional à pressão do gás sobre o líquido.

À medida que aumentamos a pressão sobre o gás, um número maior de moléculas do gás se dissolve no líquido.



O exemplo mais comum da validade da lei de Henry é o que acontece quando abrimos uma lata ou garrafa de uma bebida gaseificada. Na produção desse tipo de bebida, o gás carbônico (CO_2) é introduzido no líquido a uma pressão maior do que 1,0 atm.



Quando abrimos uma garrafa ou lata de refrigerante ou de água mineral gaseificada, o gás carbônico, que foi introduzido a uma pressão maior que a atmosférica, tende a escapar para o meio ambiente, formando bolhas.

Influência da temperatura

A solubilidade de um gás em um líquido é inversamente proporcional à temperatura, isto é, quanto maior a temperatura, menor a solubilidade do gás.

Isso pode ser percebido quando colocamos, dentro de dois copos, refrigerantes iguais que estão em temperaturas diferentes, como mostrado na foto ao lado.



Formação de bolhas

Em um copo que contenha cerveja ou refrigerante, podemos observar a liberação lenta de CO_2 em pequenas bolhas, que se formam aleatoriamente na superfície interna do copo.

Essas bolhas formam-se em um pequeno número de pontos, denominados **pontos de nucleação** — são fissuras do vidro ou pequenas partículas de impurezas encontradas na sua superfície. Esses pontos quebram a homogeneidade do sistema e, com isso, propiciam a formação e a retenção de pequenas bolhas, que vão se aglutinando até formarem bolhas maiores e visíveis a olho nu.

Quando jogamos sal, açúcar ou gelo em um copo que contenha cerveja ou refrigerante, provocamos o aparecimento de um grande número de pontos de nucleação, aumentando a liberação de CO_2 (efervescência). Isso ocorre porque os cristais dessas substâncias possuem muitos poros e fissuras, que são pontos de nucleação.



Foto: Chemist Quiplet

Influência da reatividade

Para um mesmo solvente, sob mesma pressão e mesma temperatura, gases diferentes apresentam solubilidades diferentes.

Os gases que reagem com o líquido apresentam solubilidade maior do que aqueles que não reagem. Vejamos alguns exemplos da solubilidade de gases a 0°C e 1,0 atm em 1 litro de água:

Gás	Solubilidade (litros do gás em 1,0 L de H_2O)	Reatividade
N_2	0,020	não reage
O_2	0,040	não reage
CO_2	1,7	$\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_{3(aq)}$
Cl_2	8,1	$\text{Cl}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{HCl}_{(aq)} + \text{HOCl}_{(aq)}$
SO_2	80	$\text{SO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_{3(aq)}$
NH_3	1130	$\text{NH}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)}$



QUÍMICA e AMBIENTE

Solubilidade do gás oxigênio na água

Os peixes conseguem absorver o gás oxigênio (O_2) dissolvido na água. Em um aquário, podemos manter a quantidade de oxigênio adequada à sobrevivência dos peixes borbulhando ar e controlando a temperatura do sistema.

Na natureza, a quantidade adequada de O_2 é providenciada pelo próprio ambiente. No entanto, o descaso e o não-tratamento das águas utilizadas, tanto nas indústrias como nas nossas casas, é responsável pela introdução de grandes quantidades de resíduos em rios e lagos.

Esses resíduos podem reagir com o gás oxigênio ou favorecer o desenvolvimento de bactérias aeróbias que provocam a diminuição da quantidade de oxigênio na água, o que acaba causando uma grande mortandade de peixes.

Uma das maneiras de abrandar a ação desses poluentes consiste em manter a água desses rios sob constante e intensa agitação. Dessa maneira, obtém-se maior contato da água com o ar e, conseqüentemente, uma maior oxigenação dessa água, possibilitando a respiração de peixes e outros seres vivos.

Esse método de aeração da água também pode ser utilizado para amenizar os estragos causados pelo despejo de líquidos aquecidos em rios e lagos, pois o aumento de temperatura da água também provoca a diminuição do oxigênio nela dissolvido.



No lago do Ibirapuera (SP), o aumento da agitação da água possibilita maior aeração.

Reprodução: CEDOC

Soluções formadas por líquidos

No nosso cotidiano, encontramos muitas soluções contendo líquidos dissolvidos em líquidos. Eis dois exemplos:

- a água oxigenada é uma solução de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) e água;
- o álcool comercializado em farmácias, supermercados ou mesmo em postos de combustíveis na verdade é uma solução formada por álcool etílico e água.

Soluções formadas por sólidos e líquidos

Nos laboratórios, nas indústrias e em nosso dia-a-dia, as soluções de sólidos em líquidos são as mais comuns.

Vejamos alguns exemplos na tabela ao lado.

Nesses tipos de solução, a água é o solvente mais utilizado, sendo conhecida como **solvente universal**. Essas soluções são denominadas **soluções aquosas**.

Solução	Soluto	Solvente
soro fisiológico	$NaCl$ cloreto de sódio (sal de cozinha)	água
álcool iodado	I_2 iodo	álcool
cândida (água sanitária)	$NaClO$ hipoclorito de sódio	água

SOLUBILIDADE E CURVAS DE SOLUBILIDADE

Ao se preparar uma solução, isto é, ao se dissolver um soluto em um dado solvente, as moléculas ou os íons do soluto separam-se, permanecendo dispersos no solvente.

Podemos estabelecer uma relação entre diferentes solutos e as características de suas soluções aquosas por meio de experimentos bem simples, feitos à mesma temperatura. Observe as três situações ao lado.

Comparando as soluções **A** e **B**, notamos que na **B** existe uma quantidade maior de açúcar dissolvido do que na **A**. Dizemos, então, que a solução **B** é mais concentrada que a solução **A** ou, então, que a solução **A** é mais diluída que a solução **B**.



Quanto maior a quantidade de soluto dissolvido em uma mesma quantidade de solvente, numa mesma temperatura, mais concentrada será a solução.

Comparando as soluções **A** e **C**, notamos que o sal é menos solúvel que o açúcar e, a partir desse fato, podemos generalizar:

Substâncias diferentes se dissolvem em quantidades diferentes, numa mesma quantidade de solvente, na mesma temperatura.

Observando o experimento **C**, podemos concluir que dos 50 g de NaCl adicionados à água, 14 g de NaCl permaneceram no fundo do béquer. Portanto, dissolveram-se somente 36 g de NaCl. A parte **não dissolvida** é denominada **corpo de chão** ou **corpo de fundo**.

A solução obtida é denominada **solução saturada**.

Solução saturada é a que contém a máxima quantidade de soluto numa dada quantidade de solvente, a uma determinada temperatura. Essa quantidade máxima é denominada **coeficiente de solubilidade**.

Logo, o coeficiente de solubilidade do NaCl obtido na situação **C** é:

$$36 \text{ g de NaCl} / 100 \text{ g de água a } 20 \text{ °C}$$

Uma solução com quantidade de soluto inferior ao coeficiente de solubilidade é denominada **solução não-saturada** ou **insaturada**.

Um fato interessante pode ser observado se submetermos a solução obtida na situação **C** a um aquecimento, sob agitação, até que o sal se dissolva totalmente. Deixando o novo sistema esfriar, em repouso absoluto, até a temperatura inicial (20 °C), teremos uma solução que contém maior quantidade de soluto (50 g) do que a respectiva solução saturada (36 g). Essa solução se denomina **supersaturada** e é muito instável. Agitando-a ou adicionando a ela um pequeno cristal do soluto, ocorrerá a precipitação de 14 g do sal, que é exatamente a quantidade dissolvida acima da quantidade possível para a saturação (36 g).

A precipitação, ou seja, a formação de cristais do soluto em excesso pela adição de um cristal (gêrmen de cristalização) é visualmente muito interessante quando trabalhamos com uma solução supersaturada de acetato de sódio.



Ao adicionarmos um pequeno cristal à solução supersaturada de acetato de sódio, surgem cristais em formato de agulhas. Esse processo continua até que todo o soluto em excesso se cristalice.



Enquanto fechada dentro de seu recipiente, toda bebida gasificada é uma solução supersaturada de gás carbônico em água.

Pelas situações já estudadas, pode-se perceber que a solubilidade de uma substância numa massa fixa de solvente depende da temperatura. Em função desse fato, podem-se construir tabelas que relacionam a solubilidade de uma substância em diferentes temperaturas. A tabela a seguir mostra a solubilidade do cloreto de amônio (NH_4Cl) em 100 g de água em diferentes temperaturas:

Temperatura ($^{\circ}\text{C}$)	20	40	60	80
Massa de NH_4Cl (em g/100 g de H_2O)	37,2	45,8	55,2	65,6

A maneira mais adequada de interpretar os dados fornecidos pela tabela é a seguinte:

- a 20°C , a quantidade máxima (solubilidade) de NH_4Cl que se dissolve em 100 g de água é 37,2 g, originando uma solução saturada;
- a 80°C , a quantidade máxima (solubilidade) de NH_4Cl que se dissolve em 100 g de água é 65,6 g, originando uma solução saturada.

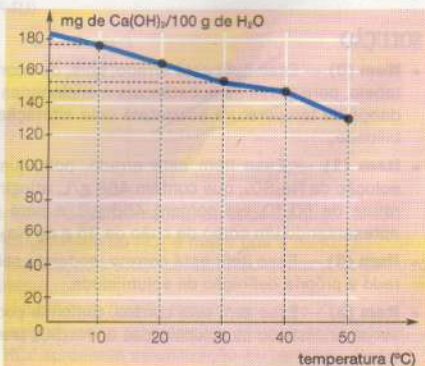
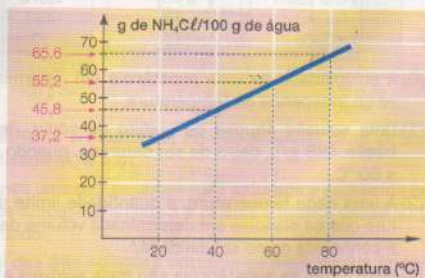
A partir dos dados da tabela, pode-se construir um diagrama (veja ao lado) que relaciona a solubilidade do NH_4Cl em 100 g de água a diferentes temperaturas.

Note que a solubilidade do NH_4Cl aumenta com a elevação da temperatura (curva ascendente), que é o que se verifica com a maioria das substâncias não-voláteis.

Porém, existem substâncias sólidas que, ao serem dissolvidas em água, têm a sua solubilidade diminuída com a elevação da temperatura. Um exemplo desse comportamento é a variação da solubilidade do hidróxido de cálcio [$\text{Ca}(\text{OH})_2$] em água, mostrada na tabela abaixo e no gráfico ao lado.

Temperatura ($^{\circ}\text{C}$)	0	10	20	30	40	50
Massa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (em mg/100 g de H_2O)	185	176	165	153	141	128

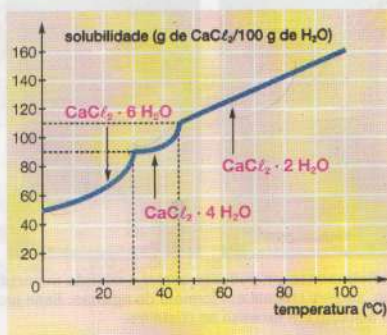
Substâncias sólidas, como o hidróxido de cálcio, cujas solubilidades diminuem com a elevação da temperatura apresentam uma curva de solubilidade descendente.



Convém ressaltar que, como substâncias diferentes apresentam curvas de solubilidade diferentes, essa propriedade é utilizada para separar os componentes de uma solução contendo solutos diferentes. Esse processo é denominado **crystalização fracionada**.

A solubilidade de sais hidratados (sal · x H₂O)

Alguns sais apresentam, na sua constituição, um determinado número de moléculas de água agregadas, denominadas **águas de cristalização**. Um exemplo é o cloreto de cálcio hexa-hidratado (CaCl₂ · 6 H₂O), que, quando dissolvido em água, sofre uma alteração no número de moléculas de água de cristalização, à medida que aumenta a temperatura. Isso acarreta uma alteração na sua solubilidade, ocasionando a formação de pontos de inflexão na curva de solubilidade, o que pode ser observado pelo gráfico ao lado.



Exercícios Resolvidos

1. (UnB-DF) Examine a tabela abaixo, com dados sobre a solubilidade da sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁), do sulfato de sódio (Na₂SO₄) e do clorato de potássio (KClO₃) em água, a duas temperaturas diferentes, e julgue os itens seguintes:

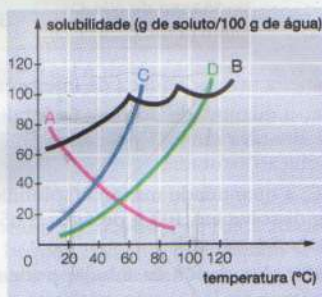
Substância	Solubilidade em água (g/L)	
	40 °C	60 °C
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	2381	2873
Na ₂ SO ₄	488	453
KClO ₃	12	22

- (0) A solubilidade de uma substância em determinado solvente independe da temperatura.
- (1) Uma solução aquosa de sulfato de sódio, de concentração 488 g/L, deixa de ser saturada, quando aquecida a 60 °C.
- (2) A uma dada temperatura, a quantidade limite de um soluto que se dissolve em determinado volume de solvente é conhecida como solubilidade.
- (3) Nem todas as substâncias são mais solúveis a quente. Quais desses itens são corretos?

SOLUÇÃO

- **Item (0)** — Esse item está errado, pois, de acordo com a tabela, para todas as substâncias mencionadas uma mudança de temperatura acarretará uma alteração na solubilidade.
- **Item (1)** — Esse item está errado, pois quando uma solução de Na₂SO₄, que contém 488 g/L, atingir a temperatura de 60 °C, ela conterá 453 g/L e será saturada, apresentando um corpo de chão de 35 g de Na₂SO_{4(s)}.
- **Item (2)** — Esse item está correto, podendo ser considerado a própria definição de solubilidade.
- **Item (3)** — Esse item está correto, conforme podemos observar analisando as solubilidades do Na₂SO₄ presentes na tabela.

2. O gráfico abaixo representa as curvas de solubilidade das substâncias **A, B, C e D**.



Com base no diagrama, resolva:

- a) Qual das substâncias tem a sua solubilidade diminuída com a elevação da temperatura?
- b) Qual a máxima quantidade de **A** que conseguimos dissolver em 100 g de H₂O a 20 °C?
- c) Considerando-se apenas as substâncias **C** e **D**, qual delas é a mais solúvel em água?
- d) Considerando-se apenas as substâncias **A** e **C**, qual delas é a mais solúvel em água?
- e) Qual das curvas de solubilidade representa a dissolução de um sal hidratado?
- f) Qual é a massa de **D** que satura 500 g de água a 100 °C? Indique a massa da solução obtida (massa do soluto + massa do solvente).
- g) Uma solução saturada de **C** com 100 g de água, preparada a 60 °C, é resfriada até 20 °C. Determine a massa de **C** que irá precipitar formando o corpo de fundo a 20 °C.

SOLUÇÃO

- a) A única curva descendente é a da substância **A**, o que indica que a sua solubilidade diminui com a elevação da temperatura.
- b) Observando o gráfico, percebemos que a 20 °C conseguimos dissolver 60 g de **A** em 100 g de água, sendo esse o seu coeficiente de solubilidade.
- c) Em qualquer temperatura, a substância **C** é a mais solúvel (a curva de **C** está sempre acima da curva de **D**).
- d) As curvas de **A** e **C** se cruzam aproximadamente em 40 °C, indicando que, nessa temperatura, essas substâncias apresentam a mesma solubilidade. Para temperaturas inferiores a 40 °C, a solubilidade de **A** é maior que a de **C**; enquanto em temperaturas superiores a 40 °C a solubilidade de **C** é maior que a de **A**.

- e) A curva **B** é a única com pontos de inflexão, o que caracteriza a dissolução de um sal hidratado.
- f) O coeficiente de solubilidade de **D** a 100 °C é:

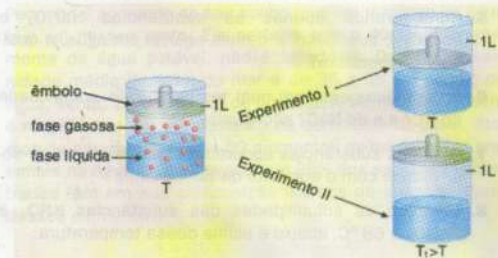
$$\begin{array}{l} 80 \text{ g de } \mathbf{D} \text{ --- saturam --- } 100 \text{ g de H}_2\text{O} \\ \times \text{ --- } \text{ --- } 500 \text{ g de H}_2\text{O} \\ \hline x = \frac{500 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot 80 \text{ g de } \mathbf{D}}{100 \text{ g de H}_2\text{O}} \\ x = 400 \text{ g de } \mathbf{D} \end{array}$$

Essa solução contém 500 g de H₂O e 400 g de **D**; portanto sua massa é igual a 900 g.

- g) A 60 °C conseguimos dissolver 80 g de **C** em 100 g de H₂O, enquanto a 20 °C a quantidade máxima de **C** dissolvida em 100 g de H₂O é 20 g. Portanto, se resfriarmos uma solução saturada de **C** a 60 °C até 20 °C em 100 g de água, ocorrerá uma precipitação de **60 g de C**.

Exercícios Fundamentais

Observe a ilustração seguinte, que se refere à solubilidade de gases em líquidos:



Agora, responda as questões 1 e 2:

- O que acontece no experimento I com o número de moléculas da fase gasosa e da fase líquida?
- O que acontece no experimento II com o número de moléculas da fase gasosa e da fase líquida?
- Existem algumas espécies de peixe que, para respirar, necessitam de uma maior concentração de gás oxigênio dissolvido na água. Explique o porquê de os salmões serem típicos de regiões frias.



Considere as informações seguintes e responda as questões 4 a 8.

O brometo de potássio apresenta a seguinte tabela de solubilidade:

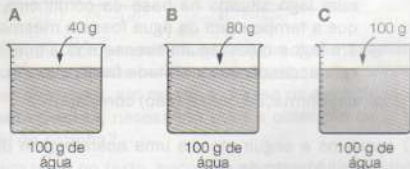
Temperatura (°C)	30	50	70
g de brometo de potássio/100 g de água	70	80	90

4. Qual a massa de brometo de potássio necessária para saturar:

- a) 100 g de água a 50 °C; b) 200 g de água a 70 °C.

5. Uma solução foi preparada, a 30 °C, dissolvendo-se 40 g de brometo de potássio em 100 g de água. Essa solução é saturada?

Analise o preparo de três soluções de brometo de potássio, a 50 °C, e responda as questões 6 a 8.

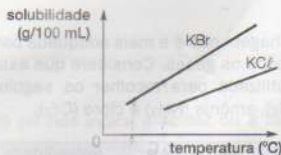


6. Classifique em saturada ou não-saturada cada solução analisada (**A**, **B** e **C**).

7. Apenas uma das soluções está saturada e apresenta corpo de fundo. Identifique-a e calcule a massa desse corpo de fundo.

8. Qual das três soluções encontra-se mais diluída (menos concentrada)?

9. (UFRJ)



Ao analisar o gráfico acima, percebe-se que:

- a solubilidade do KCl é maior que a do KBr.
- à medida que a temperatura aumenta a solubilidade diminui.
- a solubilidade do KBr é maior que a do KCl.
- quanto menor a temperatura, maior a solubilidade.
- o KCl apresenta solubilização exotérmica.

Testando seu Conhecimento

1. (Unicamp-SP) "Os peixes estão morrendo porque a água do rio está sem oxigênio, mas nos trechos de maior correnteza a quantidade de oxigênio aumenta." Ao ouvir esta informação de um técnico do meio ambiente, um estudante que passava pela margem do rio ficou confuso e fez a seguinte reflexão: "Estou vendo a água no rio e sei que a água contém, em suas moléculas, oxigênio; então como pode ter acabado o oxigênio do rio?"

a) Escreva a fórmula das substâncias mencionadas pelo técnico.

b) Qual é a confusão cometida pelo estudante em sua reflexão?

2. O processo de dissolução do oxigênio do ar na água é fundamental para a existência de seres vivos que habitam os oceanos, os rios e as lagoas. Este processo pode ser representado pela equação:

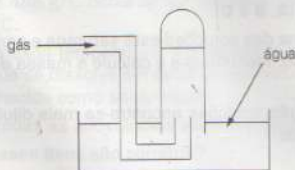


Algumas espécies de peixe necessitam, para a sua sobrevivência, de taxas relativamente altas de oxigênio dissolvido. Peixes com essas exigências teriam maiores chances de sobrevivência:

- I — num lago de águas a 10 °C do que num lago a 25 °C, ambos à mesma altitude.
- II — num lago no alto da cordilheira dos Andes do que num lago situado na base da cordilheira, desde que a temperatura da água fosse a mesma.
- III — em lagos cujas águas tivessem qualquer temperatura, desde que a altitude fosse elevada.

Qual(is) afirmação(ões) é (são) correta(s)?

3. O esquema a seguir mostra uma aparelhagem utilizada para recolhimento de gás.



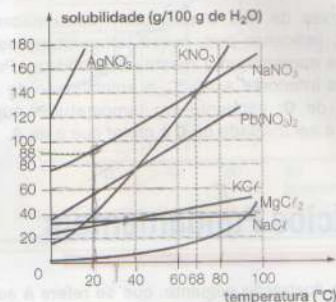
Essa aparelhagem não é a mais adequada para o recolhimento de todos os gases. Considere que essa aparelhagem seja utilizada para recolher os seguintes gases: metano (CH_4), amônia (NH_3) e cloro (Cl_2).

Gás	Massa molar (g/mol)	Solubilidade em água
metano	16	desprezível
amônia	17	alta
cloro	71	alta

Para qual(is) desse(s) gás(gases) essa aparelhagem é a mais adequada? Justifique sua resposta.

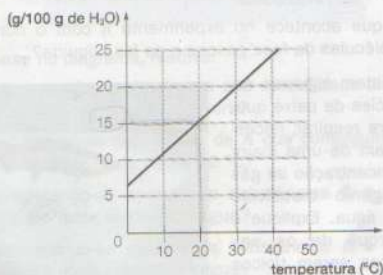
4. O coeficiente de solubilidade de um sal é de 60 g por 100 g de água a 80 °C. Determine a massa em gramas desse sal, nessa temperatura, necessária para saturar 80 g de H_2O .

O gráfico a seguir representa as curvas de solubilidade de várias substâncias:



Com base nesse gráfico, responda as questões 5 a 9:

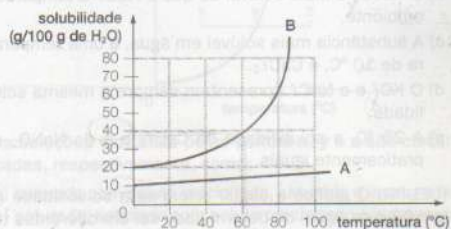
5. Considerando apenas as substâncias NaNO_3 e $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, qual delas é a mais solúvel em água, a qualquer temperatura?
6. Aproximadamente em qual temperatura a solubilidade do KCl e a do NaCl são iguais?
7. Qual das substâncias apresenta maior aumento de solubilidade com o aumento da temperatura?
8. Compare as solubilidades das substâncias KNO_3 e NaNO_3 a 68 °C, abaixo e acima dessa temperatura.
9. Qual a massa de uma solução saturada de NaNO_3 a 20 °C obtida a partir de 500 g de H_2O ?
10. (UFLAVRAS-MG) A curva de solubilidade de um sal hipotético é:



Se a 20 °C misturarmos 20 g desse sal com 100 g de água, quando for atingido o equilíbrio, podemos afirmar que:

- a) 5 g do sal estarão em solução.
- b) 15 g do sal serão corpo de fundo (precipitado).
- c) o sal não será solubilizado.
- d) todo o sal estará em solução.
- e) 5 g do sal serão corpo de fundo (precipitado).

11. (UFR-RJ) Observe o gráfico a seguir e responda as questões que o seguem.



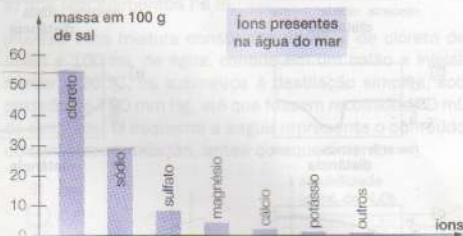
- Qual a menor quantidade de água necessária para dissolver completamente, a 60 °C, 120 g de B?
- Qual a massa de A necessária para preparar, a 0 °C, com 100 g de água, uma solução saturada (I) e outra solução insaturada (II)?

(PAS-Brasília) Antes de responder as questões 12 e 13, leia o texto seguinte.

Pedrinho é acordado de seu sonho com um respingo de água que cai no seu rosto. Ele percebe que o gosto, diferentemente da água potável, não é agradável. De fato, a salinidade média da água do mar é de 35 g de sal por kg de água, sendo 29,8 g de sal de cozinha. A salinidade também é responsável por um aumento da densidade da água. Átomos de aproximadamente 60 elementos químicos estão presentes na água do mar, sendo que 99% dos sais nela encontrados têm em sua composição átomos de apenas alguns desses elementos.

12. O gráfico a seguir representa a massa de íons em 100 g de sal marinho. No entanto, devido à variação na temperatura, a água do mar poderia reter, em solução, quantidades diferentes de íons daquelas apresentadas no gráfico. Em locais próximos à costa, onde a

temperatura da água é mais alta, há menos cálcio em solução porque ele se deposita, de acordo com a reação:



Com base nas informações do texto, julgue os itens a seguir:

- Segundo o gráfico, a quantidade em massa de íons cloreto presente no sal supera a quantidade em massa de íons sódio em mais de 40% desta.
- O aumento de temperatura favorece a reação de deposição do cálcio.
- Submetendo-se a água do mar a um processo de decantação, os sais dissolvidos precipitam-se.
- O sal marinho extraído da água constitui uma substância composta.

13. Pedrinho fica pensando: essa água é tão salgada que pode ser utilizada para a obtenção de sal de cozinha. Afinal, qual seria, em média, a massa de água do mar, em quilogramas, necessária para a obtenção de 1 kg de sal de cozinha?

Com base no texto, encontre a resposta para essa pergunta do Pedrinho. Considere o valor encontrado como resultado da questão, desprezando a parte fracionária de seu resultado, caso exista.

Aprofundando seu Conhecimento

- (Fuvest-SP) Descargas industriais de água pura aquecida podem provocar a morte de peixes em rios e lagos porque causam:
 - o aumento do nitrogênio dissolvido.
 - o aumento do gás carbônico dissolvido.
 - a diminuição do hidrogênio dissolvido.
 - a diminuição do oxigênio dissolvido.
 - a alteração do pH do meio aquático.

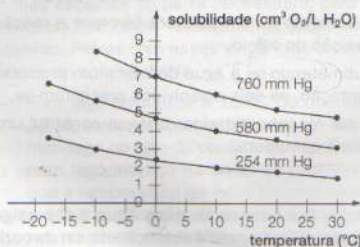
Obs.: O pH nos indica a acidez ou a basicidade de um meio aquoso.

- (Fuvest-SP) Um rio nasce numa região não-poluída, atravessa uma cidade com atividades industriais, das quais recebe esgoto e outros efluentes, e desemboca no mar após percorrer regiões não-poluídas. Qual dos gráficos a seguir mostra o que acontece com a concentração de oxigênio (O₂) dissolvido na água, em função da distância percorrida desde a nascente?

Considere que o teor de oxigênio no ar e a temperatura sejam praticamente constantes em todo o percurso.

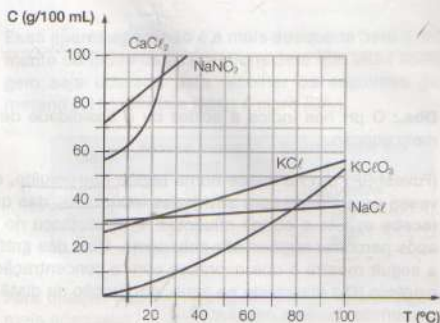


3. (FMTM-MG) O gráfico mostra a variação da solubilidade do oxigênio com a temperatura a diferentes pressões.



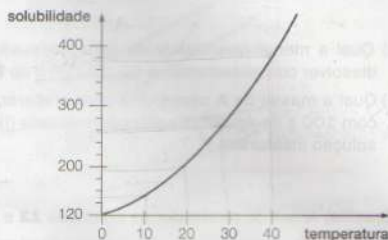
Analisando o gráfico, pode-se concluir que as condições de pressão inferior à atmosférica e de temperatura entre 0°C e 30°C , em que se consegue dissolver maior quantidade de oxigênio, são:

- a) $p = 580 \text{ mm Hg}$, $t = 0^\circ\text{C}$.
b) $p = 508 \text{ mm Hg}$, $t = 30^\circ\text{C}$.
c) $p = 760 \text{ mm Hg}$, $t = 0^\circ\text{C}$.
d) $p = 254 \text{ mm Hg}$, $t = 0^\circ\text{C}$.
e) $p = 254 \text{ mm Hg}$, $t = 30^\circ\text{C}$.
4. (PUC-MG) O diagrama representa curvas de solubilidade de alguns sais em água.



Com relação ao diagrama anterior, é correto afirmar:

- a) O NaCl é insolúvel em água.
b) O KClO_3 é mais solúvel do que o NaCl a temperatura ambiente.
c) A substância mais solúvel em água, a uma temperatura de 10°C , é CaCl_2 .
d) O KCl e o NaCl apresentam sempre a mesma solubilidade.
e) A 25°C , a solubilidade do CaCl_2 e a do NaNO_3 são praticamente iguais.
5. (UEL-PR) O gráfico a seguir refere-se à solubilidade (em g/100 g de água) de determinado sal em diferentes temperaturas (em $^\circ\text{C}$).



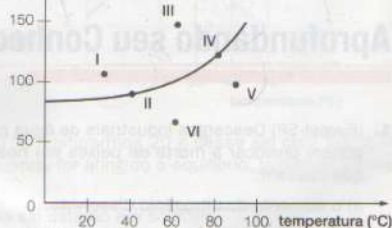
Se, a 40°C forem acrescentados $20,0 \text{ g}$ do sal em 200 g de água, e deixada a mistura em repouso sob temperatura constante, obter-se-á:

- I. solução saturada.
II. corpo de fundo.
III. solução diluída.

Dessas afirmações,

- a) apenas I é correta.
b) apenas II é correta.
c) apenas III é correta.
d) I, II e III são corretas.
e) I, II e III são incorretas.
6. (UFMG) Seis soluções aquosas de nitrato de sódio, NaNO_3 , numeradas de I a VI, foram preparadas, em diferentes temperaturas, dissolvendo-se diferentes massas de NaNO_3 , em 100 g de água. Em alguns casos, o NaNO_3 não se dissolveu completamente. Este gráfico representa a curva de solubilidade de NaNO_3 , em função da temperatura, e seis pontos, que correspondem aos sistemas preparados:

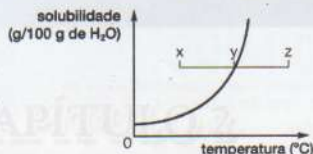
massa de NaNO_3
(g/100 g de H_2O)



A partir da análise desse gráfico, é correto afirmar que os dois sistemas em que há precipitado são

- a) I e II.
b) I e III.
c) IV e V.
d) V e VI.

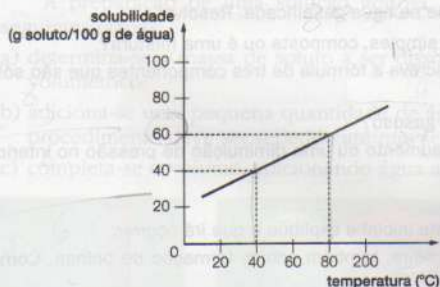
7. (UFMA-PSG) Considere o gráfico abaixo:



As soluções indicadas pelos pontos **x**, **y** e **z** são classificadas, respectivamente, como:

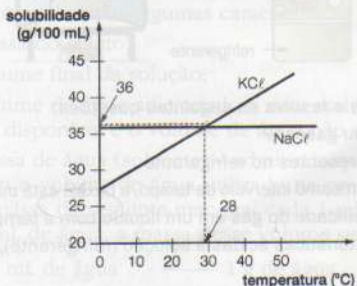
- saturada com soluto precipitado, saturada e insaturada.
 - saturada, saturada com soluto precipitado e insaturada.
 - supersaturada, saturada e saturada com soluto precipitado.
 - saturada com soluto precipitado, insaturada e saturada.
 - insaturada, saturada e insaturada com soluto precipitado.
8. (UFPE) Uma solução saturada de NH_4Cl foi preparada a 80°C utilizando-se 200 g de água.

Posteriormente, esta solução sofre um resfriamento sob agitação até atingir 40°C . Determine a massa de sal depositada neste processo. A solubilidade do NH_4Cl varia com a temperatura, conforme mostrado no gráfico abaixo.



9. (Fuvest) NaCl e KCl são sólidos brancos cujas solubilidades em água, a diferentes temperaturas, são dadas pelo gráfico a seguir. Para distinguir os sais, os três procedimentos foram sugeridos:

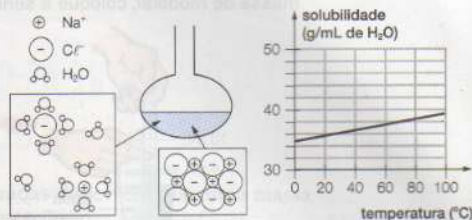
- Colocar num recipiente 2,5 g de um dos sais e 10,0 mL de água e, em outro recipiente, 2,5 g do outro sal e 10,0 mL de água. Agitar e manter a temperatura de 10°C .
- Colocar num recipiente 3,6 g de um dos sais e 10,0 mL de água e, em outro recipiente, 3,6 g do outro sal e 10,0 mL de água. Agitar e manter a temperatura de 28°C .
- Colocar num recipiente 3,8 g de um dos sais e 10,0 mL de água e, em outro recipiente, 3,8 g do outro sal e 10,0 mL de água. Agitar e manter a temperatura de 45°C .



Podem-se distinguir esses dois sais somente por meio:

- do procedimento I.
- do procedimento II.
- do procedimento III.
- dos procedimentos I e II.
- dos procedimentos I e III.

10. (Fuvest) Uma mistura constituída de 45 g de cloreto de sódio e 100 mL de água, contida em um balão e inicialmente a 20°C , foi submetida à destilação simples, sob pressão de 700 mm Hg, até que fossem recolhidos 50 mL de destilado. O esquema a seguir representa o conteúdo do balão de destilação, antes do aquecimento:



- De forma análoga à mostrada acima, represente a fase de vapor, durante a ebulição.
- Qual a massa de cloreto de sódio que está dissolvida, a 20°C , após terem sido recolhidos 50 mL de destilado? Justifique.

11. (Unifesp-SP) A lactose, principal açúcar do leite da maioria dos mamíferos, pode ser obtida a partir do leite de vaca por uma seqüência de processos. A fase final envolve a purificação por recristalização em água. Suponha que, para esta purificação, 100 kg de lactose foram tratados com 100 L de água, a 80°C , agitados e filtrados a esta temperatura. O filtrado foi resfriado a 10°C . Solubilidade da lactose, em kg/100 L de H_2O :

- a 80°C 95
a 10°C 15

A massa máxima de lactose, em kg, que deve cristalizar com este procedimento é, aproximadamente:

- 5.
- 15.
- 80.
- 85.
- 95.

12. (UFMG) A dose letal (DL_{50}) – a quantidade de um pesticida capaz de matar 50% das cobaias que recebem essa dose – é expressa em miligramas do pesticida por quilograma de peso da cobaia.

Este quadro apresenta os dados da solubilidade em água e da DL_{50} de três pesticidas:

Pesticida	Solubilidade em água (mg/L)	DL_{50} (mg/kg)
DDT	0,0062	115
Paration	24	8
Malation	145	2000

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que o pesticida com maior potencial de se espalhar no ambiente por ação das chuvas e aquele com maior toxicidade:

- são, respectivamente, o DDT e o paration.
- é, em ambos os casos, o malation.
- são, respectivamente, o DDT e o malation.
- são, respectivamente, o malation e o paration.

Faça você mesmo

Solubilidade de gás em líquido

Experimento I

Material

Água mineral com gás

Seringa de 10 mL (sem agulha)

Massa de modelar

Procedimento

Coloque 4 mL de água gaseificada na seringa. Depois, com o bico voltado para cima, pressione o êmbolo até restarem somente 2 mL de água na seringa. Quando isso acontecer, vede o bico com massa de modelar, coloque a seringa com o bico voltado para baixo e puxe o êmbolo.



Você irá observar uma certa efervescência na água gaseificada. Resolva:

- A água gaseificada é uma substância pura simples, composta ou é uma mistura?
- Observando o rótulo da garrafa de água, escreva a fórmula de três componentes que são sólidos à temperatura ambiente.
- Qual é o nome e a fórmula do componente gasoso?
- Quando você puxou o êmbolo ocorreu um aumento ou uma diminuição da pressão no interior da seringa?
- Como você pode explicar a efervescência?
- Comprima novamente o êmbolo até o volume inicial e explique o que irá ocorrer.
- Repetindo o experimento com água de torneira, também ocorre formação de bolhas. Como você pode justificar esse fato?

Experimento II

Material

2 garrafas com refrigerante

2 bexigas

Panela com água

Prato de porcelana

Procedimento

Abra uma garrafa de refrigerante e o mais rapidamente possível adapte uma bexiga ao gargalo, deixando o sistema em repouso.

Repita o mesmo procedimento com a outra garrafa e coloque-a de pé na panela com água, sobre o prato de porcelana invertido.

Submeta o sistema a um aquecimento brando, evitando que a água ferva.

Observe o que acontece nos dois sistemas e resolva as seguintes questões:

- O refrigerante é uma solução sólida, líquida ou gasosa?
- Cite pelo menos três substâncias químicas presentes no refrigerante.
- Em qual dos dois sistemas, considerando-se um mesmo intervalo de tempo, a bexiga está mais cheia?
- Como você pode justificar a variação da solubilidade do gás em um líquido com a temperatura?
- Sabendo-se que o gás dissolvido atribui características ácidas à solução (refrigerante), qual dos sistemas se torna menos ácido?
- Qual a finalidade do prato de porcelana?



CAPÍTULO 2

Aspectos quantitativos

das soluções

COMO PREPARAR SOLUÇÕES

Em laboratório, as soluções normalmente são preparadas dissolvendo-se uma massa determinada de soluto em uma certa quantidade de solvente.

A preparação de uma solução aquosa, em que o soluto é um sólido, segue as seguintes etapas:

- determina-se a massa de soluto a ser dissolvida e coloca-se essa massa em um balão volumétrico;
- adiciona-se uma pequena quantidade de água e submete-se o sistema a agitação; esse procedimento deve ser repetido até que se consiga dissolver todo o soluto;
- completa-se o volume, adicionando água até atingir o volume indicado no balão.



Coloca-se o soluto sólido no balão volumétrico.



Adiciona-se o solvente água.



Submete-se o sistema a agitação.



Adiciona-se água para completar o volume.

Foto: USSAL

Ao se preparar uma solução aquosa de acordo com esse procedimento, já são previamente conhecidas algumas características da solução:

- a massa do soluto;
- o volume final da solução;
- o volume de água adicionado – esse dado é obtido pela diferença entre o volume de água disponível e o volume de água não utilizado na preparação da solução;
- a massa de água (solvente) – admitindo que a densidade da água seja 1 g/mL e conhecendo o volume de água utilizado na preparação da solução, podemos determinar a sua massa da seguinte maneira: cada 1 mL de água corresponde a 1 g; se utilizarmos 500 mL de água, a massa desse volume será 500 g:

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mL de água} \quad \text{---} \quad 1 \text{ g de água} \\
 500 \text{ mL de água} \quad \text{---} \quad x
 \end{array}
 \quad x = \frac{500 \cdot \text{mL} \cdot 1 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 500 \text{ g de água}$$

5) a massa da solução – esse dado é obtido somando-se a massa do soluto e a massa do solvente (água).

OBSERVAÇÕES:

- Quando se prepara uma solução utilizando uma pequena quantidade de soluto sólido, verifica-se que o **volume da solução** é praticamente **igual ao volume de água** adicionado.
- Para facilitar nosso trabalho, adotaremos o índice **1** para indicar o **soluto**, o índice **2** para indicar o **solvente**, e os dados relacionados à solução não conterão índices:

Massa	soluto	solvente	solução
Representação	m_1	m_2	m

RELAÇÕES ENTRE AS QUANTIDADES DE SOLUTO, DE SOLVENTE E DE SOLUÇÃO

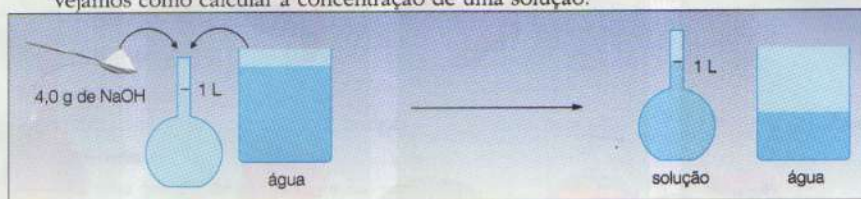
Ao trabalhar com soluções, além de conhecer seus componentes, é de fundamental importância estabelecer as relações de quantidade de soluto, em uma determinada quantidade de solução ou para uma determinada quantidade de solvente. Essas relações numéricas são genericamente denominadas **concentração da solução** e podem ser expressas de diferentes maneiras.

Concentração comum

É a relação entre a massa do soluto e o volume da solução:

$$C = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{volume da solução}} \quad C = \frac{m_1}{V} \quad \text{g/L; g/mL; ...}$$

Vejamos como calcular a concentração de uma solução:



Assim, temos:

massa do soluto = $m_1 = 4,0 \text{ g de NaOH}$

volume da solução = $V = 1,0 \text{ L}$

$$C = \frac{m_1}{V} = \frac{4,0 \text{ g}}{1,0 \text{ L}} = 4,0 \text{ g/L}$$

Logo, a solução contém 4,0 g de soluto para cada 1,0 L de solução.

Essa forma de indicar a concentração de uma solução é muito utilizada. Veja o exemplo:

LUSAL	GLICOSE, soro	
	Método: Enzimático glicose-oxidase	
	RESULTADO 87 mg/dL	VALORES DE REFERÊNCIA 75 a 110 mg/dL

O resultado 87 mg/1 dL (100 mL) indica que em cada 100 mL de sangue existem 87 mg de glicose. Portanto em 1000 mL (1 L) de sangue há 870 mg de glicose.



QUÍMICA e SAÚDE

Glicose e diabetes

A **glicose** é o principal carboidrato existente na corrente sanguínea, e sua taxa (concentração) considerada normal varia de 70 a 110 mg para cada 100 mL de sangue. Uma pessoa hipoglicêmica apresenta uma concentração menor que 70 mg de glicose para cada 100 mL de sangue, enquanto a hiperglicêmica tem valores superiores a 110 mg de glicose para cada 100 mL de sangue.

A glicose ($C_6H_{12}O_6$) é comercializada de várias formas: sólida (dextrosol), soluções aquosas a 5%, 25% e 50% e outras. Sua solução aquosa mais conhecida e utilizada em hospitais é o soro glicosado a 5%.

Existem duas formas de **diabetes**: *insipidus* e *mellitus*.

Na hipoglicemia, tem-se a patologia denominada diabetes insípido (*diabetes insipidus*). Na hiperglicemia, diabetes melito (*diabetes mellitus*).

- **Diabetes insipidus**: trata-se de uma disfunção na glândula hipófise. Pode levar à diminuição da quantidade do hormônio anti-diurético produzido. Esse quadro acarreta perda excessiva de água por meio da urina, desencadeando uma desidratação.
- **Diabetes mellitus**: este tipo é o mais conhecido. Ocorre devido à deficiência de insulina, hormônio produzido no pâncreas e responsável pelo metabolismo da glicose. Esse tipo de diabetes, quando não controlado, desencadeia uma concentração de glicose bem superior a 110 mg/100 mL no sangue.

Ao longo do tempo, o *diabetes mellitus* pode desencadear uma série de conseqüências: alterações circulatórias e alterações neurológicas.

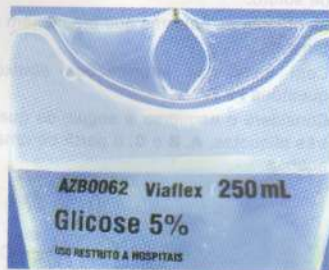
O tratamento consiste em manter os níveis de glicose na faixa normal. Para isso, às vezes é necessário administrar insulina no diabético, o que diminui as taxas de glicose no sangue.



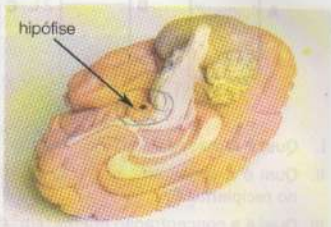
A seringa, a agulha e o frasco de insulina são utilizados por alguns **pacientes portadores de diabetes mellitus**.



Os locais mais utilizados para a aplicação de insulina subcutânea são: porção inferior do abdome e porção anterior da coxa.



O soro glicosado, que é administrado por via endovenosa, contém 5 g de glicose em cada 100 mL de soro (5%).



Sou Diabético

Se eu estiver com um sintoma qualquer, incluindo náuseas, vômitos, confusão e fraqueza, devo ligar para quem eu estou tendo uma reação alérgica ao meu diabetes. Se eu estiver enjoado, deves um refrigerante ou qualquer líquido adequado. Caso não me recupere dentro de 10 a 15 minutos eu devo ir imediatamente ao hospital. Não me dê nada por boca. Leve-me ao hospital mais próximo e avise a minha família ou ao meu médico.

NÃO estou bêbado ou drogado.

BIORRÁS

BIORRÁS

Recomenda-se que pacientes diabéticos portem sempre consigo um cartão de identificação igual a este.

Pacientes que tomam regularmente insulina podem apresentar hipoglicemia, principalmente quando não se alimentam de maneira adequada.

Os sintomas da hipoglicemia são: alterações de comportamento, tremores, sudorese excessiva, cansaço, desmaios e até convulsões.

OBSERVAÇÃO:

Para mais informações sobre diabetes, consulte www.diabetes.org.br

Exercícios Fundamentais

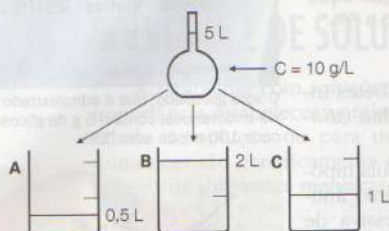
1. Considere o texto e o esquema seguintes:

"Uma solução que apresenta concentração 60 g/L apresenta gramas de soluto, por litro de solução. Portanto, em 10 litros dessa solução devem existir gramas de soluto."

Identifique as palavras que preenchem as lacunas corretamente.

Com base nas informações abaixo, responda as questões I a IV.

Considere o esquema a seguir, do qual foram retiradas três alíquotas, A, B e C, a partir de uma mesma solução aquosa.



- Qual é a massa de soluto existente no recipiente A?
- Qual é a concentração em g/mL da solução contida no recipiente B?
- Qual é a concentração em mg/cm³ da solução contida no recipiente C?
- Se toda a água presente na solução original, após a retirada das três amostras, fosse evaporada, qual seria a massa de soluto obtida?

2. (PIAS— mod.) Uma pessoa cujo sangue apresenta taxa de colesterol elevada apresenta ainda sintomas de osteoporose. Seu médico prescreveu um tratamento e aconselhou-a a introduzir na sua alimentação normal 3 copos de leite de 300 mL por dia. Analisando a composição do leite desnatado e a do leite integral de uma das marcas disponíveis no mercado, responda as questões abaixo:

Informação Nutricional - Porção de 200 mL (1 copo)		Informação Nutricional - Porção de 200 mL (1 copo)	
Leite desnatado	Porção	Leite integral	Porção
Valor calórico	70 kcal	Valor calórico	120 kcal
Carboidratos	10,0 g	Carboidratos	10,0 g
Proteínas	6,0 g	Proteínas	6,0 g
Gorduras Totais	2,2 g	Gorduras Totais	6,2 g
Colesterol	0 mg	Colesterol	20,0 mg
Fibra alimentar	0 g	Fibra alimentar	0 g
Cálcio	248,0 mg	Cálcio	236,0 mg
Ferro	0,2 mg	Ferro	0,2 mg
Sódio	100,0 mg	Sódio	90,0 mg

- Qual elemento presente no leite pode contribuir para a prevenção da osteoporose? Em um copo de 300 mL, qual é a quantidade em mg desse elemento, no leite integral e no leite desnatado?
- Levando em conta que o paciente está com a taxa de colesterol elevada, qual é o leite mais indicado para ele? Justifique, fazendo os cálculos matemáticos, para 3 copos de 300 mL.
- O leite apresenta vários componentes conforme as informações dos rótulos. Nas condições em que ele é servido, após a imediata retirada da embalagem, pode ser considerado solução ou uma mistura heterogênea? Justifique.
- Um dos componentes indicados no rótulo é o cálcio. Explique se essa espécie química está na forma de elemento químico ou na forma de íon.

Testando seu Conhecimento

1. A ilustração mostra duas soluções aquosas de NaCl:



Determine a concentração em g/mL da solução inicial e a concentração em g/L da solução final.

2. (PUC-RJ) Após o preparo de um suco de fruta, verificou-se que 200 mL da solução obtida continham 58 mg de aspartame. Qual a concentração de aspartame, no suco preparado?
- a) 0,29 g/L. c) 0,029 g/L. e) 0,58 g/L.
b) 2,9 g/L. d) 290 g/L.

3. (Fuvest-SP) Considere duas latas do mesmo refrigerante, uma na versão *diet* e outra na versão comum. Ambas contêm o mesmo volume de líquido (300 mL) e têm a mesma massa quando vazias. A composição do refrigerante é a mesma em ambas, exceto por uma diferença: a versão comum contém certa quantidade de açúcar, enquanto a versão *diet* não contém açúcar (apenas massa desprezível de um adoçante artificial). Pesando-se duas latas fechadas do refrigerante, foram obtidos os seguintes resultados:

Amostra	Massa (g)
lata com refrigerante	331,2
lata com refrigerante <i>diet</i>	316,2

Por esses dados, pode-se concluir que a concentração, em g/L, de açúcar no refrigerante comum é de, aproximadamente:

- a) 0,020. c) 1,1. e) 50.
b) 0,050. d) 20.

4. (MACK-SP) A massa dos quatro principais sais que se encontram dissolvidos em 1 litro de água do mar é igual a 30 g. Num aquário marinho, contendo $2 \cdot 10^6 \text{ cm}^3$ dessa água, a quantidade de sais nela dissolvidos é:

- a) $6,0 \cdot 10^4 \text{ kg}$. c) $1,8 \cdot 10^2 \text{ kg}$. e) $8,0 \cdot 10^6 \text{ kg}$.
b) $6,0 \cdot 10^4 \text{ kg}$. d) $2,4 \cdot 10^8 \text{ kg}$.

5. (FGV-SP) Uma cidade com altos níveis de poluição tem uma concentração média de chumbo particulado no ar de $5 \mu\text{g}/\text{m}^3$ em que 75% medem menos do que $1 \mu\text{m}$. Um adulto respirando diariamente 8500 litros de ar retém aproximadamente 50% das partículas menores do que $1 \mu\text{m}$. Que quantidade de chumbo tal adulto retém por ano?
a) 15,9 μg . c) 42,5 μg . e) 0,319 mg.
b) 5,8 mg. d) 42,5 mg.

Densidade da solução

É a relação entre a massa (m) e o volume (V) da solução:

$$d = \frac{\text{massa da solução}}{\text{volume da solução}} \quad d = \frac{m}{V} \text{ g/L; g/mL; ...}$$

ou, ainda,

$$d = \frac{\text{massa soluto} + \text{massa solvente}}{\text{volume da solução}} \Rightarrow d = \frac{m_1 + m_2}{V}$$

Vamos preparar uma solução e calcular a sua densidade:

Diagram illustrating the preparation of a solution:

- Mass of NaOH: $m_1 = 4,0 \text{ g}$
- Volume of H_2O : $V_2 = 1,0 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$
- Mass of H_2O : $m_2 = 1,0 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$
- Volume of solution: $V = 1,0 \text{ L}$
- Mass of solution: $m = 1004 \text{ g}$

A densidade dessa solução em g/L é:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{1004 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 1004 \text{ g/L}$$

A densidade de uma solução é comumente expressa em g/mL ou g/cm^3 . O seu cálculo é efetuado com uma simples mudança na unidade de volume: no lugar de **litros**, utilizamos mL ou cm^3 ($1,0 \text{ L} = 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ cm}^3$).

$$d = \frac{m}{V} = \frac{1004 \text{ g}}{1000 \text{ mL}} = 1,004 \text{ g/mL}$$

Isso nos indica que cada 1 mL dessa solução contém uma massa de 1,004 g de NaOH.

ÁCIDO NÍTRICO 65% P.A.

HNO₃ P.M.: 63,01

ESPECIFICAÇÕES ACS

Aparência, cor e cheiro do material em suspensão na solução	sem 84 e 85%
Ti ₂ em HNO ₃	0,0020%
Resíduo após ignição	0,0020%
Cloro (Cl)	0,0002%
Sulfato (SO ₄)	0,0002%
Anidrido (As)	0,0002%
Metais Pesados (Pb)	0,0002%
Metais (Fe)	0,0002%

Cod.: 1.03.062 P **d.: 1,40 kg/L**

Conteúdo: 1.000 ML

Amazônia em local limpo e ventilado ao Ar livre

A densidade do ácido nítrico (HNO_3) é 1,40 g/mL. Assim, essa solução aquosa tem uma massa de 1,40 g em cada 1 mL de volume, ou seja: 1,0 L da solução apresenta uma massa de 1400 g.

Exercícios Fundamentais

1. Considere o texto:

"Uma solução aquosa apresenta densidade igual a 1,2 g/mL. Logo, a massa de cada mililitro dessa solução é igual a Assim, um litro dessa solução apresenta uma massa de"

Identifique as palavras que preenchem corretamente as lacunas.

2. Foram preparados 200 mL de solução dissolvendo-se 2,0 g de um sal em 200 g de água. Calcule a densidade da solução (em g/mL e em g/L) e a sua concentração comum em g/L.

(Cuidado, pois o cálculo da densidade da solução e da concentração comum da solução envolve fórmulas diferentes.)

Testando seu Conhecimento

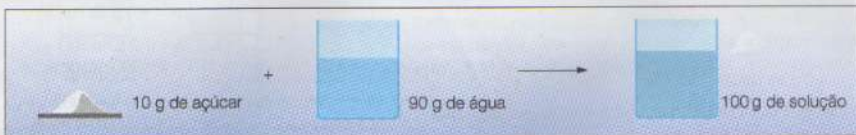
- 420 mL de uma solução aquosa foram preparados pela adição de uma certa massa de NaOH a 400 mL de água. Determine a massa de soluto presente nessa solução. (Densidade da solução = 1,19 g/mL; densidade da água = 1,0 g/mL.)
- Uma solução cuja densidade é 1 150 g/L foi preparada dissolvendo-se 160 g de NaOH em 760 cm³ de água. Determine a massa da solução obtida e seu volume. (Densidade da água = 1,0 g/cm³.)
- (UFRRN) A massa, em g, de 100 mL de uma solução com densidade 1,19 g/mL é:
 - 1,19.
 - 11,9.
 - 84.
 - 100.
 - 119.

Título (τ), porcentagem em massa

O título refere-se à relação que se estabelece entre a massa do soluto e a massa da solução. É representado pela letra grega τ (lê-se **tau**) e pode ser calculado pela seguinte expressão:

$$\tau = \frac{m_1}{m} = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

Considere, por exemplo, a seguinte solução:



Assim, o título (τ) dessa solução será:

$$\tau = \frac{10 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 0,1$$

Há, então, 10 g de soluto em 100 g de solução, o que corresponde à seguinte porcentagem: 10 para cada 100, ou seja, 10/100 ou, simplesmente, 10%, o que corresponde à **porcentagem em massa**.

O título (τ) multiplicado por 100% indica a porcentagem em massa do soluto presente na solução. No nosso exemplo:

$$\tau = 0,1 = 10\% \text{ em massa do soluto na solução.}$$

Partes por milhão (ppm) e partes por bilhão (ppb)

Atualmente, para indicar concentrações extremamente pequenas, principalmente de poluentes do ar, da terra e da água, usamos a unidade **partes por milhão**, representada por **ppm**, ou ainda **partes por bilhão**, representada por **ppb**.

ppm: indica a quantidade, em gramas, do soluto presente em 1 000 000 (10⁶) gramas da solução.

ppb: indica a quantidade, em gramas, do soluto presente em 1 000 000 000 (10⁹) gramas da solução.

Assim, temos:

- uma solução de 20 ppm contém 20g de soluto em 10⁶ g de solução;
- uma solução de 5 ppb contém 5g de soluto em 10⁹ g de solução;

Esses termos são frequentemente usados para soluções muito diluídas, nas quais a massa da solução é praticamente igual à massa do solvente.

Vejamus um exemplo prático da utilização do ppm:

De acordo com a padronização internacional, a água potável não pode conter mais do que $5,0 \cdot 10^{-5}$ mg de chumbo (Pb) por grama de água. Essa quantidade máxima permitida de Pb pode ser expressa em ppm da seguinte maneira:

$$\begin{array}{l} \text{Lembrando que:} \\ 1,0 \text{ g} \text{ ————— } 1000 \text{ mg} \\ x \text{ ————— } 5,0 \cdot 10^{-5} \text{ mg} \\ x = 5,0 \cdot 10^{-8} \text{ g de Pb} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{Logo, temos:} \\ 5,0 \cdot 10^{-8} \text{ g de Pb} \text{ ————— } 1 \text{ g de água} \\ x \text{ ————— } 10^6 \text{ g de água} \\ x = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ ppm} \\ \mathbf{x = 0,05 \text{ ppm}} \end{array}$$



QUÍMICA e AMBIENTE

Estabelecendo padrões ambientais

Em várias cidades brasileiras foram instalados painéis eletrônicos de rua que indicam a concentração de CO no ar. O padrão aceitável é de 9 ppm, sendo que em São Paulo já foram detectados valores de 13,4 ppm. Nas cidades menores, em que a frota de veículos é pequena, o teor de CO encontra-se por volta de 0,5 ppm.

Fonte: Companhia de Tecnologia e Saneamento Ambiental (Cetesb)

Atualmente, a preocupação com o ar "limpo", com a pureza da água potável e com a contaminação do solo está direcionada em se determinar quantidades extremamente pequenas (traços) de compostos potencialmente perigosos, como, por exemplo, o benzeno. Estudos indicam que, a partir de determinada concentração, esse produto pode causar leucemia em animais de laboratório e, conseqüentemente, em seres humanos.

Em vista disso, estabeleceu-se que a concentração permitida de benzeno no ar respirado pelos trabalhadores em indústrias que utilizam esse produto é de 10 ppm.

À medida que a tecnologia avança, aprimora-se também a capacidade de se determinarem traços de algumas substâncias. O aperfeiçoamento das técnicas analíticas trouxe uma série de novas questões para as quais ainda não há respostas.

Quando detectamos a presença de uma substância em ppb (partes por bilhão) ou ppt (partes por trilhão), não sabemos se essa substância pode ser considerada um novo exemplo de contaminação ou se ela já fazia parte do meio ambiente em níveis que não conseguíamos determinar. Fica a pergunta: qual a relação entre a quantidade em que uma substância pode ser determinada e a quantidade em que se torna perigosa para a saúde e o meio ambiente?





QUÍMICA e CORPO HUMANO

Água no corpo

Em média, num ser humano adulto a água corresponde a 60% de sua massa corpórea; nas crianças a 75%.

Por ser um excelente solvente, a água é essencial à vida. No interior das células, ela constitui um meio perfeito, que permite a mobilidade e a migração de outras moléculas. A água transporta, para o interior das células, moléculas como a glicose ($C_6H_{12}O_6$) e íons como o sódio (Na^+), o potássio (K^+) e o cálcio (Ca^{2+}), essenciais ao funcionamento do nosso corpo. Ela também transporta para fora da célula substâncias não desejáveis. Assim, as substâncias tóxicas produzidas nos processos metabólicos se dissolvem na água e podem ser eliminadas do organismo.

Outra função da água é a regulação da temperatura corpórea, feita por meio da transpiração.

Diariamente perdemos de 1 500 mL a 3 000 mL de água: a partir dos rins, na forma de urina; dos pulmões, pela respiração; da pele, pela transpiração; e do aparelho digestório, pelo trato gastrointestinal.

A água perdida deve ser continuamente reposta por meio de líquidos e de alimentos. Os processos metabólicos também produzem água nas células do nosso corpo.



Keam Doogye/Masterfile



Pixtal

93% de água.



Food Photo/Other Images

60% de água.



Pixtal

90% de água.



Mitch Hindl/PhotoDisc

87% de água.

Balanco da água em 24 horas

Ganha	Perdida
líquidos: 1 000 mL	urina: 1 500 mL
alimentos: 1 200 mL	transpiração: 300 mL
metabolismo: 300 mL	respiração: 300 mL
	fezes: 100 mL
Total: 2 500 mL	Total: 2 500 mL

A perda ou a não-reposição de 10% desse total de água causa uma desidratação séria, que pode ser fatal se chegar a 20%.

Título em volume e porcentagem em volume

Em soluções em que tanto o soluto como o solvente são líquidos, podemos estabelecer uma relação entre o volume de soluto e o volume de solução, denominada **título em volume** (τ_v):

$$\tau_v = \frac{\text{volume do soluto}}{\text{volume da solução}} = \frac{V_1}{V} \Rightarrow \tau_v = \frac{V_1}{V}$$

Tome-se como exemplo uma solução aquosa de álcool etílico usada como antisséptico e desinfetante, preparada pela adição de 70 mL de álcool puro à água suficiente para completar um volume de 100 mL de solução. Assim, temos:

$$\tau_v = \frac{70 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} = 0,7$$

Logo, podemos perceber que existem 70 mL de álcool em 100 mL de solução, o que corresponde a uma porcentagem em volume de 70%. Temos que:

$$\tau_v \cdot 100\% = \text{porcentagem em volume}$$

No exemplo citado:

$$0,7 \cdot 100\% = 70\% \text{ em volume}$$

Essa relação entre volume é freqüentemente utilizada em bebidas alcoólicas e no álcool comercial, sendo, nesses casos, indicada em graus Gay-Lussac (°GL).

No Brasil, a gasolina deve conter até 24% em volume de álcool anidro, ou seja, uma amostra de 100 mL da mistura deve registrar 24 mL de álcool anidro. Para calcular seu título, usa-se a expressão:

$$\tau_v = \frac{24 \text{ mL álcool}}{100 \text{ mL mistura}} = 0,24$$



Nesse álcool, em cada 100 mL da solução (álcool etílico + água), temos 96 mL de álcool etílico. Logo, o seu título em volume é 0,96 e sua porcentagem em volume é 96% (96°GL).

Thales Trigo

Thales Trigo

Thales Trigo



QUÍMICA e SEGURANÇA

Concentração Teste do bafômetro

Uma aplicação do título em volume é a utilização de "bafômetros" para determinar o teor alcoólico sanguíneo dos motoristas.

Dirigir com teor alcoólico sanguíneo superior a 0,1% em volume é considerado ilegal. Uma pessoa com esse teor alcoólico apresenta, para cada litro de sangue, 1 mL de álcool.

Esse valor pode ser obtido da seguinte maneira:

$$\tau_v \cdot 100\% = \% \text{ em volume}$$

$$\frac{V_1}{V} \cdot 100\% = \% \text{ em volume}$$

$$\frac{V_1}{1 \text{ L}} \cdot 100\% = 0,1\%$$

$$V_1 = \frac{0,1\%}{100\%} = 0,001 \text{ L} = 1 \text{ mL}$$



Exercícios Fundamentais

1. Uma solução foi preparada pela dissolução de 40 gramas de açúcar em 960 gramas de água. Determine seu título e sua porcentagem em massa.

Observe a foto e responda as questões de 2 a 7.

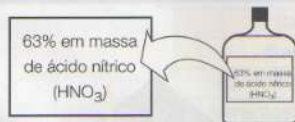


2. Escreva a fórmula do soluto.
3. Escreva a fórmula do solvente.

4. Determine o título em massa desse soro fisiológico.
5. Qual é a massa de soluto existente em 100 g de solução?
6. Qual é a massa do solvente existente em 100 g de solução?
7. Determine as massas de soluto e solvente existentes em 500 g de solução.
8. Na análise de um determinado leite em pó, foi verificada a existência de 3,2 ppm de chumbo. Determine a massa em gramas de chumbo que há em, 1,0 kg desse leite.
9. Segundo o US Public Health Service (Serviço de Saúde Pública dos Estados Unidos), a água potável deve ter, no máximo, 0,05% de sais dissolvidos. Transforme essa porcentagem em massa em ppm.
10. Considere que o ar contém 1,0% em volume do gás nobre argônio. Transforme a porcentagem em volume em ppm em volume.

Testando seu Conhecimento

1. (UFF-RJ) Dissolveram-se 4,6 g de NaCl em 500 g de água "pura", fervida e isenta de bactérias. A solução resultante foi usada como soro fisiológico na assepsia de lentes de contato. Assinale a opção que indica o valor aproximado da porcentagem, em peso, de NaCl existente nesta solução.
a) 0,16%. c) 0,46%. e) 2,30%.
b) 0,32%. d) 0,91%.
2. Calcule a massa, em gramas, do solvente contido em uma bisnaga de xilocaina a 2% e massa total 250 g.
3. Um frasco, existente no laboratório, apresenta o seguinte rótulo:



Com base nesse rótulo, resolva:

- a) Qual é a massa de ácido nítrico (HNO_3) existente em 100 gramas da solução?
b) Qual é a massa de água existente em 100 gramas da solução?
c) Determine as massas de água e ácido nítrico presentes em 500 gramas dessa solução.
d) Qual é o título dessa solução?
4. (UFScar — mod.) O flúor tem um papel importante na prevenção e controle da cárie dentária. Estudos demonstram que, após a fluoretação da água, os índices de cáries nas populações têm diminuído. O flúor também é adicionado a produtos e materiais odontológicos. Suponha que o teor de flúor em determinada água de consumo seja 0,9 ppm (partes por milhão) em massa. Considere a densidade da água 1 g/mL e, com base no texto, responda:
- I. Qual é a massa em gramas de flúor presente em 10^6 g dessa água?
II. Qual é a massa em gramas de flúor presente em 1 000 g dessa água?
III. Qual é a massa em gramas de flúor presente em 1,0 L dessa água?
IV. Se você ingerir 2,0 L dessa água por dia, qual será a massa em gramas de flúor ingerida após 30 dias?
5. (Puccamp-SP) A dispersão dos gases SO_2 , NO_2 , O_3 , CO e outros poluentes do ar fica prejudicada quando ocorre a inversão térmica. Considere que numa dessas ocasiões a concentração do CO seja de 10 volumes em $1 \cdot 10^6$ volumes de ar (10 ppm = 10 partes por milhão). Quantos m^3 de CO há em $1 \cdot 10^3 \text{ m}^3$ do ar?
a) 100. c) 1,00. e) 0,010.
b) 10,0. d) 0,10.
6. (FGV-SP) Dizer que uma solução desinfetante "apresenta 1,5% de cloro ativo" é equivalente a dizer que a concentração de cloro ativo nessa solução é:
a) $1,5 \cdot 10^6$ ppm. c) 150 ppm. e) 15 000 ppm.
b) $1,5 \cdot 10^{-2}$ ppm. d) 1,5 ppm.

Com base nas informações seguintes, responda as questões 7 e 8:

A mistura de álcool e água é sempre homogênea, em qualquer proporção. O conteúdo de álcool na mistura pode ser expresso de diversas maneiras. No comércio, por exemplo, as garrafas de álcool costumam apresentar essa informação expressa como sendo 96,0 GL e/ou 92,8 °INPM.

(°GL indica a porcentagem em volume de álcool na mistura; °INPM indica a porcentagem em massa de álcool na mistura.)

7. Determine os volumes em litros de água e álcool presentes em 10,0 L do álcool mencionado.
8. Qual é a massa de água presente em 500 g do álcool mencionado?

Concentração em mol/L ou concentração molar ou molaridade (m_L)

É a relação entre o número de mol do soluto e o volume da solução em litros:

$$m_L = \frac{n^{\circ} \text{ de mol do soluto}}{\text{volume da solução (L)}} \quad m_L = \frac{n_1}{V(L)} \quad \text{ou} \quad m_L = \frac{m_1}{M_1 V(L)}$$

Vamos calcular a concentração em mol/L de uma solução:

Assim, teremos:

$$m_L = \frac{4,0 \text{ g}}{40 \text{ g/mol} \cdot 1,0 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L} \quad \text{ou} \quad 0,1 \text{ molar} = 0,1 \text{ M}$$

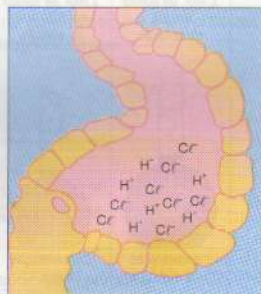
Logo, a solução contém 0,1 mol de soluto para cada 1 litro da solução.

Em cada 100 mL (0,10 L) de suco gástrico produzido pelo estômago durante o processo de digestão, existe 0,0010 mol de ácido clorídrico (HCl). A molaridade dessa solução é dada por:

$$m_L = \frac{n_1}{V(L)} = \frac{0,0010 \text{ mol}}{0,10 \text{ L}} \quad m_L = 0,01 \text{ mol/L} \quad \text{ou} \quad 0,01 \text{ M} \quad \text{ou} \quad [\text{HCl}] = 0,01 \text{ mol/L}$$

ou 0,0010 mol de HCl ——— 100 mL de solução
x ——— 1000 mL de solução (1,0 L)

$$x = 0,01 \text{ mol de HCl} \Rightarrow 0,01 \text{ mol de HCl em 1 L} = 0,01 \text{ M}$$



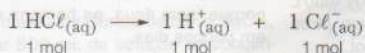
Concentração em mol/L dos íons

Algumas substâncias originam íons quando dissolvidas em água.

Se conhecermos as fórmulas das substâncias dissolvidas em água e a molaridade de suas soluções, temos condições de determinar as concentrações molares dos íons presentes nessas soluções. Veja a seguir alguns exemplos.

1º exemplo — Determinação das concentrações em mol/L dos íons H^+ e Cl^- em uma solução aquosa 0,01 M de HCl.

Considerando que o HCl se ioniza totalmente, segundo a equação:



podemos perceber que 1 mol de HCl origina 1 mol de H^+ e 1 mol de Cl^- ; assim, o número de mol de H^+ e Cl^- é igual ao número de mol de HCl com que foi preparada a solução.

Como a solução é 0,01 M de HCl, em 1 litro dela foi dissolvido 0,01 mol de HCl, que originou 0,01 mol de H^+ e 0,01 mol de Cl^- . Portanto, as concentrações dos íons H^+ e Cl^- são iguais a 0,01 M.

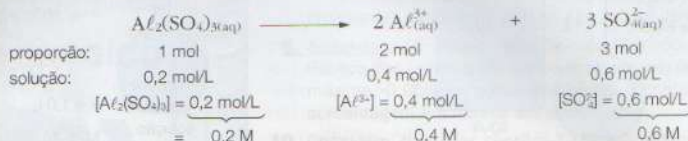
Esquemáticamente, temos:



proporção: 1 mol 1 mol 1 mol
solução (0,01 M): 0,01 mol/L 0,01 mol/L 0,01 mol/L

A concentração molar ou em mol/L dos íons presentes na solução é proporcional ao número de mol de cada íon, ou seja, é proporcional aos seus respectivos coeficientes na equação de ionização ou de dissociação.

2º exemplo — Determinação das concentrações em mol/L dos íons Al^{3+} e SO_4^{2-} em uma solução aquosa 0,2 mol/L de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.



Exercícios Fundamentais

1. Prepararam-se quatro soluções conforme a ilustração:

1 mol de soluto em 1 L de solução	1 mol de soluto em 500 cm ³ de solução	2 mol de soluto em 250 cm ³ de solução	0,3 mol de soluto em 250 cm ³ de solução
Concentração a mol/L	Concentração b mol/L	Concentração c mol/L	Concentração d mol/L

Determine os valores de **a, b, c e d**.

2. Foram adicionados 3,42 g de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ em água, originando uma solução de 500 mL. (Massas atômicas: C = 12; H = 1; O = 16.)

Com base nessas informações, responda:

- Qual o valor da massa do soluto (m_1)?
- Qual o valor da massa molar do soluto (M_1)?
- Qual o volume da solução em litros?
- Qual o valor da concentração da solução em mol/L?

3. Determine a massa em gramas de KOH necessária para preparar 2,0 L de solução 0,25 mol/L. (Massa molar do KOH = 56 g/mol.)

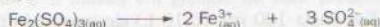
4. Uma solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,01 mol/L contém 9,8 g de H_2SO_4 . Determine o volume em litros dessa solução. (Massa molar do H_2SO_4 = 98 g/mol.)

5. Calcule a concentração em mol/L dos íons Ca^{2+} e Cl^- em uma solução 0,02 mol/L de CaCl_2 :



Proporção	1 mol	1 mol	2 mol
Solução 0,02 mol/L	0,02 mol	x	y

6. Determine a concentração em mol/L dos íons Fe^{3+} e SO_4^{2-} presentes em uma solução aquosa 0,01 mol/L de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:



(PAS-UnB-DF) Os exercícios **7** e **8** se baseiam no seguinte texto:

– Professor, nas provas das duas etapas anteriores, a 1
questões pareciam tratar das coisas boas que há em nosso país. Eu e Pedro estamos tentando prever o que de bom em 4
nosso país poderia ser focado na próxima prova. Talvez 4
algo ligado ao meio ambiente, que está na moda.

– É, professor, o que você acha do tema água, já que 7
todo mundo diz que a gente tem de montão e ainda vai 7
faltar? – pergunta Pedro.

– Vocês têm razão. A água realmente é um tema im- 10
portante nos dias atuais. A água serve ao abastecimento, 10
à irrigação, à produção de energia e à navegação, entre 10
outras coisas. Muitas vezes, esses usos geram conflitos, 13
ou se tornam inviáveis no seu conjunto, devido à poluição 13
e às ações impactantes do homem.

– A gente, então, podia falar desse assunto – sugere Luís.

– A Política Nacional de Recursos Hídricos, instituída 16
em 1997 para promover o uso racional dos recursos hí- 16
dricos, preconiza uma gestão participativa desses recur- 16
sos com a presença do Estado e da sociedade civil, de 19
forma a contemplar seus usos múltiplos, e diz que, em 19
situação de escassez, o uso prioritário da água é para 22
consumo humano e dessedentação de animais. Isso 22
porque, sem água, os homens e outros animais morrem 22
em poucos dias.

– Eu aprendi que 40% do nosso corpo corresponde à 25
água – cochicha Pedro para Luís.

– Conforme já discutimos em uma de nossas aulas, quan- 28
do temos uma infecção intestinal, provocando diarreia, 28
perdemos muita água do corpo, o que nos obriga, rapida- 28
mente, a fazer reidratação com soro. Lembram-se da campa- 31
nha do soro caseiro? Do experimento que fizemos em sala? 31

– É, professor! E eu confirmei, lendo o folheto distribuído pela Secretaria de Saúde, que o soro caseiro é feito naquela proporção, mesmo: 1 litro de água fervida fria para 1 colher de chá rasa de sal e 4 colheres de sopa cheias de açúcar. E, assim como nós experimentamos em sala, o gosto desse soro tem que ser parecido com o da lágrima, não pode ser mais salgado que ela.

– Isso mesmo – concorda o professor. – É importante que a água seja previamente fervida.

– Só não estou bem lembrado de uma coisa, professor: a fervura é para facilitar a diluição do sal e do açúcar? – Indaga Luísa.

– E aí, Pedro, você sabe responder? Não? Então, vocês dois vão pesquisar em casa. Depois, a gente conversa a respeito. Vamos lembrar de outras coisas importantes de nossas aulas. Como nós lemos naquele artigo de jornal, nas áreas rurais, onde normalmente não existe abastecimento coletivo com água tratada, é comum ocorrerem problemas de diarreia, sobretudo em crianças. A perda de água do corpo (ou a insuficiente ingestão de água), de forma regular, pode trazer como consequências, também, a sobrecarga dos rins e o aumento do risco de acidentes cardiovasculares.

7. Julgue os itens seguintes:

- I. De acordo com o descrito nas linhas 25 e 26, o que Pedro cochichou para Luísa, com relação à presença da água em nosso corpo, é correto.

- II. A "diarreia" (l. 28) a que se referiu o professor tem o mesmo grau de periculosidade em crianças e adultos.
 III. O "gosto" (l. 37) a que se refere um dos alunos é percebido por quimiorreceptores localizados em uma região específica da língua para a detecção do sabor doce.
 IV. Na situação descrita pelo professor nas linhas de 50 a 54, para evitar a sobrecarga dos rins, o corpo humano dispõe de hormônios osmorreguladores que interferem na permeabilidade das membranas das células nos túbulos no interior dos rins.

8. Considerando que 1 colher de chá rasa de sal corresponda a 1 g de sal (NaCl) e que 4 colheres de sopa cheias de açúcar correspondam a 10 g de açúcar, julgue os itens a seguir.

- I. Sabendo que, à temperatura ambiente, o coeficiente de solubilidade do sal é igual a 35 g/100 g de H₂O, é correto concluir que o soro caseiro é uma solução saturada, nessa temperatura.
 II. Se em duas formas idênticas para feita de gelo forem colocados, separadamente, água fervida e soro caseiro, e ambas forem inseridas em um mesmo congelador, o gelo de soro caseiro será obtido primeiro.
 III. Sabendo que $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g/mol}$ e que $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$, no soro caseiro, a concentração em quantidade de matéria do sal é superior a $1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.
 IV. Um exemplo de acidente cardiovascular é a trombose, quando associada à arteriosclerose.

Testando seu Conhecimento

1. (Unioeste-PR) Sabendo-se que a massa molar do lítio é 7,0 g/mol, a massa de lítio contida em 250 mL de uma solução aquosa de concentração 0,160 mol/L de carbonato de lítio é:

- a) 0,560 g. c) 0,280 g. e) 0,080 g.
 b) 0,400 g. d) 0,160 g.

2. (UFRRN) O agrônomo de uma usina de açúcar solicitou uma avaliação do teor de sacarose contida em um determinado lote de cana-de-açúcar. Para isso, foi entregue ao químico uma amostra de 2,0 litros de caldo de cana para determinar a concentração de sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁). (Massa molar de sacarose: 342 g/mol.)

Ao receber o resultado da análise, expresso em molaridade (0,25 M), o auxiliar de escritório, não conseguindo decifrá-lo, recorreu ao gerente. Este calculou que a massa de sacarose contida nos 2,0 litros de caldo de cana, de concentração 0,25 mol/L, era:

- a) 42,7 g. c) 2 370 g.
 b) 85,5 g. d) 171 g.

3. (Unioeste-PR) Calcular a massa de cloreto de bário, BaCl₂, necessária para preparar 500 mL de solução de concentração 0,5 mol/L. (Massas molares: Ba = 137 g/mol e Cl = 35,5 g/mol.)

4. (UFAL) A solubilidade de um sal é definida como a concentração molar de uma solução aquosa saturada desse sal. A solubilidade de um sal hipotético A é 1,0 mol/L. Qual o número máximo de moléculas de A que conseguimos dissolver em 30 mL de água?

- a) 0,03. d) $5,0 \cdot 10^{-26}$.
 b) $1,8 \cdot 10^{22}$ e) $6,0 \cdot 10^{23}$.
 c) $2,0 \cdot 10^{25}$.

5. (UFMS-RS) Tem-se uma série de soluções de FeCl₃ · 6 H₂O cuja massa molar é igual a 270 g/mol. Sabendo que, em 100 mL, 200 mL, 300 mL e 400 mL de água, estão contidos, respectivamente, 2,7 g, 5,4 g, 8,1 g e 10,8 g desse sal, a molaridade das substâncias obtidas é, respectivamente:

- a) 1; 2; 3; 4.
 b) 0,1; 0,1; 0,1; 0,1.
 c) 2,7; 5,4; 8,1; 10,8.
 d) 0,1; 0,2; 0,3; 0,4.
 e) 0,27; 0,54; 0,81; 1,08.

6. (UFScar-SP) Soro fisiológico contém 0,900 gramas de NaCl, massa molar = 58,5 g/mol, em 100 mL de solução aquosa. A concentração do soro fisiológico, expressa em mol/L, é igual a:

- a) 0,009. d) 0,154.
 b) 0,015. e) 0,900.
 c) 0,100.

7. (Cesgranrio-RJ) Se, numa análise de sangue, constata-se a presença de 345 mg de sódio em 100 mL de plasma, está correto afirmar que essa concentração, expressa em mol/L, será igual a:

- a) 0,30. c) 0,20. e) 0,10.
 b) 0,25. d) 0,15.

8. (UFV-MG) A concentração de uma solução saturada de CaSO_4 é $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- a) Para preparar 0,5 L de solução saturada de CaSO_4 , são necessários ... mol de CaSO_4 .
- b) Para preparar 0,5 L de solução saturada de CaSO_4 , são necessários ... g de CaSO_4 .
9. (PIAS) São dadas as informações seguintes, constantes no rótulo de uma marca de água mineral. Qual das alternativas abaixo está correta?

Íon	Teor (g/L)
K^+	0,00195
Na^+	0,01035
Ca^{2+}	0,01320
Mg^{2+}	0,00486

- a) A composição total de elementos alcalinos é igual a 0,0123 g/L.
- b) Em termos de molaridade, a concentração de íons cálcio é maior do que para os íons sódio.
- c) Nesta tabela estão relacionados cátions e ânions.
- d) A composição total de cátions é igual a 0,30 g/L.
10. (Unimontes-MG) A água é classificada como dura quando contém íons cálcio e/ou magnésio (massas atômicas: $\text{Mg} = 24$; $\text{Ca} = 40$), que formam sais insolúveis com os ânions dos sabões, impedindo a formação de espumas. Em termos químicos, o índice de dureza em mol/L é definido como a soma das concentrações desses íons. Uma amostra de 500 mL de água contendo 0,0040 g de íon cálcio e 0,0012 g de íon magnésio apresenta um índice de dureza igual a:
- a) 0,0002.
- b) 0,0001.
- c) 0,0003.
- d) 0,0004.

11. (Puccamp-SP) Para produzir 1,0 tonelada de açúcar refinado (sacarose) da beterraba, são necessárias 8,0 toneladas de beterrabas açucareiras que, para o plantio, requerem uma área de $1,8 \cdot 10^3 \text{ m}^2$. Sendo assim, o preparo de 100 litros de solução aquosa 1 mol/L do açúcar, requer uma área de plantio próxima de:
- (Massa molar da sacarose = $3,4 \cdot 10^2 \text{ g/mol}$)
- a) 10 m^2 . c) 40 m^2 . e) 60 m^2 .
- b) 20 m^2 . d) 50 m^2 .

12. (UFPA) A concentração em mol/L dos íons nitrato em uma solução aquosa 0,25 molar de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ é igual a:
- a) 0,25 mol/L. d) 1,0 mol/L.
- b) 0,125 mol/L. e) 0,75 mol/L.
- c) 0,50 mol/L.

13. (UFMG) O Ministério da Saúde estabelece os valores máximos permitidos para as concentrações de diversos íons na água destinada ao consumo humano. Os valores para os íons $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$ e $\text{F}_{(\text{aq})}^-$ estão apresentados nesta tabela:

Íon	$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$	$\text{F}_{(\text{aq})}^-$
Concentração máxima permitida (mol/L)	$3,0 \cdot 10^{-6}$	$8,0 \cdot 10^{-5}$

Um volume de 1000 L de água contém $3,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de $\text{CuF}_{2(\text{aq})}$. Considerando-se a concentração desse sistema, é correto afirmar que:

- a) apenas a concentração de $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$ ultrapassa o valor máximo permitido.
- b) apenas a concentração de $\text{F}_{(\text{aq})}^-$ ultrapassa o valor máximo permitido.
- c) as concentrações de $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$ e $\text{F}_{(\text{aq})}^-$ estão abaixo dos valores máximos permitidos.
- d) as concentrações de $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$ e $\text{F}_{(\text{aq})}^-$ ultrapassam os valores máximos permitidos.

Relação entre concentração comum (C), título (τ), densidade (d) e concentração em mol/L (m_L)

$$C = \frac{m_1}{V(\text{L})}$$

$$\tau = \frac{m_1}{m}$$

$$d = \frac{m}{V(\text{L})}$$

$$m_L = \frac{m}{M_1 \cdot V}$$

$$m_1 = C \cdot V = \tau \cdot m$$

$$C = \tau \cdot \frac{m}{V}$$

$$C = \tau \cdot d$$

$$m_L \cdot M_1 = C$$

$$C = \tau \cdot d^* = m_L \cdot M_1$$

Assim, temos:

Ao utilizarmos essa relação, a densidade (d^*) deve estar expressa em g/L.

Exercícios Fundamentais

- Uma solução aquosa de ácido clorídrico (HCl), utilizado para análise em laboratório, apresenta densidade 1,190 g/L e título 36%. Determine a sua concentração (C) em g/L.
- Determine o título de uma solução aquosa de H_2SO_4 de concentração 500 g/L e densidade igual a 1,250 g/L.
- Uma solução aquosa 1,5 mol/L de ácido acético apresenta qual concentração em g/L? (Massa molar do ácido acético = 60 g/mol.)
- (UEM-PR) Qual a molaridade de uma solução aquosa de hidróxido de sódio que apresenta $C = 80$ g/L? (H = 1; Na = 23; O = 16.)
- (PUC-MG) Uma solução aquosa de $CuBr_2$ (M = 224 g/mol) tem concentração igual a 22,4 g/L e densidade praticamente igual a 1 g/mL. A concentração mol/L dessa solução é igual a, aproximadamente:
 - 0,10.
 - 0,16.
 - 0,22.
 - 1,00.
 - 2,26.

Testando seu Conhecimento

- (Fuvest-SP) Uma dada solução aquosa de hidróxido de sódio contém 24% em massa de NaOH. Sendo a densidade da solução 1,25 g/mL, sua concentração, em g/L, será aproximadamente igual a:
 - 300.
 - 240.
 - 125.
 - 80.
 - 19.
- (UFRS) O formol é uma solução aquosa de metanal (HCHO) a 40%, em massa, e possui densidade de 0,92 g/mL. Essa solução apresenta:
 - 920 g de metanal em 1 L de água.
 - 40 g de metanal em 100 mL de água.
 - 4 g de metanal em 920 g de solução.
 - 4 g de metanal em 10 g de solução.
 - 9,2 g de metanal em 100 mL de água.
- (UFMS-RS) Na Copa do Mundo, a FIFA submeteu os atletas a rigoroso controle de dopagem, também adotado pelo comitê dos jogos olímpicos da Austrália. Entre as várias substâncias proibidas, está, na classe dos estimulantes, a cafeína (massa molar da cafeína = 196 g/mol), caso seja detectada, na urina, em concentração superior a $12 \cdot 10^{-6}$ g/L de urina (12 μ g/L). A fórmula estrutural da cafeína é:
- (UFRS) Um aditivo para radiadores de automóveis é composto de uma solução aquosa de etilenoglicol. Sabendo que em um frasco de 500 mL dessa solução existem cerca de 5 mol de etilenoglicol ($C_2H_6O_2$), a concentração comum dessa solução, em g/L, é:

(Massas molares (g/mol):
H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0.)

 - 0,010.
 - 0,62.
 - 3,1.
 - 310.
 - 620.
- (MACK-SP) No tratamento de madeira usada em cercas, dentre várias substâncias, usa-se uma solução aquosa a 25% de ácido bórico ($d = 1,25$ g/cm³). A concentração molar desta solução é aproximadamente igual a:
 - 5,0 M.
 - 3,0 M.
 - 5,4 M.
 - 2,0 M.
 - 4,6 M.

(Massa molar do $H_3BO_3 = 62$ g/mol.)
- (UFSCAR-SP) Para o combate à dengue, as Secretarias de Saúde orientam as pessoas para que não deixem água parada em vasos e plantas; estas devem ser regadas com solução de água sanitária contendo cerca de uma colher de sopa de água sanitária por litro de água. Um litro de água sanitária contém cerca de 0,34 mol de hipoclorito de sódio (NaOCl). Qual é o teor percentual em massa de NaOCl (massa molar 74,5 g/mol) na água sanitária que tem densidade igual a 1,0 g/mL?

- (UERJ) Algumas soluções aquosas vendidas no comércio com nomes especiais são mostradas a seguir:

Nome do produto	Fórmula do soluto predominante	% do soluto em massa	Massa molar (g/mol)
soro fisiológico	NaCl	0,9%	58
vinagre	$C_2H_4O_2$	5%	60
água sanitária	NaClO	2%	74,5
água oxigenada	H_2O_2	3%	34

Considerando que a densidade das soluções é de 1,0 g/mL e que as soluções são formadas exclusivamente pelo soluto predominante e pela água, o produto que apresenta a maior concentração em quantidade de matéria, mol \cdot L⁻¹, é:

- soro.
 - vinagre.
 - água sanitária.
 - água oxigenada.
- (UFAL) A concentração de lactose no leite "longa-vida integral" é cerca de 5,0 g/100 mL. Calcule essa concentração em mol de lactose por litro de leite. (Massa molar da lactose = 342 g/mol.)



QUÍMICA e SAÚDE

A água oxigenada: uma solução aquosa

A água oxigenada, normalmente comercializada em farmácias, na verdade é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio [$\text{H}_2\text{O}_{2(aq)}$], em cujo rótulo aparecem indicações do tipo “10 volumes”, “20 volumes” etc.

A água oxigenada é uma solução líquida incolor e transparente que pode apresentar aspecto viscoso em altas concentrações (100 volumes), sendo usada, neste caso, em laboratórios e indústrias. Na concentração de 10 volumes, ela é utilizada como agente bactericida nos ferimentos externos e em gargarejos, por ter ação antisséptica. Em outras concentrações, também é utilizada como alvejante de tecidos, peles de animais, pêlos e cabelos.

Dentre seus muitos usos, pode-se citar ainda seu emprego:

- na indústria alimentícia, como conservante;
- na agricultura, como bactericida e fungicida de sementes;
- na restauração de pinturas a óleo, para regenerar as cores brancas que escurecem pela ação de alguns poluentes atmosféricos.

As aplicações da água oxigenada estão relacionadas, na realidade, com a formação de átomos de oxigênio (oxigênio nascente: [O]), altamente reativo, produzidos na decomposição do peróxido de hidrogênio:



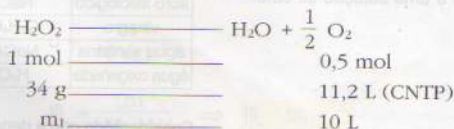
Outra maneira bastante comum de representarmos a decomposição do peróxido de hidrogênio é dada por:



Você já deve ter notado que a água oxigenada é vendida em frascos escuros ou em plásticos opacos. Isso se deve ao fato de a luz ser um dos fatores responsáveis pela sua decomposição (fotólise), na qual ocorre a liberação de gás oxigênio. Assim, as concentrações das soluções de água oxigenada são definidas em função do volume de $\text{O}_{2(g)}$ liberado (medido nas CNTP) por unidade de volume da solução.

Dessa maneira, uma água oxigenada de concentração 10 volumes libera 10 litros de $\text{O}_{2(g)}$ por litro de solução. Para obtermos 1 litro de uma solução de água oxigenada a 10 volumes, devemos dissolver uma massa (m_1) de H_2O_2 em água, que irá liberar, na sua decomposição, 10 litros de O_2 , medidos nas CNTP.

A determinação da massa (m_1) é feita da seguinte maneira, conhecendo-se a massa molar do H_2O_2 , que é 34 g mol^{-1} .



$$m_1 = \frac{34 \text{ g} \cdot 10 \text{ L}}{11,2 \text{ L}} \Rightarrow m_1 = 30,3 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}_2$$

Assim, a massa $m_1 = 30,3 \text{ g}$ de H_2O_2 é a necessária para produzir 1,0 litro de solução de água oxigenada a 10 volumes.



Fração molar ou fração em mol (x)

Fração molar é a relação entre as quantidades de matéria em número de mol dos componentes de uma solução; portanto, pode ser definida tanto para o soluto quanto para o solvente.

O cálculo das frações molares é feito relacionando-se o número de mol do soluto (n_1) ou o número de mol de solvente (n_2) com o número de mol da solução (n).

LEMBRE-SE:

O número de mol da solução (n) é a soma do número de mol do soluto (n_1) com o número de mol do solvente (n_2):

$$n = n_1 + n_2$$

Assim, temos:

Fração molar do soluto (x_1)

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{n_1}{n}$$

Observe um fato interessante:

$$x_1 + x_2 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} + \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{n_1 + n_2}{n_1 + n_2} = 1$$

Ou seja, a soma das frações molares dos componentes de uma solução sempre será igual a 1.

Tome-se, como exemplo, a solução a seguir:

17,1 g de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
soluto
(massa molar: $342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

solução

17,1 mL de água (H_2O)
 $d = 1 \text{ g/mL}$
solvente
(massa molar: $18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Para determinar as frações molares do soluto e do solvente, devemos inicialmente determinar seus respectivos números de mol:

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{17,1 \text{ g}}{342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,05 \text{ mol} \quad n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{17,1 \text{ g}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,95 \text{ mol}$$

Assim, as frações molares podem ser calculadas pelas expressões:

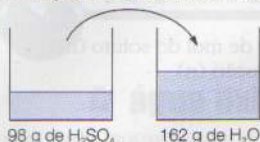
$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{0,05}{0,05 + 0,95} = 0,05 \quad x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{0,95}{0,05 + 0,95} = 0,95$$

Observe que x_2 poderia ter sido determinado de outra maneira, pois, como já era conhecido o valor de $x_1 = 0,05$, e sabendo que:

$$x_1 + x_2 = 1 \\ 0,05 + x_2 = 1 \Rightarrow x_2 = 0,95$$

Exercícios Fundamentais

1. Observe a ilustração e responda aos itens seguintes:



(Massas atômicas: H = 1; O = 16; S = 32.)

- Qual o valor da massa do soluto?
 - Qual o valor da massa molar do soluto?
 - Qual o valor da massa do solvente?
 - Qual o valor da massa molar do solvente?
 - Determine o número de mol do soluto.
 - Determine o número de mol do solvente.
 - Determine a fração molar (fração em mol) do soluto.
 - Determine a fração em mol do solvente.
2. Uma solução foi preparada dissolvendo-se 72 g de glicose ($C_6H_{12}O_6$) em 172,8 g de água. Determine as frações molares do soluto e do solvente. (Massas molares $C_6H_{12}O_6 = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $H_2O = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

Testando seu Conhecimento

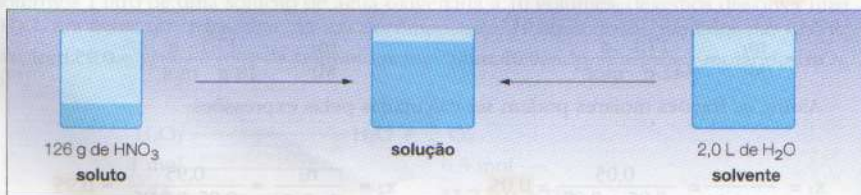
- (FUERN) Uma solução preparada tomando-se 1 mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$) e 99 mol de água (H_2O) apresenta frações molares de soluto e solvente, respectivamente, iguais a:
 - 0,18 e 0,82.
 - 0,82 e 0,18.
 - 0,90 e 0,10.
 - 0,10 e 0,90.
 - 0,01 e 0,99.
- Uma solução aquosa de NaOH apresenta uma fração molar do soluto igual a 0,3. Determine o número de mol da água, sabendo-se que o número de mol do NaOH é 0,3 mol.
- (UFF-RJ) Uma solução contém 18,0 g de glicose ($C_6H_{12}O_6$), 24,0 g de ácido acético ($C_2H_4O_2$) e 81,0 g de água (H_2O). Qual a fração molar de ácido acético na solução? (Massas molares: $H_2O = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $C_6H_{12}O_6 = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $C_2H_4O_2 = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)
- A fração molar do KOH em uma solução aquosa é igual a 0,05. Se o número de mol total da solução é igual a 10, determine a massa do KOH e de H_2O presentes nessa solução. (Massas molares: $KOH = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $H_2O = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

Molalidade (W)

Essa outra maneira de indicar a concentração de uma solução relaciona a quantidade de matéria em número de mol do soluto (n_1) que se encontra dissolvido em 1 kg do solvente. Assim, temos:

$$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

Veja o exemplo a seguir, de uma solução de ácido nítrico, HNO_3 , cuja massa molar é 63 g/mol, e água (densidade 1,0 g/mL):



Para determinarmos a molalidade da solução, devemos determinar inicialmente o número de mol do soluto (n_1):

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{126 \text{ g}}{63 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2 \text{ mol}$$

E, a seguir, precisamos determinar a massa do solvente (m_2) em quilogramas (kg):

$$\begin{aligned} 1 \text{ mL de água} & \text{ ————— } 1 \text{ g de água} \\ 2 \text{ L} = 2000 \text{ mL de água} & \text{ ————— } x \\ x = 2000 \text{ g de água} & = 2 \text{ kg de água} \end{aligned}$$

Assim, essa solução é formada por 2 mol de soluto dissolvidos em 2 kg de solvente; portanto, contém 1 mol de soluto para 1 kg do solvente. Sendo assim, a solução é considerada 1 molal. Na expressão, temos:

$$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ kg}} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 1 \text{ molal}$$

A molalidade é muito útil quando trabalhamos com soluções cuja temperatura pode variar, pois no seu cálculo não utilizamos medidas de volume, que podem variar com a temperatura. Concentrações expressas em **molalidade**, **fração molar**, **porcentagem em massa** e **título** são independentes da temperatura.

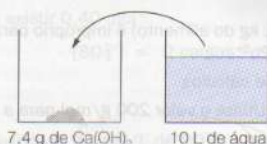
Um fato experimental que convém ser ressaltado é que, nas **soluções aquosas diluídas** que contêm quantidade igual ou inferior a 0,1 mol de soluto por 1 litro de água, as concentrações expressas em **molaridade**, mol/L (M), e **molalidade** (W) são aproximadamente **iguais numericamente**.

Assim, uma solução aquosa 0,1 molal pode ser considerada como sendo 0,1 mol/L. Isso se deve ao fato de que 1 kg de água apresenta um volume de 1,0 L.

Exercícios Fundamentais

1. Observe a ilustração e responda aos itens seguintes:

(Massas atômicas: Ca = 40; H = 1; O = 16. Densidade da água = $1,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.)



- Qual é a massa do soluto?
- Qual é a massa molar do soluto?
- Qual é a massa em quilogramas do solvente?

- Determine o número de mol do soluto.
- Determine a molalidade da solução.

- Uma solução aquosa 0,2 molal de NaOH ($\text{NaOH} = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) contém 5000 g de água. Determine a massa em gramas de NaOH presente na solução.
- (ITA-SP) O rótulo de um frasco diz que ele contém solução 1,50 molal de LiNO_3 em etanol. Isto quer dizer que a solução contém:
 - 1,50 mol de LiNO_3 /quilograma de solução.
 - 1,50 mol de LiNO_3 /litro de solução.
 - 1,50 mol de LiNO_3 /quilograma de etanol.
 - 1,50 mol de LiNO_3 /litro de etanol.
 - 1,50 mol de LiNO_3 /mol de etanol.

Testando seu Conhecimento

1. Considere o texto:

"Uma solução aquosa 2 molal de NaNO_3 apresenta mol do soluto para cada kg de solvente. Assim, se desejarmos preparar uma solução de igual molalidade utilizando 10 kg do solvente, necessitaremos de mol de soluto."

Identifique as expressões que completam corretamente as lacunas.

- (PUC-MG) Uma solução aquosa 2 molal de H_3PO_4 contém:
 - 2 mol de H_3PO_4 dissolvidos em 1 mol de água.
 - 2 mol de H_3PO_4 dissolvidos em 1000 g de água.
 - 2 mol de H_3PO_4 dissolvidos em água suficiente para 1 L de solução.

d) 2 mol de H_3PO_4 dissolvidos em 1 L de água.

e) 2 mol de H_3PO_4 dissolvidos em água para originar 1000 g de solução.

- Calcule a molalidade (W) de uma solução aquosa obtida pela dissolução de 24,5 gramas de ácido sulfúrico em 1000 gramas de água. (Massa molar do $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)
- Uma solução 0,2 molal de glicose foi preparada utilizando-se 500 gramas de água. Qual a massa de glicose presente nessa solução? (Massa molar da glicose = $180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)
- Determine a molalidade (W) e a molaridade (M) de uma solução obtida pela dissolução de 3,65 gramas de gás clorídrico (HCl) em 1000 gramas de água, originando 1,0 L de solução. (Massa molar do $\text{HCl} = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

Exercícios Resolvidos

1. (ENCE-UERJ-Cefet-UFRJ) Para a prevenção de cáries, em substituição à aplicação local de flúor nos dentes, recomenda-se o consumo de "água fluoretada". Sabendo que a porcentagem, em massa, de fluoreto de sódio na água é de $2 \cdot 10^{-4}\%$, um indivíduo que bebe 1 litro dessa água, diariamente, terá ingerido uma massa desse sal igual a: (Densidade da água fluoretada: 1,0 g/mL.)

- a) $2 \cdot 10^{-3}$ g. b) $3 \cdot 10^{-3}$ g. c) $4 \cdot 10^{-3}$ g. d) $5 \cdot 10^{-3}$ g. e) $6 \cdot 10^{-3}$ g.

SOLUÇÃO

O valor da porcentagem em massa indica que existem:

$$2 \cdot 10^{-4} \text{ g de NaF} \text{ ————— } 100 \text{ g de solução}$$

Como a densidade da solução é 1,0 g/mL, ou seja, 1000 g/L, se um indivíduo ingerir 1 L dessa solução, ele estará ingerindo 1000 gramas da solução. Então:

$$100 \text{ g de solução} \text{ ————— } 2 \cdot 10^{-4} \text{ g de NaF}$$

$$1000 \text{ g de solução} \text{ ————— } x$$

$$x = \frac{1000 \text{ g de solução} \cdot 2 \cdot 10^{-4} \text{ g de NaF}}{100 \text{ g de solução}} \Rightarrow x = 2 \cdot 10^{-3} \text{ g de NaF}$$

Outra maneira de resolvermos essa questão é pela aplicação da fórmula de título (τ):

$$\left. \begin{array}{l} \tau \cdot 100\% = \% \text{ em massa} \\ \frac{m_1}{m} \cdot 100\% = \% \text{ em massa} \end{array} \right\} \text{ onde: } \begin{array}{l} m_1 = ? \\ m = 1000 \text{ g} \\ \% \text{ em massa} = 2 \cdot 10^{-4}\% \end{array}$$

$$\frac{m_1}{1000 \text{ g}} \cdot 100\% = 2 \cdot 10^{-4}\%$$

$$m_1 = \frac{2 \cdot 10^{-4}\% \cdot 1000 \text{ g}}{100\%} \Rightarrow m_1 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ g de NaF}$$

2. Um alimento contendo mais que 0,05 ppm de Pb^{2+} (0,05 mg de Pb^{2+} em 1 kg do alimento) é impróprio para o consumo. A análise de uma amostra de morangos acusou $2 \cdot 10^{-6}\%$ em massa de Pb^{2+} .

- a) A amostra de morangos deve ou não ser confiscada? Justifique por meio de cálculos.
b) Quantos mol de Pb^{2+} uma pessoa ingere ao comer 100 g desse morango? Utilize o valor 200 g/mol para a massa molar do chumbo.

SOLUÇÃO

a) Como a análise da amostra acusou uma porcentagem de $2 \cdot 10^{-6}\%$ em massa de Pb^{2+} , temos:

$$2 \cdot 10^{-6} \text{ g de Pb}^{2+} \text{ ————— } 100 \text{ g de amostra}$$

$$x \text{ g ————— } 1000 \text{ g} = 1 \text{ kg da amostra}$$

$$x = \frac{2 \cdot 10^{-6} \text{ g de Pb}^{2+} \cdot 1000 \text{ g da amostra}}{100 \text{ g da amostra}}$$

$$x = 2 \cdot 10^{-5} \text{ g de Pb}^{2+}$$

Como:

$$1 \text{ g} \text{ ————— } 1000 \text{ mg}$$

$$2 \cdot 10^{-5} \text{ g} \text{ ————— } y$$

$$y = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mg de Pb}^{2+}$$

$$y = 0,02 \text{ mg de Pb}^{2+} \Rightarrow y = 0,02 \text{ ppm}$$

Como esse valor é inferior ao máximo permitido, que é 0,05 ppm, a amostra não deve ser confiscada.

Outra maneira de chegar ao mesmo resultado seria a seguinte:

$$\tau \cdot 100\% = \% \text{ em massa}$$

$$\frac{m_1}{m} \cdot 100\% = \% \text{ em massa}$$

onde: $m_1 = ?$

$$m = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} = 1000000 \text{ mg}$$

$$\% \text{ em massa} = 2 \cdot 10^{-6}\%$$

$$\frac{m_1}{1000000 \text{ mg}} \cdot 100\% = 2 \cdot 10^{-6}\%$$

$$m_1 = \frac{2 \cdot 10^{-6}\% \cdot 1000000 \text{ mg}}{100\%} \Rightarrow m_1 = 0,02 \text{ mg} \Rightarrow m_1 = 0,02 \text{ ppm}$$

b) Se uma pessoa ingerir 100 g desse morango, estará ingerindo $2 \cdot 10^{-6}$ g de Pb^{2+} , como já foi visto no item a. Assim, o número de mol de chumbo existente nessa massa é:

$$n = \frac{m_1}{M_1} \Rightarrow n = \frac{2 \cdot 10^{-6} \text{ g}}{200 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \Rightarrow 10^{-8} \text{ mol de } \text{Pb}^{2+}$$

3. Uma solução aquosa contém os íons seguintes nas concentrações indicadas:

$$\text{Na}^+ \text{---} 9,20 \text{ g/L} \quad \text{Mg}^{2+} \text{---} 3,00 \text{ g/L} \quad \text{Al}^{3+} \text{---} 2,25 \text{ g/L} \quad \text{NO}_3^- \text{---} 31,0 \text{ g/L} \quad \text{SO}_4^{2-} \text{---} x \text{ g/L}$$

Sabendo que esses são os únicos íons da solução, qual o valor de x? ($\text{Na} = 23$; $\text{Mg} = 24$; $\text{Al} = 27$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32$.)

SOLUÇÃO

Inicialmente vamos calcular a concentração em mol/L dos íons:

$$[\text{Na}^+] = \frac{9,20}{23} = 0,40 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Al}^{3+}] = \frac{2,25}{27} = \frac{0,25}{3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{3,00}{24} = 0,125 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NO}_3^-] = \frac{31,0}{62} = 0,50 \text{ mol/L}$$

Em qualquer solução, a carga total é igual a zero, isto é, o total de mol de cargas positivas é igual ao total de mol de cargas negativas.

$$[\text{Na}^+] = 1 \text{ carga}^+ = 0,40 \text{ mol} = 0,40 \text{ mol}^+$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = 2 \text{ cargas}^+ = 0,125 \text{ mol} = 0,25 \text{ mol}^+$$

$$[\text{Al}^{3+}] = 3 \text{ cargas}^+ = \frac{0,25}{3} \text{ mol} = 0,25 \text{ mol}^+$$

$$\Sigma = 0,90 \text{ mol}^+$$

$$[\text{NO}_3^-] = 1 \text{ carga}^- = 0,50 \text{ mol} = 0,50 \text{ mol}^-$$

Logo, devem existir 0,40 mol⁻

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 2 \text{ cargas}^- = x \text{ mol} \quad 2x = 0,40 \text{ mol}^-$$

$$x = 0,20 \text{ mol}$$

Na solução, existe 0,20 mol/L de SO_4^{2-} .

Sua concentração em g/L será:

$$C = M \cdot M_1; (0,20 \text{ mol/L}) \cdot (96 \text{ g/mol}) = 19,2 \text{ g/L}$$

Aprofundando seu Conhecimento

• Concentração comum

1. (UFGO) As instruções da bula de um medicamento usado para reidratação estão resumidas no quadro, a seguir.






Modo de usar: dissolva o conteúdo do envelope em 500 mL de água.	
Composição: cada envelope contém	
cloreto de potássio	75 mg
citrato de sódio diidratado	145 mg
cloreto de sódio	175 mg
glicose	10 mg

a) Calcule a concentração de potássio, em mg/L, na solução preparada segundo as instruções da bula.

b) Quais são as substâncias do medicamento que explicam a condução elétrica da solução do medicamento? Justifique sua resposta. **Dados:** $M_{\text{K}} = 39 \text{ g/mol}$

$$C_{\text{I}} = 35,5 \text{ g/mol}$$

2. (MACK-SP) Têm-se cinco recipientes contendo soluções aquosas de cloreto de sódio.

1	2	3	4	5
				
$V = 2 \text{ L}$ $m_{\text{NaCl}} = 0,5 \text{ g}$	$V = 3 \text{ L}$ $m_{\text{NaCl}} = 0,75 \text{ g}$	$V = 5 \text{ L}$ $m_{\text{NaCl}} = 1,25 \text{ g}$	$V = 8 \text{ L}$ $m_{\text{NaCl}} = 2,0 \text{ g}$	$V = 10 \text{ L}$ $m_{\text{NaCl}} = 2,5 \text{ g}$

É correto afirmar que:

- o recipiente 5 contém a solução menos concentrada.
- o recipiente 1 contém a solução mais concentrada.
- somente os recipientes 3 e 4 contêm soluções de igual concentração.
- as cinco soluções têm a mesma concentração.
- o recipiente 5 contém a solução mais concentrada.

3. (MACK-SP) Com a finalidade de tornar os refrigerantes do tipo "cola" mais agradáveis, é adicionado ácido fosfórico numa concentração de 0,6 g/L de refrigerante. O número máximo de latinhas de 350 mL desses refrigerantes que um indivíduo de 42 kg pode ingerir, por dia, é:

- 1.
- 2.
- 3.
- 4.
- 5.

Nota: É recomendado que o limite máximo de ingestão diária de ácido fosfórico seja de 5 mg/kg de peso corporal.

4. (UnB-DF — mod.) Em um rótulo de leite em pó integral, lê-se:

Modo de preparar

Coloque o leite integral instantâneo sobre água quente ou fria, previamente fervida. Mexa ligeiramente e complete com água até a medida desejada.

Para 1 copo (200 mL) — 2 colheres de sopa bem cheias* (30 g).

* Considera-se que 1 colher de sopa bem cheia tenha massa igual a 15 g.

Composição média do produto em pó:

gordura	26%	sais minerais	6%
proteínas	30%	água	3%
lactose	35%	lecitina	0,2% no pó

A porcentagem em massa nos indica a quantidade em gramas de cada componente em 100 g de leite em pó. Calcule a concentração em massa (em g/L) de proteínas em um copo de 200 mL de leite preparado.

5. (Fuvest-SP) A massa de cloreto de cromo (III) hexaidratado, necessária para se preparar 1 litro de uma solução que contém 20 mg de Cr^{3+} por mililitro, é igual a:

- 0,02 g.
- 20 g.
- 52 g.
- 102,5 g.
- 266,5 g.

(Massas molares em g/mol: Cr = 52; cloreto de cromo hexaidratado = 266,5.)

• Densidade

6. (FESP) O volume de álcool etílico que devemos misturar com 80 cm³ de água destilada para obtermos uma solução alcoólica de densidade 0,93 g/cm³ é (despreze a contração de volume que acompanha a mistura de álcool com água):

- 4 cm³.
- 40 cm³.
- 60 cm³.
- 70 cm³.
- 65 cm³.

$$(d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/cm}^3; \\ d_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0,79 \text{ g/cm}^3.)$$

7. (Unicamp-SP) Uma receita de biscoitinhos *Petit Four* de laranja leva os seguintes ingredientes:

Ingrediente	Quantidade/gramas	Densidade aparente (g/cm ³)
Farinha de trigo	360	0,65
Carbonato ácido de amônio	6	1,5
Sal	1	2,0
Manteiga	100	0,85
Açúcar	90	0,90
Ovo	100 (2 ovos)	1,05
Raspa de casca de laranja	3	0,50

A densidade aparente da "massa" recém-preparada e antes de ser assada é de 1,10 g/cm³. Entende-se por densidade aparente a relação entre a massa da "massa" ou do ingrediente, na "forma" em que se encontra, e o respectivo volume ocupado.

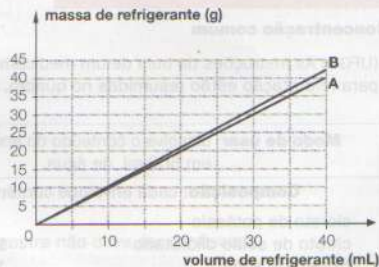
- Qual o volume ocupado pela "massa" recém-preparada, correspondente a uma receita?
- Como se justifica o fato de a densidade aparente da "massa" ser diferente da média ponderada das densidades aparentes dos constituintes?

• Título, ppm, ppb

8. Determine o título de uma solução obtida pela dissolução de 60 g de NaOH em 340 cm³ de água. ($d_{\text{água}} = 1,0 \text{ g/cm}^3$.)

9. Em que volume de álcool devem ser dissolvidos 50 g de KOH para se obter uma solução de título igual a 0,2? ($d_{\text{álcool}} = 0,8 \text{ g/mL}$.)

10. (Unicamp-SP) Numa tina com água e gelo há garrafinhas plásticas de um mesmo refrigerante *diet* e comum. O refrigerante comum contém sacarose. O *diet* é adoçado com substâncias que podem ser até 500 vezes mais doces do que a sacarose. Sem se preocupar com os rótulos, que se soltaram, pegue uma garrafa que esteja bem à tona, desprezando as que estavam mais afundadas na água. Considere que um refrigerante é constituído, essencialmente, de água e de um adoçante, que pode ser sacarose ou outra substância, já que, para um mesmo refrigerante, todos os outros constituintes são mantidos constantes. A figura mostra os dados relativos à massa de refrigerante em função do seu volume. Sabe-se, também, que em 100 mL de refrigerante comum há 13 g de sacarose.

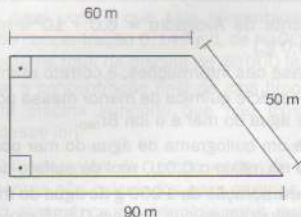


- Qual das curvas, **A** ou **B**, corresponde ao tipo de refrigerante escolhido? Justifique.
- Calcule a porcentagem em massa de sacarose no refrigerante comum. Explícite como obteve o resultado.

11. Apenas 5,0 mg de íons chumbo, em cada 100 litros de água, já podem nos causar sérios problemas fisiológicos.
- a) Nessas condições, qual a concentração do chumbo em partes por milhão?
- b) Qual seria a concentração de chumbo em gramas por litro? ($d_{H_2O} = 1,0 \text{ g/mL}$.)
12. (UERJ) Numa certa região oceânica, os níveis de mercúrio na água e nos peixes são, respectivamente, de 0,05 e 200 ppb. Sabe-se que 1 ppb corresponde a 1 mg por tonelada. Comparando-se pesos iguais de peixes e de água, o fator que expressa a relação entre as massas de mercúrio nos peixes e na água é:
- a) $4,0 \cdot 10^3$. c) $2,5 \cdot 10^3$.
b) $2,5 \cdot 10^{-4}$. d) $4,0 \cdot 10^{-4}$.
13. (PUC-MG) As soluções químicas são amplamente utilizadas tanto em nosso cotidiano como em laboratórios. Uma delas, solução aquosa de sulfato de cobre, CuSO_4 , a 5% p/v, é utilizada no controle fitossanitário das plantas atacadas por determinados fungos. A massa necessária de sulfato de cobre, em gramas, para prepararmos 5 litros dessa solução, a 5% p/v, é:
- a) 2,5. c) $2,5 \cdot 10^2$.
b) $2,5 \cdot 10^1$. d) $2,5 \cdot 10^3$.
14. (Cesgranrio-RJ) Ambientalistas lutam para que o índice ideal de exposição ao benzeno seja 0,1 ppm. A concentração de uma solução em ppm pode ser expressa na forma de miligramas de soluto em 1 litro de solução. Numa atmosfera, para se chegar ao nível de concentração ideal de exposição ao benzeno, desejado pelos ambientalistas, a quantidade máxima desse composto cancerígeno, em gramas, que pode estar presente em um ambiente de 10 000 L é igual a:
- a) 0,10. d) 1,67.
b) 0,81. e) 10.
c) 1,0.

• Concentração em mol/L ou molaridade

15. (UEM-PR) Qual é a massa, em gramas, de hidróxido de sódio necessária para se preparar 500 mL de uma solução aquosa 2,0 mol/L? (Dados: H = 1; Na = 23; O = 16.)
16. (PUC-RS) Um técnico necessita preparar uma solução aquosa de hipoclorito de sódio, NaClO , 0,5 M, para o branqueamento de um tecido de algodão. (Massa molar: $\text{NaClO} = 74,5 \text{ g/mol}$.) No laboratório foram encontrados apenas 10 g do soluto; portanto o volume, em litros, de solução obtida com a molaridade desejada é de, aproximadamente,
- a) 0,27. d) 3,70.
b) 0,50. e) 5,00.
c) 2,70.
17. (UEL-PR) Para preparar 100 mL, de uma solução aquosa de sal amargo (sal de Epsom) de concentração $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ basta dissolver em água até o volume de 100 mL uma massa de $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$ (Massa molar de $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O} = 247 \text{ g/mol}$.) igual a:
- a) $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ g}$. d) 0,247 g.
b) $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ g}$. e) 2,47 g.
c) 0,0247 g.
18. (UERJ) A hidroponia é uma técnica de cultivo de vegetais fora do solo. Os nutrientes são fornecidos através de uma solução contendo vários sais de fácil assimilação pelo vegetal. Para o preparo de 100 L de solução nutritiva, contendo $0,007 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de nitrato de cálcio, a massa necessária deste sal, em gramas, é aproximadamente de: (Dados: N = 14, O = 16, Ca = 40.)
- a) 72. d) 115.
b) 102. e) 164.
19. (UFR-RJ) O permanganato é um poderoso agente oxidante empregado, freqüentemente, como descolorante e branqueador, em geral, das matérias orgânicas (seda, algodão, juta, linho, cânhamo, etc.). A massa de permanganato de potássio (KMnO_4) necessária para obter 250 mL de solução 0,2 mol/L equivale a: (Massas atômicas: K = 39,098 u, Mn = 54,938 u, O = 15,999 u.)
- a) 7,9 g. d) 79 g.
b) 15,8 g. e) 0,79 g.
c) 158 g.
20. (UFC) O soro caseiro é preparado pela completa dissolução de porções de açúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), e de sal de cozinha (NaCl), em água fervida. Esta solução é bastante eficaz no combate à desidratação crônica, em crianças com elevado grau de desnutrição. Estabelecendo-se que a massa das porções de açúcar e sal são 0,171 g e 0,585 g, respectivamente, dissolvidos em 500 mL de água, e considerando-se que estas massas são desprezíveis com relação ao volume total da solução, as concentrações de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ e NaCl em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ nesta solução são, respectivamente:
- a) $1,0 \cdot 10^{-4}$ e $2,0 \cdot 10^{-3}$.
b) 0,001 e 0,02.
c) 0,005 e 0,10.
d) $1,0 \cdot 10^{-5}$ e $2,0 \cdot 10^{-4}$.
e) 3,42 e 11,7.
21. (UERJ) Um fertilizante de larga utilização é o nitrato de amônio, de fórmula NH_4NO_3 . Para uma determinada cultura, o fabricante recomenda a aplicação de 1 L de solução de nitrato de amônio de concentração $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ por m^2 de plantação. A figura a seguir indica as dimensões do terreno que o agricultor utilizará para o plantio.



A massa de nitrato de amônio, em quilogramas, que o agricultor deverá empregar para fertilizar sua cultura, de acordo com a recomendação do fabricante, é igual a:

- a) 120. c) 180.
b) 150. d) 200.

22. (Fuvest-SP) Abaixo é apresentada a concentração, em mg/kg, de alguns íons na água do mar:

Íon	Concentração
Mg^{2+}	1350
SO_4^{2-}	2700
Na^+	10500
Cl^-	19000

Dentre esse íons, os que estão em menor e maior concentração molar são, respectivamente:

(Massas atômicas: O = 16; Na = 23; Mg = 24; S = 32; Cl = 35,5.)

- a) Cl^- e Mg^{2+} .
 b) SO_4^{2-} e Na^+ .
 c) Mg^{2+} e Na^+ .
23. (UFV-MG) Uma solução aquosa de nitrato de cobre(II) foi preparada dissolvendo-se 93,75 g de $Cu(NO_3)_2$ em 1,0 L de solução. A concentração de íons nitrato, em $mol \cdot L^{-1}$, é aproximadamente:
- a) 0,5.
 b) 1,4.
 c) 2,0.
24. (UFRS) Ao preparar-se soro caseiro para ser servido a crianças de uma creche, utilizou-se 1 mol de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) e 0,5 mol de cloreto de sódio ($NaCl$), com água suficiente para se obter cerca de 5 litros do soro. O número total de partículas dos dois solutos presentes nessa solução é cerca de:
- a) $1,5 \cdot 10^{23}$.
 b) $3,0 \cdot 10^{23}$.
 c) $6,0 \cdot 10^{23}$.
25. (UFPR) Considere as informações a seguir sobre a composição de algumas espécies químicas presentes na água do mar.

Elemento	Massa molar (g)	Espécie	Mol/kg de água do mar
cloro	35,5	$Cl^-_{(aq)}$	0,535
sódio	23,0	$Na^+_{(aq)}$	0,460
magnésio	24,3	$Mg^{2+}_{(aq)}$	0,052
enxofre	32,1	$SO_4^{2-}_{(aq)}$	0,028
cálcio	40,1	$Ca^{2+}_{(aq)}$	0,010
potássio	39,1	$K^+_{(aq)}$	0,010
bromo	79,9	$Br^-_{(aq)}$	0,008

(Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$; massa molar: O = 16,0 g.)

Com base nas informações, é correto afirmar:

- (01) A espécie química de menor massa por quilograma de água do mar é o íon $Br^-_{(aq)}$.
 (02) De um quilograma de água do mar pode ser extraído no máximo 0,010 mol de sulfato de cálcio.
 (04) A evaporação de 1000 g de água do mar produz um resíduo sólido que contém 0,535 mol de cloreto de sódio.
 (08) O único sal presente na água do mar é o cloreto de sódio.
 (16) 100 g de água do mar contém $6,0 \cdot 10^{20}$ íons K^+ .
 Dê como resposta a soma dos números referentes às afirmações corretas.

26. (ITA-SP) Um litro de uma solução aquosa contém 0,30 mol de íons Na^+ , 0,28 mol de íons Cl^- , 0,10 mol de íons SO_4^{2-} e x mol de íons Fe^{3+} . A concentração de íons Fe^{3+} (em mol/L) presentes nesta solução é:
- a) 0,03.
 b) 0,06.
 c) 0,08.
- d) 0,18.
 e) 0,26.

• C, d, r e m

27. (Unesp-SP) O ácido sulfúrico (H_2SO_4) é um líquido viscoso, muito corrosivo, oxidante e higroscópico. Além da sua utilização em baterias de automóveis, preparação de corantes, tintas e explosivos, este ácido pode ser utilizado, quando diluído adequadamente, na remoção de camadas de óxidos depositados nas superfícies de ferro e aço (decapante). A solução aquosa concentrada deste ácido apresenta densidade igual a 1,80 g/mL, sendo 98% m/m (massa percentual) em H_2SO_4 .
 Calcule a concentração, em quantidade de matéria (mol/L), da solução concentrada de ácido sulfúrico. (Massa molar $H_2SO_4 = 98$ g/mol.)
28. (PUC-MG) A concentração de ácido acético (CH_3COOH) no vinagre ($d_{\text{vinagre}} = 1,0$ g/mL) é, em média, 6% p/v. Assim sendo, a concentração em mol/L desse ácido, no vinagre, é aproximadamente de:
- a) 1,0.
 b) 0,1.
 c) 2,0.
 d) 0,2.
29. (PUC-RS) O fluoreto de sódio é um dos componentes dos cremes dentais, pois inibe a desmineralização dos dentes, tornando-os menos sensíveis às cáries. Um determinado dentista recomendou a um paciente que fizesse bochechamento diário com uma solução 0,1% (m/v) de fluoreto de sódio. A solução sugerida apresenta uma concentração, em mol/L, de, aproximadamente:
- a) 0,012.
 b) 0,024.
 c) 0,043.
- d) 0,050.
 e) 0,100.
30. (Unesp-SP) As baterias dos automóveis são cheias com solução aquosa de ácido sulfúrico. Sabendo-se que essa solução contém 38% de ácido sulfúrico em massa e densidade igual a $1,29$ g/cm³, pergunta-se qual é a concentração do ácido sulfúrico em mol por litro [massa molar do $H_2SO_4 = 98$ g/mol.].
31. (UFES) Em diabéticos, a ingestão de 80 g de açúcar comum (sacarose) eleva a quantidade de glicose no sangue em 1,0 g de glicose para cada litro de sangue.
 Considerando-se que a taxa de glicose no sangue dos diabéticos, em condições normais, é de aproximadamente 1,4 g/L, a concentração de glicose ($C_6H_{12}O_6$) no sangue de uma pessoa diabética após o consumo de 100 g de açúcar será de, aproximadamente:
 (Dado: $M(C_6H_{12}O_6) = 180$ g/mol.)
- a) $7,8 \cdot 10^{-3}$ mol/L.
 b) $6,9 \cdot 10^{-3}$ mol/L.
 c) $6,9 \cdot 10^{-2}$ mol/L.
- d) $1,5 \cdot 10^{-2}$ mol/L.
 e) $1,5 \cdot 10^{-1}$ mol/L.

32. (UFF-RJ) Dentre as soluções cogitadas para o problema da seca no Nordeste, pensou-se na perfuração de poços artesianos de grande profundidade e na dessalinização da água do mar, processos considerados economicamente inviáveis para utilização em larga escala. A dessalinização deve remover, entre outros sais, os cerca de 3,5% de cloreto de sódio presentes na água do mar. Esse percentual equivale à seguinte concentração de NaCl:

(Dado: $d = 1,0 \text{ g/mL}$)

- a) $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. d) $0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 b) $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. e) $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 c) $0,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

33. (UFRS) Soluções de uréia, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, massa molar 60 g/mol , podem ser utilizadas como fertilizantes. Uma solução foi obtida pela mistura de 210 g de uréia e 1000 g de água. A densidade da solução final é $1,05 \text{ g/mL}$. A concentração da solução em percentual de massa de uréia e em mol/L, respectivamente, é:

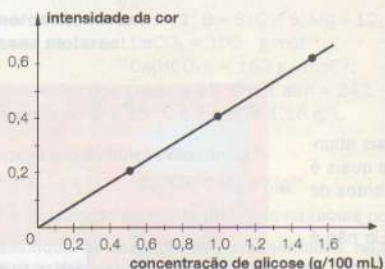
	Porcentagem em massa	Concentração em mol/L
a)	17,4%	3,04
b)	17,4%	3,50
c)	20,0%	3,33
d)	21,0%	3,04
e)	21,0%	3,50

34. (UFLA) Soluções de sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$) são utilizadas na agricultura para combater fungos parasitas das plantas e fornecer o nutriente cobre aos vegetais por meio de pulverização. Uma solução contendo 10 g desse sal por litro de solução (1% p/v) é utilizada com grande frequência. A concentração dessa solução em mol/L ou M equivale a:

(Massa molar do $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O} = 250 \text{ g/mol}$.)

- a) 0,40. d) 2,50.
 b) 4,00. e) 1,00.
 c) 0,04.

35. (UFSC) A glicose, fórmula molecular $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, se presente na urina, pode ter sua concentração determinada pela medida da intensidade da cor resultante da sua reação com um reagente específico, o ácido 3,5-dinitrossalicílico, conforme ilustrado na figura:



Imaginemos que uma amostra de urina, submetida ao tratamento acima, tenha apresentado uma intensidade de cor igual a 0,2 na escala do gráfico. Qualifique como V (verdadeira) ou F (falsa) cada uma das proposições adiante:

- I. a concentração de glicose corresponde a $7,5 \text{ g/L}$ de urina.
- II. a amostra apresenta aproximadamente $0,028 \text{ mol}$ de glicose por litro.
- III. observa-se, na figura, que a intensidade da cor diminui com o aumento da concentração de glicose na amostra.
- IV. a intensidade da cor da amostra não está relacionada com a concentração de glicose.
- V. uma vez que a glicose não forma soluções aquosas, sua presença na urina é impossível.

36. (UFAL) As afirmações abaixo referem-se à seguinte solução: dissolve-se 20 g de soda cáustica (massa molar = 40 g/mol) em água suficiente para ter-se $0,50 \text{ L}$ de solução de densidade igual a $1,04 \text{ g/mL}$. Quais são verdadeiras e quais são falsas?

- I. A concentração da solução, em mol/L, é em relação ao soluto igual à unidade.
- II. Nesse volume de solução, a massa de água é igual a 500 g .
- III. Obtém-se uma solução aquosa de sacarose (massa molar = 342 g/mol) de concentração, em mol/L, igual à solução acima, dissolvendo-se meio mol de sacarose em água suficiente para ter-se 1 L de solução.
- IV. Na solução, a fração em mol da água é igual à fração em mol da soda cáustica.
- V. Na solução, a porcentagem em massa da soda cáustica é de 3,8%.

37. (Unesp-SP) O etanolol ($\text{CH}_3\text{CH}_2 - \text{SH}$) é uma substância tóxica e tem um odor tão forte que uma pessoa pode detectar $0,016 \text{ mol}$ disperso em $5,0 \cdot 10^{10} \text{ g}$ de ar. Sabendo-se que a densidade do ar é $1,25 \text{ g/L}$ e supondo distribuição uniforme do etanolol no ar, a quantidade limite, em mol/L, que uma pessoa pode detectar é:

- a) $1,6 \cdot 10^{-2}$. d) $4,0 \cdot 10^{-13}$.
 b) $2,0 \cdot 10^{-11}$. e) $1,0 \cdot 10^{-23}$.
 c) $2,5 \cdot 10^{-11}$.

38. (UFRJ) Para manter bem tratada a água de uma piscina, é necessário adicionar cloro, manter o pH neutro e filtrar a água diariamente. Um processo de cloração utilizado consiste na diluição de uma solução concentrada de hipoclorito de sódio. O íon hipoclorito é um oxidante de compostos orgânicos e possui ação bactericida.

Suponha que, inicialmente, a piscina contenha 36000 L de água pura e que seja alimentada com uma solução de concentração $0,149 \text{ g/L}$ de NaOCl, até completar o volume total da piscina de 40000 L .

Determine a concentração final de íons hipoclorito (em mol/L) na piscina supondo que não exista decomposição desse íon.

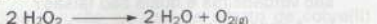
39. (UERJ) Os intervalos de tempo entre as doses dos medicamentos são calculados para garantir que a concentração plasmática do princípio ativo seja mantida entre um valor mínimo eficaz e um valor máximo seguro. Para um certo medicamento, o princípio ativo apresenta massa molar de 200 g e sua concentração plasmática reduz-se à metade a cada 8 horas .

O valor mínimo eficaz da concentração plasmática é igual a $1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e seu valor máximo seguro é de $9,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

A concentração plasmática máxima atingida imediatamente após a ingestão da primeira dose é igual a $16 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$. Nessas condições, o intervalo de tempo ideal, em horas, entre a ingestão da primeira e da segunda doses é de:

- a) 24. c) 6.
b) 12. d) 3.
40. A água oxigenada vendida no comércio é uma solução aquosa de H_2O_2 e a sua concentração é comumente expressa em "volumes". Exemplos: Água oxigenada de 10 "volumes"; Água oxigenada de 30 "volumes".

Quando dizemos água oxigenada de x "volumes", significa que 1 L dessa água oxigenada pode fornecer x L de $\text{O}_2(\text{g})$ nas CNTP (condições normais de temperatura e pressão) pela decomposição total do H_2O_2 nele contido, segundo a reação:



Qual a massa de H_2O_2 que uma indústria utiliza para produzir 100 L de uma água oxigenada de 28 "volumes"? (Volume molar nas CNTP = $22,4 \text{ L/mol}$; massas molares em g/mol : $\text{H} = 1,0$; $\text{O} = 16,0$.)

- a) 28 kg. d) 3,4 kg.
b) 8,5 kg. e) 6,8 kg.
c) 17 kg.
41. (UFPE) A água oxigenada, ou peróxido de hidrogênio (H_2O_2), é vendida nas farmácias com concentrações em termos de "volumes", que correspondem à relação entre o volume de gás O_2 , liberado após completa decomposição do H_2O_2 , e o volume da solução aquosa. Sabendo que a equação química de decomposição da água oxigenada é:



Calcule a concentração molar de uma solução de água oxigenada de 24,4 volumes a 25°C e 1 atm.

(Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

Fração molar ou fração em mol

42. Numa solução aquosa de uréia ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$), a massa de uréia é igual a $1/3$ da massa de água. Calcule a fração molar da uréia. (Dados: massa molar do $\text{CO}(\text{NH}_2)_2 = 60 \text{ g/mol}$; do $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$.)

43. Calcule a fração em mol do NaOH numa solução aquosa contendo 28% em massa de NaOH. (Dados: MA do Na = 23; do O = 16; do H = 1.)

44. A fração em mol do LiOH numa solução aquosa é igual a 0,2. Calcule a concentração em mol/L, sabendo que a densidade dessa solução é igual a $1,20 \text{ g/cm}^3$. (Dados: MA do Li = 7; do O = 16; do H = 1.)

45. A fração em mol do NaF numa solução aquosa é igual a 0,15. Calcule a concentração em g/L, sabendo que a densidade da solução é igual a $1,250 \text{ g/L}$. (Dados: MA do Na = 23; do F = 19; do O = 16; do H = 1.)

Molalidade

46. (PUC-MG) Quando 39,2 g de ácido sulfúrico são dissolvidos em 200 mL de água, obtém-se uma solução de volume igual a 220 mL. A molalidade (m) e a molaridade (M) dessa solução são iguais a:

- a) 0,5 molar e 0,5 molal.
b) 1,0 molal e 2,0 molar.
c) 1,0 molar e 2,0 molal.
d) 2,0 molar e 1,8 molal.
e) 2,0 molal e 1,8 molar.

47. Qual é a molalidade de uma solução aquosa com 60% em massa de MgSO_4 ? (Dados: MA do Mg = 24; do S = 32; do O = 16.)

48. 254,0 g de I_2 dissolvidos em 1,000 L de solvente forneceram 1,054 L de solução. Foram feitas as seguintes afirmações sobre essa solução.

- I. A solução será 0,95 molar e 1,00 molal se o solvente for a água, admitindo o iodo solúvel na água.
II. A solução será 0,95 molar e 1,25 molal se o solvente for o álcool etílico.
III. A solução será 0,95 molar e $2/3$ molal se o solvente for o clorofórmio.
IV. A solução será 0,95 molar e 0,95 molal se o solvente tiver densidade igual a $1,054 \text{ g/mL}$.

Sabendo que as densidades do álcool etílico e do clorofórmio são iguais a $0,800 \text{ g/mL}$ e $1,50 \text{ g/mL}$, respectivamente, quais das afirmações acima são corretas? (I = 127.)

Integrando seu Conhecimento

Água dura

O calcário (CaCO_3) e a dolomita ($\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$) são dois minerais abundantes na natureza e muitas vezes são encontrados em regiões nas quais é feita a captação de água para uso humano, a qual deve ser tratada antes de ser consumida.

Essa água, denominada **água dura**, contém íons Ca^{2+} e Mg^{2+} . Ela não é apropriada nem para uso doméstico, nem para uso industrial.

O CaCO_3 é praticamente insolúvel em água, porém ao reagir com o CO_2 do ar atmosférico forma um sal solúvel, que fica dissolvido na água.



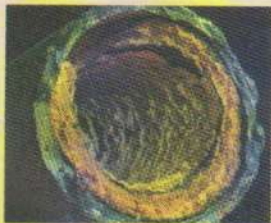
Observe que no frasco à direita, que contém uma solução de água e íons Ca^{2+} e Mg^{2+} , o sabão não consegue formar espuma.

Nos sistemas de aquecimento central e nas caldeiras que utilizam água dura, a temperatura interna, maior que a ambiente, faz com que essa reação ocorra no sentido oposto:



O CaCO_3 regenerado vai se depositando no interior das tubulações e das caldeiras, diminuindo o espaço disponível para a água dura. Esse acúmulo de material pode danificar seriamente as tubulações e até provocar a explosão de caldeiras.

Para remover esse depósito, é comum a introdução de ácido clorídrico (aq), que, ao reagir com o CaCO_3 , produz um sal solúvel.

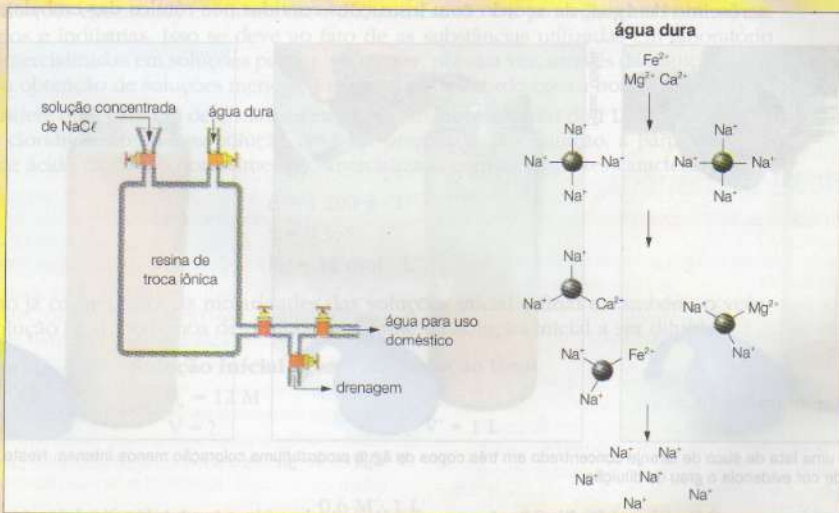


CEDOC

Classificação da água dura (quantidade)

- macia (para uso humano): menor que 120 ppm de Ca^{2+} ;
- moderadamente dura: de 120 a 350 ppm de Ca^{2+} ;
- muito dura: acima de 350 ppm.

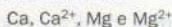
Um dos métodos mais eficientes usados atualmente para "amaciar" a água é a utilização de uma resina de troca iônica, material formado por um polímero rico em íons Na^+ . Quando a água dura passa por um tanque que contém essa resina, ocorre a troca dos íons Na^+ pelos íons Ca^{2+} , Mg^{2+} , os quais ficam retidos na resina.



Dados:

- **números atômicos** (H = 1; O = 8; C = 6; Mg = 12; Ca = 20);
- **massas molares:** $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$,
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = 162 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- **volume molar dos gases a 25 °C e 1 atm = 24 L · mol⁻¹;**
- **densidade do ar a 25 °C e 1 atm = 1,18 g/L.**

1. Escreva a distribuição eletrônica:



2. Dê a localização do elemento cálcio na tabela periódica.

3. Classifique as substâncias representadas na primeira equação do texto em iônica ou molecular.

4. Dê o nome das substâncias:



5. Equacione a reação entre um ácido e uma base que permita obter o CaCO_3 .

6. Indique a substância componente da casca de ovo e do coral.

7. A adição de CO_2 à água origina uma solução ácida ou básica? Equacione.

8. Uma bexiga cheia de CO_2 solta no ar tende a subir ou descer? Justifique sua resposta.

9. Se provocarmos a decomposição de 81 g de $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ iremos obter que massa de CaCO_3 e que volume de CO_2 a 25 °C e 1 atm?

10. Considere que uma amostra de água dura apresenta 120 ppm de Ca^{2+} .

a) Calcule a massa e o número de mol de cálcio presente em 1000 g (1.0 L) dessa água.

b) Determine a concentração em g/L e em mol/L de cálcio.

c) Calcule a porcentagem em massa de cálcio.

CAPÍTULO 3

Diluição de soluções

A DILUIÇÃO NO COTIDIANO

O fenômeno da diluição é muito comum em nosso cotidiano. Xarope de groselha ou suco de frutas concentrado, por exemplo, não são consumidos na forma como são comercializados. Para serem ingeridos, tanto o xarope como o suco concentrado devem sofrer acréscimo de água, de acordo com instruções contidas nos rótulos das embalagens.

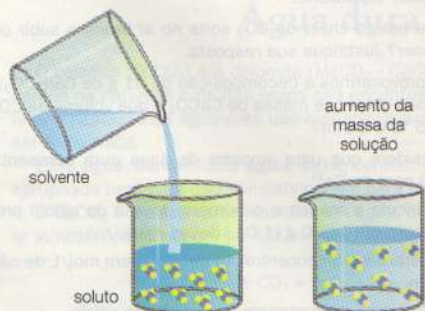


A diluição de uma lata de suco de laranja concentrado em três copos de água produziu uma coloração menos intensa. Neste caso, a intensidade de cor evidencia o grau de diluição.

Outro caso de diluição é o que se dá quando uma criança, depois de usar xampu em excesso e para que a mãe não perceba isso, acrescenta água ao frasco de xampu. Lógico que as mães percebem facilmente o que foi feito, pois o xampu adulterado apresenta uma viscosidade menor que a original, ou seja, ele é mais "ralo".

Note que, nesses exemplos de diluição, o procedimento foi o mesmo, ou seja, adição de uma certa quantidade de água (solvente) à solução inicial, obtendo-se uma nova solução **menos concentrada** ou **mais diluída**.

Nem sempre a diluição pode ser percebida a olho nu. Porém, independentemente de a diluição ser perceptível ou não, a quantidade do soluto presente na solução inicial será a mesma após a diluição; contudo, a adição de mais solvente acarretará um aumento na massa da solução, bem como no seu volume. Geralmente o volume final corresponde à soma do volume da solução inicial com o volume do solvente adicionado.



Como **quantidade inicial de soluto = quantidade final de soluto**, podemos ter as seguintes relações entre a solução inicial e a final:

	Inicial	Final	Relação
concentração comum	$C = \frac{m_1}{V}$	$C' = \frac{m_1}{V'}$	$CV = C'V'$
concentração em mol/L concentração molar (molaridade)	$M = \frac{n_1}{V}$	$M' = \frac{n_1}{V'}$	$MV = M'V'$
título	$\tau = \frac{m_1}{m}$	$\tau' = \frac{m_1}{m'}$	$\tau m = \tau' m'$
fração molar	$x_1 = \frac{n_1}{n}$	$x_1' = \frac{n_1}{n'}$	$x_1 n = x_1' n'$

A DILUIÇÃO EM LABORATÓRIO

As diluições executadas em nosso dia-a-dia também são um procedimento habitual em laboratórios e indústrias. Isso se deve ao fato de as substâncias utilizadas em laboratório serem comercializadas em soluções padronizadas que, por sua vez, através da diluição, possibilitam a obtenção de soluções menos concentradas, de acordo com a nossa necessidade.

Considere que, para um determinado experimento, necessitamos de 1 L de uma solução de ácido clorídrico 0,6 M. Essa solução deve ser preparada, por diluição, a partir de outra solução de ácido clorídrico normalmente comercializada com as seguintes características:

$$d = 1\,200 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\tau = 0,365$$

$$M = 12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Como já conhecemos as molaridades das soluções inicial e final e, também, o volume da solução final, podemos determinar o volume da solução inicial a ser diluída:

Solução inicial

$$M = 12 \text{ M}$$

$$V = ?$$

Solução final

$$M' = 0,6 \text{ M}$$

$$V' = 1 \text{ L}$$

$$M \cdot V = M' \cdot V'$$

$$12 \text{ M} \cdot V = 0,6 \text{ M} \cdot 1 \text{ L} \Rightarrow V = \frac{0,6 \text{ M} \cdot 1 \text{ L}}{12 \text{ M}} \Rightarrow V = 0,05 \text{ L} = 50 \text{ mL}$$

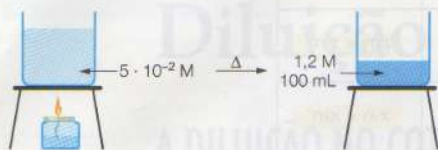
Esse volume (50 mL) da solução inicial deve ser diluído com água até completar o volume desejado, no caso 1,0 L, para obtermos a concentração 0,6 molar.

Em laboratórios, são usados, nas diluições, os seguintes equipamentos: balão volumétrico, pera de sucção, pipeta, béquer contendo água destilada, pisseta.



Exercício Resolvido

1. Foi aquecido um frasco contendo uma solução aquosa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \cdot 10^{-2}$ molar e o aquecimento foi interrompido quando restavam 100 mL de uma solução aquosa de CuSO_4 1,2 M. Determine o volume da solução inicial e o volume de água perdida pelo aquecimento.



SOLUÇÃO

Como a água evaporou durante o aquecimento, houve a diminuição de volume; porém, o número de mol de CuSO_4 (soluto) não se alterou. Assim, o número de mol da solução final é **igual** ao número de mol da solução inicial. Logo:

$$\text{solução final: } \mathcal{M} = 1,2 \text{ M}$$

$$V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$$

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V}$$

$$n_1 = \mathcal{M} \cdot V$$

$$n_1 = 1,2 \text{ mol} \cdot \cancel{\text{L}^{-1}} \cdot 0,1 \cancel{\text{L}}$$

$$n_1 = 0,12 \text{ mol}$$

solução inicial = solução final

$$n_1 = n_1 = 0,12 \text{ mol}$$

solução inicial: $n_1 = 0,12 \text{ mol}$

$$\mathcal{M} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V}$$

$$V = \frac{n_1}{\mathcal{M}} = \frac{0,12 \text{ mol}}{5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}}$$

$$V = 2,4 \text{ L}$$

Então:

$$\text{volume da solução inicial} = 2,4 \text{ L}$$

Como o volume da solução final era 0,1 L, foi perdido, por evaporação, um volume de água igual a:

$$V_{\text{água}} = V_{\text{inicial}} - V_{\text{final}}$$

$$V_{\text{água}} = 2,4 - 0,1$$

$$V_{\text{água}} = 2,3 \text{ L}$$

Exercícios Fundamentais

Observe o seguinte rótulo de uma solução aquosa e responda às questões 1 a 11:

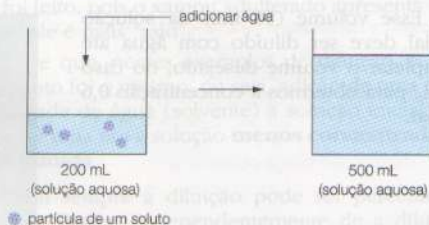
TABELA NUTRICIONAL

Cada 100 mL contém:

Calorias	24 kcal
Carboidratos	6,0 g
Proteínas	0,0 g
Lípidios	0,0 g
Sódio	45,0 mg
Potássio	12,0 mg
Cloreto	42,0 mg
Fibra alimentar	0,0 g

- Foram mencionados dois metais. Consulte a tabela periódica, identifique os seus símbolos e a que família pertencem.
- O rótulo indica a presença de carboidratos, substâncias que podem ser representadas pela fórmula geral $\text{C}_x(\text{H}_2\text{O})_y$. Sabendo que alguns açúcares podem ser expressos por essa fórmula geral, dê o nome e a fórmula molecular de um açúcar que segue essa fórmula.
- O sódio presente na solução indicada está na forma Na^0 ou Na^+ ?
- O potássio se encontra na forma K^0 , K^+ ou K^{2+} ?
- O cloreto está presente na solução como Cl_2 , Cl^- ou Cl^+ ?
- Calcule a massa em gramas de sódio presente em 1,0 mL de solução.

- Calcule a massa em gramas de potássio presente em 0,50 L de solução.
- Calcule a concentração em mg/mL para o potássio.
- Calcule a concentração em g/L do cloreto.
- Você dispõe de 100 mL da solução e a ela adiciona água até completar 1 L. Quais são as massas em mg de sódio, de potássio e de cloreto nessa nova solução?
- Determine a concentração em g/L do sódio, do potássio e do cloreto para a nova solução obtida no exercício anterior.
- Observe a ilustração a seguir, na qual não foram indicadas as partículas do soluto após a diluição:



- O que aconteceu com:
 - o volume da solução?
 - a massa da solução?
 - a massa do soluto?
 - a massa do solvente?
 - o número de partículas do soluto?

II. Determine a relação

$$\frac{\text{número de partículas do soluto}}{\text{volume da solução em litros}}$$

antes e após a adição de água.

13. (UFPI) A uma amostra de 100 mL de NaOH de concentração 20 g/L foi adicionada água suficiente para completar 500 mL. A concentração, em g/L, dessa nova solução é igual a:

Testando seu Conhecimento

1. (Vunesp-SP) O volume final, em L, de suco diluído obtido a partir de 300 mL de suco de tangerina de alto teor de polpa, seguindo rigorosamente a sugestão de preparo, é:



- a) 0,9.
b) 1,0.
c) 1,5.
d) 1,8.
e) 2,3.

2. Em 200 mL de solução aquosa de iodeto de potássio de concentração 10 g/L, foi adicionada água suficiente para completar 5,0 L de solução. Determine a concentração em g/L da nova solução.

3. (UnB-DF) A partir de uma solução de hidróxido de sódio na concentração de 25 g/L, deseja-se obter 125 mL dessa solução na concentração de 10 g/L. Calcule, em mililitros, o volume da solução inicial necessário para esse processo. Despreze a parte fracionária de seu resultado, caso exista.

4. (UEPI) Na preparação de 200 mL de uma solução aquosa 1 M de ácido clorídrico, um estudante dispõe de uma solução aquosa 5 M desse ácido. Qual o volume da solução inicial que será utilizado?

- a) 4 mL.
b) 20 mL.
c) 40 mL.
d) 100 mL.
e) 150 mL.

5. (UERJ) Diluição é operação muito empregada no nosso dia-a-dia, quando, por exemplo, preparamos um refresco a partir de um suco concentrado. Considere 100 mL de determinado suco em que a concentração do soluto seja de $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. O volume de água, em mL, que deverá ser acrescentado para que a concentração do soluto caia para $0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, será de:

- a) 1000.
b) 900.
c) 500.
d) 400.

6. (UFSC) Qual a massa de Na_2SO_4 , em gramas, necessária para preparar 100 mL de uma solução 3,50 molar? Qual o volume de água, em mL, necessário para diluir 10 mL desta solução, transformando-a em 1,75 molar?

(Massas molares (g/mol): Na = 23,0; S = 32,0; O = 16,0.)

Some as respostas por você encontradas e arredonde o resultado para o inteiro mais próximo.

- a) 2.
b) 3.
c) 4.
d) 5.
e) 8.

14. (Fuvest-SP) Se adicionarmos 80 mL de água a 20 mL de uma solução 0,1 molar de hidróxido de potássio, obteremos uma solução de concentração molar igual a:

- a) 0,010.
b) 0,020.
c) 0,025.
d) 0,040.
e) 0,050.

7. (UFRS) Uma solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4), para ser utilizada em baterias de chumbo de veículos automotivos, deve apresentar concentração igual a 4 mol/L. O volume total de uma solução adequada para se utilizar nestas baterias, que pode ser obtido a partir de 500 mL de solução de H_2SO_4 de concentração 18 mol/L é igual a:

- a) 0,50 L.
b) 2,00 L.
c) 2,25 L.
d) 4,50 L.
e) 9,00 L.

8. (UFV-MG — mod.) A mistura de 100,0 mL de solução aquosa 0,10 mol/L de CaCl_2 com 100,0 mL de água resulta em uma solução aquosa com:

- a) 0,20 mol/L de íons Cl^- .
b) 0,02 mol de íons Cl^- .
c) 0,05 mol de CaCl_2 .
d) 0,05 mol de íons Ca^{2+} .

9. Uma bateria de carro, quando nova, contém uma solução de ácido sulfúrico com 38% em massa desse soluto. Se misturarmos 1,0 kg daquela solução com 4,0 kg de água destilada, a porcentagem em massa do ácido se reduzirá para:

- a) 8,2%.
b) 7,6%.
c) 7,9%.
d) 7,3%.
e) 7,0%.

10. (UFMS-RS — mod.) Na seção de "material de limpeza", eles encontraram um frasco de detergente cujo rótulo informava que esse produto continha 0,34% em massa de amônia, proveniente de uma solução concentrada de hidróxido de amônio. Acidentalmente, Tomás e Gabi derramaram 1 L do detergente no chão, exalando um forte cheiro de amônia. Sabendo que o odor é amenizado pela diluição da amônia (NH_3) em água, a uma concentração de 0,01% em massa, qual o volume de água que deve ser adicionado ao detergente derramado, para obter 0,01% em massa de NH_3 ?

- a) 34 L.
b) 33 L.
c) 3,4 L.
d) 3,3 L.
e) 2,4 L.

Aprofundando seu Conhecimento

1. (Unicamp-SP) Um dos grandes problemas das navegações do século XVI referia-se à limitação de água potável que era possível transportar numa embarcação. Imagine uma situação de emergência em que restaram apenas 300 litros (L) de água potável (considere-a completamente isenta de eletrólitos). A água do mar não é apropriada para o consumo, devido à grande concentração de NaCl (25 g/L), porém o soro fisiológico (10 g NaCl /L) é. Se os navegantes tivessem conhecimento da composição do soro fisiológico, poderiam ter usado a água potável para diluir água do mar de modo a obter soro e assim teriam um volume maior de líquido para beber.

- Que volume total de soro seria obtido com a diluição se todos os 300 litros de água potável fossem usados para este fim?
- Considerando-se a presença de 50 pessoas na embarcação e admitindo-se uma distribuição equitativa do soro, quantos gramas de NaCl teriam sido ingeridos por cada pessoa?
- Uma maneira que os navegantes usavam para obter água potável adicional era recolher água de chuva. Considerando-se que a água da chuva é originária, em grande parte, da água do mar, como se explica que ela possa ser usada como água potável?

2. (UFMG) Uma criança precisa tomar 15 gotas de um antitérmico diluídas em água. Considere desprezível, na solução formada, o volume das gotas adicionadas à água. Todas as seguintes afirmativas referentes a essa solução estão corretas, exceto:

- A concentração de 15 gotas do medicamento diluído para 20 mL de solução equivale ao dobro da concentração das mesmas 15 gotas para 40 mL de solução.
- A concentração de 15 gotas do medicamento diluído para 20 mL de solução é três vezes maior que a concentração de 5 gotas diluídas para o mesmo volume de solução.
- A concentração do medicamento em uma gota antes da diluição em água é menor que a concentração em 15 gotas, também antes da diluição em água.
- A quantidade de medicamento ingerido independe do volume de água utilizado na diluição.

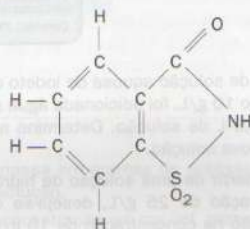
3. (UFPE) A embalagem de um herbicida para ser usado em hortaliças indica que devem ser dissolvidos 500 g do mesmo para cada 5 litros de água. Por engano, um agricultor dissolveu 100 g em 2 litros de água e somente percebeu o erro após haver utilizado a metade da solução. Uma das formas de corrigir a concentração do restante da solução é adicionar:

	Água (L)	Herbicida (g)
a)	1	0
b)	0	50
c)	1	50
d)	1	100
e)	0	100

4. (Fatec-SP) O suco de laranja concentrado da marca *M* contém 20 mg de vitamina C por 50 mL de suco concentrado. Para ser consumido, deve ser diluído com água até que seu volume seja 4 vezes maior que o inicial. Por outro lado, o suco em pó da marca *T* é vendido em envelopes de 45 g, que contêm 75 mg de vitamina C, devendo cada envelope ser dissolvido em 1 L de água. Assinale a alternativa que indica o conteúdo aproximado de vitamina C em um copo de 200 mL do suco *M* e em um copo de 200 mL do suco *T*, ambos após a preparação indicada com água.

	Suco <i>M</i> preparado	Suco <i>T</i> preparado
a)	5 mg	9 mg
b)	5 mg	15 mg
c)	20 mg	15 mg
d)	20 mg	75 mg
e)	80 mg	9 g

5. (UFRJ) A sacarina, que tem massa molecular 183 e fórmula estrutural



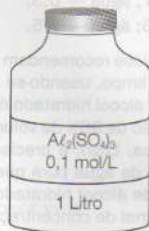
é utilizada em adoçantes artificiais. Cada gota de um certo adoçante contém 4,575 mg de sacarina. Foram adicionadas, a um recipiente contendo café com leite, 40 gotas desse adoçante, totalizando um volume de 200 mL.

- Determine a molaridade da sacarina nesse recipiente.
 - Quantos mililitros de café com leite devem ser adicionados ao recipiente para que a concentração da sacarina se reduza a 1/3 da concentração inicial?
6. (UERJ) Um laboratorista dispõe de solução 2 M de H_2SO_4 e precisa de uma solução 0,5 M desse ácido.
- Determine que volume da solução inicial ele deve diluir para obter 200 mL da solução desejada.
 - Calcule a massa em gramas de H_2SO_4 presente nos 200 mL da solução desejada.
 - Determine a concentração da solução inicial em gramas/litro.
- (H = 1, O = 16, S = 32.)

7. (PUC-SP) Ao se prepararem 2 litros de uma solução de ácido sulfúrico, foram gastos 19,6 g do referido ácido. Calcule:

- a molaridade da solução;
- a molaridade obtida pela evaporação dessa solução até que o volume final seja de 800 mL.

8. (PUC-RS) Necessita-se preparar uma solução de fluoreto de sódio (massa molar: $\text{NaF} = 42 \text{ g/mol}$) de concentração igual a $12,6 \text{ g/L}$, aproveitando 200 mL de uma solução $0,9 \text{ M}$ do mesmo sal. Para isso, deve(m)-se adicionar:
- 400 mL de água.
 - 600 mL de água.
 - 200 mL de água.
 - $0,3 \text{ mol}$ do sal.
 - $6,3 \text{ g}$ do sal.
9. (UFAL) Para preparar 500 mL de solução aquosa de soda cáustica (NaOH), de concentração $0,10 \text{ mol/L}$, partiu-se de uma solução aquosa contendo 20 g do soluto em um litro de solução aquosa. (Dado: massa molar do $\text{NaOH} = 40 \text{ g/mol}$.)
- Indique, por cálculo, o volume de solução de partida que deve ser tomado para diluir, com água, até se obterem 500 mL de solução desejada.
 - Descreva o procedimento experimental para preparar a solução desejada, referindo-se às operações e materiais de laboratórios utilizados.
10. (PUC-RJ) O tratamento de água usual não elimina alguns poluentes potencialmente tóxicos, como os metais pesados. Por isso, é importante que indústrias instaladas ao longo de rios que sejam fontes de água para a população tenham seus rejeitos controlados. Considere uma indústria que lançou, em um curso de água, 20000 litros de um rejeito contendo 1 g/L de CdCl_2 (massa molar do $\text{CdCl}_2 = 183,4 \text{ g/mol}$). Se metade deste rejeito encontrar o seu destino em um tanque de uma estação de tratamento, de modo que o volume final seja de $50 \cdot 10^6$ litros, a concentração de CdCl_2 af esperada será de aproximadamente:
- $1 \cdot 10^{-6} \text{ M}$.
 - $1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.
 - $5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.
 - $1 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.
 - $5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.
11. (UFMG) Uma mineradora de ouro, na Romênia, lançou 100000 m^3 de água e lama contaminadas com cianeto, CN^- , nas águas de um afluente do segundo maior rio da Hungria. A concentração de cianeto na água atingiu, então, o valor de $0,0012 \text{ mol/litro}$. Essa concentração é muito mais alta que a concentração máxima de cianeto que ainda permite o consumo doméstico da água, igual a $0,01$ miligrama/litro. Considerando-se essas informações, para que essa água pudesse servir ao consumo doméstico, ela deveria ser diluída, aproximadamente:
- 32000 vezes.
 - 3200 vezes.
 - 320 vezes.
 - 32 vezes.
12. (UFES) Uma solução de sulfato de sódio (Na_2SO_4) 1 mol/L é diluída até o dobro do seu volume inicial. A concentração de íons sódio (em mol/L) na solução diluída é:
- $1,0 \cdot 10^{-3}$.
 - $2,0 \cdot 10^{-3}$.
 - $2,5 \cdot 10^{-1}$.
 - $5,0 \cdot 10^{-1}$.
 - $1,0$.
13. (PUC-RS) $50,00 \text{ mL}$ de uma solução $2,0 \text{ mol/L}$ em MgCl_2 são diluídos a 1 L . A concentração, em mol/L , de íons cloreto na nova solução é:
- $0,1$.
 - $0,2$.
 - $1,0$.
 - $2,0$.
 - $4,0$.
14. (UFSC) Uma solução de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ foi preparada em laboratório e armazenada em um recipiente apropriado, conforme a ilustração. Sobre a solução preparada, é correto afirmar que:



- A solução contém mais de 33 gramas do soluto.
 - O número de mols do soluto, presente na solução, é igual a 2 (dois).
 - Transferindo 25 mL da solução para um balão volumétrico de 250 mL e completando-se seu volume com água, a solução resultante fica 4 (quatro) vezes mais diluída.
 - Separando a solução em dois recipientes, contendo quantidades iguais da mesma, cada nova solução terá uma concentração de soluto que vale a metade da concentração inicial.
 - Se o soluto $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ apresentar-se 20% dissociado, a concentração dos íons Al^{3+} será $0,04 \text{ M}$.
- Dê como resposta a soma dos números referentes às afirmações corretas.
15. (PIAS-Unimontes-MG) Em hospitais é usado o soro fisiológico em uma concentração a $0,9\%$ (p/v) de cloreto de sódio (NaCl). Esta solução é isotônica em relação ao sangue, o que evita o rompimento das hemácias, quando o soro fisiológico é misturado ao sangue. A densidade do soro fisiológico é aproximadamente igual a 1 g/mL . A respeito da concentração do soro fisiológico, responda qual é a alternativa correta:
- Após misturar-se $1,0 \text{ L}$ de soro fisiológico com $9,0 \text{ L}$ de água, a concentração resultante desta mistura é igual a $0,45\%$ (p/v).
 - A molaridade do soro fisiológico é igual aproximadamente a $1,54 \text{ mol/L}$.
 - Para preparar $1,0$ litro de soro fisiológico, pode-se proceder da seguinte forma: pesar $9,0 \text{ g}$ de NaCl e dissolver-se em água, completando o volume até $1,0 \text{ L}$ em balão volumétrico.
 - A molaridade do soro fisiológico é aproximadamente igual à molaridade de uma solução de cloreto de potássio (KCl) de concentração $1,49 \text{ g/L}$.

16. (UFSM-RS) A soda cáustica (NaOH) é uma das bases mais usadas pela indústria química na preparação de compostos orgânicos, na purificação de óleos vegetais e derivados de petróleo, etc. Suponha-se que, para ser usada em um determinado processo industrial, há necessidade de 10 L de soda a 7,5%. Partindo-se de uma solução a 25% dessa substância (sol. A), o volume da solução e o volume de água que deveriam ser misturados, para obter a solução com a concentração desejada, são, em litros:

- sol. A — 7,0; água — 3,0.
- sol. A — 3,0; água — 7,0.
- sol. A — 0,3; água — 9,7.
- sol. A — 9,7; água — 0,3.
- sol. A — 7,5; água — 2,5.

17. (UFPE) Os médicos recomendam que o umbigo de recém-nascidos seja limpo, usando-se álcool a 70%. Contudo, no comércio, o álcool hidratado é geralmente encontrado na concentração de 96% de volume de álcool para 4% de volume de água. Logo, é preciso realizar uma diluição. Qual o volume de água pura que deve ser adicionado a um litro (1 L) de álcool hidratado 80% v/v para obter-se uma solução final de concentração 50% v/v?

- 200 mL.
- 400 mL.
- 600 mL.
- 800 mL.
- 1 600 mL.

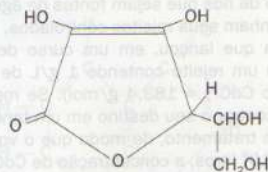
18. (Fesp-PE) Dispõe-se de 20,0 L de água oxigenada a 125 volumes (dado: 1 L de água oxigenada a 125 volumes libera 125 L de $O_2(g)$ nas CNTP). Para preparar 100,0 L de água oxigenada a 10 volumes, deve-se proceder praticamente da seguinte forma:

- tomam-se 10 L de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 L.
- tomam-se 100 L de água oxigenada a 125 volumes e aquecem-se até a proporção desejada.
- tomam-se 8 L de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 L.
- tomam-se 80,0 L de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 L.
- toma-se 125 L de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 L.

19. (ITA-SP) Para preparar 80 L de uma solução aquosa 12% (massa/massa) de KOH (massa específica da solução = $1,10 \text{ g/cm}^3$) foram adicionados x litros de uma solução aquosa 44% (massa/massa) de KOH (massa específica da solução = $1,50 \text{ g/cm}^3$) e y litros de água deionizada (massa específica = $1,00 \text{ g/cm}^3$). Os valores de x e y são respectivamente:

- 12 L e 68 L.
- 16 L e 64 L.
- 30 L e 50 L.
- 36 L e 44 L.
- 44 L e 36 L.

20. (UnB-DF) O ácido ascórbico é uma importante vitamina hidrossolúvel que, devido às suas características, não é armazenada pelo organismo. Por isso, é fundamental que sejam ingeridas, regularmente, quantidades suficientes dessa vitamina. Nessa perspectiva, considere que determinado medicamento líquido, cujo princípio ativo é o ácido ascórbico, apresente em sua composição 200 mg de vitamina C por mL de medicamento, e que 4 gotas desse medicamento — quantidade recomendada para crianças recém-nascidas — tenham sido dissolvidas em 2 mL de água fervida e filtrada. Considerando, ainda, a fórmula estrutural da vitamina C, mostrada abaixo, e sabendo que $M(C) = 12,0 \text{ g/mol}$, $M(O) = 16,0 \text{ g/mol}$, $M(H) = 1,0 \text{ g/mol}$ e que 1 gota equivale a 0,05 mL, calcule, em mols/L, a concentração de vitamina C na solução resultante (medicamento + água). Multiplique o valor calculado por 10^2 e despreze a parte fracionária de seu resultado, caso exista.



vitamina C
(ácido ascórbico)

21. (UFCE) Em média, 90% das pessoas cujo exame de sangue apresenta concentração de etanol, C_2H_5OH , de $0,0030 \text{ g/(mL de sangue)}$, demonstram sinais óbvios de intoxicação. A concentração fatal é estimada em $0,0070 \text{ g/(mL de sangue)}$.

Supondo que todo o álcool vai direto para o sangue e que a densidade do etanol é de $0,80 \text{ g/mL}$, responda qual é a opção em que o volume de uísque (40% etanol, por volume) corresponde à diferença entre a intoxicação e a dose fatal para uma pessoa cujo volume de sangue é de 6,0 litros:

- 12 mL.
- 22 mL.
- 30 mL.
- 75 mL.
- 120 mL.

CAPÍTULO 4

Mistura de soluções sem reação química

INTRODUÇÃO

A mistura de soluções é feita normalmente em algumas situações da nossa vida.

Foto: USSAL



Nos dois casos ocorre uma mistura de soluções. Tanto o adoçante como o café são soluções; o mesmo é válido para o suco de limão e o chá.

Em laboratório e nas indústrias, a mistura de soluções é um procedimento muito comum e importante, e nesses casos é fundamental a determinação da concentração dos componentes das misturas obtidas.

Exercício
Foto: Aca Chapel/Corbis

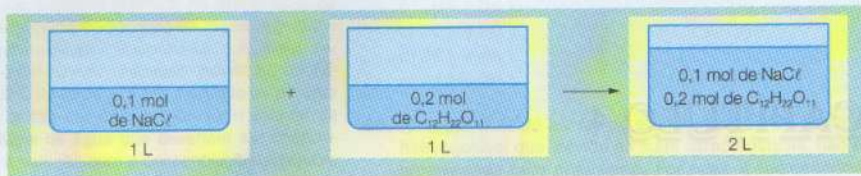


As características dos perfumes dependem das concentrações das soluções utilizadas na sua produção.

MISTURA DE SOLUÇÕES COM O MESMO SOLVENTE E SOLUTOS DIFERENTES

Quando se misturam duas soluções, ocorre a simples diluição, pois as quantidades dos solutos permanecem constantes, porém dispersas num volume maior. As concentrações finais dos dois solutos são menores que as iniciais.

Vamos estudar a seguinte mistura:



Na solução final:

$$\text{para o NaCl: } m_L = \frac{n_1}{V} = \frac{0,1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$\text{para o C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}: m_L = \frac{n_1}{V} = \frac{0,2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

Também poderíamos determinar as molaridades do NaCl e do $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ após a mistura, utilizando as fórmulas de diluição.

$$m_L \cdot V = m'_L \cdot V'$$

Assim:

NaCl

$$m_L \cdot V = m'_L \cdot V'$$

$$\frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot 1 \text{ L} = m'_L \cdot 2 \text{ L}$$

$$m'_L = 0,05 \text{ mol/L}$$

C₁₂H₂₂O₁₁

$$m_L \cdot V = m'_L \cdot V'$$

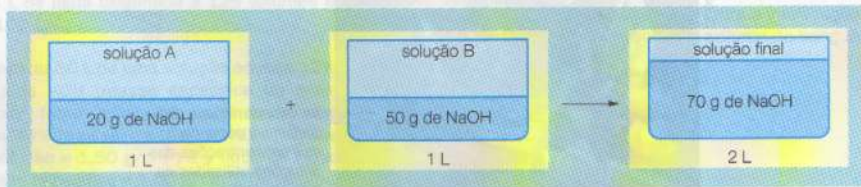
$$\frac{0,2 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot 1 \text{ L} = m'_L \cdot 2 \text{ L}$$

$$m'_L = 0,1 \text{ mol/L}$$

Nesses exemplos, efetuamos os cálculos com a molaridade; porém, podemos aplicar o mesmo raciocínio para as outras formas de concentração.

MISTURA DE SOLUÇÕES COM O MESMO SOLVENTE E O MESMO SOLUTO

Nesse tipo de mistura, a quantidade (número de mol ou massa) do soluto presente na mistura é igual à soma das quantidades dos solutos presentes nas soluções iniciais. Imaginemos a seguinte solução:



Como podemos notar pelo exemplo, na solução final a quantidade de soluto, a massa da solução e o volume da solução correspondem às somas de seus valores nas soluções iniciais.

Logo, para a solução final, temos:

$$\left. \begin{array}{l} m_1 = 70 \text{ g de NaOH} \\ M_1 = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ V = 2,0 \text{ L} \end{array} \right\} C = \frac{70 \text{ g}}{2,0 \text{ L}} = 35 \text{ g/L}$$

A determinação do valor da concentração de uma mistura formada pelo mesmo solvente e mesmo soluto pode ser feita através de uma expressão matemática, deduzida da seguinte maneira:

Solução A: $m_1 = 20 \text{ g}$ $C_A = \frac{m_1}{V_A}$ $C_A = \frac{20 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 20 \text{ g/L}$

$$V_A = 1 \text{ L}$$

$$m_1 = C_A V_A$$

Solução B: $m_1 = 50 \text{ g}$ $C_B = \frac{m_1}{V_B}$ $C_B = \frac{50 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 50 \text{ g/L}$

$$V_B = 1 \text{ L}$$

$$m_1 = C_B V_B$$

Mistura: $m_1 = m_1 + m_1$

$$m_1 = C_A V_A + C_B V_B$$

$$C = \frac{m_1}{V}$$

$$m_1 = CV$$

$$C_A V_A + C_B V_B = CV$$

Substituindo os valores temos:

$$C_A V_A + C_B V_B = CV$$

$$20 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 1 \text{ L} + 50 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 1 \text{ L} = C \cdot 2 \text{ L}$$

$$C = 35 \text{ g/L}$$

Note que a concentração do NaOH na mistura apresenta um valor intermediário entre os valores das soluções A e B:

Concentração em g/L		
Solução A 20 g/L	<	Mistura 35 g/L
	<	Solução B 50 g/L

Esse tipo de fórmula, deduzida para concentração em g/L, pode ser deduzida analogamente para outras formas de exprimir as concentrações:

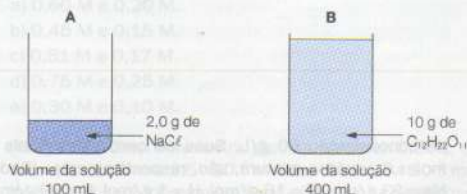
$$C_A V_A + C_B V_B + \dots = CV$$

$$m_A V_A + m_B V_B + \dots = mV$$

$$\tau_A m_A + \tau_B m_B + \dots = \tau m$$

Exercícios Fundamentais

1. Foram preparadas duas soluções aquosas, A e B:

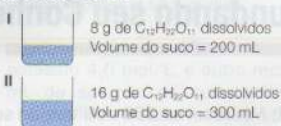


Com base nessas informações, calcule, em g/L:

- a concentração do NaCl na solução A;
- a concentração do $C_{12}H_{22}O_{11}$ na solução B;
- a concentração do NaCl e a do $C_{12}H_{22}O_{11}$ na solução resultante da mistura das soluções A e B.

Considere as seguintes informações a respeito de dois sucos de laranja, I e II:

Responda as questões 2 a 4:



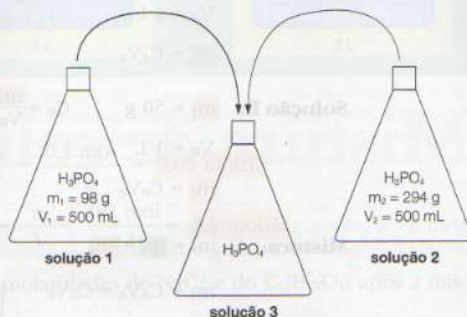
- Qual dos dois sucos é mais "doce"? Justifique sua resposta.
- Calcule a concentração em g/L do açúcar comum em cada suco.
- Calcule a concentração em g/L do açúcar comum na mistura resultante dos dois copos de suco.

Testando seu Conhecimento

- Um volume de 200 mL de uma solução aquosa de glicose ($C_6H_{12}O_6$) de concentração igual a 60 g/L foi misturada a 300 mL de uma solução de glicose de concentração igual a 120 g/L. Determine a concentração, em g/L, da solução final.
- Para originar uma solução de concentração igual a 120 g/L, qual é o volume, em litros, de uma solução aquosa de $CaCl_2$ de concentração 200 g/L que deve ser misturado a 200 mL de uma outra solução aquosa de $CaCl_2$ de concentração igual a 100 g/L?
- (MACK-SP) 200 mL de solução 24,0 g/L de hidróxido de sódio são misturados a 1,3 litro de solução 2,08 g/L de mesmo soluto. A solução obtida é então diluída até um volume final de 2,5 litros. A concentração da solução, após a diluição, é aproximadamente igual a:
 - 26,0 g/L.
 - 13,0 g/L.
 - 3,0 g/L.
 - 5,0 g/L.
 - 4,0 g/L.
- (UFES) Misturando 60,0 mL de solução de HCl de concentração 2,0 mol/L com 40,0 mL de solução de HCl de concentração 4,5 mol/L, obtém-se uma solução de HCl de concentração, em gramas por litro (g/L), igual a:
 $(H = 1; Cl = 35,5)$
 - 3,0.
 - 10,5.
 - 36,5.
 - 109,5.
 - 365,0.
- (MACK-SP) Adicionando 600 mL de uma solução 0,25 molar de KOH a um certo volume (v) de solução 1,5 molar de mesma base, obtém-se uma solução 1,2 molar. O volume (v) adicionado de solução 1,5 molar é de:
 - 0,1 L.
 - 3,0 L.
 - 2,7 L.
 - 1,5 L.
 - 1,9 L.
- (UEGO) Quando se misturam duas ou mais soluções de um mesmo soluto, a massa total de soluto na solução final será a soma das massas do soluto das soluções iniciais. Analogamente, o volume final será a soma dos volumes iniciais. Conseqüentemente, a concentração final será:

$$C = \frac{m_1 + m_2}{V_1 + V_2}$$

($H = 1$ u; $P = 31$ u; $O = 16$ u; constante de Avogadro = $6,02 \cdot 10^{23}$.)



Com relação à figura acima, considere as proposições a seguir:

- A concentração molar da solução **1** é igual a 1 mol/L.
 - A concentração molar da solução **2** é igual a 6 mol/L.
 - Ao analisar a figura acima, conclui-se que a concentração da solução **3** é igual a 7 mol/L.
 - O número de moléculas de ácido fosfórico da solução **3** será de $2,408 \cdot 10^{24}$ moléculas/L.
- Está correta a alternativa:
- Somente a proposição I é verdadeira.
 - Somente as proposições I e II são verdadeiras.
 - Somente a proposição IV é verdadeira.
 - Somente as proposições II e IV são verdadeiras.
 - Todas as proposições são verdadeiras.
- (UFRJ) Misturando-se 100 mL de solução aquosa 0,1 molar de KCl , com 100 mL de solução aquosa 0,1 molar de $MgCl_2$, as concentrações de íons K^+ , Mg^{2+} e Cl^- na solução resultante serão, respectivamente:
 - 0,05 M, 0,05 M e 0,1 M.
 - 0,04 M, 0,04 M e 0,12 M.
 - 0,05 M, 0,05 M e 0,2 M.
 - 0,1 M, 0,15 M e 0,2 M.
 - 0,05 M, 0,05 M e 0,15 M.

Aprofundando seu Conhecimento

- (UEL-PR) Misturam-se 200 mililitros de solução de hidróxido de potássio de concentração 5,0 g/L com 300 mililitros de solução da mesma base com concentração 4,0 g/L. A concentração em g/L da solução final vale:
 - 0,50.
 - 1,1.
 - 2,2.
 - 3,3.
 - 4,4.
- (UA-AM) Uma solução de 2,0 litros de $NaOH$, com concentração 40 g/L, é misturada com 3 litros de solução de KOH

de concentração 60 g/L. Suas concentrações finais de moles/L, após a mistura, são, respectivamente: (Dados: $Na = 23$ g/mol, $O = 16$ g/mol, $H = 1$ g/mol, $K = 39$ g/mol.)

- 1,0 e 1,32.
- 0,4 e 0,66.
- 0,4 e 0,4.
- 0,55 e 0,66.
- 0,4 e 1,32.

3. (Cefet-MG) Um laboratorista diluiu com água 0,5 litro de solução a 2 mol/L para 2 litros. À solução diluída acrescentou-se 1 litro de solução de mesmo soluto a 1 mol/L. Pode-se afirmar que a concentração da solução final, em mol/L, é:
- a) 1,20. d) 0,67.
b) 1,00. e) 0,50.
c) 0,75.
4. (UFCE) Um químico possui em seu estoque 500 mL de solução 1 M de NaCl. Para que possa aproveitá-la na preparação de uma solução 2 M deste mesmo sal, ele deve:
- 01) adicionar 500 mL de água.
02) evaporar 250 mL de água dessa solução.
04) adicionar 1/2 mol de NaCl.
08) preparar 500 mL de solução 3 M de NaCl e juntar as duas soluções.
- Dê como resposta a soma dos números associados às afirmações corretas.
5. (UFCE) No recipiente **A**, temos 50 mL de uma solução 1 M de NaCl. No recipiente **B**, há 300 mL de uma solução que possui 30 g de NaCl por litro de solução. Juntou-se o conteúdo dos recipientes **A** e **B**, e o volume foi completado com água até formar 1 litro de solução. Determine a concentração final da solução obtida em g/L. (Massas molares, em g/mol, do Na = 23,0 e do Cl = 35,5.)
6. (UFRS) Misturam-se volumes iguais de duas soluções **A** e **B** de NaOH, de concentração 1 mol/litro e 2 mols/litro, respectivamente, resultando uma solução **C**. Adicionando-se 200 mL de água à solução **C**, obtém-se a solução **D**. Sobre essas soluções pode-se afirmar que:
- a) **C** e **D** apresentam diferentes quantidades de soluto.
b) **B** e **D** têm concentrações iguais.
c) a concentração de **C** é 1,5 mols/litro e a de **D** é maior que 1,5 mols/litro.
d) a concentração de **C** é 1,5 mols/litro e a de **D** é menor que 1,5 mols/litro.
e) **A** e **B** apresentam a mesma quantidade de soluto.
7. (UFFRJ) A molaridade de uma solução **X** de ácido nítrico é o triplo da molaridade de outra solução **Y** do mesmo ácido. Ao se misturarem 200,0 mL, da solução **X** com 600 mL da solução **Y**, obtém-se uma solução 0,3 M do ácido. Pode-se afirmar, então, que as molaridades das soluções **X** e **Y** são, respectivamente:
- a) 0,60 M e 0,20 M.
b) 0,45 M e 0,15 M.
c) 0,51 M e 0,17 M.
d) 0,75 M e 0,25 M.
e) 0,30 M e 0,10 M.
8. (Fuvest-SP) Uma enfermeira precisa preparar 0,50 L de soro que contenha $1,5 \cdot 10^{-2}$ mol de KCl e $1,8 \cdot 10^{-2}$ mol de NaCl, dissolvidos em uma solução aquosa de glicose. Ela tem à sua disposição soluções aquosas de KCl e NaCl de concentrações, respectivamente, 0,15 g/mL e $0,60 \cdot 10^{-2}$ g/mL. Para isso, terá que utilizar **x** mL da solução de KCl e **y** mL da solução de NaCl e completar o volume, até 0,50 L, com a solução aquosa de glicose. Os valores de **x** e **y** devem ser, respectivamente,
- a) 2,5 e $0,60 \cdot 10^2$.
b) 7,5 e $1,2 \cdot 10^2$.
c) 7,5 e $1,8 \cdot 10^2$. (Massa molar (g/mol):
KCl, 75; NaCl, 59.)
d) 15 e $1,2 \cdot 10^2$.
e) 15 e $1,8 \cdot 10^2$.
9. (UFRJ) A técnica de aplicação de fertilizantes líquidos em lavouras tem sido cada vez mais utilizada pelos agricultores. Os fertilizantes são vendidos na forma de soluções concentradas que contêm diferentes composições de nutrientes, e são formuladas e diluídas pelo agricultor, de acordo com a lavoura a ser tratada.
- A tabela a seguir apresenta dados encontrados nos rótulos de dois frascos de fertilizantes líquidos concentrados de duas marcas diferentes.

Elemento	Frasco I	Frasco II
nitrogênio	100 g/L	0 g/L
potássio	70 g/L	10 g/L
fósforo	30 g/L	80 g/L

Para tratar uma lavoura de morangos um agricultor necessita preparar 100 litros de uma solução diluída de fertilizante utilizando uma combinação dos frascos I e II. Em função das características do solo, a concentração final da solução deve ser ajustada de forma a conter 0,1 g/L de potássio e 0,1 g/L de nitrogênio.

Calcule a concentração, em g/L, de fósforo presente na solução de fertilizante usada no tratamento da lavoura de morangos.

10. (UFRS) A adição de 90 mL de água destilada a 10 mL de uma solução contendo KCl e $MgCl_2$ em concentrações iguais a 1,0 mol/L e 0,50 mol/L, respectivamente, resulta em uma mistura na qual:
- a) a concentração de íon cloreto é de 1,5 mol/L.
b) a concentração de cátion magnésio e a de ânion cloreto são, respectivamente, de 0,050 mol/L e de 0,20 mol/L.
c) a concentração de cátion potássio e a de ânion cloreto são iguais a 0,10 mol/L.
d) a concentração de cátion potássio e a de cátion magnésio são, respectivamente, de 0,90 mol/L e de 0,45 mol/L.
e) a concentração de cátion magnésio, a de ânion cloreto e a de cátion potássio são iguais.
11. (UECE) Um recipiente contém 150 mL de solução de cloreto de potássio 4,0 mol/L, e outro recipiente contém 350 mL de solução de sulfato de potássio, 3,0 mol/L. Depois de misturarmos as soluções dos dois recipientes, as concentrações em quantidade de matéria em relação aos íons K^+ e SO_4^{2-} serão, respectivamente:
- a) 4,2 mol/L e 2,1 mol/L.
b) 4,2 mol/L e 3,6 mol/L.
c) 5,4 mol/L e 2,1 mol/L.
d) 5,4 mol/L e 3,6 mol/L.

COMPLEMENTO

Dispersões

Soluções, suspensões e colóides

Soluções são misturas homogêneas. As partículas presentes numa solução podem ser átomos, íons ou pequenas moléculas. No entanto, quaisquer que sejam, elas são tão pequenas que não podem ser vistas, mesmo com o auxílio de poderosos instrumentos ópticos, como um ultramicroscópio, nem conseguem dispersar a luz, quando se faz incidir um feixe luminoso sobre elas, nem podem ser separadas por algum processo de filtração.

Em um microscópio comum, a amostra de uma solução é colocada entre a fonte de luz e o olho do observador; assim, a luz incide diretamente no olho do observador.

Num ultramicroscópio, a luz incide sobre a amostra, colocada sobre um fundo escuro, em um plano perpendicular ao olho do observador.



Como as partículas das soluções não conseguem dispersar a luz, não conseguimos vê-las em nenhum dos dois casos.

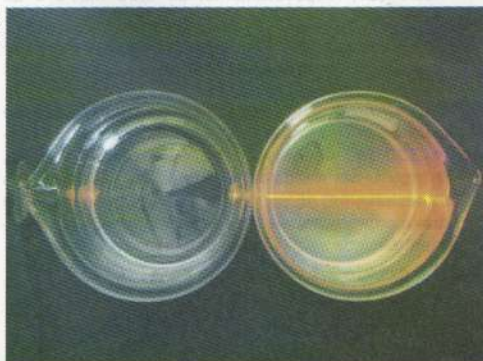
Não é sempre que, ao adicionarmos uma substância a um solvente, temos a formação de uma solução. Se adicionamos, por exemplo, uma certa quantidade de areia finamente dividida a uma garrafa com água e a agitamos energeticamente, a areia permanece suspensa, "flutuando" na água por um breve período de tempo e, então, rapidamente se deposita no fundo da garrafa.

Sistemas heterogêneos como esse, onde as partículas são grandes o suficiente para serem vistas a olho nu e se sedimentam quando deixadas em repouso, são denominadas **suspensões**. Nas suspensões, as partículas provocam dispersão e reflexão da luz.

As partículas (grandes) que formam uma suspensão podem ser separadas por filtração comum, pois apresentam diâmetro maior que o dos poros do papel de filtro.

A seguir, apresentamos dois exemplos de suspensão comuns:

O laser atravessa a solução que está no recipiente à esquerda sem sofrer dispersão e reflexão, observadas na suspensão que está contida no recipiente à direita.



- **leite de magnésia**, uma suspensão mais ou menos viscosa, que contém de 7,0 a 8,5 g de hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2$, por 100 g da suspensão; pode ser usada como antiácido estomacal ou como laxante;
- **calamina**, mistura de óxido de zinco (ZnO) com uma pequena proporção de óxido de ferro III (Fe_2O_3) e água; apresenta um aspecto rosado e é comercializada na forma de loção, como protetor tópico, indicada para queimaduras de sol e outras afecções cutâneas.

Por esses dois exemplos, nota-se que as suspensões estão presentes no nosso cotidiano sem que percebamos isso, utilizadas em muitas situações para melhorar nossa qualidade de vida.



Foto: USSAL

No tratamento da água fornecida à população das grandes cidades, usa-se o sulfato de alumínio [$Al_2(SO_4)_3$] em meio básico (OH^-), que reage produzindo o hidróxido de alumínio [$Al(OH)_3$]. Este, por sua vez, forma flocúlos que arrastam as impurezas sólidas presentes na água.

As suspensões também ocorrem normalmente na natureza. Um exemplo disso é o belo espetáculo visual das estalactites e das estalagmites, que ao longo de milhares de anos se formaram em algumas cavernas. Elas são constituídas de carbonato de cálcio, $CaCO_3$, produzido quando íons Ca^{2+} e HCO_3^- , dissolvidos em água, são percolados através das rochas do teto da caverna e reagem entre si, da seguinte maneira:

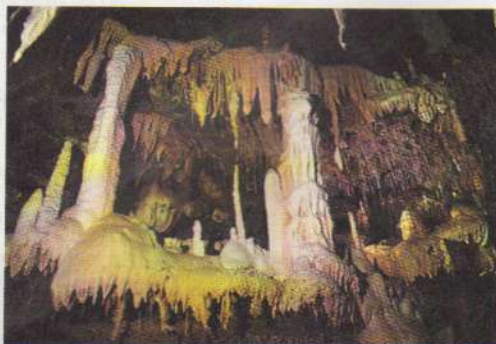


O carbonato de cálcio é uma substância praticamente insolúvel e forma uma suspensão com a água. À medida que a água evapora, o $CaCO_3$ se cristaliza, originando formações com aspecto visual impressionante e grandioso.

A diferença fundamental entre uma **solução** e uma **suspensão** é o tamanho das partículas dispersas. Entre uma e outra, existem misturas cujas partículas dispersas são muito menores do que aquelas que podem ser vistas a olho nu, mas muito maiores do que as moléculas individuais. Tais partículas são denominadas **partículas coloidais** e, em água, formam os **colóides** ou **suspensões coloidais**.

As partículas coloidais que constituem uma fase descontínua são denominadas **fase dispersa** ou **disperso**; o componente da fase contínua é chamado de **fase dispersante** ou **dispersante**.

As partículas coloidais não se sedimentam pela ação da gravidade; na verdade, sua sedimentação só é obtida pelo uso de uma ultracentrífuga. O tamanho dessas partículas permite que elas atravessem um filtro, mas não uma membrana semipermeável. Elas são suficientemente grandes para refletir e dispersar a luz.

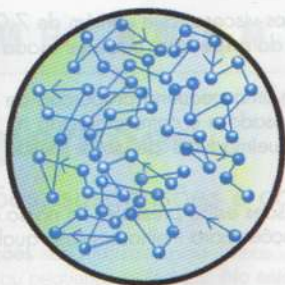


Estalactites e estalagmites em caverna, formadas pela cristalização do carbonato de cálcio.

Daelim Martins/Pulsar



Efeito Tyndall: os colóides se apresentam translúcidos.



Colóide: movimentos rápidos e em ziguezague.

Essa dispersão da luz é conhecida pelo nome de **efeito Tyndall**. Quando um feixe de luz, numa sala escura, incide sobre um frasco que contenha colóide ou sobre uma suspensão, sua trajetória fica visível.

Esse efeito é perceptível em algumas situações do dia-a-dia: por exemplo, quando os raios de sol atravessam as frestas de uma janela num quarto com poeira suspensa no ar ou quando o feixe de luz emitido pelo projetor, num cinema, passa através do ar que contenha fumaça ou poeira. Devido ao efeito Tyndall, os colóides, quando observados a olho nu, se apresentam translúcidos, com um aspecto nebuloso, opaco.

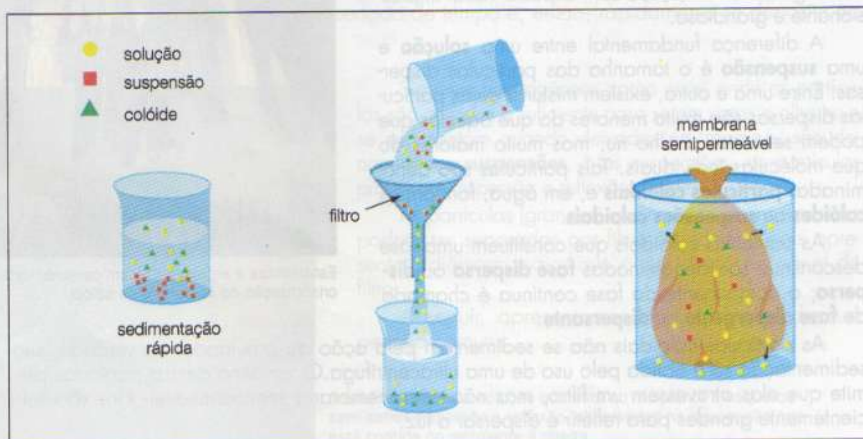
Quando um colóide é examinado num ultramicroscópio, iluminado lateralmente, observamos vários pontos luminosos movimentando-se rápida e aleatoriamente. Esse movimento é denominado **movimento browniano**.

A tabela a seguir apresenta algumas das propriedades das dispersões:

Tipo de mistura	Características das partículas	Efeito da luz	Efeito da gravidade (sedimentação)	Separação
soluções	átomos, íons ou pequenas moléculas (partículas menores que 10 nm*)	transparentes	não sedimentam	não são separáveis por filtro ou membrana semipermeável
colóides	moléculas grandes ou grupos de moléculas ou íons	refletem a luz (efeito Tyndall)	não sedimentam	separáveis só por membrana semipermeável
suspensões	partículas muito grandes e visíveis a olho nu (partículas maiores que 1 000 nm)	opacas	sedimentam rapidamente	separáveis por filtro

* 1 nm = 1 nanômetro = 10^{-9} m.

A ilustração abaixo nos mostra algumas características dos três tipos de mistura.



Classificação dos colóides

Os colóides são característicos de muitos processos importantes, relacionados com a vida, que ocorrem na natureza e, também, em um grande número de produtos industrializados.

Muitos dos fluidos presentes em nosso organismo são colóides formados por proteínas ou outras moléculas grandes dispersas em água. Uma célula individual de uma bactéria é uma partícula coloidal, assim como as algas verdes presentes em águas paradas ou contaminadas.

Dependendo do tipo da partícula coloidal e do meio dispersante, os colóides podem ser classificados de várias maneiras, ou seja, recebem nomes particulares:

- **Aerossol** — consiste em um sólido ou um líquido disperso em um gás.



A fumaça é constituída de partículas sólidas dispersas no ar.



Nevoeiros são partículas líquidas dispersas no ar.

Um dos problemas das grandes cidades é a poluição do ar, denominada **smog**, que é uma mistura de fumaça e neblina.

Muitos produtos de uso doméstico são comercializados na forma de **spray**, que também produz aerossóis. No **spray**, o componente ativo é disperso no ar.

Os nebulizadores, usados para umidificar um recinto ou as vias respiratórias de uma pessoa, produzem um aerossol de água disperso no ar.

- **Emulsão** — são colóides formados por líquido disperso em outro líquido ou sólido. O leite homogeneizado é formado por partículas de gordura, que foram esfaceladas e dispersas em água. Outros exemplos são a maionese, o queijo e a manteiga.
- **Espuma** — consiste em um gás disperso em sólido ou líquido.



O creme de leite batido, conhecido por *chantilly*, é um colóide no qual o ar está disperso no creme de leite.



Na maria-mole e na pedra-pomes temos espumas sólidas nas quais o disperso é o ar.

- **Sol** — são colóides formados pela dispersão de um sólido em líquido. O plasma sanguíneo é formado por grandes moléculas orgânicas dispersas em água. A goma-arábica é um sol composto de uma resina extraída de uma planta da família das leguminosas (*Acacia vera*), dispersa em água.



Thales Trigo

O carbonato de cálcio (CaCO_3) está disperso em conchiolina ($\text{C}_{32}\text{H}_{98}\text{N}_2\text{O}_{11}$).



Daniel Augusto Jr./Pulsar

Nos rubis, normalmente encontramos óxido de cromo e metais dispersos.

- **Gel** — é um colóide formado pela dispersão de um líquido em um sólido. Pode ser considerado um tipo de sol, no qual as partículas do dispersante sólido compõem um retículo contínuo, de estrutura aberta e semi-rígida. Nesse tipo de colóide, tanto o disperso (líquido) como o dispersante (sólido) são contínuos.

Thales Trigo



Água em sílica.



Água dispersa na gelatina.

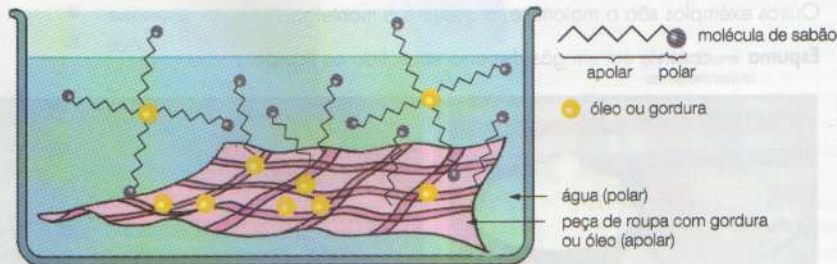
Christof Gunkel

Nos exemplos das fotos acima, encontramos a água dispersa em diferentes dispersantes, que formam estruturas contínuas.

OBSERVAÇÃO:

Muitas vezes é necessária a presença de uma substância capaz de impedir que os componentes (disperso e dispersante) de uma emulsão se separem. Essas substâncias são denominadas **agentes emulsificantes**. No caso do leite, o agente emulsificante é uma proteína, a caseína, que mantém unidas a gordura e a água.

Os sabões são constituídos de moléculas que apresentam uma parte apolar e uma polar. A parte apolar pode dissolver sujeiras gordurosas de, por exemplo, uma peça de roupa. Ao mesmo tempo, a parte polar liga-se às moléculas de água, retirando a sujeira gordurosa da roupa a ser limpa, formando uma emulsão. Assim, os sabões são agentes emulsificantes.



As emulsões de óleo em água são estabilizadas pela adição de agentes emulsificantes, como a gelatina e a goma-arábica.

Exercícios

1. (Cesgranrio-RJ) Considere o quadro a seguir:

Propriedade	Dispersão A	Dispersão B	Dispersão C
natureza da molécula	átomos, íons ou pequenas moléculas	macro-moléculas ou grupo de moléculas	partículas visíveis a olho nu
efeito da gravidade	não sedimenta	não sedimenta	sedimenta rapidamente
uniformidade	homogênea	não tão homogênea	heterogênea
separabilidade	não pode ser separada por filtração	pode ser separada somente por membranas especiais	pode ser separada por papel de filtro

Logo, podemos afirmar que:

- a) A = solução verdadeira; B = suspensão; C = solução coloidal.
 b) A = suspensão; B = solução coloidal; C = solução verdadeira.
 c) A = solução coloidal; B = solução verdadeira; C = suspensão.
 d) A = solução coloidal; B = suspensão; C = solução verdadeira.
 e) A = solução verdadeira; B = solução coloidal; C = suspensão.

2. Cite duas maneiras que permitam diferenciar uma suspensão de uma solução.

3. O que é efeito Tyndall?

4. Coloque em ordem crescente de tamanho as partículas que constituem as suspensões, as soluções e os colóides.

5. (Unifor-CE) Dentre os seguintes materiais:

- I — maionese
 II — iogurte
 III — azeite de oliva
 IV — refrigerante

podem ser classificados como dispersões coloidais:

- a) I e II.
 b) I e III.
 c) II e III.
 d) II e IV.
 e) III e IV.

6. (Unifor-CE) Maionese e mistura de sal e óleo constituem, respectivamente, exemplos de sistemas:

- a) coloidal e coloidal.
 b) homogêneo e heterogêneo.
 c) coloidal e homogêneo.
 d) homogêneo e homogêneo.
 e) coloidal e heterogêneo.

7. O que é um agente emulsificante? Dê um exemplo.



QUÍMICA e BIOLOGIA

Colóides e soluções no corpo humano

Em nosso organismo, os colóides são separados das soluções por membranas semipermeáveis. Por exemplo, as paredes intestinais permitem que as partículas em solução passem para o sangue e para o sistema linfático. Entretanto, as partículas coloidais dos alimentos são muito grandes para atravessar essas paredes e, por isso, elas permanecem no interior do intestino.

O processo de digestão promove a quebra das grandes partículas coloidais de proteínas e amido, produzindo aminoácidos e glicose, os quais conseguem atravessar as paredes e chegar ao sistema circulatório.

Certos alimentos, como fibras vegetais, não são quebrados em nosso processo digestivo. Essas fibras atravessam o nosso intestino intactas.

As membranas celulares também separam soluções e colóides. Por exemplo, as enzimas (estruturas protéicas) são produzidas no interior das células e lá permanecem. No entanto, muitos nutrientes celulares, como oxigênio, aminoácidos, eletrólitos, glicose, atravessam as membranas. O mesmo ocorre com muitos produtos excretados pelas células, tais como uréia e gás carbônico.

Faça você mesmo

I — Preparando colóides

Como sabemos, água e óleo não se misturam, mesmo quando submetidos a intensa agitação, pois a água apresenta moléculas polares e os óleos são substâncias apolares. Ao cessarmos a agitação, em pouco tempo as pequenas partículas de óleo obtidas durante esse processo se unem e formam uma lâmina que flutua sobre a água.

Se pudéssemos impedir que as gotículas de óleo se unissem novamente, poderíamos mantê-las dispersas na água, ou seja, obteríamos uma mistura de dois líquidos imiscíveis. Os agentes emulsificantes são substâncias que têm a propriedade de provocar uma interação entre líquidos imiscíveis, pois apresentam moléculas com uma porção polar e outra apolar. Dois desses agentes são comuns em nosso dia-a-dia: gema de ovo e sabão.

Um colóide comestível

Material

- 1 gema de ovo
- 1 colher (sopa) de suco de limão ou vinagre
- 1 xícara de óleo comestível

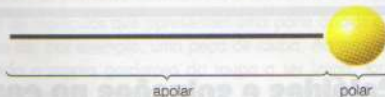
Procedimento

Misture a gema de ovo com o suco de limão num liquidificador, em velocidade baixa. A seguir, vá adicionando o óleo lentamente. Depois que acabar de adicionar o óleo, deixe o liquidificador em movimento durante dois minutos.

A seguir, coloque uma pequena quantidade do colóide obtido em uma bolacha salgada ou em uma fatia de torrada e experimente.

Com base no experimento, resolva as seguintes questões:

- a) Qual é o nome comercial desse colóide?
- b) Qual é a substância dispersante e qual é a substância que constitui o disperso?
- c) Qual é a finalidade de utilizarmos a gema de ovo?
- d) Representando a gema de ovo assim:



faça um esquema indicando o papel dessas estruturas na união do dispersante com o disperso.

- e) Como esse colóide pode ser classificado?
- f) Qual é a diferença entre esse colóide e um aerossol, uma espuma e um gel?

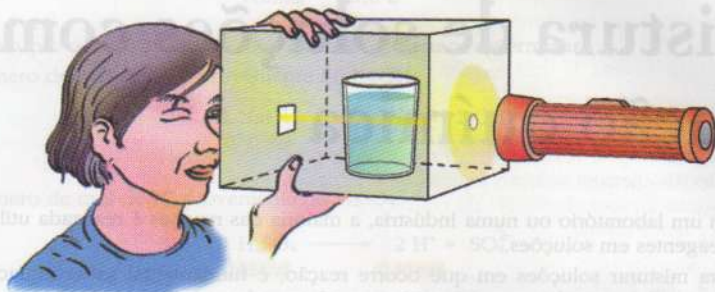
II — Efeito Tyndall

Material

- 1 caixa de papelão
- 3 copos lisos de vidro transparente
- 1 colher de chá
- Farinha de trigo
- Sai de cozinha
- Lanterna
- Tesoura

Procedimento

1. Com o auxílio de uma tesoura, faça um pequeno buraco arredondado em uma das laterais da caixa. A altura do buraco deve corresponder à metade da altura do copo de vidro.
2. Na lateral oposta à do furo, faça um buraco quadrado, com aproximadamente 2 cm de lado, sendo que o centro desse quadrado deve estar alinhado com o buraco arredondado.
3. Coloque água em um dos copos até atingir 3/4 de sua altura.
4. Ponha o copo dentro da caixa, de modo que seu centro esteja alinhado com os centros dos dois furos. Feito isso, feche a caixa.



5. Acenda a lanterna próxima ao buraco arredondado e observe o copo através do buraco oposto.
6. Depois, substitua este copo por outro contendo 1 colher de chá de sal de cozinha dissolvido em 3/4 de água. Observe-o.
7. Substitua este copo por outro contendo 1 colher de chá de farinha dissolvida, sob agitação, em 3/4 de água. Observe-o.

A seguir, responda as questões:

- a) A mistura água + farinha de trigo é uma solução ou suspensão?
- b) A mistura água + sal de cozinha é uma solução ou suspensão?
- c) Classifique os sistemas em homogêneos ou heterogêneos.
- d) O efeito Tyndall é observado em soluções ou suspensões?
- e) Em qual dos sistemas deve existir macromoléculas?



CAPÍTULO 5

Mistura de soluções com reação química

Em um laboratório ou numa indústria, a maioria das reações é realizada utilizando-se os reagentes em soluções.

Para misturar soluções em que ocorre reação, é fundamental saber equacionar a reação e, também, conhecer a proporção em número de mol na qual ela ocorre.

LEMBRE-SE:

Os coeficientes dos participantes de uma reação indicam a proporção em número de mol dos reagentes e dos produtos.

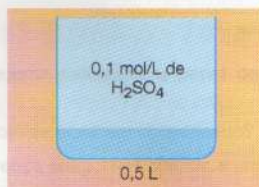
Vejamos dois exemplos.

1º exemplo

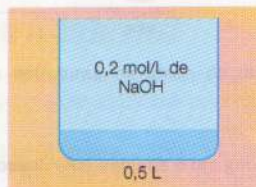
Quando misturamos 0,5 L de uma solução aquosa 0,1 mol/L de H_2SO_4 a 0,5 L de uma solução aquosa 0,2 mol/L de NaOH, ocorre uma reação em que são produzidos sal e água. Essa reação é representada pela equação:



Para determinar o caráter — ácido, básico ou neutro — da mistura (solução final), além de conhecermos a equação, devemos determinar e relacionar o número de mol do ácido e o da base:

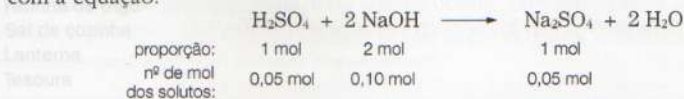


$$\begin{aligned}n_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= \mathfrak{M}_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \\n_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,5 \text{ L} \\n_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= 0,05 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4\end{aligned}$$



$$\begin{aligned}n_{\text{NaOH}} &= \mathfrak{M}_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \\n_{\text{NaOH}} &= 0,2 \text{ mol/L} \cdot 0,5 \text{ L} \\n_{\text{NaOH}} &= 0,10 \text{ mol de NaOH}\end{aligned}$$

Conhecendo-se os números de mol dos solutos, o próximo passo será relacioná-los com a equação:



Como podemos observar, os reagentes estão presentes em quantidade estequiométrica, ou seja, o número de mol obedece à proporção dada pela equação balanceada. Isso permite concluir que a solução final será neutra, pois não ocorre excesso do ácido nem da base, que são consumidos totalmente, originando sal e água.

O número de mol de sal formado (Na_2SO_4) é igual a 0,05 mol, pois obedece à proporção estequiométrica e permanece dissolvido na solução final que apresenta um volume de 1 000 mL (1,0 L). Com esses dados, podemos calcular a concentração em mol/L desse sal:

$$m_{\text{sal}} = \frac{n_{\text{sal}}}{V(L)_{\text{final}}} = \frac{0,05 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Para provar que a solução final é neutra, podemos determinar:

a) número de mol de OH^- proveniente do NaOH :



b) número de mol de H^+ proveniente do H_2SO_4 :



Como o número de mol de H^+ é igual ao de OH^- , a solução final será neutra.

2º exemplo

Considere a mistura das soluções de HCl e de NaOH a seguir:



Utilizando o mesmo processo do exemplo anterior, podemos estabelecer o caráter e outras características da solução final e, para isso, vamos determinar inicialmente o número de mol do ácido e da base:

$$n_{\text{HCl}} = m_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,3 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L}$$

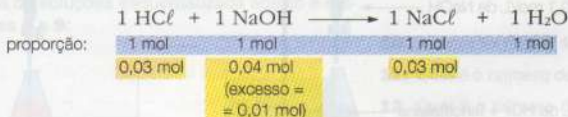
$$n_{\text{HCl}} = 0,03 \text{ mol de HCl}$$

$$n_{\text{NaOH}} = m_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,4 \text{ L}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,04 \text{ mol de NaOH}$$

Quando misturamos as duas soluções, ocorre a reação entre o ácido e a base, que pode ser representada pela equação, já balanceada, a seguir:



O número de mol do sal formado (NaCl) é igual a 0,03 mol, de acordo com a proporção estequiométrica, e permanece dissolvido na solução final que apresenta um volume de 0,5 L. Através dos dados conhecidos, podemos determinar a concentração em mol/L do NaCl :

$$m_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{sal}}}{V(L)_{\text{final}}} = \frac{0,03 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,06 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Como existe excesso de 0,01 mol de NaOH , a solução final será básica.



Se desejarmos calcular a concentração em mol/L do NaOH na solução final, devemos proceder da seguinte maneira:

$$M_{\text{NaOH (excesso)}} = \frac{n_1 (\text{excesso})}{V(L) (\text{final})} = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

TITULAÇÃO

Uma aplicação freqüente em laboratórios desses fundamentos teóricos é a determinação da concentração desconhecida de uma solução através de uma técnica conhecida por **titulação**.

A titulação é muito usada no estudo das **reações ácido-base**, com a ajuda de **indicadores**.

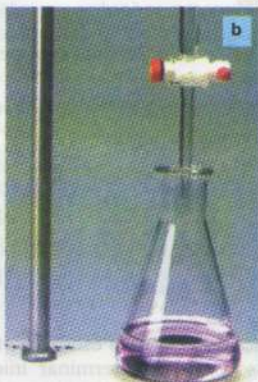
Como exemplo, vejamos como se determina a concentração desconhecida de uma solução aquosa de HCl, com o auxílio de uma solução aquosa de NaOH de concentração conhecida e do indicador fenolftaleína:



Thalita Trigo



Thalita Trigo



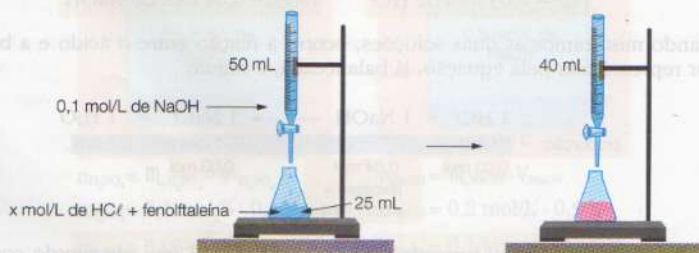
a) A solução de NaOH, de concentração conhecida, contida na bureta, é adicionada a um volume conhecido de solução de ácido clorídrico, de concentração desconhecida, misturada previamente com a fenolftaleína contida no erlenmeyer.

b) A formação de uma coloração rósea no erlenmeyer indica que todo o ácido foi consumido pela base adicionada. Nesse instante dizemos que foi atingido o **ponto de equivalência**:

$$n^{\circ} \text{ de mol de } \text{H}^+ = n^{\circ} \text{ de mol de } \text{OH}^-$$

e lemos na bureta o volume de NaOH gasto.

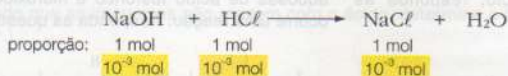
Para entender quantitativamente esse procedimento, vamos estudar um exemplo:



$$\text{Para o NaOH} \begin{cases} V_{\text{gasto na titulação}} = 10 \text{ mL} = 10^{-2} \text{ L} \\ M = 0,1 \text{ mol/L} \\ n_{\text{NaOH}} = M \cdot V = 0,1 \cdot 10^{-2} = 10^{-3} \text{ mol de NaOH} \end{cases}$$



A reação que ocorre pode ser representada por:



Para neutralizar 10^{-3} mol de NaOH, devemos ter 10^{-3} mol de HCl na solução de ácido.

$$\text{Para o HCl} \begin{cases} n = 10^{-3} \text{ mol} \\ V = 25 \text{ mL} = 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \\ m_{\text{HCl}} = \frac{n_1}{V(L)} = \frac{10^{-3} \text{ mol}}{25 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,04 \text{ mol/L} \end{cases}$$

Assim, a concentração mol/L da solução de HCl é 0,04 M.

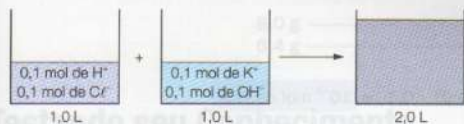


Thales Trigo

Pela titulação, foi possível determinar a concentração da solução.

Exercícios Fundamentais

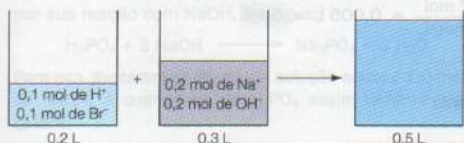
O esquema a seguir representa a mistura de duas soluções aquosas:



Baseado nesses dados, responda as questões **1 a 3**:

1. A solução final é ácida, básica ou neutra?
2. Qual é o número de mol de KCl formado?
3. Calcule a concentração em mol/L de KCl na solução final.

Observe a mistura de soluções esquematizada abaixo e responda as questões **4 a 9**:



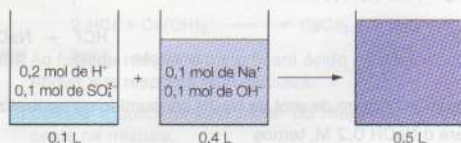
4. A solução final é ácida, básica ou neutra?
5. Qual é o número de mol de OH⁻ na solução final?
6. Qual é o número de mol de NaOH na solução final?

7. Calcule a concentração em mol/L de NaOH na solução final.

8. Qual é o número de mol do sal (NaBr) na solução final?

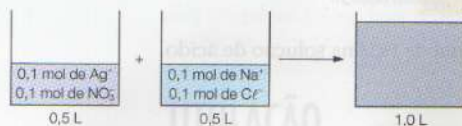
9. Calcule a concentração em mol/L do NaBr na solução final.

Com base nas informações dadas no esquema de mistura de soluções seguinte, entre o ácido sulfúrico e o hidróxido de sódio, responda as questões **10 a 15**:



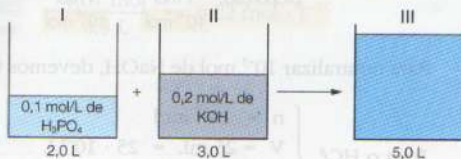
10. A solução final é ácida, básica ou neutra?
11. Qual é o número de mol de H⁺ presente na solução final?
12. Qual é o número de mol de H₂SO₄ presente na solução final?
13. Qual é a concentração em mol/L de H₂SO₄ na solução final?
14. Calcule o número de mol de Na₂SO₄ presente na solução final.
$$2 \text{ Na}^+ + 1 \text{ SO}_4^{2-} \longrightarrow 1 \text{ Na}_2\text{SO}_4$$
15. Qual é a concentração em mol/L de Na₂SO₄ na solução final?

A respeito do esquema a seguir, que mostra a mistura das soluções de AgNO_3 e cloreto de sódio, responda as questões **16 a 20**:



16. Equacione a reação entre AgNO_3 e NaCl .
17. Qual o número de mol do precipitado formado?
18. Qual o número de mol do sal solúvel presente na solução final?
19. Calcule a concentração em mol/L do NaNO_3 na solução final.
20. A concentração em mol/L do NO_3^- na solução final é maior, menor ou igual à sua concentração na solução inicial.

O esquema a seguir representa a mistura de duas soluções aquosas de ácido fosfórico e hidróxido de potássio, onde ocorre uma reação. Responda as questões **21 a 25**.

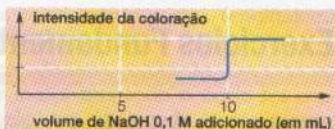


21. Equacione a reação de neutralização total entre o ácido fosfórico e o hidróxido de potássio.
22. Determine o número de mol de H_3PO_4 no frasco I.
23. Determine o número de mol de KOH no frasco II.
24. Determine o número de mol do sal no frasco III.
25. Calcule a concentração em mol/L do sal no frasco III.

Exercícios Resolvidos

1. (Fuvest-SP) Na titulação de 100 mL de HCl 0,01 M com NaOH 0,1 M, usando como indicador 10 gotas de uma solução de fenolftaleína, o gráfico ao lado é obtido.

Indique o gráfico correspondente que se espera obter quando se utiliza NaOH 0,2 M como titulante.

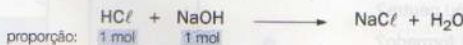


SOLUÇÃO

Devemos determinar o número de mol de HCl neutralizado:

$$\left. \begin{array}{l} m_{\text{HCl}} = 0,01 \text{ M HCl} \\ V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L} \end{array} \right\} n_{\text{HCl}} = 0,01 \cdot 0,1 = 10^{-3} \text{ mol de HCl}$$

Segundo a equação:

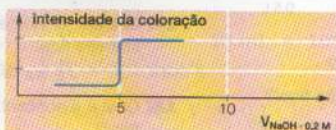


Assim, o número de mol de NaOH consumido na neutralização será igual a 10^{-3} mol.

Para o NaOH 0,2 M, temos

$$\left. \begin{array}{l} n_1 = 10^{-3} \text{ mol} \\ m_{\text{NaOH}} = 0,2 \text{ M} \end{array} \right\} V(\text{L}) = \frac{10^{-3} \text{ mol}}{0,2 \text{ mol/L}} = 0,005 \text{ L} = 5 \text{ mL}$$

A neutralização ocorre quando o volume de NaOH 0,2 M for de 5 mL:

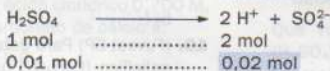


2. Uma amostra impura de NaOH, de massa igual a 8,0 g, foi dissolvida até obterem-se 200 mL de solução aquosa. Uma alíquota (amostra líquida) de 25 mL dessa solução foi neutralizada totalmente quando titulada com 40 mL de H_2SO_4 0,25 mol/L. Admitindo que as impurezas não reagem com o ácido, determine o teor de pureza do NaOH. (Massa molar do NaOH = $40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

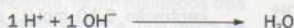
SOLUÇÃO

Inicialmente, vamos determinar o número de mol de H_2SO_4 e o número de mol de H^+ consumidos:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{n_1}{V(L)} \quad \begin{aligned} n_1 &= m \cdot V(L) \\ n_1 &= 0,25 \text{ mol/L} \cdot 0,04 \text{ L} \\ n_1 &= 0,01 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4 \end{aligned}$$



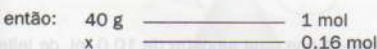
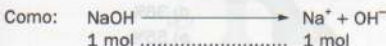
Assim, 0,02 mol de H^+ neutraliza 0,02 mol de OH^- , pois:



Na amostra de 25 mL da solução de NaOH deve existir, então, 0,02 mol de OH^- :

$$\left. \begin{array}{l} 25 \text{ mL} \text{ ----- } 0,02 \text{ mol de } \text{OH}^- \\ 200 \text{ mL} \text{ ----- } x \end{array} \right\} x = \frac{0,02 \text{ mol} \cdot 200 \text{ mL}}{25 \text{ mL}}$$

$$x = 0,16 \text{ mol de } \text{OH}^-$$



$$x = \frac{0,16 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \Rightarrow x = 6,4 \text{ g de NaOH}$$

Portanto, 6,4 g de NaOH é a parte pura da amostra de 8,0 g. Assim, temos:

$$\left. \begin{array}{l} 8,0 \text{ g} \text{ ----- } 100 \% \\ 6,4 \text{ g} \text{ ----- } x \end{array} \right\} x = 80 \% \text{ de pureza}$$

Testando seu Conhecimento

1. (UEM-PR) Qual será o volume, em mililitros (mL), de uma solução aquosa de hidróxido de sódio 0,10 mol/L necessário para neutralizar 25 mL de uma solução aquosa de ácido clorídrico 0,30 mol/L? (Na = 23; O = 16; H = 1; Cl = 35,5.)

2. (Puccamp-SP) A hidrólise do DNA (ácido desoxiribonucléico) libera, entre outros compostos, ácido fosfórico, H_3PO_4 . A quantidade desse ácido pode ser determinada por sua reação com NaOH, em água:



Para isto, gastaram-se 30 mL de solução aquosa 1,0 mol/L de NaOH. A quantidade de H_3PO_4 assim determinada é igual a:

- a) 0,01 mol. c) 0,03 mol. e) 0,05 mol.
 b) 0,02 mol. d) 0,04 mol.

3. (UFR-RJ) Foram misturados 50 mL de solução aquosa 0,4 molar de ácido clorídrico, com 50 mL de solução de hidróxido de cálcio, de mesma concentração.



a) Ao final da reação, o meio ficará ácido ou básico? Justifique sua resposta com cálculos.

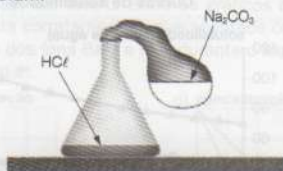
b) Calcule a concentração molar do reagente remanescente na mistura.

4. (UFRR) Ao realizar um trabalho de campo em uma região vulcânica dos Andes, um cientista coletou uma amostra de 20 mL da água de um lago. Ele observou, após a análise, que a concentração de ácido sulfúrico (H_2SO_4) na amostra equivalia a 0,275 mol/L. No seu minilaboratório portátil, o cientista dispunha de uma solução de hidróxido de sódio (NaOH) com concentração igual a 0,55 mol/L. Considerando a estequiometria da reação de neutralização, o volume de solução de hidróxido utilizado pelo cientista para neutralizar completamente o ácido presente na amostra de água do lago foi igual a:

- a) 25 mL. c) 15 mL.
 b) 20 mL. d) 10 mL.

- b) O comprimido que contém CaCO_3 , porque estequiometricamente ele neutraliza uma maior quantidade de ácido clorídrico, HCl .
- c) O comprimido que contém hidróxido de alumínio, $\text{Al}(\text{OH})_3$.
- d) O comprimido que contém carbonato de cálcio, CaCO_3 .
- e) Os dois comprimidos neutralizam a mesma quantidade de ácido clorídrico, HCl , pois ambos apresentam massas iguais de $\text{Al}(\text{OH})_3$ e CaCO_3 .
- 13.** De acordo com a reação 1, afirma-se que, para reagir completamente com 25 mL de ácido clorídrico 0,700 M, a quantidade necessária de carbonato de cálcio é:
- a) 0,0875 mol. d) 0,875 g.
- b) 0,0175 mol. e) 0,0175 g.
- c) 0,0875 g.

- 14.** (Fuvest-SP) Na condição ambiente, foram realizados três experimentos, com aparelhagem idêntica, nos quais se juntou Na_2CO_3 (massa molar = 106 g/mol) sólido, contido em uma bexiga murcha, a uma solução aquosa de HCl contida num erlenmeyer. As quantidades adicionadas foram:



Experimento	Solução de HCl		
	Massa de $\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{g}$	Volume/mL	Concentração/ $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
E 1	1,06	100	0,30
E 2	1,06	100	0,40
E 3	1,06	100	0,50

Ao final dos experimentos, comparando-se os volumes das bexigas, observa-se que:

- a) a bexiga de E1 é a mais cheia.
- b) a bexiga de E2 é a mais cheia.
- c) a bexiga de E3 é a mais cheia.
- d) a bexiga de E1 é a menos cheia.
- e) as três bexigas estão igualmente cheias.

- 15.** (PUC-RJ) O sulfato de bário (BaSO_4) é usado como contraste em exames radiológicos e pode ser obtido pela seguinte reação:



Que volume de solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 1,5 mol \cdot L⁻¹ deve ser utilizado para se obter 30 mols de BaSO_4 ? Considere que existe excesso de BaCl_2 .

- a) 6 L.
- b) 12 L.
- c) 15 L.
- d) 20 L.
- e) 25 L.

- 16.** (Unicap-PE) Em dois recipientes numerados 1 e 2, foram colocadas duas soluções de AgNO_3 e BaCl_2 de concentrações 0,5 mol/L, de acordo com o esquema abaixo.

Recipiente 1	Recipiente 2
20 mL de AgNO_3	40 mL de AgNO_3
20 mL de BaCl_2	20 mL de BaCl_2

Considerando que em ambos os recipientes houve precipitação de AgCl , podemos afirmar:

- I. $[\text{Ba}^{2+}]_1 = [\text{Ba}^{2+}]_2$; $[\text{Ag}^+]_1 < [\text{Ag}^+]_2$.
- II. $[\text{NO}_3^-]_1 < [\text{NO}_3^-]_2$; $[\text{Ag}^+]_1 = [\text{Ag}^+]_2$.
- III. $[\text{Cl}^-]_1 > [\text{Cl}^-]_2$; $[\text{Ba}^{2+}]_1 > [\text{Ba}^{2+}]_2$.
- IV. $[\text{Ag}^+]_1 > [\text{Ag}^+]_2$; $[\text{NO}_3^-]_1 = [\text{NO}_3^-]_2$.
- V. $[\text{Cl}^-]_1 = [\text{Cl}^-]_2$; $[\text{Ba}^{2+}]_1 < [\text{Ba}^{2+}]_2$.

Aprofundando seu Conhecimento

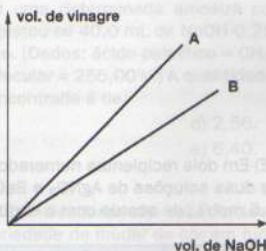
- 1.** (UnB-DF) Calcule o volume, em litros, de uma solução aquosa de ácido clorídrico de concentração 1,00 mol/L necessário para neutralizar 20,0 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração 3,00 mol/L.
- 2.** (UFPR) Necessita-se preparar uma solução de NaOH 0,1 mol/L. Dadas as massas atômicas, $\text{Na} = 23$, $\text{O} = 16$ e $\text{H} = 1$, pergunta-se:
- a) Qual é a massa de NaOH necessária para se preparar 500 mL desta solução?
- b) A partir da solução 0,1 mol/L de NaOH , como é possível obter 1 L de solução NaOH , porém na concentração 0,01 mol/L?
- c) Qual o volume de HCl 0,05 mol/L necessário para neutralizar 10 mL de solução 0,1 mol/L de NaOH ? Justifique suas respostas mostrando os cálculos envolvidos.

- 3.** (UFFRJ) Dois técnicos recebem para análise um frasco contendo solução de HCl com concentração desconhecida. O primeiro técnico transfere 20 mL dessa solução para outro frasco, adiciona 20 mL de água destilada e algumas gotas de fenolftaleína. Faz, então, a dosagem, gotejando solução de NaOH 0,1 mol/L, até o aparecimento de coloração rosa permanente. O segundo técnico utiliza, também, 20 mL da solução inicial à qual adiciona 60 mL de água destilada. A seguir, procede da mesma forma que o primeiro técnico e faz a dosagem. Sabe-se que cada técnico calcula, corretamente, a molaridade da solução inicial do ácido. Assim sendo, em relação aos resultados dos cálculos que os dois técnicos realizaram, pode-se afirmar que:

- a) Os dois técnicos encontram resultados iguais.
- b) O resultado encontrado pelo segundo técnico é quatro vezes menor que o encontrado pelo primeiro.

- c) O resultado encontrado pelo segundo técnico é quatro vezes maior que o encontrado pelo primeiro.
 d) O resultado encontrado pelo segundo técnico é duas vezes menor que o encontrado pelo primeiro.
 e) O resultado encontrado pelo segundo técnico é duas vezes maior que o encontrado pelo primeiro.

4. (UEPA) Inúmeras reclamações sobre produtos de supermercado fora das especificações têm sido objeto de denúncias junto ao Procon. Técnicos do Inmetro, órgão responsável por esse tipo de fiscalização, analisaram duas marcas de vinagre, **A** e **B**. Na análise, amostras das duas marcas de vinagre foram tituladas com solução aquosa de NaOH de mesma concentração. Os resultados estão expressos no gráfico abaixo.



Sabendo-se que o vinagre é uma solução aquosa de ácido acético de concentração 4% a 6% em volume, a análise do gráfico permite afirmar que:

- a) o vinagre **A** apresenta maior concentração do que o **B**.
 b) a reação que ocorre na titulação é uma reação de síntese.
 c) os vinagres **A** e **B** apresentam a mesma concentração.
 d) nos produtos da reação há formação de base e água.
 e) para o mesmo volume de vinagre, o **B** consome mais base.

5. (Cefet-PR) "Nos laticínios, a acidez do leite é expressa em graus Dornic, fazendo-se a aproximação de que toda ela se deve ao ácido láctico ($\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$, $M = 90 \text{ g/mol}$). Para 10 mL de leite, utiliza-se uma solução de hidróxido de sódio de concentração 0,111 mol/L (essa solução é conhecida como soda Dornic), tal que cada 0,1 mL da solução neutralize o equivalente a 1,0 mg de ácido láctico. Neste caso, 0,1 mL de soda Dornic gasto na titulação corresponde ao que se denomina de um grau Dornic (1°D); assim, a acidez do leite em graus Dornic pode ser calculada por meio da seguinte regra de três:

$$0,1 \text{ mL de soda Dornic (para 10 mL de leite)} \longrightarrow 1^\circ\text{D}$$

$$x \text{ mL de soda Dornic gasta (em 10 mL de leite)} \longrightarrow y^\circ\text{D}$$

(Luz Enrique Ferreira, Ana Maria G. Dias Rodrigues, Dácio R. Hartwig e Cesar Roberto Derisso. *Química Nova na Escola*, vol. 8 de Novembro de 1997.)

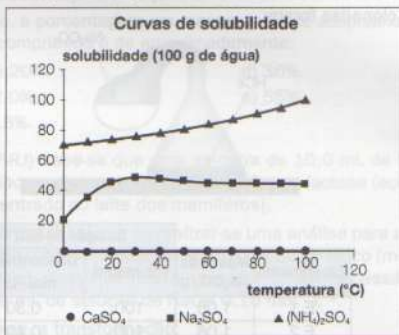
Supondo um lote de 350 L de leite, a acidez encontrada foi de 17°D . Determine qual é a massa, em gramas, de ácido láctico nesse lote, considerando que a acidez se deva somente à presença de ácido láctico.

- a) 17. d) 595.
 b) 1,7. e) 350.
 c) $3,5 \cdot 10^6$.

(UFRJ) O texto abaixo se refere às questões 6 e 7:

Industrialmente, a hidrólise de resíduos celulósicos, visando à obtenção de açúcares, é realizada pela ação do ácido sulfúrico, em temperatura e pressão elevadas. Após a hidrólise, a solução apresenta concentração de ácido sulfúrico igual a 49 g/L . Para facilitar a purificação dos açúcares, a solução deve ser neutralizada à temperatura de 50°C . As seguintes substâncias foram disponibilizadas para a neutralização: óxido de cálcio (cal virgem), solução aquosa de hidróxido de sódio $0,5 \text{ mol/L}$ e solução aquosa de hidróxido de amônio $0,5 \text{ mol/L}$. (Massa molar do $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$.)

6. Calcule a quantidade em mol de hidróxido de amônio necessária para a neutralização completa do ácido sulfúrico presente em 20 litros de solução hidrolisada.
 7. É desejável que, após a neutralização, a solução não tenha sofrido um aumento significativo de volume e que não apresente concentração elevada de íons. Baseado nas curvas de solubilidade dadas a seguir, indique qual é a substância mais adequada para ser empregada na neutralização, justificando a sua resposta. Escreva a equação da reação correspondente.



Considere que a solubilidade dos diferentes sais na solução neutralizada seja a mesma que em água.

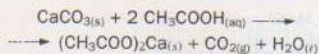
8. (UFFRJ) O composto de fórmula molecular $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$, denominado tetraborato de sódio, é conhecido por bórax. Se uma criança ingerir de 5 a 10 gramas desse composto apresentará vômito, diarreia, poderá entrar em estado de choque e, até, morrer.

Tal composto é um sólido cristalino que reage com ácidos fortes de acordo com a equação:



Uma amostra de tetraborato de sódio, de massa 0,9550 g, reage completamente com uma solução de HCl $0,1000 \text{ M}$. Pode-se afirmar que o volume de ácido clorídrico consumido nessa reação é, aproximadamente:

- a) 5,00 mL. d) 50,00 mL.
 b) 9,50 mL. e) 95,00 mL.
 c) 25,00 mL.
9. (UFV-MG) Para identificar os diversos minerais presentes em rochas, os geólogos utilizam vários testes químicos. A dolomita e calcita, minerais que contêm carbonato de cálcio (CaCO_3), reagem com o ácido acético causando uma efervescência pela formação de CO_2 . A equação a seguir representa a reação do carbonato de cálcio com o vinagre (solução de ácido acético, CH_3COOH 4% m/v):

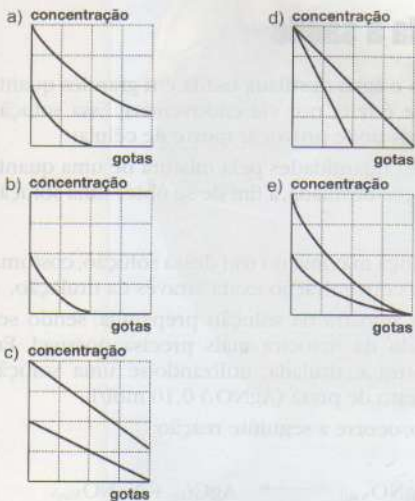


O volume, em mL, de vinagre necessário para produzir 15,81 g de acetato de cálcio é:

- a) 150. c) 478. e) 239.
b) 300. d) 450.

10. (Unifesp-SP) Pela legislação brasileira, a cachaça deve obedecer ao limite de 5 mg/L, quanto ao teor de cobre. Para saber se tal limite foi obedecido, 5,0 mL de uma certa cachaça foram titulados com solução de sal de sódio do EDTA (ácido etileno diamino tetraacético), $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, gastando-se 4,0 mL na titulação. Sabendo-se que a massa molar do cobre é 63,5 g/mol e que o cobre reage com o EDTA na proporção, em mol, de 1:1, a concentração de cobre nessa cachaça, em mg/L, é, aproximadamente:
- a) 5. b) 10. c) 25. d) 50. e) 500.

11. (Fuvest-SP) A 100 mL de solução aquosa de nitrato de bário, adicionaram-se, gota a gota, 200 mL de solução aquosa de ácido sulfúrico. As soluções de nitrato de bário e de ácido sulfúrico têm, inicialmente, a mesma concentração, em mol/L. Entre os gráficos abaixo, um deles mostra corretamente o que acontece com as concentrações dos íons Ba^{2+} e NO_3^- durante o experimento. Esse gráfico é:



12. (Fuvest-SP) BaSO_4 , administrado a pacientes para servir como material de contraste em radiografias do estômago, foi obtido fazendo-se a reação de solução de ácido sulfúrico com um dos seguintes reagentes:

- I. 0,2 mol de BaO
II. 0,4 mol de BaCO_3
III. 200 mL de solução de BaCl_2 3 M

Supondo que em todos os casos foram utilizados 100 mL de H_2SO_4 4 M, e que a reação ocorreu totalmente, qual das relações entre as massas obtidas de BaSO_4 é válida?

- a) $m_I < m_{II} < m_{III}$. d) $m_I = m_{II} = m_{III}$.
b) $m_I = m_{II} < m_{III}$. e) $m_I > m_{II} > m_{III}$.
c) $m_I < m_{II} = m_{III}$.

13. (Unesp-SP) Uma solução aquosa de cloreto de sódio deve ter 0,90% em massa do sal para que seja utilizada como solução fisiológica (soro). O volume de 10,0 mL de uma solução aquosa de cloreto de sódio foi titulado com solução aquosa 0,10 mol/L de nitrato de prata, exigindo exatamente 20,0 mL de titulante. (Massas molares, em g/mol: $\text{Na} = 23,0$; $\text{Cl} = 35,5$; $\text{Ag} = 107,9$. Densidade da solução aquosa de $\text{NaCl} = 1,0 \text{ g/mL}$.)

- a) A solução aquosa de cloreto de sódio pode ou não ser utilizada como soro fisiológico? Justifique sua resposta.
b) Supondo 100% de rendimento na reação de precipitação envolvida na titulação, calcule a massa de cloreto de prata formado.

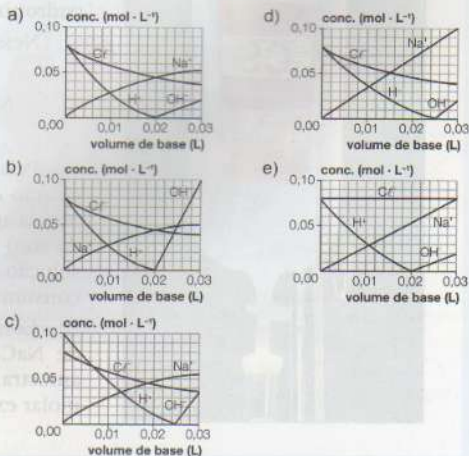
14. (Unifesp-SP) Íons bário, Ba^{2+} , são altamente tóxicos ao organismo humano. Entretanto, uma suspensão aquosa de BaSO_4 é utilizada como contraste em exames radiológicos, pois a baixa solubilidade desse sal torna-o inócuo. Em um episódio recente, várias pessoas faleceram devido à ingestão de BaSO_4 contaminado com BaCO_3 . Apesar de o BaCO_3 ser também pouco solúvel em água, ele é tóxico, pois reage com o ácido clorídrico do estômago, liberando Ba^{2+} .

Suponha que BaSO_4 tenha sido preparado a partir de BaCO_3 , fazendo-se a sua reação com solução aquosa de H_2SO_4 , em duas combinações diferentes:

- I. 2,0 mol de BaCO_3 e 500 mL de solução aquosa de H_2SO_4 de densidade 1,30 g/mL e com porcentagem em massa de 40%.
II. 2,0 mol de BaCO_3 e 500 mL de solução 3,0 mol/L de H_2SO_4 .

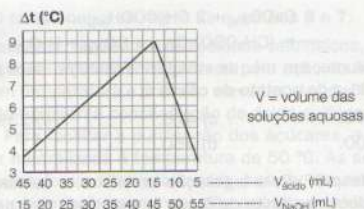
- a) Explique, utilizando cálculos estequiométricos, se alguma das combinações produzirá BaSO_4 contaminado com BaCO_3 .
b) Calcule a massa máxima de BaSO_4 que pode se formar na combinação II.

15. (Fuvest-SP) Uma solução aquosa de NaOH (base forte), de concentração $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, foi gradualmente adicionada a uma solução aquosa de HCl (ácido forte), de concentração $0,08 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. O gráfico que fornece as concentrações das diferentes espécies durante essa adição é:



16. (Fuvest-SP) Em um experimento, para determinar o número x de grupos carboxílicos na molécula de um ácido carboxílico, volumes de soluções aquosas desse ácido e de hidróxido de sódio, de mesma concentração, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, à mesma temperatura, foram misturados de tal forma que o volume final fosse sempre 60 mL. Em cada caso, houve liberação de calor. No gráfico ao lado, estão as variações de temperatura (ΔT) em função dos volumes de ácido e base empregados.

Obs.: Nesse experimento, o calor envolvido na dissociação do ácido e o calor de diluição podem ser considerados desprezíveis.



Partindo desses dados, pode-se concluir que o valor de x é:

- a) 1. b) 2. c) 3. d) 4. e) 5.



QUÍMICA e INDÚSTRIA

A titulação aplicada à saúde

O soro fisiológico é uma solução de cloreto de sódio e água destilada usada em grandes quantidades em hospitais. Sua administração geralmente é feita por via endovenosa. Essa solução deve apresentar, então, uma concentração adequada, pois pode provocar morte de células.

Nas indústrias, essa solução é preparada em grandes quantidades pela mistura de uma quantidade conhecida de NaCl a um volume apropriado de água destilada, a fim de se obter uma solução de concentração adequada.

Thales Trigo



Para dar segurança máxima no uso dessa solução, costuma-se determinar a sua concentração exata através da titulação.

É retirada uma amostra da solução preparada, sendo seu volume determinado da maneira mais precisa possível. Em seguida, essa amostra é titulada, utilizando-se uma solução padronizada de nitrato de prata (AgNO_3) 0,10 mol/L.

Nessa titulação, ocorre a seguinte reação:



Pela equação percebemos que ocorre a precipitação do cloreto de prata [$\text{AgCl}_{(\text{s})}$]. A primeira gota de nitrato de prata obtida após a precipitação total do cloreto presente na amostra do soro reage com um indicador apropriado, produzindo uma solução de cor salmão. A partir do volume de nitrato de prata consumido determinamos o seu número de mol.

Como, na reação, a proporção é de 1:1, o número de mol de NaCl também será determinado e, como o volume da amostra é conhecido, conseguimos saber a sua concentração molar exata.

UNIDADE 2

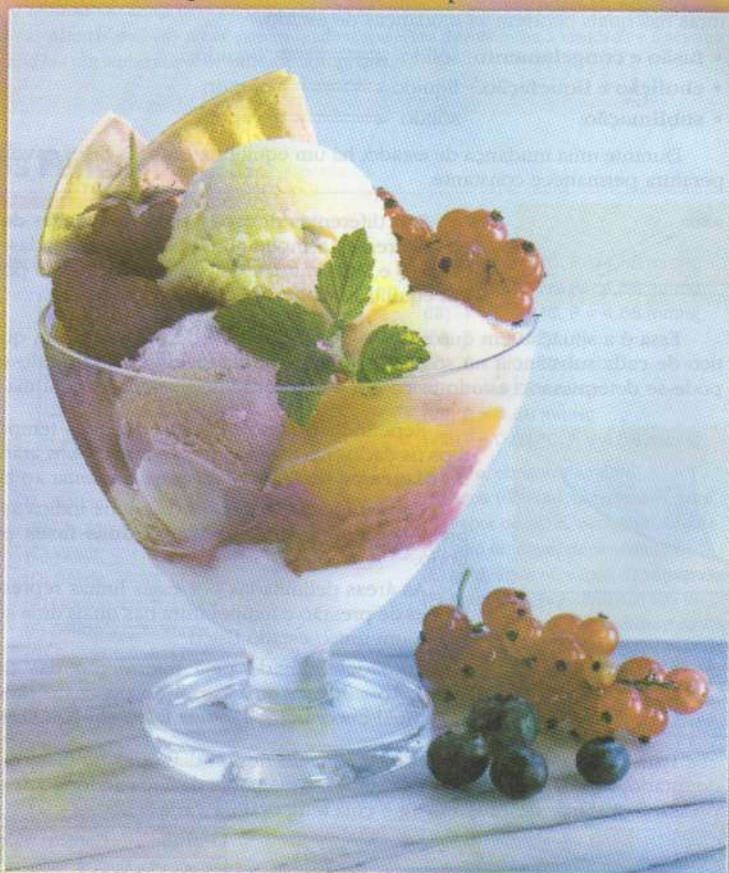
Propriedades Coligativas

Capítulo 6 — Algumas propriedades físicas das substâncias

Capítulo 7 — Tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia

Capítulo 8 — Osmose e pressão osmótica

Shutterstock



CAPÍTULO 6

Algumas propriedades físicas das substâncias

Dentre as propriedades físicas que caracterizam uma substância, temos as temperaturas nas quais ocorrem as mudanças de estado:

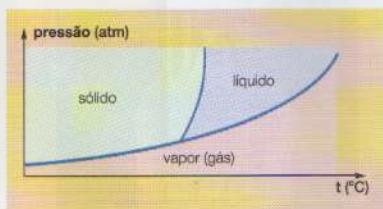
- **fusão e congelamento:** sólido \rightleftharpoons líquido;
- **ebulição e liquefação:** líquido \rightleftharpoons vapor;
- **sublimação:** sólido \rightleftharpoons vapor.

Durante uma mudança de estado, há um equilíbrio entre as fases envolvidas, e a temperatura permanece constante.



Sob diferentes pressões, essas mudanças de fase ocorrem em diferentes temperaturas. Sob determinadas condições de pressão e temperatura, os três estados físicos podem coexistir, em equilíbrio, conforme esquema ao lado.

Essa é a situação em que se dá o que chamamos de **ponto triplo**, que é característico de cada substância ou solução. Numa dada temperatura e variando-se as pressões, pode-se determinar o estado físico em que a substância se encontra numa dada pressão.



Cada substância apresenta um diagrama de fases próprio. No entanto, os diagramas das diferentes substâncias assemelham-se ao mostrado acima.

Repetindo o processo em diferentes temperaturas, obtemos os dados necessários para construir um gráfico denominado **diagrama de fases**, conforme esquema ao lado.

Cada uma das curvas do diagrama indica as condições de pressão e temperatura nas quais **duas fases** estão em equilíbrio.

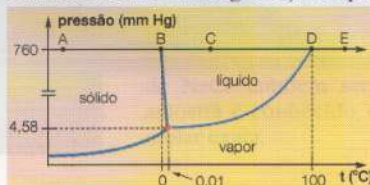
As áreas delimitadas por essas linhas representam as condições de pressão e temperatura nas quais uma substância existe em um único estado físico.

O ponto determinado pela intersecção das três linhas é o **ponto triplo** e indica uma condição única de pressão e temperatura na qual encontramos as três fases em equilíbrio.

Para melhor compreensão do significado de um diagrama de fases e das mudanças de estado, vamos estudar, como exemplo, o diagrama da água ao longo de uma linha com pressão constante de 760 mm Hg e cuja temperatura varia.

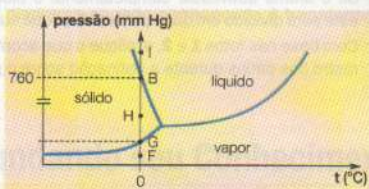


Diagrama de Fase da Água



Ponto	Estado físico
A	sólido
B	sólido \rightleftharpoons líquido
C	líquido
D	líquido \rightleftharpoons vapor
E	vapor

Agora, façamos uma análise semelhante, no mesmo diagrama, de uma amostra de água cuja temperatura é mantida constante a 0 °C e cuja pressão varia.



Ponto	Estado físico
F	vapor
G	sólido ↔ vapor
H	sólido
B	sólido ↔ líquido
I	líquido

Recuperando livros encharcados

Você já deve ter lido notícias em jornais ou revistas sobre inundações em bibliotecas ocasionadas por fortes chuvas ou por algum vazamento de água. Nestes casos, muitos livros antigos e raros podem ficar encharcados.

Um livro encharcado pode ser recuperado se for colocado, imediatamente, em um freezer à temperatura aproximada de -20 °C. Ele deve ser mantido congelado até o instante de ser colocado em uma câmara de vácuo. Nessa câmara, o gelo sublima, deixando as páginas do livro secas, porém quebradiças. Para devolver-lhe a umidade e a textura original, esse livro deve ser colocado em um ambiente com umidade apropriada.

Exercícios Fundamentais

1. Faça a associação seguinte referente ao gráfico abaixo:

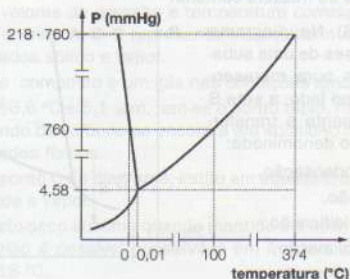


- | | |
|---------------|------------------------------|
| (I) Ponto 1 | (A) Sólido |
| (II) Ponto 2 | (B) Líquido |
| (III) Ponto 3 | (C) Vapor |
| (IV) Ponto 4 | (D) Sólido ↔ Líquido |
| (V) Ponto 5 | (E) Líquido ↔ Vapor |
| (VI) Ponto 6 | (F) Sólido ↔ Vapor |
| (VII) Ponto 7 | (G) Sólido ↔ Líquido ↔ Vapor |

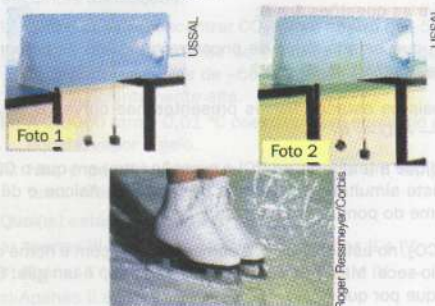
- (I) $T = 0,01 \text{ }^\circ\text{C}$, $P < 4,58 \text{ mmHg}$
- (II) $T < 0,01 \text{ }^\circ\text{C}$, $P = 4,58 \text{ mmHg}$
- (III) $T > 0,01 \text{ }^\circ\text{C}$, $P = 4,58 \text{ mmHg}$
- (IV) $T > 0,01 \text{ }^\circ\text{C}$
- (V) $T < 0,01 \text{ }^\circ\text{C}$
- (VI) $P < 4,58 \text{ mmHg}$
- (VII) $P > 4,58 \text{ mmHg}$
- (VIII) $T = 0,01 \text{ }^\circ\text{C}$, $P > 4,58 \text{ mmHg}$

- (A) gelo, obrigatoriamente
- (B) água (líquida), obrigatoriamente
- (C) vapor de água, obrigatoriamente
- (D) gelo ou água, dependendo de P
- (E) gelo, água ou vapor, dependendo de P
- (F) água ou vapor, dependendo de T
- (G) gelo ou vapor, dependendo de P
- (H) gelo, água ou vapor, dependendo de T

2. Com base nas informações do gráfico, faça a correspondência correta entre os itens das duas colunas:



3. Observe as fotos a seguir:



Roger Ressmeyer/Corbis

Com o auxílio do diagrama de fases da água do exercício anterior, responda os itens seguintes:

- I. Qual é a mudança de estado que ocorre devido ao aumento da pressão exercida pelo sistema de arame com pesos sobre o bloco de gelo, em temperatura constante?
- II. Como você pode explicar que na foto **2** o arame se encontra no meio do bloco de gelo?
- III. Se o arame atravessar completamente o bloco de gelo, este será dividido em duas partes? Explique sua resposta.
- IV. Com base nas fotos **1** e **2**, explique o que acontece com o rastro dos patins durante a patinação sobre o gelo.

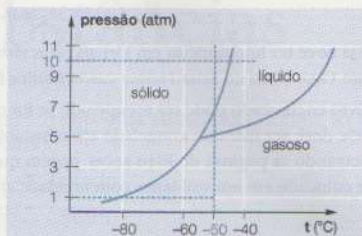
Exercícios Resolvidos

- 1.** (Unicamp-SP) Observe o diagrama de fases do dióxido de carbono, abaixo.

Considere uma amostra de dióxido de carbono a 1 atm de pressão e temperatura de $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$ e descreva o que se observa quando, mantendo-se a temperatura constante, a pressão é aumentada lentamente até 10 atm.



SOLUÇÃO



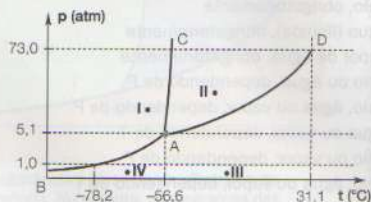
A $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$ e 1 atm, o dióxido de carbono encontra-se no estado gasoso. Mantendo-se a temperatura constante e elevando-se a pressão, temos que:

- ao redor de 5 atm, ele passa para o estado líquido;
- ao redor de 8 atm, ele passa para o estado sólido.

Portanto, a $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$ e 10 atm ele está no estado sólido.

Testando seu Conhecimento

Considere o diagrama de fases do dióxido de carbono (CO_2):



Resolva as questões **1** a **5**:

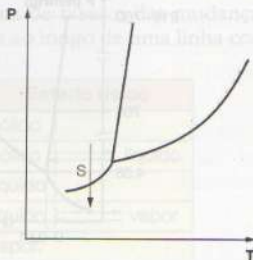
- 1.** Em que estado físico se encontra o dióxido de carbono nos pontos **I**, **II**, **III** e **IV**?
- 2.** Quais os estados físicos presentes nas curvas **B — A**, **C — A**, **D — A**?
- 3.** Indique a temperatura ($^{\circ}\text{C}$) e pressão (atm) em que o CO_2 existe simultaneamente nos três estados físicos e dê o nome do ponto indicado pela letra **A**.
- 4.** O CO_2 , no estado sólido, é comercializado com o nome de gelo-seco. Mas, nas condições ambientes, é um gás. Explique por quê.

Roger Pressmyer/Corbis

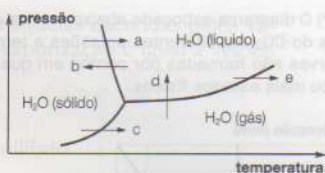


O gelo-seco é usado como recurso cênico em vários espetáculos.

- 5.** Por que não é possível conservar o CO_2 sólido em geladeiras ou freezers comuns?
- 6.** (UFRS) No diagrama de fases de uma substância pura representado ao lado, a seta **S** representa a transformação denominada:
 - a) condensação.
 - b) fusão.
 - c) solidificação.
 - d) sublimação.
 - e) vaporização.

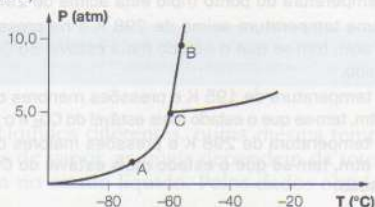


7. (Fuvest-SP) Acredita-se que os cometas sejam "bolas de gelo" que, ao se aproximarem do Sol, volatilizam-se parcialmente à baixa pressão do espaço. Qual das flechas do diagrama ao lado corresponde à transformação citada?



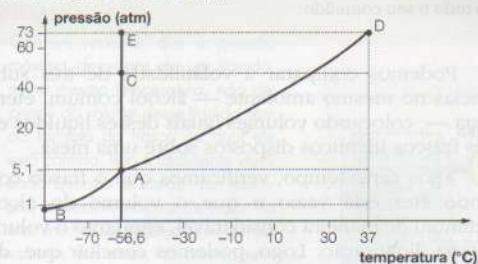
Aprofundando seu Conhecimento

1. (UFES)



Sobre o diagrama de fases do CO_2 , apresentado acima, pode-se afirmar:

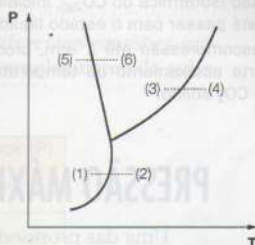
- À pressão de 8 atm e -40°C de temperatura, o CO_2 é um gás.
 - No ponto **A**, há um equilíbrio sólido-líquido.
 - À pressão de 1 atm e 25°C de temperatura, o CO_2 sólido se sublima.
 - O ponto **B** pode ser chamado ponto de ebulição.
 - O ponto **C** representa um sistema monofásico.
2. (UFSC) Considere o diagrama de fases do dióxido de carbono, representado a seguir. Assinale qual(is) a(s) proposição(ões) correta(s):



- À pressão de 73 atm, o dióxido de carbono é líquido na temperatura de 25°C e é sólido na temperatura de -60°C , mantendo a mesma pressão.
- Os valores de pressão e temperatura correspondentes à linha **A-C-E** representam o equilíbrio entre os estados sólido e vapor.
- Este composto é um gás nas condições ambientes.
- A $-56,6^\circ\text{C}$ e 5,1 atm, tem-se o ponto triplo, no qual o dióxido de carbono se encontra em equilíbrio nos três estados físicos.
- No ponto C do diagrama, estão em equilíbrio as fases sólida e vapor.
- O gelo-seco sublima quando mantido a 1 atm; portanto, não é possível conservá-lo em freezers comuns, a -18°C .

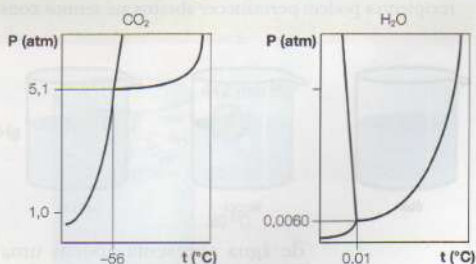
Dê como resposta a soma dos números associados às proposições corretas.

3. (UFRJ) Considere o diagrama que representa o equilíbrio entre fases da água pura.



A linha que representa o fenômeno da formação de grânizo é:

- (1)...(2).
 - (2)...(1).
 - (4)...(3).
 - (5)...(6).
 - (6)...(5).
 - (3)...(4).
4. (UFRS) Considere os seguintes diagramas de fase para dióxido de carbono e água.



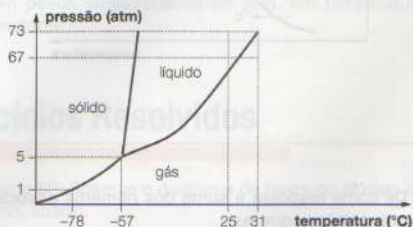
Um estudante, ao analisar esses diagramas, formulou as seguintes afirmações:

- Não é possível encontrar CO_2 vapor abaixo de -56°C .
- Existe possibilidade de se encontrar CO_2 sólido em temperaturas acima de -56°C , desde que a pressão seja suficientemente alta.
- A 0,0060 atm e $0,01^\circ\text{C}$ coexistem em equilíbrio água líquida, vapor e gelo.
- Não é possível encontrar água líquida em temperaturas inferiores a $0,01^\circ\text{C}$.

Qual(is) está(ão) correta(s)?

- Apenas III.
- Apenas I e II.
- Apenas II e III.
- Apenas II e IV.
- I, II, III e IV.

5. (Fuvest-SP) O diagrama esboçado abaixo mostra os estados físicos do CO_2 em diferentes pressões e temperaturas. As curvas são formadas por pontos em que coexistem dois ou mais estados físicos.



Um método de produção de gelo-seco (CO_2 sólido) envolve:

- I. compressão isotérmica do $\text{CO}_{2(g)}$, inicialmente a 25°C e 1 atm, até passar para o estado líquido;
- II. rápida decompressão até 1 atm, processo no qual ocorre forte abaixamento de temperatura e aparecimento de CO_2 sólido.

Em I a pressão mínima a qual o $\text{CO}_{2(g)}$ deve ser submetido para começar a liquefação, a 25°C , é y, e em II a temperatura deve atingir x.

Os valores de y e x são, respectivamente,

- a) 67 atm e 0°C .
 - b) 73 atm e -78°C .
 - c) 5 atm e -57°C .
 - d) 67 atm e -78°C .
 - e) 73 atm e -57°C .
6. (ITA-SP) Na pressão de 1 atm, a temperatura de sublimação do CO_2 é igual a 195 K. Na pressão de 67 atm, a temperatura de ebulição é igual a 298 K. A opção que contém a afirmação correta sobre as propriedades do CO_2 é:
- a) A pressão do ponto triplo está acima de 1 atm.
 - b) A temperatura do ponto triplo está acima de 298 K.
 - c) A uma temperatura acima de 298 K e na pressão de 67 atm, tem-se que o estado mais estável do CO_2 é o líquido.
 - d) Na temperatura de 195 K e pressões menores do que 1 atm, tem-se que o estado mais estável do CO_2 é o sólido.
 - e) Na temperatura de 298 K e pressões maiores do que 67 atm, tem-se que o estado mais estável do CO_2 é o gasoso.

PRESSÃO MÁXIMA DE VAPOR

Uma das propriedades físicas com a qual mais comumente convivemos, e que é facilmente perceptível, é a **volatilidade** de diferentes substâncias. É senso comum que substâncias diferentes apresentam diferentes volatilidades, ou seja, têm maior ou menor facilidade de passar do estado líquido para o estado gasoso.

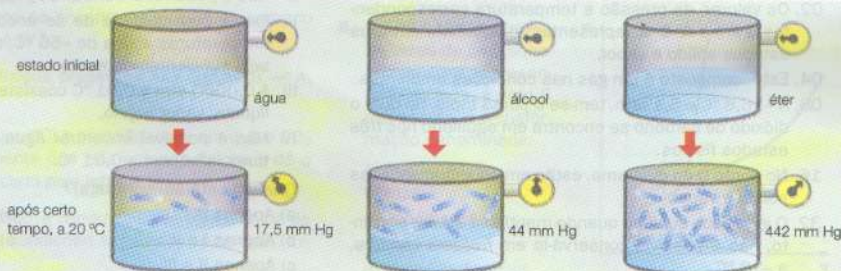
Ao remover esmalte das unhas utilizando acetona, a manicure fecha de imediato o frasco após ter embebido o algodão, pois ela sabe que a acetona evapora muito facilmente. O mesmo ocorre quando utilizamos éter. No entanto, não há esse tipo de preocupação quando usamos óleo ou azeite para temperar salada, pois essas substâncias são pouco voláteis e seus recipientes podem permanecer abertos até termos consumido todo o seu conteúdo.



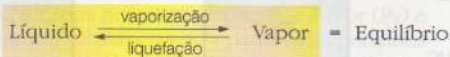
Podemos comparar a volatilidade de três substâncias no mesmo ambiente — álcool comum, éter e água —, colocando volumes iguais desses líquidos em três frascos idênticos dispostos sobre uma mesa.

Após certo tempo, verificamos que o frasco contendo éter está vazio e que o volume do álcool diminuiu de maneira considerável, enquanto o volume de água apresenta apenas uma pequena diminuição. Logo, podemos concluir que, das três substâncias, o éter é a mais volátil, ao passo que a água é a menos volátil.

Se realizarmos um experimento semelhante a esse, com recipientes fechados providos de um manômetro para medir a pressão interna do sistema, teremos o seguinte:



As pressões indicadas pelos manômetros correspondem àquelas exercidas pelos vapores numa situação de equilíbrio, em que a velocidade de vaporização é igual à velocidade de liquefação:



No equilíbrio, à temperatura constante, a concentração das moléculas no estado de vapor não varia com o tempo. Dessa forma, a pressão exercida pelo vapor sobre o líquido permanece constante. A pressão de vapor em equilíbrio com seu líquido é denominada **pressão máxima de vapor (P)**.

Pressão máxima de vapor (P) é a pressão exercida pelo vapor quando existe um equilíbrio entre as fases líquida e de vapor numa dada temperatura.

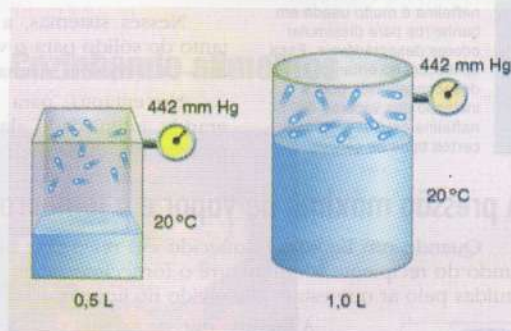
Líquidos diferentes, numa mesma temperatura, apresentam diferentes pressões máximas de vapor, as quais dependem da intensidade das forças intermoleculares da substância no estado líquido. Pelos dados obtidos no exemplo, temos:

		Pressão máxima de vapor (P) a 20 °C
água _(l)	\rightleftharpoons água _(v)	17,5 mm Hg
álcool _(l)	\rightleftharpoons álcool _(v)	44 mm Hg
éter _(l)	\rightleftharpoons éter _(v)	442 mm Hg

Podemos concluir, então, que o éter é o mais volátil, pois apresenta a maior pressão máxima de vapor e as suas interações intermoleculares devem ser as mais fracas; na água, porém, devem existir interações intermoleculares mais intensas e ela é a substância menos volátil.

OBSERVAÇÃO:

Convém ressaltar que a pressão máxima de vapor de um líquido, numa mesma temperatura, não depende do volume desse líquido nem do formato do frasco no qual ele está contido. Isso é facilmente verificado quando se mede, por exemplo, a pressão máxima de vapor do éter em frascos diferentes contendo volumes diferentes, na mesma temperatura.

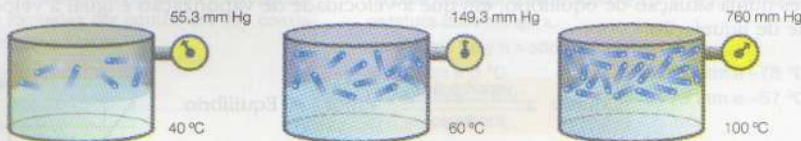


Influência da temperatura na pressão máxima de vapor

Quando um líquido é aquecido, a energia cinética média das suas moléculas aumenta, o que facilita a passagem para o estado de vapor. Como consequência disso, há um aumento do número de moléculas no estado de vapor, isto é, ocorre um aumento da pressão máxima de vapor da substância.

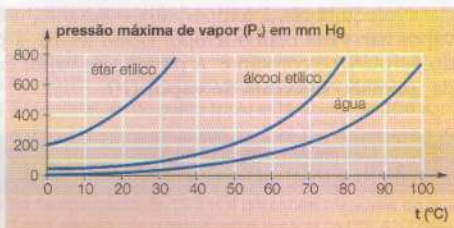


Vamos considerar, por exemplo, a água em diferentes temperaturas:



Essas medidas de pressões máximas de vapor demonstram que, quanto maior é a temperatura de um líquido, maior é a sua pressão máxima de vapor.

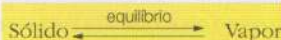
A partir de dados obtidos em experimentos nos quais foram utilizadas diferentes substâncias em diferentes temperaturas, podemos construir um gráfico relacionando as pressões máximas de vapor e a temperatura.



A análise do gráfico permite concluir que:

1. a uma mesma temperatura, líquidos diferentes apresentam diferentes pressões máximas de vapor;
2. a pressão máxima de vapor de um líquido aumenta, com a elevação da temperatura.

Essas conclusões referem-se à pressão máxima de vapor no equilíbrio líquido-vapor; porém, vale ressaltar que alguns sólidos (gelo-seco, naftalina, iodo, cânfora, mentol etc.) sofrem sublimação, ou seja, passam diretamente do estado sólido para o estado gasoso. Nessas situações, há um equilíbrio entre esses dois estados:



Nesses sistemas, a velocidade de transformação — tanto do sólido para o vapor quanto do vapor para o sólido — é a mesma, numa dada temperatura.

No entanto, para a maioria dos sólidos, devido à grande intensidade das forças intermoleculares, a sua pressão máxima de vapor é considerada desprezível.

A pressão máxima de vapor e a temperatura de ebulição

Quando um líquido é aquecido em recipiente aberto, inicialmente se observa, no fundo do recipiente (onde ocorre o fornecimento de calor), a formação de bolhas constituídas pelo ar que estava dissolvido no líquido.

À medida que prossegue o aquecimento, uma parte das moléculas adquire, a uma dada temperatura, energia suficiente para que ocorra a mudança de estado do líquido, que sofre vaporização, acarretando a formação de grandes bolhas em toda sua extensão.

Essas bolhas são formadas pelo vapor do líquido cercado por uma película do próprio líquido. Para que elas se formem, subam para a superfície e se rompam, escapando do líquido, é necessário que a pressão de vapor no interior da bolha seja, no mínimo, igual à pressão atmosférica.

Assim, concluímos que:

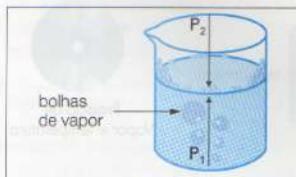
Um líquido ferve (entra em ebulição) à temperatura na qual a pressão máxima de vapor se iguala à pressão exercida sobre sua superfície, ou seja, à pressão atmosférica.



É comum colocar-se gelo em mictórios masculinos localizados em restaurantes. O gelo diminui a temperatura da urina e, dessa forma, reduz a volatilidade das substâncias que exalam cheiro desagradável.

A naftalina, mesmo sendo um sólido, apresenta uma considerável pressão máxima de vapor.

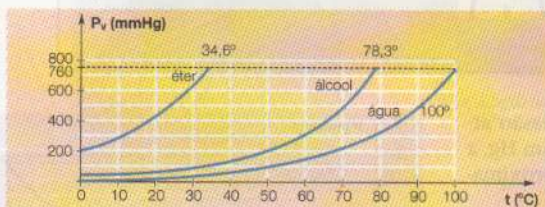
Devido à sua volatilidade, a naftalina é muito usada em banheiros para dissimular odores desagradáveis. Essa aplicação, no entanto, é desaconselhável, pois a inalação dos vapores de naftalina está associada a certos tipos de câncer.



Se $P_1 < P_2$, nenhuma bolha pode se formar. Um líquido entra em ebulição quando sua pressão de vapor (P_1) excede ligeiramente a pressão exercida sobre ele (P_2).

Se a ebulição ocorrer no nível do mar, onde a pressão atmosférica é igual a 1 atm (760 mm Hg), o líquido só ferverá quando a sua pressão máxima de vapor for igual a 760 mm Hg, que é denominada **temperatura de ebulição normal**.

O gráfico a seguir relaciona pressões máximas de vapor (P_v) e temperaturas (t) de algumas substâncias, e, a partir dele, podemos determinar as temperaturas de ebulição (TE) dessas substâncias em diferentes pressões atmosféricas.



Ainda pela análise do gráfico, podemos perceber que as temperaturas de ebulição dos líquidos variam à medida que ocorre a mudança da pressão exercida sobre eles, ou seja, da pressão atmosférica. Assim, a TE de um líquido pode ser diminuída pela redução da pressão exercida sobre ele.



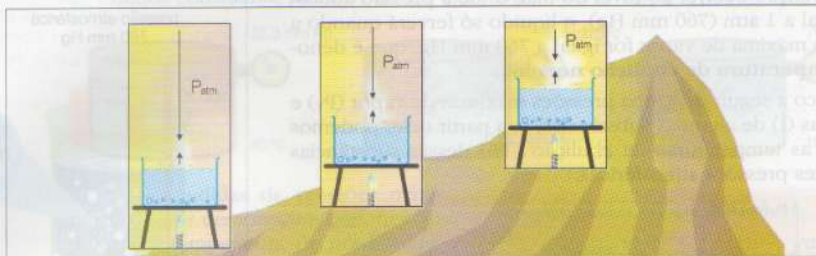
QUÍMICA e ALIMENTAÇÃO

Cozinhando alimentos



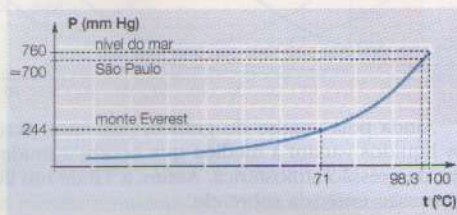
A panela de pressão é um bom presente, principalmente para quem tem que cozinhar em elevadas altitudes.

Nas montanhas, onde a pressão atmosférica é menor do que ao nível do mar, a temperatura de ebulição da água em recipiente aberto é menor do que $100^\circ C$. No monte Everest (Ásia), por exemplo, cujo pico está 8882 metros acima do nível do mar, a pressão atmosférica é de 244 mm Hg, e a água entra em ebulição a $71^\circ C$.



Na cidade de São Paulo, onde a pressão atmosférica é de aproximadamente 700 mm Hg, a TE da água é menor do que 100 °C: aproximadamente 98,3 °C.

O fato de o ponto de ebulição ser alterado pela variação da pressão exercida sobre o líquido é utilizado com frequência em nosso dia-a-dia. Um aumento de pressão provoca um aumento na temperatura de ebulição que, por sua vez, acelera as mudanças físicas e químicas que ocorrem durante o cozimento de alimentos, como carnes, ovos, legumes etc. Esse aumento da pressão é obtido quando utilizamos a panela de pressão. Nesse aparelho, a pressão atinge valores superiores a 1 atm (760 mm Hg), o que provoca a ebulição da água a temperaturas superiores a 100 °C.



Exercícios Fundamentais

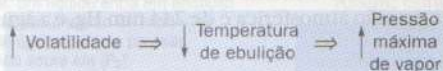
Considere os três recipientes, que contêm acetona nas mesmas condições de temperatura e pressão, e responda as questões **1** e **2**:



- Em qual(is) frasco(s) teremos acetona na forma de vapor?
- Em qual(is) frasco(s) a pressão de vapor de acetona é maior? Justifique sua resposta.

As informações a seguir devem ser utilizadas para responder as questões **3** a **6**:

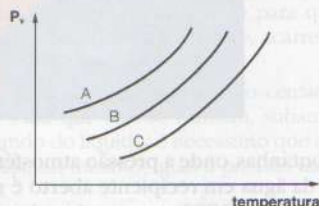
Líquidos diferentes apresentam diferentes pressões máximas de vapor sob uma mesma temperatura. Quanto mais volátil o líquido, menor é a sua temperatura de ebulição e maior é a sua pressão máxima de vapor:



A tabela a seguir apresenta as pressões máximas de vapor (P_v) de três substâncias na mesma temperatura:

Substâncias	Pressão máxima de vapor (P_v) em mm Hg
I	100
II	140
III	200

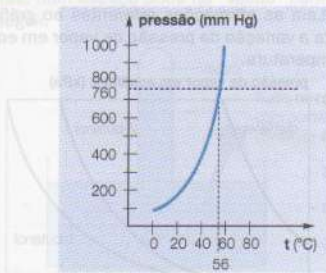
- Qual das substâncias é a mais volátil?
- Qual delas apresenta a maior temperatura de ebulição?
- Associe-as com as curvas **A**, **B** e **C**:



- Em qual das substâncias as forças intermoleculares no estado líquido são mais intensas?

Exercícios Resolvidos

1. (UFU-MG) O gráfico abaixo representa a variação da pressão de vapor da acetona em função da temperatura.



Se acetona líquida for colocada no interior de um recipiente e este for submetido a vácuo até a pressão de 100 mm Hg, será observado a 25 °C:

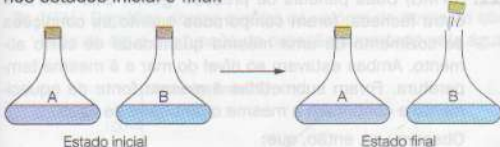
- Acetona líquida numa temperatura inferior à inicial.
- O volume de acetona líquida permanece inalterado.
- Toda a acetona se encontrará na fase de vapor.
- Acetona líquida em equilíbrio com a fase de vapor.
- Desprendimento de bolhas de ar da acetona líquida.

SOLUÇÃO

Pela análise do gráfico, podemos verificar que, a 760 mm Hg, a acetona entra em ebulição a 56 °C. Nessas condições ocorre mudança de estado:

Testando seu Conhecimento

Observe a seqüência de ilustrações, em que **A** e **B** se mantêm sob as mesmas condições de temperatura e pressão nos estados inicial e final.



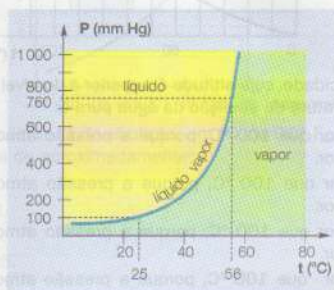
Agora, responda as questões 1 a 4:

- Por que a rolha do frasco que contém o líquido **B** foi ejetada?
- Qual líquido é o mais volátil?
- Qual líquido apresenta a maior temperatura de ebulição?
- As forças intermoleculares são mais fracas em qual dos líquidos?
- (ENEM) Um líquido, num frasco aberto, entra em ebulição a partir do momento em que a sua pressão de vapor se iguala à pressão atmosférica. Identifique a opção correta, considerando a tabela, o gráfico e os dados apresentados sobre as seguintes cidades:

Assim, temos:

- Sob pressão de 760 mm Hg e em temperaturas menores que 56 °C, a acetona encontra-se no estado líquido.
- Sob pressões menores que 760 mm Hg e à temperatura constante de 56 °C, a acetona estará no estado de vapor.

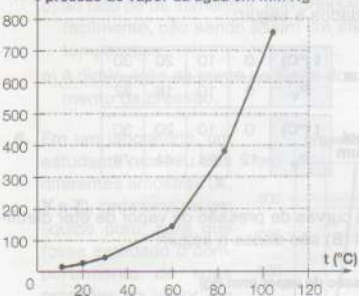
Logo, no diagrama temos:



Nas condições de 25 °C e 100 mm Hg, a acetona estará no estado de vapor.

Alternativa correta: **c**.

pressão de vapor da água em mm Hg



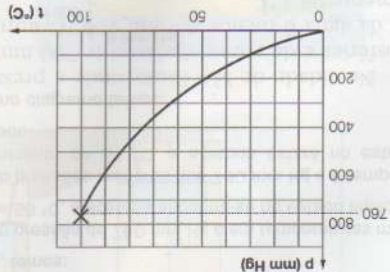
Altitude (km)	Pressão atmosférica (mm Hg)
0	760
1	600
2	480
4	300
6	170
8	120
10	100

Natal (RN)	nível do mar
Campos do Jordão (SP)	altitude 1628 m
Pico da Neblina (RR)	altitude 3014 m

A temperatura de ebulição será:

- maior em Campos do Jordão.
- menor em Natal.
- menor no Pico da Neblina.
- Igual em Campos do Jordão e Natal.
- não dependerá da altitude.

6. (UFSC) Verifica-se, experimentalmente, que a pressão de vapor de um líquido aumenta com a elevação da temperatura e que, na temperatura de ebulição, seu valor é máximo. A 100 °C a pressão máxima de vapor da água pura é de 1 atm, e nessa temperatura a água pura entra em ebulição conforme ilustração a seguir:



Numa cidade, cuja altitude é superior à do nível do mar, a temperatura de ebulição da água pura é:

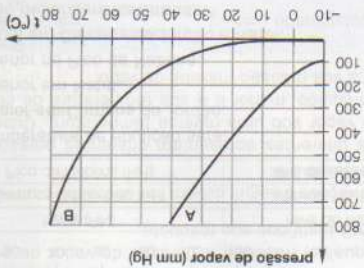
- a) menor que 100 °C, porque a pressão atmosférica é menor.
 b) maior que 100 °C, porque a pressão atmosférica é menor.
 c) menor que 100 °C, porque a pressão atmosférica é maior.
 d) maior que 100 °C, porque a pressão atmosférica é maior.
 e) igual a 100 °C, porque a fórmula da água não se altera, seja qual for a temperatura ou pressão.

7. (ITA-SP) Explique por que água pura exposta à atmosfera e sob pressão de 1,0 atm entra em ebulição em uma temperatura de 100 °C, enquanto água pura exposta à pressão atmosférica de 0,7 atm entra em ebulição em uma temperatura de 90 °C.

8. Esboce um gráfico indicando na abscissa a temperatura (°C) e na ordenada a pressão de vapor (mm Hg), considerando os dados a seguir:

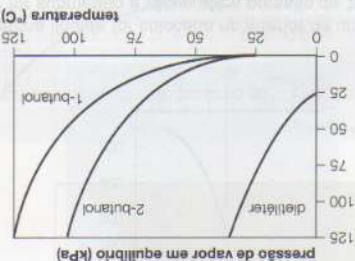
água		álcool comum	
t (°C)	P _v	t (°C)	P _v
0	10	0	10
10	18	10	20
20	32	20	30

9. (Fuvest-SP) As curvas de pressão de vapor de éter dietílico (A) e etanol (B) são dadas a seguir:



- a) Quais os pontos de ebulição destas substâncias na cidade de São Paulo? (Pressão atmosférica = 700 mm Hg)
 b) A 500 mm Hg e 50 °C, qual é o estado físico de cada uma dessas substâncias? Justifique.

10. (UEL-PR) Leia as afirmações referentes ao gráfico que representa a variação da pressão de vapor em equilíbrio com a temperatura.



1. As forças de atração intermoleculares das substâncias apresentadas, no estado líquido, aumentam na seguinte ordem: dióxido de etileno < 2-butanol < 1-butanol.
 II. O ponto de ebulição normal é a temperatura na qual a pressão de vapor de um líquido depende da temperatura.
 III. A pressão de vapor de um líquido depende da temperatura.
 IV. À medida que a pressão atmosférica sobre o líquido é diminuída, é necessário elevar-se a sua temperatura, para que a pressão de vapor se iguale às novas condições do ambiente.
 Dentre as afirmativas, estão corretas:

- a) I, II e IV.
 b) I, III e IV.
 c) I, II e III.
 d) II, III e IV.
 e) I, II, III e IV.

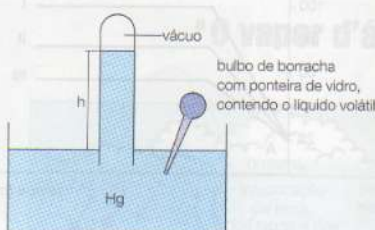
11. (UFMG) Duas panelas de pressão iguais, uma aberta e outra fechada, foram comparadas quanto às condições de cozimento de uma mesma quantidade de certo alimento. Ambas estavam ao nível do mar e à mesma temperatura. Foram submetidas à mesma fonte de aquecimento e continham a mesma quantidade de água.

- Observe-se, então, que:
 – a água, na panela aberta, entrou em ebulição em menos tempo que na panela fechada;
 – o cozimento do alimento foi mais rápido na panela fechada que na panela aberta.
 Considere-se essas observações, é incorreto afirmar que:

- a) a panela fechada requer mais tempo para atingir a pressão atmosférica em seu interior.
 b) a pressão de vapor da água em ebulição na panela fechada é maior que a pressão atmosférica.
 c) a temperatura de ebulição da água na panela fechada é maior que 100 °C.
 d) o cozimento na panela fechada se passa em temperatura mais elevada que na panela aberta.

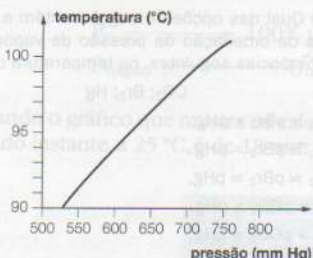
Aprofundando seu Conhecimento

1. (UEL-PR) Um líquido volátil é introduzido, por um conta-gotas, num espaço onde há "vácuo" conforme esquema a seguir.



(Dado: h = pressão ambiente.) Com isso a altura da coluna de mercúrio (Hg) muda de h para h_1 , sendo que $h_1 < h$. Com esse experimento, obtém-se, para o líquido volátil, o valor de sua:

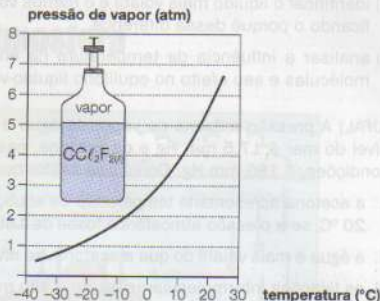
- pressão de vapor.
 - massa molar.
 - densidade.
 - temperatura de ebulição.
 - tensão superficial.
2. (MACK-SP) Quando um líquido puro, contido em um recipiente aberto, entra em ebulição:
- a pressão externa é maior que a pressão máxima de vapor desse líquido.
 - a temperatura vai aumentando à medida que o líquido vaporiza.
 - a pressão máxima de seus vapores é igual ou maior que a pressão atmosférica.
 - a temperatura de ebulição tem sempre o mesmo valor, independente da altitude do lugar onde se realiza o aquecimento.
 - a energia cinética de suas moléculas diminui.
3. (UFAL) O gráfico abaixo mostra os valores do ponto de ebulição da água em função da pressão suportada pela água.



Aquece-se água pura em uma panela em ambiente cuja pressão é 700 mm Hg. Essa água entrará em ebulição, na temperatura próxima de:

- 95 °C.
- 96 °C.
- 98 °C.
- 99 °C.
- 100 °C.

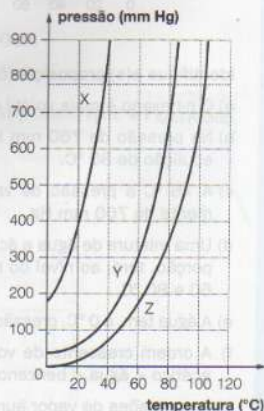
4. (Fatec-SP) O gráfico a seguir mostra a variação da pressão de vapor, em função da temperatura, para o diclorodifluór-metano.



A temperatura de ebulição, em °C, do CCl_2F_2 , no nível do mar, é de aproximadamente:

- 0.
 - 20.
 - 25.
 - 25.
 - 13.
5. (UFLAVRAS-MG) O uso de panela de pressão diminui consideravelmente o tempo de cozimento dos alimentos. Isto deve-se:
- a uma distribuição mais uniforme do calor, sendo a temperatura de ebulição da água 100 °C ao nível do mar, mesmo dentro da panela.
 - à água estar na forma de vapor dentro da panela, sem que haja necessariamente um aumento de temperatura.
 - ao aumento do ponto de ebulição da água pelo aumento da pressão interna da panela.
 - ao fato de os alimentos, sob pressão, cozinharem mais facilmente, não sendo assim um efeito do aumento da temperatura.
 - à diminuição do ponto de fusão dos alimentos pelo aumento da pressão.

6. Em um laboratório, um estudante recebeu três diferentes amostras (X, Y e Z), cada uma de um líquido puro, para que fosse estudado o comportamento de suas pressões de vapor em função da temperatura. As informações fornecidas eram de que o experimento deveria ser realizado no intervalo de pressões de vapor entre 0 mm Hg e 900 mm Hg e temperatura entre 0 °C e +120 °C.



Usando os dados anteriores e o gráfico (pressão de vapor em função da temperatura) obtido a partir do experimento realizado,

- explicar como pode ser determinada a temperatura de ebulição do líquido Y, em uma altitude em que a pressão atmosférica é igual a 700 mm Hg.
- identificar o líquido mais volátil e o menos volátil, justificando o porquê dessa diferença.
- analisar a influência da temperatura na energia das moléculas e seu efeito no equilíbrio líquido-vapor.

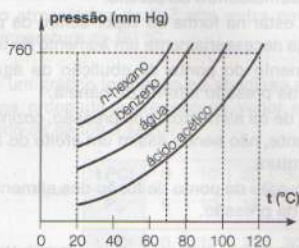
7. (UFAL) A pressão máxima de vapor de água a 20 °C ao nível do mar é 17,5 mm Hg e da acetona, nas mesmas condições, é 185 mm Hg. Conclui-se assim que

- a acetona apresentaria temperatura de ebulição igual a 20 °C, se a pressão atmosférica fosse de 185 mm Hg.
- a água é mais volátil do que a acetona, ao nível do mar.
- as ligações intermoleculares na água são mais fracas do que na acetona.

Dessas afirmações somente:

- I é correta.
- II é correta.
- III é correta.
- I e II são corretas.
- II e III são corretas.

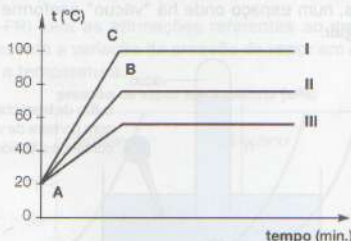
8. (UFSC) O gráfico abaixo apresenta a variação das pressões de vapor do n-hexano, da água, do benzeno e do ácido acético com a temperatura.



Identifique a(s) proposição(ões) verdadeira(s):

- O n-hexano é mais volátil que o ácido acético.
- Na pressão de 760 mm Hg, o benzeno tem ponto de ebulição de 80 °C.
- A 76 °C a pressão de vapor da água é aproximadamente de 760 mm Hg.
- Uma mistura de água e ácido acético, em qualquer proporção, terá, ao nível do mar, ponto de ebulição entre 60 e 80 °C.
- A água tem, a 0 °C, pressão de vapor igual a 760 mm Hg.
- A ordem crescente de volatilidade, a 80 °C, é: ácido acético < água < benzeno < n-hexano.
- As pressões de vapor aumentam com a temperatura.

9. (UFMG) Acetona, água e etanol puros, inicialmente líquidos a 20 °C e a 1 atm de pressão, são aquecidos, entram em ebulição e se vaporizam completamente. O gráfico apresenta as curvas de aquecimento dos três líquidos:



- Considerando as interações intermoleculares características dos três líquidos — CH_3COCH_3 , H_2O e $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ — mais intensas do que simples interações de Van der Waals, identifique a curva de aquecimento correspondente a cada um deles. Justifique sua resposta, considerando o tipo de interação possível em cada caso.
- Considerando que, num novo experimento, se aqueça uma quantidade maior do líquido II, indique se haverá modificações na inclinação do segmento AB da curva de aquecimento e no tempo durante o qual a temperatura permanecerá constante. Justifique sua resposta.

10. (PUC-SP) Em um recipiente fechado tem-se 2 componentes (benzeno e tolueno), ambos presentes em duas fases (fase líquida e fase vapor) em equilíbrio. Na fase líquida, tem-se uma mistura equimolar dos 2 componentes. Sabe-se que o benzeno tem ponto de ebulição de 80,1 °C a 1 atm, enquanto o tolueno ferve a 110,8 °C sob 1 atm de pressão. Com relação a tal sistema, pede-se para:

- indicar, justificando, qual dos componentes é mais volátil;
- estabelecer, fornecendo a devida justificação, qual dos componentes predominará na fase de vapor.

11. (ITA-SP) Qual das opções a seguir contém a seqüência **correta** de ordenação da pressão de vapor saturante das substâncias seguintes, na temperatura de 25 °C?

CO_2 ; Br_2 ; Hg

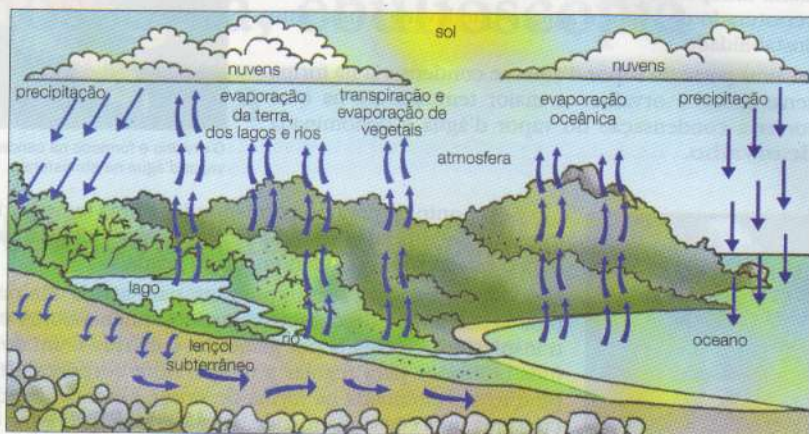
- $p_{\text{CO}_2} > p_{\text{Br}_2} > p_{\text{Hg}}$.
- $p_{\text{CO}_2} \approx p_{\text{Br}_2} > p_{\text{Hg}}$.
- $p_{\text{CO}_2} \approx p_{\text{Br}_2} \approx p_{\text{Hg}}$.
- $p_{\text{Br}_2} > p_{\text{CO}_2} > p_{\text{Hg}}$.
- $p_{\text{Br}_2} > p_{\text{CO}_2} \approx p_{\text{Hg}}$.

12. (ITA-SP) Determine a massa específica do ar úmido, a 25 °C e pressão de 1 atm, quando a umidade relativa do ar for igual a 60%. Nessa temperatura, a pressão de vapor saturante da água é igual a 23,8 mm Hg. Assuma que o ar seco é constituído por $\text{N}_{2(g)}$ e $\text{O}_{2(g)}$, e que as concentrações dessas espécies no ar seco são iguais a 79 e 21% (v/v), respectivamente.



QUÍMICA e AMBIENTE

O vapor d'água na atmosfera



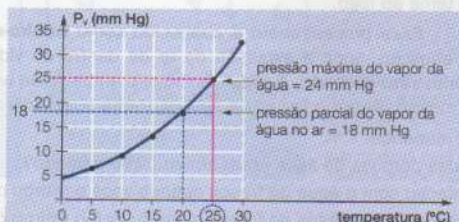
A ilustração mostra o ciclo da água na natureza. A evaporação da água forma massas de ar úmido que, quando resfriadas, originam as nuvens. A água então volta à terra como chuva, alimentando as fontes subterrâneas de água (lençóis freáticos), rios, lagos etc. antes de evaporar novamente, fechando o ciclo.

A atmosfera normalmente apresenta uma certa quantidade de vapor d'água (umidade) proveniente do ciclo d'água, da queima de combustíveis, do ar expirado. A quantidade de vapor d'água existente no ar, expressa em $\text{g de H}_2\text{O/m}^3$ de ar, é denominada **Umidade Absoluta do Ar (U.A.A.)**. Contudo, a maneira mais comum de indicá-la considera a porcentagem de vapor de água existente no ar em relação à máxima quantidade em que nele pode ser encontrado, na mesma temperatura.

Essa maneira, denominada **Umidade Relativa do Ar (U.R.A.)**, compara a pressão parcial do vapor d'água ($P_{v(\text{água})}$) existente no ar com a pressão máxima de vapor (P_v) da água a uma dada temperatura:

$$\left. \begin{array}{l} P_v \longrightarrow 100\% \text{ umidade} \\ P_{v(\text{água})} \longrightarrow \text{U.R.A.} \end{array} \right\} \Rightarrow \text{U.R.A.} = \frac{P_{v(\text{água})}}{P_v} \cdot 100\%$$

Usando o gráfico que mostra os valores da P_v da água entre 0°C e 30°C e supondo que a $P_{\text{água (vapor)}}$ num dado instante, a 25°C , é de 18 mm Hg, temos:



Aplicando a expressão já vista, podemos determinar a U.R.A. para a amostra de ar:

$$\left. \begin{array}{l} 24 \text{ mm Hg} \longrightarrow 100\% \\ 18 \text{ mm Hg} \longrightarrow \text{U.R.A.} \end{array} \right\} \Rightarrow \text{U.R.A.} = \frac{18 \text{ mm Hg}}{24 \text{ mm Hg}} \cdot 100\% = 75\%$$

Se a $P_{v(\text{água})}$ permanecesse constante e a temperatura ambiente diminuísse, a P_v diminuiria e a U.R.A. aumentaria. Assim, a 20 °C, a U.R.A. seria de 100%, sendo que, a temperaturas inferiores, poderia ultrapassar esse valor. Nestas condições, o ar estaria supersaturado de vapor d'água, o que levaria a uma situação de instabilidade.

Assim, uma parte do vapor d'água se condensaria na forma de pequenas gotas: o orvalho. A maior temperatura na qual pode ocorrer a condensação do vapor d'água é denominada **ponto de orvalho**.



O orvalho é formado na condensação do vapor d'água na atmosfera.

Se o ponto de orvalho corresponder a uma temperatura menor que a da solidificação da água (0 °C), o vapor d'água passa direto para o estado sólido: é o fenômeno da geada.

Embora a U.R.A. seja importante para a vida, ela pode causar uma sensação de desconforto quando atinge valores elevados. A transpiração, executada por glândulas cutâneas, é um dos mecanismos utilizados para regular a temperatura corpórea. Para a transpiração ser eliminada na forma de vapor, é necessário que a água consuma uma certa quantidade de calor do corpo, o que causa uma sensação de resfriamento. A diminuição ou a eliminação desse processo de resfriamento é que provoca o desconforto. Nos dias em que a U.R.A. é muito elevada, a quantidade de suor que pode ser transformada em vapor é muito pequena; portanto, o mecanismo de resfriamento do corpo não funciona de maneira satisfatória.



A geada ocorre quando o vapor d'água se condensa e se solidifica.

Faça você mesmo

Pressão máxima de vapor e temperatura de ebulição

Material

1 vidro vazio com tampa plástica

1 panela

Água

Procedimento



Coloque água no frasco de vidro, ocupando aproximadamente 1/3 do seu volume total.

Coloque água na panela e introduza o frasco de vidro dentro dela. Leve o sistema ao fogo.

Esse procedimento é conhecido como **bainha-maria**. Passado um minuto de ebulição, após a expulsão do ar de dentro do vidro, rosqueie a tampa plástica, usando um pano, **com cuidado**. A seguir, coloque-o embaixo de uma torneira, com água corrente, durante meio minuto. Retire o frasco da água corrente e observe a água no seu interior.

Observe e responda:

1. Qual das duas porções de água entra em ebulição primeiro?
2. O que aconteceu com a água do frasco quando você o retirou do banho-maria?
3. O que aconteceu com a água do frasco quando você o retirou da água corrente?
4. Explique por que esses dois fatos aconteceram.

CAPÍTULO 7

Tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia

INTRODUÇÃO ÀS PROPRIEDADES COLIGATIVAS

A foto ao lado mostra um fato relativamente comum em veículos que não apresentam um eficiente sistema de refrigeração do motor. Nesses veículos, para evitar que a água do radiador entre em ebulição, adicionam-se substâncias (aditivos), como o etilenoglicol, normalmente encontrado em postos de combustíveis, que aumenta a temperatura de ebulição da água.

Em outras situações, como nos países que apresentam inverno muito rigoroso, o etilenoglicol tem a propriedade de diminuir a temperatura de solidificação (congelamento) da água no radiador dos automóveis, sendo chamado anticongelante.



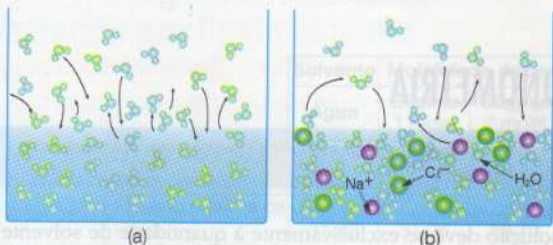
Thales Ingo

Esses fatos permitem perceber que, quando adicionamos um soluto não-volátil a um solvente, a solução obtida apresenta propriedades diferentes das do solvente puro, as quais são denominadas **propriedades coligativas**. São elas:

- tonoscopia ou tonometria;
- ebulioscopia ou ebuliometria;
- crioscopia ou criometria;
- pressão osmótica.

A intensidade com que essas propriedades ocorrem depende unicamente da quantidade de partículas proveniente do soluto não-volátil presente na solução, mas não depende da natureza dessas partículas.

Esses fenômenos podem ser explicados pelas interações que ocorrem entre as partículas do soluto e as moléculas do solvente. Essas interações dificultam a passagem do solvente para o estado de vapor, assim como o seu congelamento.



Em uma solução aquosa de NaCl (b), a quantidade de moléculas de água que passa para o estado de vapor é menor que na água pura (a), a uma mesma temperatura.

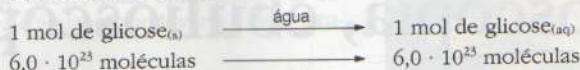
Os solutos não-voláteis podem ser de dois tipos: **moleculares** ou **iônicos**.

Solutos moleculares

A maioria desses solutos origina soluções moleculares, enquanto os ácidos e a amônia, quando em água, originam soluções iônicas.

Soluções moleculares

Nessas soluções encontramos **moléculas** provenientes da dissolução molecular. Veja o exemplo do soluto glicose ($C_6H_{12}O_6$):

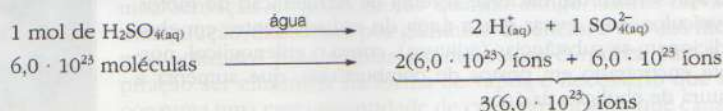


Soluções iônicas

Nessas soluções encontramos **íons** provenientes da ionização do soluto molecular. O número de íons presentes na solução depende do soluto e do seu grau de ionização (α).

$$\alpha = \frac{n^{\circ} \text{ de mol do soluto ionizado}}{n^{\circ} \text{ de mol do soluto inicial}}$$

O ácido sulfúrico (H_2SO_4), por exemplo, é um ácido forte e, em solução aquosa, pode sofrer ionização total ($\alpha = 100\%$):

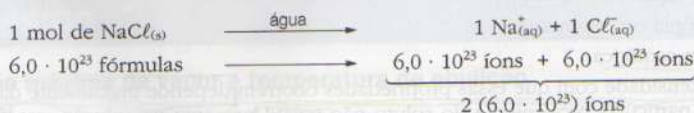


Observe que, nesse caso, o número de partículas (íons) presente na solução é três vezes o número de partículas (moléculas) adicionado à água.

Solutos iônicos

Nessas soluções, encontramos **íons** provenientes da dissociação do soluto iônico. O número de íons presente na solução depende do soluto e do seu grau de dissociação (α).

O cloreto de sódio ($NaCl$), em água, se dissocia totalmente ($\alpha = 100\%$):



Observe que, nesse caso, o número de partículas (íons) presente na solução é duas vezes o número de partículas adicionado à água.

A seguir, vamos estudar, separadamente, as propriedades coligativas, relacionando sua intensidade com o número de partículas do soluto não-volátil presente nas soluções.








Pressão Máxima de Vapor

TONOSCOPIA OU TONOMETRIA

Tonoscopia ou **tonometria** é o estudo da diminuição da pressão máxima de vapor de um solvente, provocada pela adição de um soluto não-volátil.

A pressão de vapor da solução deve-se exclusivamente à quantidade de solvente na fase de vapor, pois o soluto acrescentado ao solvente não é volátil e, por isso, sua pressão de vapor é desprezível.

Esse efeito pode ser constatado através das medidas das pressões máximas de vapor dos seguintes sistemas à temperatura constante de 30 °C:

	Composição da solução	Molalidade	Número de partículas	Pressão de vapor (mm Hg)
31,82 mm Hg  água 1000 g de H ₂ O	1 mol de C ₆ H ₁₂ O ₆ 1000 g de H ₂ O solução 1 	1 molal	1 mol de moléculas de C ₆ H ₁₂ O ₆	31,26
	2 mol de C ₆ H ₁₂ O ₆ 1000 g de H ₂ O solução 2 	2 molal	2 mol de moléculas de C ₆ H ₁₂ O ₆	30,70
	1 mol de NaCl 1000 g de H ₂ O solução 3 	1 molal	1 mol de íons Na ⁺ 1 mol de íons Cl ⁻	30,70
	1 mol de CaCl ₂ 1000 g de H ₂ O solução 4 	1 molal	1 mol de íons Ca ²⁺ 2 mol de íons Cl ⁻	30,14

A tabela a seguir, construída com os dados obtidos nesses experimentos, relaciona o número de partículas dos solutos presente nas soluções com o **abaixamento absoluto** da pressão máxima de vapor (ΔP):

$$\Delta P = P_2 - P$$

onde:

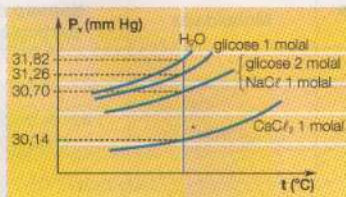
P_2 = pressão máxima de vapor do solvente puro

P = pressão máxima de vapor do solvente na solução

	Solvente	Molalidade das soluções aquosas			
	Água	Glicose 1 molal	Glicose 2 molal	NaCl 1 molal	CaCl ₂ 1 molal
Nº de partículas do soluto	—	1 mol de C ₆ H ₁₂ O ₆	2 mol de C ₆ H ₁₂ O ₆	2 mol de íons	3 mol de íons
Pressão máxima de vapor (mm Hg a 30 °C)	31,82	31,26	30,70	30,70	30,14
ΔP (mm Hg a 30 °C)	—	0,56	1,12	1,12	1,68

Nota-se que existe uma relação entre o abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor (ΔP) e o número de partículas do soluto presente na solução, e esse abaixamento pode ser obtido pela análise de um diagrama das pressões máximas de vapor do solvente e das soluções em função da temperatura.

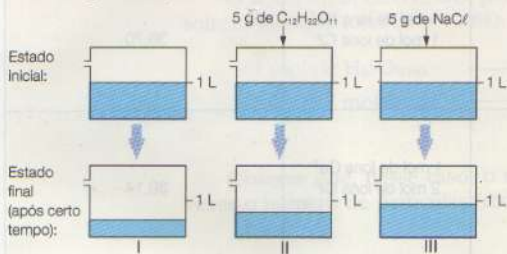
Nº de mol de partículas do soluto na solução	ΔP (mm Hg a 30 °C)
1 mol	0,56
2 mol	1,12
3 mol	1,68

**OBSERVAÇÃO:**

Quando trabalhamos com soluções aquosas diluídas, a molalidade (m) e a molaridade (M) — ou concentração em mol/L — são praticamente iguais.

Exercícios Fundamentais

Para estudar a variação da pressão máxima de vapor, foi feito o seguinte experimento:



Com base nesse experimento, responda as questões 1 a 9:

- O que causou a diminuição de volume do conteúdo dos frascos?
- Em qual dos frascos esse fenômeno ocorreu com maior facilidade?
- Classifique os solutos em iônicos ou em moleculares.
- Sem efetuar cálculos numéricos e conhecendo as massas molares dos soluto: ($C_{12}H_{22}O_{11} = 342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $NaCl = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$), explique em qual frasco foi adicionada uma quantidade maior de mol de soluto.
- Qual dos frascos contém uma solução eletrolítica?
- Por que a diminuição do volume do frasco que continha somente água foi maior?
- Por que no frasco com $NaCl$ ocorreu menor diminuição de volume?

- Coloque em ordem crescente as pressões máximas de vapor da água nos três frascos.
- Esboce um gráfico que mostre as curvas de pressão máxima de vapor, representando nas abscissas a temperatura ($^{\circ}C$) e nas ordenadas a pressão máxima de vapor (atm).
- (PSI-Unimontes-MG) Marcos e Mateus resolveram fazer a seguinte experiência na cozinha: colocaram a mesma quantidade de água em três recipientes de mesma capacidade. Em seguida, adicionaram açúcar em um deles e sal em outro. Colocaram, então, os três recipientes para aquecer até a ebulição, no mesmo intervalo de tempo, acompanhando o processo com um termômetro e um cronômetro.



Em relação ao observado por Marcos e Mateus, é correto afirmar que a:

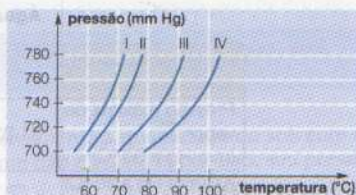
- água com sal entra em ebulição mais rapidamente do que a água pura.
- temperatura da água, na ebulição, não varia com a adição de açúcar.
- água sem sal ou açúcar entra em ebulição em temperatura menor.
- temperatura permanece invariável durante a ebulição, em todos os casos.

Exercícios Resolvidos

- (Vunesp-SP) No gráfico ao lado, as curvas I, II, III e IV correspondem à variação da pressão de vapor em função da temperatura de dois líquidos puros e das respectivas soluções de mesma concentração de um mesmo sal nesses dois líquidos. O ponto de ebulição de um dos líquidos é $90^{\circ}C$.

Utilizando os números das curvas respectivas, pede-se para:

- indicar quais curvas correspondem aos líquidos puros, indicar entre os dois qual é o líquido volátil e justificar.
- indicar quais curvas correspondem às soluções e justificar.



SOLUÇÃO

Analisando o gráfico a uma pressão de 760 mm Hg, podemos observar que:

- 1) A **curva III** apresenta ponto de ebulição igual a 90 °C, portanto, corresponde a um **líquido puro**.
- 2) A **curva I** apresenta menor ponto de ebulição, portanto, corresponde ao **outro líquido puro**.
- 3) A **curva II** corresponde a uma **solução** do líquido representada pela **curva I**; a **curva IV** corresponde a uma **solução** do líquido representada pela **curva III**.

Temos, então, as respostas:

- a) As curvas **I** e **III** correspondem aos líquidos puros. Sob a pressão máxima de vapor de 760 mm Hg, o PE de **I** é igual a 70 °C e o **III** é 90 °C. Então, o líquido mais volátil é o **I**, pois apresenta o menor PE.
- b) As curvas **II** e **IV** representam as soluções, pois elas apresentam pressões máximas de vapor menores que os líquidos puros correspondentes.

2. (UFCE) Dadas as seguintes soluções aquosas:

- I — $2 \cdot 10^{-2}$ M de $C_{12}H_{22}O_{11}$ IV — $2 \cdot 10^{-2}$ M de KNO_3
 II — $2 \cdot 10^{-2}$ M de HCl V — $2 \cdot 10^{-2}$ M de $(NH_4)_2SO_4$
 III — $2 \cdot 10^{-2}$ M de $C_6H_{12}O_6$

qual apresenta a menor pressão máxima de vapor?

- a) I. b) II. c) III. d) IV. e) V.

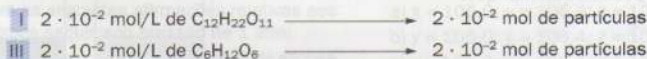
SOLUÇÃO

Inicialmente, devemos classificar as soluções em iônicas ou moleculares:

- soluções moleculares — **I e III**;
- soluções iônicas — **II, IV e V**.

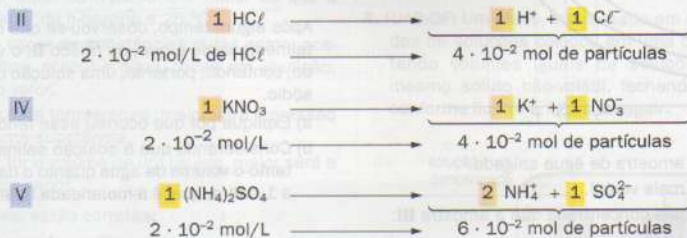
Como já sabemos que quanto maior o número de partículas do soluto presente na solução, menor será a P_v , em seguida vamos determinar o número de mol de partículas do soluto, considerando 1 litro de cada solução.

- soluções moleculares (não há ionização)



- soluções iônicas ($\alpha = 100\%$)

Admitindo-se que o HCl esteja totalmente ionizado:

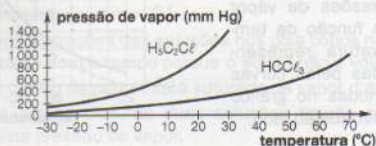


Podemos observar que a solução **V** apresenta o maior número de partículas por volume de solução e, portanto, apresenta a menor pressão de vapor (P_v).

Testando seu Conhecimento

1. (UCDB-MT) As propriedades coligativas das soluções dependem:
2. (Vunesp-SP) A variação das pressões de vapor $HCCl_3$ e $H_2C_2Cl_4$ com a temperatura é mostrada no gráfico.

- a) da pressão máxima de vapor do líquido.
- b) da natureza das partículas dispersas na solução.
- c) da natureza do solvente, somente.
- d) do número de partículas dispersas na solução.
- e) da temperatura de ebulição do líquido.



Considerando a pressão de 1 atmosfera:

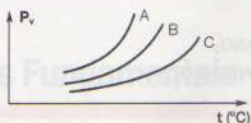
- A que temperatura cada substância entrará em ebulição?
- Qual é o efeito da adição de um soluto não-volátil sobre a pressão de vapor das substâncias?

3. Considere os seguintes sistemas:

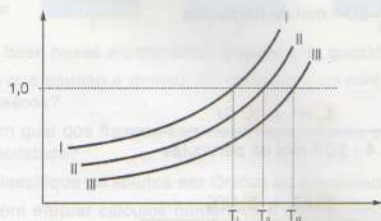
- água pura;
- solução aquosa 0,1 molar de glicose;
- solução aquosa 0,2 molar de sacarose.

Resolva:

- Associe cada um dos sistemas a uma das curvas P_v do gráfico a seguir:



- Numa mesma temperatura, qual dos sistemas apresenta a menor pressão de vapor?
 - Para um mesmo valor de P_v , qual dos sistemas se encontra numa temperatura maior?
 - A adição de um soluto não-volátil aumenta ou diminui a pressão máxima de vapor de um solvente? Justifique.
- 4. (UFPE)** O gráfico abaixo representa a pressão de vapor (eixo das ordenadas), em atm, em função da temperatura (eixo das abscissas), em $^{\circ}\text{C}$, de três amostras, I, II e III. Se uma destas amostras for de água pura e as outras duas de água salgada, podemos afirmar que:



- a amostra I é a amostra de água salgada.
- a amostra I é a mais volátil.
- a amostra II é mais concentrada que a amostra III.

d) a amostra I é a menos volátil.

e) na temperatura T_{III} , a 1 atm, a amostra II ainda não entrou em ebulição.

- 5. (UFRN)** Gabriel deveria efetuar experimentos e analisar as variações que ocorrem nas propriedades de um líquido, quando solutos não-voláteis são adicionados. Para isso, selecionou as amostras a seguir indicadas.

Amostra I: água (H_2O) pura.

Amostra II: solução aquosa 0,5 molar de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).

Amostra III: solução aquosa 1,0 molar de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).

Amostra IV: solução aquosa 1,0 molar de cloreto de cálcio (CaCl_2).

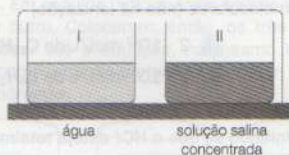
A amostra que possui maior pressão de vapor é:

- I. b) II. c) III. d) IV.

- 6. (Vunesp-SP)** A uma dada temperatura, possui a menor pressão de vapor a solução aquosa:

- 0,1 mol/L de sacarose.
- 0,2 mol/L de sacarose.
- 0,1 mol/L de ácido clorídrico.
- 0,2 mol/L de ácido clorídrico.
- 0,1 mol/L de hidróxido de sódio.

- 7. (Vunesp-SP)** Em dois frascos idênticos, I e II, foram colocados volumes iguais de água e de solução concentrada de cloreto de sódio, respectivamente. Os dois frascos foram colocados sob uma campânula de vidro hermeticamente fechada, como mostrado na figura.

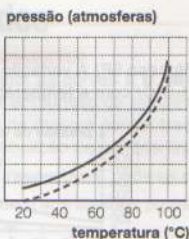


Após algum tempo, observou-se que o frasco I estava totalmente vazio e que, no frasco II, o volume havia dobrado, contendo, portanto, uma solução diluída de cloreto de sódio.

- Explique por que ocorreu esse fenômeno.
- Considerando que a solução salina é 0,2 molar e que tanto o volume da água quanto o da solução são iguais a 1,0 litro, qual é a molaridade final da solução salina?

Aprofundando seu Conhecimento

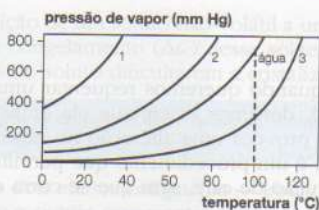
- 1. (UFSCar-SP)** Um líquido puro e a solução de um soluto não-volátil neste líquido têm suas pressões de vapor em função da temperatura representadas pelas curvas contidas no gráfico mostrado ao lado.



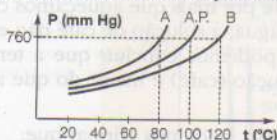
- Associe as curvas do gráfico (linhas contínua ou tracejada) com o líquido puro e a solução. Justifique.
- Determine o ponto de ebulição aproximado ($\pm 1^{\circ}\text{C}$) do líquido puro ao nível do mar. Justifique.

- 2. (UFRJ)** O gráfico a seguir representa, de forma esquemática, curvas de pressão de vapor em função da temperatura de três líquidos puros — água, etanol, éter dietílico — e de uma solução aquosa de uréia.

Identifique as curvas 1, 2 e 3 representadas no gráfico. Justifique a sua resposta.



3. (UFRS) Considere o gráfico a seguir, que representa as variações das pressões máximas de vapor da água pura (A,P) e duas amostras líquidas **A** e **B**, em função da temperatura.



Pode-se concluir que, em temperaturas iguais:

- a amostra **A** constitui-se de um líquido menos volátil que a água pura.
 - a amostra **B** pode ser constituída de uma solução aquosa de cloreto de sódio.
 - a amostra **B** constitui-se de um líquido que evapora mais rapidamente que a água pura.
 - a amostra **A** pode ser constituída de solução aquosa de sacarose.
 - as amostras **A** e **B** constituem-se de soluções aquosas preparadas com solutos diferentes.
4. (ITA-SP) Considere as seguintes afirmações relativas aos sistemas descritos a seguir, sob pressão de 1 atm:
- A pressão de vapor de uma solução aquosa de glicose 0,1 mol/L é menor do que a pressão de vapor de uma solução de cloreto de sódio 0,1 mol/L a 25 °C.
 - A pressão de vapor do n-pentano é maior do que a pressão de vapor do n-hexano a 25 °C.
 - A pressão de vapor de substâncias puras como: acetona, éter etílico, etanol e água, todas em ebulição, tem o mesmo valor.
 - Quanto maior for a temperatura, maior será a pressão de vapor de uma substância.
 - Quanto maior for o volume de um líquido, maior será a sua pressão de vapor.

Destas afirmações, estão corretas:

- apenas I, II, III e IV.
 - apenas I, II e V.
 - apenas I, IV e V.
 - apenas II, III e IV.
 - apenas III, IV e V.
5. (UFRS) Considerando as três soluções do desenho, pode-se prever que a relação entre as pressões de vapor das mesmas é:



- $P_1 > P_2 > P_3$.
- $P_2 > P_3 > P_1$.
- $P_1 > P_3 > P_2$.
- $P_3 > P_1 > P_2$.
- $P_2 > P_1 > P_3$.

(Massas molares: glicose, $C_6H_{12}O_6 = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; cloreto de sódio, $\text{NaCl} = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11} = 342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

6. (PUC-MG) Sejam dadas as seguintes soluções aquosas:

X – 0,25 mol/L de glicose ($C_6H_{12}O_6$);
 Y – 0,25 mol/L de carbonato de sódio (Na_2CO_3);
 Z – 0,50 mol/L de ácido nítrico (HNO_3);
 W – 0,50 mol/L de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

Das soluções acima, assinale a opção que representa a maior pressão de vapor:

- X.
- Y.
- Z.
- W.

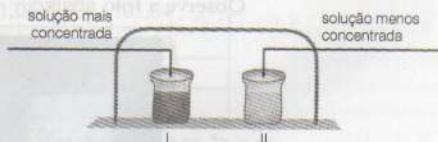
7. (Fuvest-SP) Numa mesma temperatura, foram medidas as pressões de vapor dos três sistemas abaixo.

x	100 g de benzeno
y	5,00 g de naftaleno dissolvidos em 100 g de benzeno (massa molar do naftaleno = 128 g/mol)
z	5,00 g de naftaleno dissolvidos em 100 g de benzeno (massa molar do naftaleno = 228 g/mol)

Os resultados, para esses três sistemas, foram 105,0, 106,4 e 108,2 mm Hg, não necessariamente nessa ordem. Tais valores são, respectivamente, as pressões de vapor dos sistemas:

- $x = 105,0$; $y = 106,4$; $z = 108,2$.
- $y = 105,0$; $x = 106,4$; $z = 108,2$.
- $y = 105,0$; $z = 106,4$; $x = 108,2$.
- $x = 105,0$; $z = 106,4$; $y = 108,2$.
- $z = 105,0$; $y = 106,4$; $x = 108,2$.

8. (UnB-DF) Um aluno, interessado em estudar as propriedades de soluções colocou em uma caixa dois copos contendo volumes iguais de soluções aquosas de um mesmo soluto não-volátil, fechando-a hermeticamente, conforme ilustra a figura a seguir:



A solução contida no copo I era mais concentrada que a contida no copo II. A temperatura externa à caixa permaneceu constante durante o experimento. Acerca das observações que poderiam ser feitas a respeito desse experimento, julgue verdadeiro (V) ou falso (F) cada um dos itens seguintes:

- Após alguns dias, o volume da solução contida no copo I diminuirá.
- As concentrações das soluções nos dois copos não se alterarão com o tempo porque o soluto não é volátil.
- O ar dentro da caixa ficará saturado de vapor d'água.
- Após alguns dias, as duas soluções ficarão com a mesma pressão de vapor.

EBULIOSCOPIA E CRIOSCOPIA



Em padarias e bares, o café é mantido quente por banho-maria.

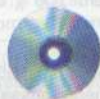
Em casa, quando queremos requeentar uma solução aquosa de café, devemos evitar que ela entre em ebulição, pois isso provoca uma alteração no sabor do café. O banho-maria é um procedimento que permite o aquecimento da solução de café, sem que se corra o risco da ebulição.

Durante esse procedimento, percebemos que a água do banho-maria entra em ebulição, o que não ocorre com a solução de café por mais que aqueçamos o sistema. Enquanto houver água, a solução de café não entra em ebulição e, então, podemos concluir que a temperatura de ebulição da solução (café) é maior do que a do solvente (água pura).

Generalizando, podemos afirmar que:

Soluções preparadas pela adição de solutos não-voláteis a um solvente apresentam uma temperatura de ebulição maior que a do solvente puro.

O aumento ou variação da temperatura de ebulição (Δt_E) pode ser justificado pela diminuição da pressão máxima de vapor, que é devida à presença das partículas do soluto. Para que ocorra a ebulição da solução, é necessário que ela seja aquecida até que sua pressão de vapor se iguale à pressão atmosférica.

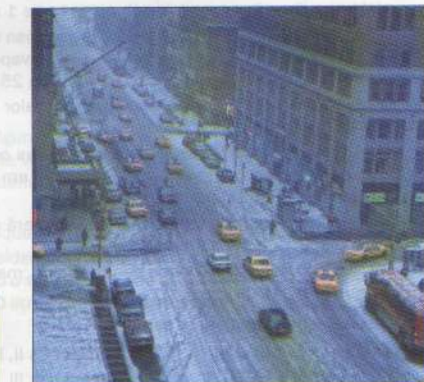


$\Delta t_E = \Delta t_C$
Ebulição e
Congelamento

Ebulioscopia ou **ebuliometria** é o estudo da elevação da temperatura de ebulição do solvente em uma solução.

Outro fato interessante ocorre em lugares onde a neve é freqüente. Nesses locais, espalham-se sais, como o cloreto de sódio (NaCl) e o cloreto de cálcio (CaCl_2), sobre o gelo que recobre ruas e calçadas. Tal procedimento tem a finalidade de provocar a fusão do gelo: a mistura água com sais não irá congelar, pois apresenta temperatura de solidificação menor do que a da água.

Observe a foto abaixo:



Dois potes — um com água (esquerda) e outro, com uma mistura de água com soluto não-volátil (um anticongelante automotivo) — foram mantidas durante certo tempo dentro de um congelador. A adição de um soluto não-volátil impediu o congelamento da água no segundo pote à direita.

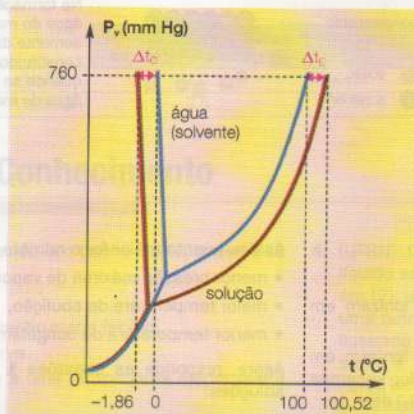
Generalizando, podemos afirmar que:

Soluções preparadas pela adição de solutos não-voláteis a um solvente apresentam uma temperatura de solidificação (congelamento) menor do que a do solvente puro.

A adição de um soluto não-volátil a um solvente provoca um abaixamento na temperatura de congelamento (Δt_c) desse solvente, o que pode ser explicado pelo fato de as partículas do soluto dificultarem a cristalização do solvente.

Crioscopia ou **criometria** é o estudo da diminuição da temperatura de congelamento de um solvente em uma solução.

Esses dois efeitos coligativos — ebulioscopia e crioscopia — podem ser visualizados no gráfico a seguir, que mostra as temperaturas de fusão e ebulição, ao nível do mar, da água pura e de uma solução aquosa 1 molal de uréia.



Observando o gráfico, podemos concluir que a temperatura de fusão (congelamento) da solução é igual a $-1,86^\circ\text{C}$ e que sua temperatura de ebulição é de $100,52^\circ\text{C}$.

A tabela a seguir mostra os pontos de ebulição e fusão (congelamento), ao nível do mar, de soluções de diferentes substâncias. Analisando-a, fica evidenciado outro fato: o de que os efeitos coligativos dependem unicamente da quantidade (número) de partículas do soluto presentes nas soluções, ou seja, não dependem da natureza dessas partículas.

	Soluções aquosas				
	Água	Uréia (1 molal)	Glicose (1 molal)	Glicose (2 molal)	Cloreto de sódio (1 molal)
Nº de partículas do soluto	—	1 mol de $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$	1 mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	2 mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	2 mol de íons
TE ($^\circ\text{C}$)	100	100,52	100,52	101,04	101,04
Δt_e ($^\circ\text{C}$)	—	0,52	0,52	1,04	1,04
TF ($^\circ\text{C}$)	0	-1,86	-1,86	-3,72	-3,72
Δt_c ($^\circ\text{C}$)	—	1,86	1,86	3,72	3,72

Nota-se que existe uma relação entre o número de mol de partículas do soluto e os Δt_e e Δt_c .

Nº de mol de partículas do soluto (kg de água)	Δt_e ($^\circ\text{C}$)	Δt_c ($^\circ\text{C}$)
1 mol	0,52	1,86
2 mol	1,04	3,72

Com isso, podemos concluir que:

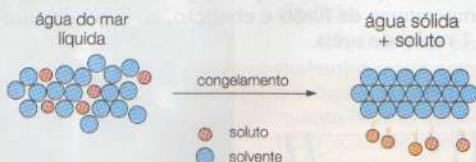
Quanto maior o número de partículas (n° de mol) do soluto não-volátil na solução, temos:

- maior a elevação do ponto de ebulição do solvente (maior Δt_e);
- maior o abaixamento do ponto de congelamento do solvente (maior Δt_c).



$\Delta t_e = \Delta t_c$
Ebulição e
Congelamento

Por esse motivo, para soluções que contenham solutos não-voláteis, determinamos a temperatura inicial de ebulição e a de congelamento do solvente na solução. À medida que o solvente entra em ebulição ou congela, a solução resultante fica mais concentrada; desse modo, gradualmente, a temperatura de ebulição aumenta e a de congelamento diminui.



E. Hurner/ASE Photo Library

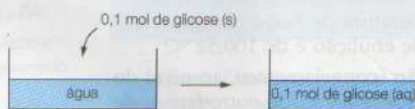
Na formação dos icebergs a partir da água do mar, ocorre o congelamento somente da água. Icebergs são constituídos de água pura sólida, e quando se formam, a concentração da água do mar ao seu redor aumenta.

Exercícios Fundamentais

Considere as seguintes informações:

Compostos moleculares

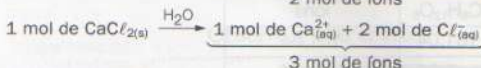
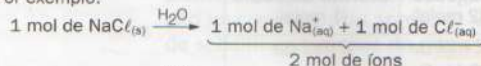
- Os únicos compostos moleculares que se ionizam em água são os ácidos e a amônia.
- Os demais compostos moleculares não se ionizam em água, isto é, não originam íons. Por exemplo: sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$); glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$); uréia [$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$] etc.



Compostos iônicos

Os compostos iônicos solúveis em água sofrem dissociação, originando íons livres.

Por exemplo:



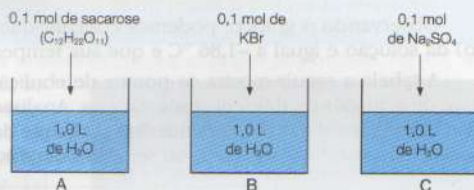
Efeitos coligativos

Esses efeitos dependem da quantidade de partículas do soluto presentes na solução.

Assim, quanto maior for o número de partículas, teremos:

- menor pressão máxima de vapor,
- maior temperatura de ebulição,
- menor temperatura de congelamento.

Agora, responda as questões 1 a 5 sobre as seguintes soluções:



- Em qual(is) solução(ões) há íons provenientes do soluto?
- Indique o número total de mol de partículas presentes em cada solução.
- Indique a solução que apresenta a menor pressão máxima de vapor. Justifique sua resposta.
- Coloque as soluções em ordem crescente de temperatura de início de ebulição.
- Coloque as soluções em ordem crescente da temperatura de início de congelamento.

Exercícios Resolvidos

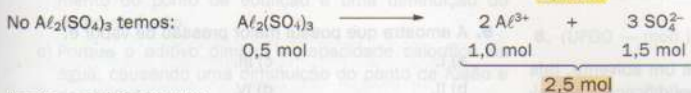
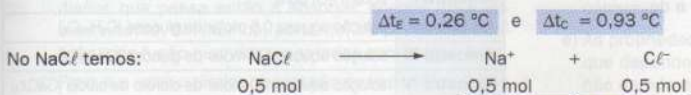
Uma solução 0,5 molar de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) ferve a $100,26^\circ\text{C}$ e congela a $-0,93^\circ\text{C}$ a 1 atm. Determine a TE e a TF das soluções aquosas 0,5 molar de NaCl e 0,5 molar de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ a 1 atm.

SOLUÇÃO

Analisando os dados, temos:

	Nº de mol de partículas do soluto (kg de água)	TE ($^\circ\text{C}$)	Δt_b ($^\circ\text{C}$)	TF ($^\circ\text{C}$)	Δt_c ($^\circ\text{C}$)
água	—	100	—	0	—
glicose	0,5	100,26	0,26	-0,93	0,93

Podemos perceber que 0,5 mol de partícula provoca:



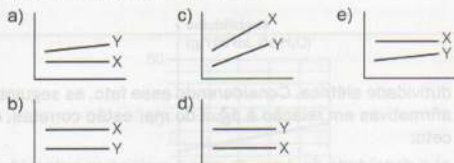
Assim, concluímos que:

	Nº de mol de partículas do soluto (kg de água)	TE (°C)	Δt_e (°C)	TF (°C)	Δt_c (°C)
NaCl	1,0	100,52	0,52	-1,86	1,86
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	2,5	101,30	1,30	-4,65	4,65

Testando seu Conhecimento

1. Quando o café é aquecido em banho-maria, observa-se que:
- só o café ferve.
 - o café e a água do banho-maria fervem.
 - só o banho-maria ferve.
 - o banho-maria ferve a uma temperatura menor que a da água pura.
 - o café ferve a uma temperatura menor que a da água pura.

2. (UFPE) Uma panela, X, com água, e outra, Y, com água salgada, são levadas ao fogo e, após algum tempo, seus conteúdos encontram-se em ebulição. O gráfico que melhor descreve a variação de temperatura (eixo das coordenadas) dos líquidos em relação ao tempo (eixo das abscissas) durante a ebulição é:



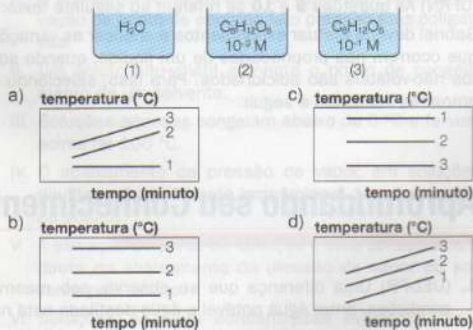
3. (UFPE) Foi observando que o cozimento de meio quilo de batatas em 1 litro de água é mais rápido se adicionarmos 200 gramas de sal à água de cozimento. Considere as seguintes possíveis explicações para o fato:

- a adição de sal provoca um aumento da temperatura de ebulição da água;
- a adição de sal provoca um aumento da pressão de vapor da água;
- o sal adicionado não altera a temperatura de ebulição da água, mas reage com o amido das batatas.

Está(ão) correta(s) a(s) explicação(ões):

- apenas.
- II apenas.
- III apenas.
- I e II apenas.
- I, II e III.

4. (UFRN) Considere três recipientes abertos, contendo líquido em ebulição contínua. Em (1), tem-se água pura; em (2), uma solução aquosa de glicose 10^{-3} M; em (3), uma outra solução aquosa de glicose 10^{-1} M, conforme ilustrado a seguir. Assinale a opção cujo gráfico representa a variação das temperaturas dos líquidos anteriores em função do tempo.



5. (UFRS) Apresenta maior ponto de ebulição ao nível do mar a solução:

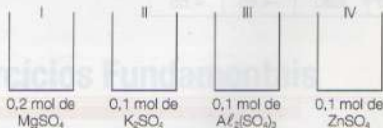
- 0,1 M de glicose.
- 0,5 M de glicose.
- 1,0 M de sacarose.
- 1,5 M de uréia.
- 1,5 M de NaCl.

6. (UFMG) Num congelador, há cinco fôrmas que contêm líquidos diferentes, para fazer gelo e picolés de limão. Se as fôrmas forem colocadas, ao mesmo tempo, no congelador e estiverem, inicialmente, à mesma temperatura, vai-se congelar primeiro a fôrma que contém 500 mL de:

- água pura.
- solução, em água, contendo 50 mL de suco de limão.
- solução, em água, contendo 100 mL de suco de limão.
- solução, em água, contendo 50 mL de suco de limão e 50 g de açúcar.
- solução, em água, contendo 100 mL de suco de limão e 50 g de açúcar.

7. (MACK-SP) A solução aquosa bem diluída que possui a menor temperatura de solidificação é a de:
- NaCl 0,01 mol/L.
 - MgCl_2 0,01 mol/L.
 - NaNO_3 0,02 mol/L.
 - NaCl 0,1 mol/L.
 - $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (sacarose) 0,01 mol/L.

8. (UFRJ) Certas propriedades físicas de um solvente, tais como temperatura de ebulição e de solidificação, são alteradas quando nele dissolvemos um soluto não-volátil. Para verificar esse fato, quatro sais distintos foram dissolvidos em frascos contendo a mesma quantidade de água, como indica o esquema a seguir:



- Coloque as soluções I, II, III e IV em ordem crescente de abaixamento da temperatura de solidificação que ocorre devido à adição do soluto.
- Sabendo que o volume final da solução do frasco II é de 3 litros, calcule a concentração de K_2SO_4 , em g/L. (Dado: $\text{K}_2\text{SO}_4 = 174 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

(UFRN) As questões 9 e 10 se referem ao seguinte texto:

Gabriel deveria efetuar experimentos e analisar as variações que ocorrem nas propriedades de um líquido, quando solutos não-voláteis são adicionados. Para isso, selecionou as amostras indicadas a seguir:

Amostra I	água (H_2O) pura
Amostra II	solução aquosa 0,5 molar de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)
Amostra III	solução aquosa 1,0 molar de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)
Amostra IV	solução aquosa 1,0 molar de cloreto de cálcio (CaCl_2)

9. A amostra que possui maior pressão de vapor é:

- I.
- II.
- III.
- IV.

10. A amostra que tem o mais baixo ponto de congelamento é:

- I.
- II.
- III.
- IV.

11. (PUC-MG) Considere as seguintes soluções aquosas:

- X, 0,1 mol/L de frutose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$);
 Y, 0,1 mol/L de cloreto de sódio (NaCl);
 Z, 0,3 mol/L de sulfato de potássio (K_2SO_4);
 W, 0,3 mol/L de ácido clorídrico (HCl).

Considerando as propriedades das soluções, assinale a afirmativa incorreta:

- Numa mesma pressão, a solução **Z** apresenta a maior temperatura de ebulição.
- A solução **X** é a que apresenta a maior pressão de vapor.
- A solução **W** apresenta uma temperatura de congelamento maior que a solução **Y**.
- Todas apresentam uma temperatura de ebulição maior do que 100°C a 1 atm.

Aprofundando seu Conhecimento

1. (UEL-PR) Uma diferença que se observa, sob mesmas condições, entre água potável e água destilada está na:

- condutibilidade elétrica
- densidade
- temperatura de ebulição

Dessas afirmações,

- somente I é correta.
 - somente II é correta.
 - somente III é correta.
 - I e II são corretas.
 - I, II e III são corretas.
2. (UFU-MG) As substâncias que ocorrem na natureza encontram-se normalmente misturadas com outras substâncias, formando misturas homogêneas ou heterogêneas. As misturas homogêneas, ao contrário das heterogêneas, podem ser confundidas, na aparência, com substâncias puras. Uma forma de diferenciar as misturas homogêneas de substâncias puras é determinar as propriedades físicas do sistema em questão como ponto de fusão (PF), ponto de ebulição (PE), densidade e con-

dutividade elétrica. Considerando esse fato, as seguintes afirmativas em relação à água do mar estão corretas, exceto:

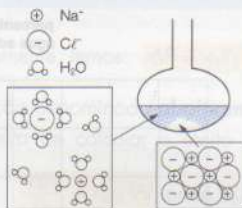
- a densidade da água do mar é maior que a densidade da água pura.
- a água do mar tem pressão de vapor superior à da água pura.
- a água do mar contém compostos iônicos e moleculares dissolvidos.
- a água do mar congela numa temperatura inferior à da água pura.

3. (UFPE) Por que a adição de certos aditivos na água dos radiadores de carros evita que ocorra o superaquecimento da mesma, e também o seu congelamento, quando comparada com a da água pura?

- Porque a água mais o aditivo formam uma solução que apresenta pontos de ebulição e de fusão maiores que os da água pura.
- Porque a solução formada (água + aditivo) apresenta pressão de vapor maior que a água pura, o que causa um aumento no ponto de ebulição e de fusão.

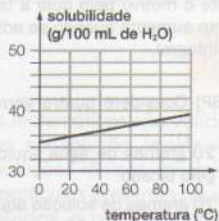
- c) Porque o aditivo reage com a superfície metálica do radiador, que passa então a absorver energia mais eficientemente, diminuindo, portanto, os pontos de ebulição e de fusão quando comparados com a água pura.
- d) Porque o aditivo diminui a pressão de vapor da solução formada com relação à água pura, causando um aumento do ponto de ebulição e uma diminuição do ponto de fusão.
- e) Porque o aditivo diminui a capacidade calorífica da água, causando uma diminuição do ponto de fusão e de ebulição.

4. (Fuvest-SP) Uma mistura constituída de 45 g de cloreto de sódio e 100 mL de água, contida em um balão e inicialmente a 20 °C, foi submetida à destilação simples, sob pressão de 700 mm Hg, até que fossem recolhidos 50 mL de destilado. O esquema abaixo representa o conteúdo do balão de destilação, antes do aquecimento:



A temperatura de ebulição durante a destilação era igual, maior ou menor que 97,4 °C? Justifique.

(Dados: curva de solubilidade do NaCl em água (abaixo); ponto de ebulição da água pura a 700 mm Hg = = 97,4 °C.)



5. (UFAL-mod.) Analise as proposições sobre o estudo de líquidos e de soluções:

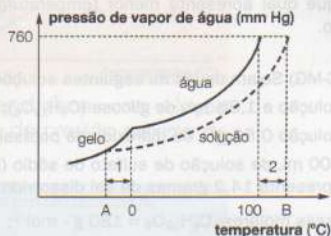
- a) Sob mesma pressão, a temperatura de ebulição da água do mar é menor do que a da água pura.
- b) Duas soluções aquosas têm a mesma pressão de vapor d'água desde que os solutos não sejam voláteis, sejam iônicos e as soluções tenham a mesma concentração, em mol/L.
- c) A pressão de vapor de um líquido puro mantém-se constante desde que a massa do mesmo fique constante.
- d) A temperatura de congelamento de uma solução aquosa 0,10 mol/L de sal de cozinha é a mesma que

a de uma solução aquosa 0,20 mol/L de açúcar comum.

- e) As propriedades coligativas das soluções são aquelas que dependem da natureza do soluto e do solvente e não do número de partículas dissolvidas.

Qual(is) dessas afirmações é (são) verdadeira(s)?

6. (UFGO — mod.) Observe o gráfico a seguir:



- (1) abaixamento do ponto de congelamento
(2) elevação do ponto de ebulição

Com relação às propriedades químicas indicadas nesta figura, identifique os itens corretos:

- I. O abaixamento da pressão de vapor bem como a elevação do ponto de ebulição são propriedades coligativas.
- II. Um soluto não-volátil aumenta o ponto de congelamento de um solvente.
- III. Soluções aquosas congelam abaixo de 0 °C e fervem acima de 100 °C.
- IV. O abaixamento da pressão de vapor, em soluções diluídas, é diretamente proporcional à concentração do soluto.
- V. A elevação do ponto de ebulição é uma consequência direta do abaixamento da pressão de vapor do solvente pelo soluto.
- VI. Soluções aquosas concentradas evaporam mais lentamente do que a água pura.

7. (UFRS) A seguir são arroladas algumas soluções aquosas de solutos iônicos ou moleculares com suas respectivas concentrações em mol/L.

- | | |
|--|------------|
| I. NaCl | 0,20 mol/L |
| II. glicose | 0,30 mol/L |
| III. Al(NO ₃) ₃ | 0,25 mol/L |
| IV. sacarose | 0,50 mol/L |
| V. Ca(NO ₃) ₂ | 0,40 mol/L |

A ordem crescente de ponto de congelamento das soluções, admitindo-se ionização total dos compostos iônicos, corresponde à sequência:

- a) I - III - II - V - IV.
b) II - IV - I - III - V.
c) IV - V - II - III - I.
d) V - IV - II - I - III.
e) V - III - IV - I - II.

8. (ITA-SP) Considere os valores da temperatura de congelamento de soluções 1 milimol/L das seguintes substâncias:

- I. $Al_2(SO_4)_3$;
- II. $Na_2B_4O_7$;
- III. $K_2Cr_2O_7$;
- IV. Na_2CrO_4 ;
- V. $Al(NO_3)_3 \cdot 9 H_2O$.

Indique qual apresenta menor temperatura de congelamento.

9. (PUC-MG) Sejam dadas as seguintes soluções:

- I. solução a 1,8% p/v de glicose ($C_6H_{12}O_6$);
- II. solução 0,56 g/L de hidróxido de potássio (KOH);
- III. 500 mL de solução de sulfato de sódio (Na_2SO_4) que apresenta 14,2 gramas de sal dissolvido.

(Massas molares: $C_6H_{12}O_6 = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $KOH = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $Na_2SO_4 = 142 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

Sobre essas soluções, a afirmativa incorreta é a:

- a) As soluções I, II e III apresentam uma concentração mol/L, respectivamente, igual a 0,1, 0,01 e 0,2.
 - b) A solução I apresenta a menor temperatura de ebulição.
 - c) A solução III apresenta a menor pressão de vapor.
 - d) A ordem crescente de suas temperaturas de congelamento é $III < I < II$.
10. (EFOA-MG) Considere as soluções **A**, **B** e **C**, obtidas pela dissolução de três solutos não-voláteis em 1 litro de solução, cujas características são resumidas na tabela a seguir:

solução	massa do soluto (g)	massa molar do soluto (g/mol)	tipo de soluto	pressão de vapor medida (mm Hg)
A	34,2	342	molecular	P_a
B	18,0	180	molecular	P_b
C	5,85	58,5	iônico	P_c

- a) Ordene as pressões de vapor medidas para as soluções **A**, **B** e **C**. Justifique a ordem proposta.
- b) Se as soluções **A**, **B** e **C** forem congeladas, qual delas apresentará o ponto de congelamento mais baixo? Justifique.

11. (ITA-SP) Considere as seguintes soluções diluídas:

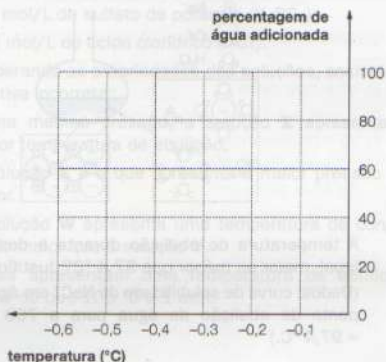
- I. x mol de sacarose/quilograma de água.
- II. y mol de cloreto de sódio/quilograma de água.
- III. z mol de sulfato de magnésio/quilograma de água.
- IV. w mol de cloreto de magnésio/quilograma de água.

Para que nestas quatro soluções, durante o resfriamento, possa começar a aparecer gelo na mesma temperatura, digamos a $-1,3 \text{ }^\circ\text{C}$, é necessário que, em primeira aproximação, tenhamos:

- a) $x = y = z = w$.
- b) $1x = 2y = 4z = 4w$.
- c) $1x = 2y = 2z = 3w$.
- d) $x/1 = y/2 = z/2 = w/3$.
- e) $x/1 = y/2 = z/4 = w/4$.

12. (UFRN) Para descobrir se há adição desonesta de água no leite, basta medir sua temperatura de congelamento. O leite integral tem ponto de congelamento igual a $-0,55 \text{ }^\circ\text{C}$. Essa temperatura de congelamento aumenta $0,01 \text{ }^\circ\text{C}$ para cada 2% de água potável adicionada, considerando-se esse percentual sempre em relação à quantidade inicial de leite.

- a) Com base nessa informação, complete o gráfico a seguir, indicando que percentagem de água potável foi adicionada a uma amostra de leite cuja temperatura de congelamento é igual a $-0,35 \text{ }^\circ\text{C}$, após a adição.



- b) Apresente o motivo pelo qual a temperatura de congelamento aumenta quando se adiciona água potável ao leite integral.

13. (Unicamp-SP) Considere quatro garrafas térmicas contendo:

Garrafa 1: 20 gramas de água líquida e 80 gramas de gelo picado.

Garrafa 2: 70 gramas de solução aquosa $0,5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ em sacarose e 30 gramas de gelo picado.

Garrafa 3: 50 gramas de água líquida e 50 gramas de gelo picado.

Garrafa 4: 70 gramas de solução aquosa $0,5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ em $NaCl$ e 30 gramas de gelo picado.

O conteúdo de cada garrafa está em equilíbrio térmico, isto é, em cada caso a temperatura do sólido é igual à do líquido.

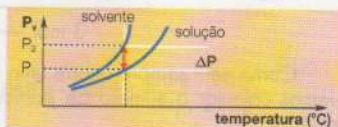
- a) Considere que as temperaturas T_1 , T_2 , T_3 e T_4 correspondem, respectivamente, às garrafas 1, 2, 3 e 4. Ordene essas temperaturas de maneira crescente usando os símbolos adequados dentre os seguintes: $>$, $<$, \geq , \leq , $=$.
- b) Justifique a escolha da menor temperatura.

COMPLEMENTO

Aspectos quantitativos

Tonoscopia

No século XIX vários cientistas verificaram que a adição de um soluto não-volátil a um dado solvente provocava diminuição da pressão máxima de vapor. Essa variação (ΔP) é denominada abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor $\Delta P = P_2 - P$.



Por volta de 1887, o químico francês François Marie Raoult estabeleceu uma relação entre o número de partículas do soluto não-volátil e o abaixamento da pressão máxima de vapor (ΔP). Essa relação, conhecida como lei de Raoult, diz que:

O abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor (ΔP) é igual ao produto da pressão máxima de vapor do solvente (P_2) e da fração molar do soluto (x_1).

Matematicamente, temos: $\Delta P = x_1 P_2$ ou $\frac{\Delta P}{P_2} = x_1$,

sendo essa relação denominada **abaixamento relativo da pressão máxima de vapor**.

Outra maneira de calcular o efeito tonoscópico é relacionando-o à molalidade da solução:

$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot W, \text{ onde } K_t = \text{constante tonoscópica}$$

$$K_t = \frac{\text{massa molecular do solvente}}{1000}$$

OBSERVAÇÕES:

1. A lei de Raoult é válida para soluções moleculares de soluto não-volátil de concentrações inferiores a 1 mol de soluto por litro de solução, ou seja, 1 molar.
2. Em soluções aquosas diluídas, a molalidade (**W**) pode ser considerada igual à molaridade (**M**) (concentração em mol/L). Assim, a lei de Raoult também pode ser expressa por:

$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot M$$

Essas relações matemáticas são válidas para soluções moleculares em que o número de partículas presentes na solução (moléculas) é igual ao número de partículas dissolvidas (moléculas). Nas soluções iônicas, porém, devido ao fenômeno da dissociação ou ionização, o número de partículas presentes na solução (moléculas e íons) é maior do que o número de partículas dissolvidas, o que provoca um aumento no efeito coligativo. Por esse motivo, nas soluções iônicas devemos introduzir um fator de correção.

Esse fator é representado pela letra **i** e foi proposto pela primeira vez por Van't Hoff:

$$i = \text{fator de Van't Hoff}$$

Assim, genericamente temos:

$$\text{Efeito coligativo de solução iônica} = \text{Efeito coligativo de solução molecular}$$

$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot M \cdot i$$

$$\frac{\Delta P}{P_2} = x_1 \cdot i$$



Para determinarmos a massa molar do soluto (M_1), substituímos esses valores na expressão a seguir:

$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot W \Rightarrow \frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot \frac{n_1}{m_2(\text{kg})}$$

$$\frac{P_2 - P}{P_2} = K_t \cdot \frac{m_1}{M_1 \cdot m_2(\text{kg})}$$

$$\frac{P_2 - P}{P_2} = K_t \cdot \frac{m_1 \cdot 1000}{M_1 \cdot m_2(\text{g})}$$

$$\frac{760 \text{ mm Hg} - 750 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,018 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \frac{30 \text{ g} \cdot 1000}{M_1 \cdot 270 \text{ g}}$$

$$M_1 \cdot \frac{10 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,018 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \frac{30000 \text{ g}}{270 \text{ g}}$$

$$M_1 = 152 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exercícios

1. Uma solução aquosa foi preparada dissolvendo-se 100 g de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) em 500 g de água. Sabendo que a pressão máxima de vapor d'água no local é igual a 700 mm Hg a uma dada temperatura, calcule:

- o abaixamento relativo da pressão máxima de vapor;
- o abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor;
- a pressão máxima de vapor da solução na mesma temperatura.

(Massas molares: $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

2. (IME-RJ) Determine o abaixamento relativo da pressão de vapor do solvente quando 3,04 g de cânfora ($\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$) são dissolvidos em 117,2 mL de etanol a 25 °C. (Dados: Cânfora: massa molar = 152 g · mol⁻¹; Etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$): massa molar = 46 g · mol⁻¹; d = 785 g/L.)

3. Uma solução foi preparada a partir da dissolução de 20,0 g de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ em 225 g de água a 22 °C. Determine:

- o abaixamento relativo da pressão de vapor;
- o abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor;
- a pressão máxima de vapor da solução.

($K_t = 18 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; massa molar do $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 400 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; α do $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 100\%$; pressão máxima de vapor da água a 22 °C = 20 mm Hg.)

4. Uma massa de 64 gramas de uma substância **X** foi dissolvida em 260 gramas de benzeno (C_6H_6), originando uma solução cuja pressão de vapor é igual a 80 mm Hg. Determine a massa molar de **X**, sabendo que na mesma temperatura a pressão de vapor do benzeno é igual a 88 mm Hg. (Massa molar do benzeno = 78 g · mol⁻¹.)

5. (ITA-SP) Uma solução líquida é constituída de 1,2-dibromo etileno ($\text{C}_2\text{H}_2\text{Br}_2$) e 2,3-dibromo propeno ($\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_2$). A 85 °C, a concentração do 1,2-dibromo etileno nesta solução é igual a 0,40 (mol/mol). Nessa temperatura as pressões de vapor saturantes do 1,2-dibromo etileno e do 2,3-dibromo propeno puros são, respectivamente, iguais a 173 mm Hg e 127 mm Hg. Admitindo que a solução tem comportamento ideal, é correto afirmar que a concentração (em mol/mol) de 2,3-dibromo propeno na fase gasosa é igual a:

- 0,40.
- 0,42.
- 0,48.
- 0,52.
- 0,60.

Ebulioscopia e crioscopia

A elevação do ponto de ebulição (Δt_E) e o abaixamento do ponto de congelamento (Δt_C) são diretamente proporcionais à quantidade de partículas do soluto por unidade de massa do solvente (molalidade) e não dependem de sua natureza.

Além disso, dependem também das características do solvente. Cada solvente apresenta uma constante ebulioscópica (K_E) e uma constante crioscópica (K_C).

A tabela a seguir nos mostra os valores de K_E e K_C de alguns solventes:

solvente	água	benzeno	ácido acético
K_E (°C · molal ⁻¹)	0,52	2,53	2,93
K_C (°C · molal ⁻¹)	1,86	5,12	3,90

Assim, se relacionarmos o número de partículas do soluto presente em uma solução com as constantes ebulioscópica e crioscópica do solvente, podemos determinar o Δt_E e o Δt_C da solução:

$$\Delta t_E = K_E \cdot W \cdot i$$

$$\Delta t_C = K_C \cdot W \cdot i$$

3. (IME) Uma solução contendo 0,994 g de um polímero, de fórmula geral $(C_2H_4)_n$, em 5,00 g de benzeno, tem ponto de congelamento $0,51^\circ\text{C}$ mais baixo que o do solvente puro. Determine o valor de n .

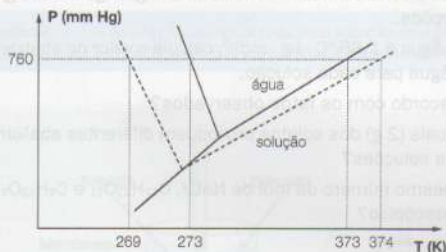
(Dados: constante crioscópica do benzeno = $5,10^\circ\text{C}/\text{molal}$; $H = 1,0$; $C = 12$.)

4. (UFMT) Calcule o abaixamento da temperatura do ponto de congelamento de uma solução aquosa que contém 72 g de glicose dissolvida em 800 g de água, sabendo-se que a constante crioscópica da água é $1,86^\circ\text{C} \cdot \text{molal}^{-1}$.

5. (IME-RJ) Uma solução foi preparada dissolvendo-se 2,76 g de um álcool puro em 100,00 g de acetona. O ponto de ebulição da acetona pura é $56,13^\circ\text{C}$ e o da solução é $57,16^\circ\text{C}$. Determine: o peso molecular do álcool.

(Dado: $K_{\text{eb}} = 1,72^\circ\text{C} \cdot \text{kg}/\text{mol}$ - constante molar de elevação do ponto de ebulição da acetona).

6. (IME-RJ) Uma solução com 102,6 g de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) em água apresenta concentração de 1,2 molar e densidade $1,0104 \text{ g}/\text{cm}^3$. Os diagramas da fase dessa solução e da água pura estão representados abaixo.



Com base nos efeitos coligativos observados nesses diagramas, calcule as constantes molar ebuliométrica (K_{eb}) e criométrica (K_{c}) da água ($H = 1$; $C = 12$; $O = 16$).

7. (UFGO) Dois frascos com água, com capacidade de 500 mL cada um foram colocados no congelador de um refrigerador doméstico. Em um, dissolveu-se 175,0 g de sal de cozinha. Por falha na vedação térmica da porta, a temperatura mínima obtida no congelador é de -5°C . Considerando que a constante do ponto de congelamento da água (K_{c}) é de $1,86 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$, pergunta-se: os líquidos dos dois frascos irão solidificar? Justifique.
8. Uma solução aquosa de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ congela a $-1,488^\circ\text{C}$. Calcule a concentração em mol/L da solução, sabendo-se que o sal está 75% dissociado. (Dado: $K_{\text{c}} = 1,86^\circ\text{C}$.)

9. Uma solução aquosa não-eletrólítica ferve a $101,0^\circ\text{C}$, à pressão normal. Calcule a temperatura normal de ebulição de uma solução aquosa de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ de mesma molalidade, sabendo-se que o grau de dissociação do sal nessa solução é igual a 75%.

10. Uma solução aquosa 0,5 molal de CaCl_2 congela à mesma temperatura que uma solução 7/9 molal de NaCl . Sabendo que o CaCl_2 está 90% dissociado nessa solução, calcule o grau de dissociação do NaCl .

11. Uma solução aquosa de K_3PO_4 0,40 mol/L ferve à mesma temperatura que numa solução aquosa de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Sabendo que K_3PO_4 está 80% dissociado e que $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ está 75% dissociado, calcule a concentração em mol/L de solução de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

12. Dadas as temperaturas de congelação das soluções aquosas 1,0 molal seguintes, calcule os graus da dissociação dos respectivos sais.

$$K_{\text{c}} \text{ da água} = 1,86 \text{ K} \cdot \text{mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

$$\text{NaCl} = -3,534^\circ\text{C}$$

$$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = -4,836^\circ\text{C}$$

$$K_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = -7,812^\circ\text{C}$$

13. (ITA-SP) O abaixamento da temperatura de congelamento da água numa solução aquosa com concentração molar de soluto igual a $0,100 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$ é $0,55^\circ\text{C}$. Sabendo-se que a constante crioscópica da água é igual a $1,86^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$. Qual das opções abaixo contém a fórmula molecular correta do soluto?

a) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)]\text{Cl}$.

d) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

b) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$.

e) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

c) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

14. (ITA-SP) Considere as duas soluções aquosas seguintes, ambas na mesma temperatura.

Solução I — contém 1,0 milimol de glicose e 2,0 milimols de cloreto de cálcio, CaCl_2 , por quilograma de água.

Solução II — contém apenas sulfato férrico dissolvido em água.

Supondo soluções ideais e eletrólitos completamente dissociados, as duas soluções terão os mesmos valores para suas propriedades coligativas se a solução II contiver, por quilograma de água, a seguinte quantidade de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:

a) (6,0/5) milimol.

d) (7,0/5) milimol.

b) (3,0/1) milimol.

e) (5,0 · 7) milimol.

c) (4,0 · 5) milimol.

Faça você mesmo

I — Estudando a temperatura de congelamento

Material

- 1 frasco de vidro de 500 mL
4 tubos de ensaio
2 g de sal de cozinha (NaCl)
2 g de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)
2 g de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)

- 1 fôrma de gelo
200 g de sal de cozinha
Água destilada
Seringa

Procedimento

Com o auxílio da seringa, coloque 20 mL de água destilada em cada um dos tubos de ensaio. Em um deles acrescente a amostra de 2 g de sal, agite até obter a dissolução total e rotule. Repita o procedimento para os dois outros tubos, com a glicose e a sacarose, mantendo o último com água pura somente.

No frasco de vidro, prepare um banho refrigerante, com todo o gelo e os 200 g de sal, e coloque os quatro tubos de ensaio contendo os sistemas líquidos.

Observe os tubos, sem tocá-los, através do vidro, até que se estabeleça um equilíbrio térmico no sistema. A seguir, resolva as seguintes questões:

a) Em qual dos tubos ocorre primeiro a congelação?

b) Em qual solução ocorre primeiro a congelação?

c) Conhecendo as massas molares a seguir:

$$\text{NaCl} = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 342,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

a massa de cada uma dessas substâncias e considerando a densidade da água igual a 1,0 g/mL, determine as molalidades das três soluções.

d) Sabendo que a constante crioscópica da água é $1,86 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$, calcule o valor do abaixamento da temperatura de congelamento da água para cada solução.

e) Os valores obtidos no item d estão de acordo com os fatos observados?

f) Como você pode explicar que massas iguais (2 g) dos solutos provoquem diferentes abaixamentos na temperatura de congelamento das soluções?

g) Se considerássemos soluções com o mesmo número de mol de NaCl, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ e $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, em qual delas teríamos um maior efeito crioscópico?

II – Estudando a temperatura de ebulição**Material**

1 frasco de vidro pequeno

1 pedaço de arame

1 panela com água

Sal de cozinha

Procedimento

Amarre o arame na boca do frasco e prenda-o na panela. Em seguida, coloque água no frasco até atingir o nível da água na panela, conforme indicado na ilustração.

Leve o sistema ao fogo e observe-o. Quando iniciar a ebulição da água da panela, pare o aquecimento e a seguir adicione uma colher (chá) de sal à água contida no frasco. Aqueça novamente o sistema até o início da ebulição da água da panela. Observe durante 2 minutos e cesse o aquecimento.

Baseado em suas observações, resolva as seguintes questões:

a) Na primeira etapa do experimento, a água do frasco também entrou em ebulição? A temperatura de ebulição das duas amostras de água — do frasco e da panela — é igual? Por quê?

b) Na segunda etapa do experimento, a água do frasco também entrou em ebulição? Explique por quê.

c) Se tivéssemos colocado somente meia colher (chá) de sal, a água do frasco entraria em ebulição? Por quê?

d) O que provocaria maior efeito ebulioscópico: a adição de um mesmo número de mol de sal (NaCl) ou de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) em uma mesma massa de água?

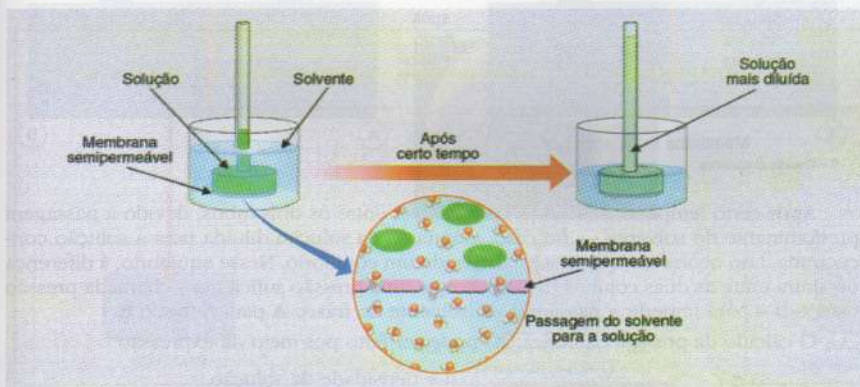
CAPÍTULO 8

Osmose e pressão osmótica

OSMOSE

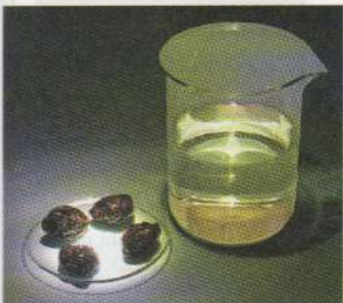
A bexiga de porco, o papel celofane e as paredes de células de organismos são denominados **membranas semipermeáveis**. Recebem esse nome porque permitem a passagem de moléculas do solvente, mas não do soluto. Esse fenômeno é denominado **osmose**.

Osmose é a passagem do solvente para uma solução ou a passagem do solvente de uma solução diluída para outra mais concentrada, por meio de uma membrana **semipermeável**.



O fenômeno da osmose pode ser verificado ao colocarmos algumas ameixas secas em um frasco com água destilada e as deixarmos mergulhadas durante um dia.

Depois desse período, verificamos que elas perdem seu aspecto enrugado e “encharcam”, adquirindo uma forma arredondada.



Se, a seguir, retirarmos uma das ameixas encharcadas e a espremermos, iremos perceber que escorre água. Isso permite concluir que, durante o experimento, a água penetrou no interior da ameixa através de suas membranas celulares. Nesse caso, ocorreu a passagem do solvente para a solução.

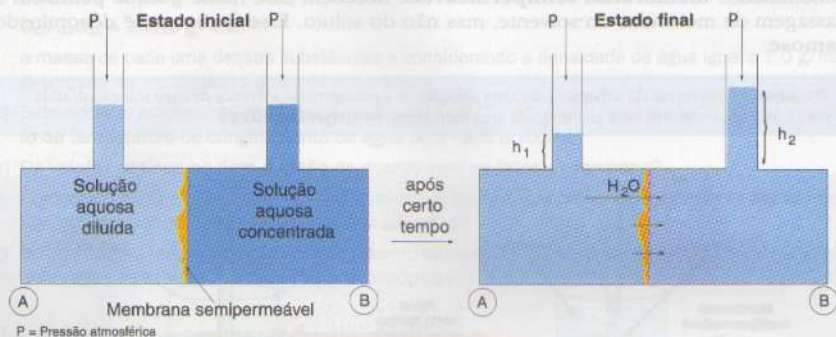
Um outro experimento que serve para comprovar a ocorrência da osmose consiste em mergulhar uma cenoura num frasco com uma solução concentrada de salmoura ($\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$), durante dois dias.

Após esse período, a cenoura passa a apresentar um volume menor e um aspecto enrugado e murcho.

Isso ocorre devido à passagem das moléculas de água das células da cenoura para a salmoura através das membranas celulares. Assim, pode-se concluir que a concentração da salmoura era maior do que a concentração da solução contida no interior das células da cenoura.

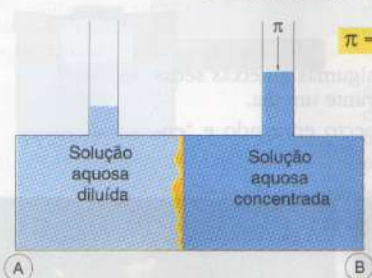
PRESSÃO OSMÓTICA

Para estudar o fenômeno da osmose, vamos considerar o seguinte experimento:



Após certo tempo, observamos um desnível entre os dois tubos, devido à passagem predominante do solvente — no caso, a água — da solução diluída para a solução concentrada. Isso ocorre até que seja estabelecido um equilíbrio. Nesse equilíbrio, a diferença de altura entre as duas colunas ($h_2 - h_1$) exerce uma pressão suficiente — chamada pressão osmótica — para impedir a passagem do solvente do frasco A para o frasco B.

O cálculo da pressão osmótica (π) pode ser feito por meio da expressão:



$$\pi = d \cdot g \cdot (h_2 - h_1) \left\{ \begin{array}{l} d = \text{densidade da solução} \\ g = \text{aceleração da gravidade} \end{array} \right.$$

Vamos retornar à condição inicial. Se quisermos impedir a passagem de água da solução diluída (A) para a solução concentrada (B), deveremos exercer a mesma pressão (π) sobre essa solução, a fim de evitar a sua diluição, ou seja, a osmose.

Pressão osmótica (π): pressão externa que deve ser aplicada a uma solução concentrada para evitar a sua diluição (osmose).

Quanto maior for a concentração da solução, mais acentuado será o fenômeno da osmose e, por conseguinte, para impedir a sua ocorrência, uma pressão osmótica maior deve ser exercida sobre a solução mais concentrada.

Em 1885, analisando dados experimentais sobre a pressão osmótica, Van't Hoff notou uma grande semelhança entre os comportamentos de uma solução e os de um gás ideal; a partir dessa observação, propôs a determinação da pressão osmótica (π) através da equação dos gases ideais:

$$PV = nRT$$

$$\pi = \frac{n}{V}RT \Rightarrow \pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T \cdot i$$

onde: R = constante universal dos gases perfeitos ($0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ou $62,3 \text{ mm Hg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$)

T = temperatura absoluta (Kelvin)

\mathcal{M} = concentração em mol/L

i = fator de Van't Hoff

Como as outras propriedades coligativas, a pressão osmótica não depende da natureza das partículas, mas sim da concentração da solução.

A pressão osmótica pode atingir valores muito elevados, mesmo quando se trabalha com soluções que apresentam pequenas diferenças de concentração. Esse fato é determinante para a movimentação da água através das membranas celulares. Nas raízes das plantas, por exemplo, a pressão osmótica pode atingir valores de 50 atm, permitindo que a água atinja todas as regiões da planta.

O sangue tem uma pressão osmótica normal de aproximadamente 7,8 atm quando comparada com a da água pura. Os glóbulos vermelhos (hemácias) do sangue, assim como todas as células vivas do organismo, são afetados por diferenças de pressão osmótica. Observe o experimento a seguir:



Filipe Columbiani

<p>água pura</p>	<p>solução de soro fisiológico (NaCl 0,9% ou 0,15 mol/L)</p>	<p>solução aquosa de NaCl concentrada</p>
<p>As moléculas de água se difundem para o interior da hemácia, fazendo com que ela "inche", podendo até estourar (hemólise).</p>	<p>As moléculas de água se difundem com a mesma facilidade para dentro e para fora da hemácia, não acarretando nenhuma alteração.</p>	<p>As moléculas de água se difundem para fora da hemácia, fazendo com que ela "murche" e "enrugue".</p>
<p>Como a concentração da água é menor do que a da hemácia, dizemos que a água é um meio hipotônico.</p>	<p>Dizemos, então, que o soro fisiológico e as hemácias são meios isotônicos.</p>	<p>Como a concentração da solução de NaCl é maior que a da hemácia, dizemos que essa solução é um meio hipertônico.</p>
<p style="text-align: center;">aumenta concentração da solução aumenta pressão osmótica da solução</p>		

Assim, temos que:

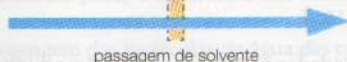
Meio hipotônico

- solução diluída
- menor pressão osmótica
- mais solvente

membrana semipermeável

Meio hipertônico

- solução concentrada
- maior pressão osmótica
- menos solvente

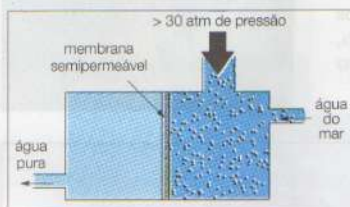


OSMOSE REVERSA OU CONTRA-OSMOSE

Os oceanos recobrem dois terços da superfície da Terra; por isso, não é surpreendente que as suas águas sejam consideradas uma fonte de água potável em regiões onde o suprimento dessa água é insuficiente para atender a demanda humana. As águas dos oceanos contêm 3,5% em massa de sais dissolvidos e não são apropriadas para o consumo.

Aplicando, a uma solução, uma pressão superior à pressão osmótica, provocamos a passagem de moléculas do solvente da solução mais concentrada para a mais diluída. Esse processo é denominado **osmose reversa** e é utilizado para a dessalinização da água do mar. O esquema ao lado ilustra o processo da osmose reversa.

A pressão osmótica da água do mar é aproximadamente igual a 30 atm, quando comparada com a da água pura. Então, para obtermos a sua osmose reversa são necessárias pressões superiores a 30 atm. Na prática, são utilizadas pressões superiores a 100 atm, pois, à medida que ocorre a osmose reversa, a concentração da solução resultante aumenta.



Uma das maiores instalações em operação que obtém água potável a partir da água do mar está localizada na ilha de Malta (Mediterrâneo) e purifica 16 milhões de litros de água por dia.



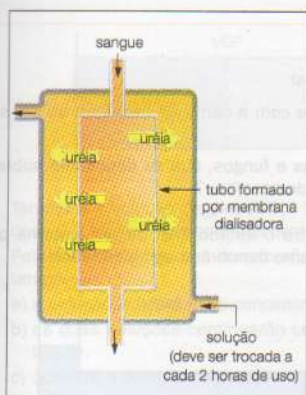
QUÍMICA e MEDICINA

Hemodiálise

Nosso organismo retira dos alimentos os nutrientes necessários à vida e, durante esse processo, são produzidos resíduos tóxicos, como a uréia, que devem ser eliminados. Esses resíduos normalmente são eliminados pelos rins, porém, pessoas que apresentam mau funcionamento renal devem ser submetidas a sessões de hemodiálise para a eliminação desses resíduos.

O processo de diálise assemelha-se à osmose, diferindo pelo fato de tanto o solvente (água) como as pequenas





partículas dos solutos (entre elas, os resíduos) serem capazes de atravessar as membranas semipermeáveis utilizadas. Na osmose, ocorre apenas a passagem do solvente.

Na hemodiálise, o sangue é bombeado por meio de um tubo formado por uma membrana dialisadora. Essa membrana encontra-se imersa em solução que contém muitos componentes do plasma sanguíneo (glicose, NaCl , NaHCO_3 , KCl etc.) na concentração em que nele são encontrados.

As células sanguíneas, as proteínas e outros componentes importantes do sangue, por serem maiores que os poros dessa membrana, não conseguem atravessá-la. Porém, os resíduos tóxicos conseguem passar para a solução através da qual serão eliminados do organismo.

Cada sessão de hemodiálise pode levar, em média, de 4 a 7 horas para ser realizada.

Exercícios Resolvidos

1. Foi preparada uma solução pela adição de 1,0 grama de hemoglobina em água suficiente para produzir 0,10 L de solução. Sabendo que a pressão osmótica (π) dessa solução é 2,75 mm Hg, a 20 °C, calcule a massa molar da hemoglobina. ($R = 62,3 \text{ mm Hg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$)

SOLUÇÃO

$$\pi = nRT \Rightarrow \pi = \frac{m_1}{M_1 \cdot V(L)} R \cdot T \Rightarrow M_1 = \frac{m_1}{\pi V(L)} R \cdot T$$

$$M_1 = \frac{1,0 \text{ g} \cdot 62,3 \text{ mm Hg} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 293 \text{ K}}{2,75 \text{ mm Hg} \cdot 0,10 \text{ L}} \quad M_1 = 6,7 \cdot 10^4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

2. (PUC-SP) O enxofre coloidal apresenta micelas formadas pela reunião de um número elevado de moléculas S_8 . Preparam-se 100 mL de um sistema que contém 10,4065 g de enxofre disperso em água. A pressão osmótica a 27 °C de um tal sistema coloidal é igual a 0,0100 atm. Peça-se o número de unidades S_8 que formam a micela do colóide.

(Dados: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; massa molar do $\text{S}_8 = 256 \text{ g/mol}$.)

SOLUÇÃO

Substituindo os dados na expressão $\pi = nRT$, iremos descobrir a massa molar da micela (conjunto de moléculas de S_8 , onde $(\text{S}_8)_n = \text{micela}$)

$$\pi = \frac{m_1}{(M_1 \cdot V(L))} RT$$

onde: $M_1 = \text{massa da micela} = \frac{m_1 RT}{V(L) \cdot \pi}$

$$M_1 = \frac{10,4065 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{0,1 \text{ L} \cdot 0,01 \text{ atm}}$$

$$M_1 = 256 \text{ 000 g/mol}$$

$$1 \text{ unidade de } \text{S}_8 \longrightarrow 256 \text{ g}$$

$$n \longrightarrow 256 \text{ 000 g}$$

$$n = 1000 \text{ unidades de } \text{S}_8$$

Exercícios Fundamentais

1. Em uma batata, foi feito um furo até a metade de seu comprimento. No buraco foi colocado sal de cozinha, e a seguir a batata foi apoiada sobre a boca de um copo.



Você pode explicar como a batata "entrou" no copo?

2. As fotos seguintes apresentam duas situações:



pepino imerso em salmoura
(água + sal de cozinha)



algumas uvas passas em água

Diga, justificando sua resposta, o que irá acontecer após um certo tempo, na situação 1 e na 2.

3. A preparação do bacalhau é feita recobrindo-se o peixe fresco com sal (NaCl).



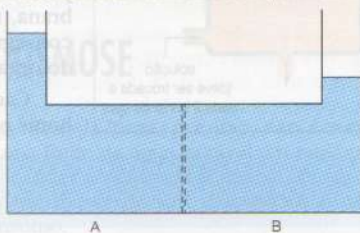
Hardy/Corbis



Jacal/Vero.com.br

Responda os itens:

- O que acontece com a carne do bacalhau ao ser salgada?
 - E com bactérias e fungos, que se depositam sobre a carne salgada do bacalhau?
4. A ilustração mostra o estado final de um sistema que contém no meio uma membrana semipermeável.



Quais das situações a seguir estariam de acordo com a ilustração no início do experimento?

- água em **A**; e água com açúcar em **B**;
- água com açúcar em **A**; e água em **B**;
- solução aquosa 1 mol/L de NaCl em **A**; e solução aquosa 0,1 mol/L de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ em **B**;
- solução aquosa 0,1 mol/L de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ em **A**; e solução aquosa 0,1 mol/L de NaCl em **B**;
- solução aquosa 0,1 mol/L de NaCl em **A**; e solução aquosa 0,1 mol/L de CaCl_2 em **B**;
- solução aquosa 0,1 mol/L de CaCl_2 em **A**; e solução aquosa 0,1 mol/L de NaCl em **B**.

5. Uma solução aquosa 0,30 mol/L de glicose pode ser administrada em uma injeção intravenosa, pois tem a mesma pressão osmótica que o sangue. Calcule a pressão osmótica dessa solução a 37 °C.

$$(R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$$

Testando seu Conhecimento

1. (Unesp-SP) Uma das formas de se conseguir cicatrizar feridas, segundo a crença popular, é a colocação de açúcar ou pó de café sobre elas. A propriedade coligativa que melhor explica a retirada de líquido, pelo procedimento descrito, favorecendo a cicatrização, é estudada pela

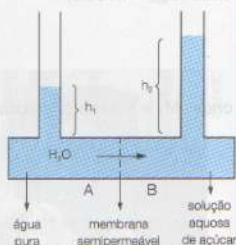
- osmometria.
- crioscopia.
- endoscopia.
- tonoscopia.
- ebuliometria.

2. (UEL-PR) Considere o esquema a seguir, referente a um experimento para a medida de pressão osmótica (situação final de equilíbrio).

(Dados: P = pressão ambiente; g = aceleração da gravidade.)

No início, a água do compartimento **A** atravessa a membrana semipermeável e vai para o compartimento **B** até que, ao se atingir o equilíbrio, a concentração da solução fica constante e com densidade igual a d . A expressão que dá o valor da pressão osmótica, π , dessa solução é:

- $\pi = P - h_1dg$.
- $\pi = P - h_2dg$.
- $\pi = (h_2 - h_1)dg$.
- $\pi = h_2dg$.
- $\pi = h_1dg$.



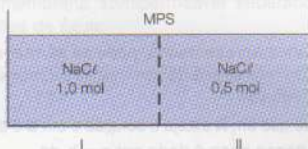
3. (PUC-RS) Observe a figura seguinte:



Temos: **A** = solução de glicose 0,8 M; **B** = solução de glicose 0,2 M; MSP = membrana semipermeável.

Pela análise da figura, é correto afirmar que, após algum tempo:

- a solução **A** ficará mais concentrada.
 - as duas soluções continuarão com a mesma concentração.
 - ocorrerá a diluição da solução **B**.
 - a solução **B** ficará mais concentrada.
 - as duas soluções terão a sua concentração aumentada.
4. (UFES) O sistema abaixo é constituído de dois compartimentos separados por uma membrana permeável somente ao solvente (MPS).



Após o sistema atingir o equilíbrio, pode-se afirmar que

- a solução no compartimento II torna-se mais diluída.
 - a solução no compartimento I torna-se mais diluída.
 - a solução no compartimento I torna-se mais concentrada.
 - ocorre diluição nos dois compartimentos.
 - em nenhum dos dois compartimentos ocorre diluição.
5. (Unesp-SP) Considerando-se 100 mL de cada solução e dissociação completa das substâncias iônicas, apresenta maior pressão osmótica a solução aquosa de concentração
- 0,010 mol/L de uma proteína não-dissociada.
 - 0,500 mol/L de frutose ($C_6H_{12}O_6$).
 - 0,50 mol/L de cloreto de potássio (KCl).
 - 0,025 mol/L de nitrato férrico [$Fe(NO_3)_3$].
 - 0,100 mol/L de cloreto de cálcio ($CaCl_2$).

6. (Puccamp-SP) Comparando-se as seguintes soluções aquosas, à mesma temperatura e todas de igual concentração em mol/L:

- glicose
 - sacarose
 - cloreto de sódio
 - cloreto de cálcio
- pode-se dizer que são isotônicas (exercem igual pressão osmótica) somente:
- I e II.
 - I e III.
 - I e IV.
 - II e III.
 - III e IV.

7. (UFSC) Uma embalagem de celofane, na forma de uma membrana semipermeável, contendo uma solução 2,0 molar de NaOH, em água, foi mergulhada em um recipiente contendo um líquido desconhecido. Após algum tempo, o volume do líquido dentro da embalagem aumentou. (Massa molar do NaOH = 40,0 g/mol.)

Com relação ao líquido desconhecido, escolha, dentre as proposições, a(s) que é(são) verdadeira(s):

01. pode ser a água.
 02. tem uma temperatura de ebulição maior que a da solução de NaCl.
 04. pode ser uma solução saturada de NaCl.
 08. pode ser uma solução de 10g/L de NaCl em água.
 16. congela em uma temperatura menor que a da solução de NaCl.
 32. pode ser uma solução de 40g/L de KCl, em água.
- Dê como resposta a soma dos números referentes às proposições verdadeiras.

8. (Unesp-SP) O soro glicosado é uma solução aquosa contendo 5% em massa de glicose ($C_6H_{12}O_6$) e isotônica em relação ao sangue, apresentando densidade aproximadamente igual a $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

- Sabendo que um paciente precisa receber 80 g de glicose por dia, que volume desse soro deve ser ministrado diariamente a este paciente?
- O que aconteceria com as células do sangue do paciente caso a solução injetada fosse hipotônica? Justifique sua resposta, utilizando as propriedades coligativas das soluções.

9. (Unimontes-MG) A massa molar do β -caroteno, precursor da vitamina A, pode ser determinada pela medida da pressão osmótica gerada por uma massa de caroteno dissolvido em clorofórmio.

Calcule a massa molar do β -caroteno, sabendo-se que 7,68 mg desse precursor foram dissolvidos em 10 mL de clorofórmio, e a pressão osmótica (π) foi avaliada em 0,035 atm a 25 °C.

(Dados: $\pi V = nRT$; $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}$.)

10. (Unicamp-SP) O cloreto de potássio é muitas vezes usado em dietas especiais como substituto de cloreto de sódio. O gráfico a seguir mostra a variação do sabor de uma solução aquosa de cloreto de potássio em função da concentração deste sal. Ao se preparar uma sopa (1,5 litro), foi colocada a quantidade mínima de KCl necessária para se obter sabor "salgado", sem as componentes "amargo" e "doce". $\pi = cRT$, onde c é a concentração de partículas em mol/L,

$R = 0,082 \text{ L atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, T é a temperatura absoluta.



- a) Qual a quantidade, em gramas, de KCl adicionado à sopa?
- b) Qual a pressão osmótica π , a $57^\circ C$, desta solução de KCl ?

11. (UEGO) Osmose é a passagem de um "solvente" para o interior de uma solução de mesmo solvente, através de uma membrana semipermeável.

As hemácias (glóbulos vermelhos), ao serem colocadas em soluções hipotônicas, por causa da entrada de água através da membrana plasmática, intumescem-se, chegando a romper-se. É por essa razão que, ao se administrar soro a um indivíduo, tem-se que usar soluções isotônicas.

Uma injeção endovenosa deve ser isotônica em relação ao sangue, para não lesar os glóbulos vermelhos.

Se o sangue tem pressão osmótica igual a $7,65 \text{ atm}$ a $37^\circ C$, calcule:

- a) a massa de glicose ($C_6H_{12}O_6$), que deve ser utilizada para preparar 100 mL de uma injeção endovenosa.
(Dados: $C = 12 \text{ u}$; $O = 16 \text{ u}$; $H = 1 \text{ u}$; $R = 0,082 \cdot \text{atm} \cdot L/\text{mol} \cdot K$.)

- b) a massa de $NaCl$ ($\alpha = 100\%$) necessária para preparar 1 litro de soro fisiológico injetável (solução aquosa de $NaCl$).

(Dados: $Na = 23 \text{ u}$ e $Cl = 35,5 \text{ u}$.)

12. (UNI-RIO) Para dessalinizar a água, um método ultimamente empregado é o da osmose reversa. A osmose ocorre quando se separa a água pura e a água salgada por uma membrana semipermeável (que deixa passar moléculas de água, mas não de sal).

A água pura escoou através da membrana, diluindo a salgada. Para dessalinizar a água salobra é preciso inverter o processo, através da aplicação de uma pressão no lado com maior concentração de sal. Para tal, essa pressão exercida deverá ser superior à:

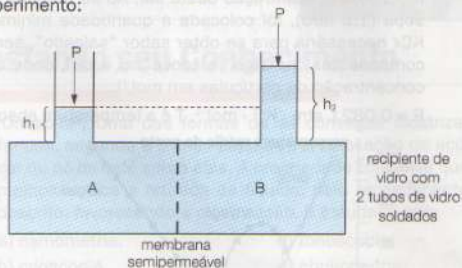
- a) densidade da água.
b) pressão atmosférica.
c) pressão osmótica.
d) pressão de vapor.
e) concentração do sal na água.

Aprofundando seu Conhecimento

1. Durante o processo de produção da "carne de sol" ou "carne seca", após imersão em salmoura (solução aquosa saturada de cloreto de sódio), a carne permanece em repouso em um lugar coberto e arejado por cerca de três dias. Observa-se que, mesmo sem refrigeração ou adição de qualquer conservante, a decomposição da carne é retardada. Assinale a alternativa que relaciona corretamente o processo responsável pela conservação da "carne de sol".

- a) Formação de ligação hidrogênio entre as moléculas de água e os íons Na^+ e Cl^- .
b) Elevação na pressão de vapor da água contida no sangue da carne.
c) Redução na temperatura de evaporação da água.
d) Elevação do ponto de fusão da água.
e) Desidratação da carne por osmose.

2. (UEL-PR) Considere a seguinte aparelhagem de um experimento:



Dados:

$$\pi = h d g$$

$$\left\{ \begin{array}{l} d = \text{densidade do líquido} \\ g = \text{aceleração da gravidade} \\ h = \text{altura} \end{array} \right.$$

$P =$ pressão externa

$\pi =$ pressão osmótica

Pelos dados apresentados, pode-se afirmar que esse experimento refere-se à determinação da pressão osmótica de uma solução

- I. desde que em **A** esteja a solução e em **B** o solvente puro.
II. que nesse caso é dada por $\pi = h_2 d g$.
III. desde que a membrana deixe passar apenas solvente.

Dessas afirmações, somente:

- a) I é correta. d) I e II são corretas.
b) II é correta. e) II e III são corretas.
c) III é correta.

3. (UEM-PR) Considere duas soluções **A** e **B**. A solução **A** é constituída de $1,0 \text{ L}$ de $Al_2(SO_4)_3(aq)$ $0,15 \text{ mol/L}$ e a solução **B** é constituída de $1,0 \text{ L}$ de $Ba(NO_3)_2(aq)$ $0,15 \text{ mol/L}$. Sabendo que os sais estão 100% ionizados nas soluções e que ambas estão ao nível do mar, qual das seguintes afirmações estão corretas? Dê como resposta a soma dos números referentes às corretas.

- 01) A solução **A** possui menor temperatura de congelamento do que a solução **B**.
02) A solução **B** entra em ebulição a uma temperatura menor do que a solução **A**.
04) A solução **A** possui maior pressão osmótica que a solução **B**.
08) Misturando-se as duas soluções, a concentração de íons Ba^{2+} é de $0,30 \text{ mol/L}$.
16) Uma solução de glicose $0,15 \text{ mol/L}$ apresentará efeito coligativo superior ao da solução **A**.
32) Crioscopia é a propriedade coligativa que corresponde à diminuição da pressão de vapor de um líquido.

4. (UFRS) Analise as soluções aquosas abaixo discriminadas:

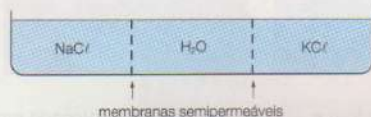
- I. $C_{12}H_{22}O_{11}$ $0,040 \text{ mol/L}$
II. $AgNO_3$ $0,025 \text{ mol/L}$
III. Na_2CO_3 $0,020 \text{ mol/L}$
IV. $MgCl_2$ $0,010 \text{ mol/L}$

Qual das afirmações abaixo é correta, considerando que as espécies iônicas estão 100% ionizadas?

- a) A pressão de vapor da solução III é mais alta que a pressão de vapor da solução IV.
 b) O ponto de congelamento da solução IV é o mais alto de todas as soluções.
 c) A pressão osmótica da solução II é maior do que a pressão osmótica da solução III.
 d) A solução I tem ponto de ebulição mais elevado do que o ponto de ebulição da solução II.
 e) O ponto de ebulição da solução I é o mais baixo de todas as soluções.

5. (PSS-UFSE) Quando se comparam soluções aquosas de mesma concentração (em mol/L), uma de sal de cozinha, NaCl (composto solúvel em água e totalmente ionizado), outra de cloreto de potássio, KCl (composto solúvel em água e totalmente ionizado), com água destilada, afirma-se que:

- a) Sob mesma pressão, a água destilada ferve a menor temperatura.
 b) Sob a mesma pressão, as duas soluções fervem à mesma temperatura.
 c) As duas soluções congelam à mesma temperatura que é maior do que a da água.
 d) Com membrana semipermeável separando as duas soluções da água:



a solução de maior pressão osmótica é a solução de NaCl.

- e) As duas soluções diferem bastante da água, quanto à concentração de cátions e ânions presentes.

Quais itens estão corretos?

6. (ITA-SP) A dissolução de um sólido iônico em uma certa quantidade de água faz com que, em relação à água pura e nas mesmas condições de temperatura e pressão, a solução apresente:

- I. pressão osmótica menor.
 II. pressão de vapor menor.
 III. temperatura de início de fusão menor.
 IV. temperatura de início de ebulição menor.
 V. densidade maior.

Das afirmações acima estão certas:

- a) Apenas I, II e V. d) Apenas I, II, III e V.
 b) Apenas II, III e IV. e) Apenas I, II, IV e V.
 c) Apenas II, III e V.

7. (ITA-SP) Considere as seguintes soluções aquosas

- I. 0,030 molar de glicose;
 II. 0,030 molar de ácido acético; e
 III. 0,010 molar de cloreto de cálcio.

Em relação a essas soluções são feitas as seguintes afirmações:

- A) A pressão de vapor da água nessas soluções obedece à ordem: $p_{II} < p_I \cong p_{III}$.
 B) A pressão osmótica nessas soluções obedece à ordem: $\pi_I < \pi_{II} < \pi_{III}$.

C) A elevação da temperatura de ebulição nessas soluções está na ordem: $\Delta T_{III} < \Delta T_{II} < \Delta T_I$.

Dentre as afirmações citadas está(estão) certa(s):

- a) apenas A. d) apenas B e C.
 b) apenas A e B. e) todas.
 c) apenas A e C.

8. (UFFPI) Osmose reversa tem sido utilizada para obter água doce a partir de água salgada nos últimos períodos de seca no Nordeste. Assumindo uma concentração de 0,6 M em NaCl para a água do mar, indique a pressão mínima a ser aplicada para que ocorra este processo a 27 °C. (Dado: $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm}/\text{mol} \cdot \text{K}$.)

- a) 1,3 atm. d) 29,5 atm.
 b) 2,7 atm. e) 59,0 atm.
 c) 14,8 atm.

9. (Unesp-SP) Injeções endovenosas de glicose são aplicadas em pessoas que estão alcoolizadas. A solução de glicose, que é injetada nas veias desses pacientes, deve ser isotônica em relação ao sangue, para não lesar os glóbulos vermelhos. Considerando que o sangue humano possui uma pressão osmótica (π) da ordem de 7,8 atmosferas,

- a) qual deve ser o valor da pressão osmótica da injeção endovenosa a ser aplicada no paciente alcoolizado?
 b) demonstre através de cálculos que o soro fisiológico, utilizado nas injeções endovenosas, é solução com concentração $C = 0,16 \text{ mol/L}$ em cloreto de sódio (NaCl).

($R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, $T = 298 \text{ K}$ e $\pi = i \cdot R \cdot T \cdot C$.)

10. (Unicamp-SP) As informações a seguir foram extraídas de rótulos de bebidas chamadas "energéticas", muito comuns atualmente, e devem ser consideradas para a resolução da questão.

"Cada 500 mL contém":
 valor energético = 140 cal
 carboidratos (sacarose) = 35 g
 sais minerais = 0,015 mol*
 proteínas = 0 g
 lipídios = 0 g

* Valor calculado a partir do rótulo.

Uma solução aquosa 0,15 mol/L de NaCl é chamada de isotônica em relação às soluções contidas nas células do homem, isto é, apresenta o mesmo valor de pressão osmótica que as células do corpo humano. Com base nestas informações e admitindo

$R = 8,3 \text{ kPa} \cdot \text{litro}/\text{mol} \cdot \text{K}$:

- a) Calcule a pressão osmótica em uma célula do corpo humano em que a temperatura é 37 °C.
 b) A bebida do rótulo é isotônica em relação às células do corpo humano? Justifique. Considere que os sais adicionados são constituídos apenas por cátions e ânions monovalentes.

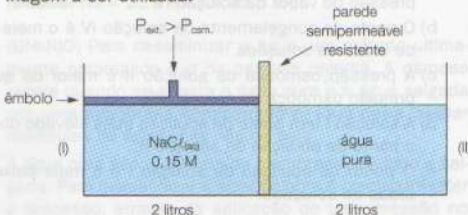
11. (Unifesp-SP) Uma solução aquosa contendo 0,9% de NaCl (chamada de soro fisiológico) ou uma solução de glicose a 5,5% são isotônicas (apresentam a mesma pressão osmótica) com o fluido do interior das células vermelhas do sangue e são usadas no tratamento de crianças desidratadas ou na administração de injeções endovenosas.

- a) Sem calcular as pressões osmóticas, mostre que as duas soluções são isotônicas a uma mesma temperatura.
- b) O laboratorista preparou por engano uma solução de NaCl 5,5% (em vez de 0,9%). O que deve ocorrer com as células vermelhas do sangue, se essa solução for usada em uma injeção endovenosa? Justifique.

(As porcentagens se referem à relação massa/volume. Massas molares em g/mol: NaCl – 58,5; glicose – 180.)

12. (ITA-SP) Deseja-se desdobrar 2 litros de uma solução aquosa 0,15 M de NaCl em: 1 litro de água pura e 1 litro de solução 0,30 M de NaCl, isto sem haver afastamento da temperatura ambiente e sem usar destilação, mas utilizando apenas os princípios envolvidos

no fenômeno da osmose. Explique como isto poderia ser feito e que tipo de trabalho estaria em jogo. Ilustre sua resposta com uma figura que deixe claro a aparelhagem a ser utilizada.



Integrando seu Conhecimento

Quando um ovo é colocado em uma solução aquosa de ácido acético (H_3CCOOH), a sua casca é totalmente consumida (foto **a**) e a sua membrana permanece intacta.



(a)



(b)



(c)

Foto: USSAL

Na foto **b**, temos o ovo sem a casca, imerso em água. Na foto **c**, um ovo sem a casca, colocado em uma solução concentrada de açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) 50% em massa.

A respeito dos experimentos, responda:

1. O que evidencia a ocorrência da reação entre a casca do ovo e o ácido?
2. Escreva o nome e dê a fórmula do sal que compõe a casca do ovo.
3. Equacione a reação entre a casca do ovo e o ácido.
4. Como você classifica a membrana que envolve o ovo?
5. O conteúdo no interior do ovo, em relação à água, é classificado como isotônico, hipotônico ou hipertônico?
6. Como você pode explicar que na foto **b** o volume do ovo aumentou?
7. Sabendo que a massa molar da sacarose é $342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, determine a molalidade da solução.
8. Como você explica o que aconteceu com o ovo da foto **c**?
9. (UFMG) Realizou-se um experimento com um ovo cru e um copo contendo vinagre, como descrito nestas quatro figuras:

Sabe-se que a casca do ovo é constituída por carbonato de cálcio e que o vinagre é uma solução aquosa de ácido acético. Considerando-se essas informações, é correto afirmar que



- a) o ovo afunda, ao final do experimento, porque, sem a casca, ele se torna menos denso que a solução.
- b) a quantidade de ácido acético diminui durante o experimento.
- c) as bolhas são formadas pela liberação de gás hidrogênio.
- d) o pH da solução utilizada diminui ao longo do experimento.

OBSERVAÇÃO:

Se a concentração $[H^+]$ diminui, o pH aumenta.

UNIDADE 3

Termoquímica

Capítulo 9 — Balanço energético na alimentação

Capítulo 10 — Termoquímica

Capítulo 11 — Equações termoquímicas

Capítulo 12 — Lei de Hess



Katrin/Stock Photos

CAPÍTULO 9

Balanço energético na alimentação



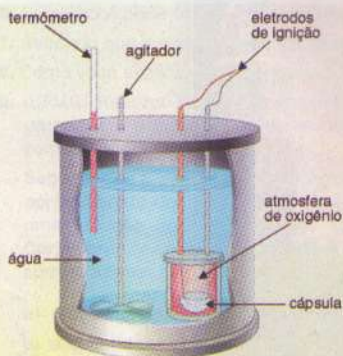
Esse tipo de alimento satisfaz a fome; no entanto, não fornece todos os nutrientes necessários ao organismo humano.

Nas últimas décadas, muitos estudos têm mostrado a necessidade de uma dieta alimentar balanceada para diminuir a incidência de doenças, como diabetes, arteriosclerose e até mesmo câncer, aumentando, assim, a qualidade e a expectativa de vida do homem. Uma alimentação saudável deve conter proteínas, carboidratos, lipídeos, vitaminas, sais minerais, fibras vegetais etc. No entanto, nem sempre é possível manter essa qualidade de alimentação.

O consumo freqüente de alimentos como os mostrados na foto pode acarretar um aumento de peso, devido ao grande teor de calorias que contêm e fornecem ao nosso organismo, fator que, dentre outros, pode levar à obesidade.

Caloria: termo que indica a quantidade de energia fornecida por um alimento, se ele for totalmente aproveitado pelo organismo.

COMO MEDIR A QUANTIDADE DE CALORIAS



Calorímetro de água.

Uma das maneiras de determinar a quantidade de energia (caloria) presente num alimento consiste no emprego de uma aparelhagem denominada **calorímetro**, que mede a quantidade de calor liberada na queima (combustão) de uma amostra do alimento.

A amostra é colocada numa câmara com oxigênio, chamada **câmara de combustão**, e, através de uma descarga elétrica, provocamos sua ignição. O calor liberado na combustão é absorvido pela água contida no calorímetro, a qual sofre aumento de temperatura. Conhecendo o aumento (variação) da temperatura e a massa da água, podemos calcular a quantidade de energia liberada na queima da amostra de alimento.

Uma das unidades mais comuns é a **caloria (cal)**.

1 caloria (cal) = quantidade de calor necessária para elevar em 1 °C a temperatura de 1,0 grama de água.



Simulação de um Calorímetro

Vamos considerar, como exemplo, que foi efetuada a queima de 1,0 g de açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) num calorímetro que continha 1000 g de água a uma temperatura inicial de 20 °C, sendo que, após a reação, a temperatura (final) da água foi de 24 °C.

Admitindo que todo calor liberado na combustão foi absorvido pela água, a qual teve a sua temperatura elevada em $4\text{ }^{\circ}\text{C}$, temos:

eleva em $1\text{ }^{\circ}\text{C}$ \longrightarrow 1 cal por grama de água

eleva em $4\text{ }^{\circ}\text{C}$ \longrightarrow 4 cal por grama de água

Logo:

1 g de água $\xrightarrow{\text{absorve}}$ 4 cal

Como a massa total de água no calorímetro é de 1000 g, a energia total absorvida pela água é de 4000 cal ou 4,0 kcal.

Assim, a queima de 1,0 g de açúcar liberou 4000 cal ou 4,0 kcal; logo, o valor energético dessa massa de açúcar é de 4,0 kcal:

Valor energético do açúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) = 4,0 kcal/g

Esse valor também pode ser calculado por:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

Nessa expressão:

Q = quantidade de calor absorvido pela água

m = massa de água (em gramas)

c = calor específico da água = $1\text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^{\circ}\text{C}^{-1}$

Δt = variação da temperatura ($t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}$)

No exemplo, temos:

$m_{\text{água}} = 1000\text{ g}$

$c = 1\text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^{\circ}\text{C}^{-1}$

$\Delta t = (24 - 20)\text{ }^{\circ}\text{C} = 4\text{ }^{\circ}\text{C}$

$$Q = 1000\text{ g} \cdot 1\text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^{\circ}\text{C}^{-1} \cdot 4\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$Q = 4000\text{ cal}$$

$$Q = 4,0\text{ kcal}$$

O Sistema Internacional de Unidades recomenda que se utilize o joule (J) ou o quilojoule (kJ) como unidade de medida da energia liberada ou absorvida em uma reação. A relação entre cal e joule é dada por:

$$1\text{ cal} \longrightarrow 4,18\text{ J} \quad \text{ou} \quad 1\text{ kcal} \longrightarrow 4,18\text{ kJ}$$

Assim:

$$\text{Valor energético do açúcar } (\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) \longrightarrow 16,72\text{ kJ/g}$$



QUÍMICA e ESPORTE

É preciso repor a energia gasta

A prática de qualquer esporte, além de ser importante e fundamental para se ter boa saúde, implica consumo (gasto) de energia.

Nem sempre é fácil avaliar a quantidade de energia consumida em determinada prática esportiva. Só para você ter uma idéia, vai aqui um exemplo: para levantar um peso de massa igual a 1,0 kg até a altura de 1 m acima do solo, um halterofilista gasta uma energia correspondente a 10 J.



Há um diferente consumo de energia na prática de cada tipo de esporte, durante determinado tempo. Eis alguns exemplos da energia aproximada que é gasta em alguns esportes:

- em uma caminhada, 1 100 kJ/h;
- em uma corrida, 2 600 kJ/h;
- no voleibol, 1 400 kJ/h;
- no futebol, 2 200 kJ/h.
- no tênis, 1 900 kJ/h;

Poder calórico dos alimentos

Numa dieta balanceada, a quantidade de energia contida nos alimentos ingeridos deve ser igual à necessária para a manutenção do nosso organismo. Portanto, os alimentos são a fonte de energia necessária para manter os processos vitais, a manutenção da temperatura corpórea, os movimentos musculares, a produção de novas células etc. Se ingerirmos uma quantidade de alimento superior à necessária, o excesso será transformado em tecido gorduroso (adiposo), provocando aumento de "peso".

Os valores energéticos dos alimentos são estimados em função das suas porcentagens em **carboidratos**, **proteínas** e **gorduras**:



Carboidratos = 17 kJ/g ou 4,0 Kcal/g.



Proteínas = 17 kJ/g ou 4,0 Kcal/g.



Gorduras = 38 kJ/g ou 9,0 Kcal/g.

Fotos: USSAL

A energia consumida pelo organismo pode ser dividida de maneira rudimentar em duas categorias:

- **Energia metabólica** — É a responsável pela manutenção da vida. Para uma pessoa com 70 kg, de 20 anos de idade, do sexo masculino, o valor estimado é de 7 500 kJ/dia.
- **Atividade muscular** — Dependendo do modo de vida, a energia consumida em atividades musculares varia de 50 a 100% do valor da energia metabólica. Se a única atividade de um indivíduo é o estudo, ele consome o equivalente a 50% do valor da energia metabólica.

Para manter o "peso", a quantidade de energia ingerida nos alimentos deve ser 700 kJ, aproximadamente, maior do que a consumida pelo organismo. Essa diferença refere-se à energia necessária para manter os fluidos do corpo em movimento e recebe o nome de **balanço energético**.

Uma dieta balanceada deve ser constituída por alimentos ricos em carboidratos, proteínas e gorduras, os quais devem ser consumidos em diferentes proporções.

Nossas necessidades diárias de proteínas são de aproximadamente 0,8 g por quilograma de massa corpórea, ou seja, uma pessoa de 70 kg deve ingerir 56 g diários desses compostos. Um bife médio contém, em média, 20 g de proteínas.

Nosso corpo também precisa de gorduras, que respondem por cerca de 25% de nossas necessidades diárias de calorias. Uma pessoa de 70 kg necessita consumir aproximadamente 72 g diários de gorduras, as quais são obtidas a partir de diversos alimentos, como carnes, ovos, leite, queijos e óleos comestíveis.

Os carboidratos, por sua vez, são responsáveis por cerca de 60% da energia necessária ao bom funcionamento do nosso organismo. Em média, uma pessoa precisa consumir diariamente 660 g desses compostos. Pães, bolachas, frutas, massas e açúcar são alguns exemplos de alimentos ricos em carboidratos.

Exercícios Resolvidos

1. Conhecendo as composições do hambúrguer e do pão, dadas na tabela:

Hambúrguer (100 g)	Pão (25 g)
24 g de proteína	12,50 g de carboidrato
20 g de gordura	2,50 g de proteína
56 g de água	1,25 g de gordura
	8,75 g de água

e utilizando os valores energéticos mencionados no texto:

- a) calcule o valor energético obtido pela ingestão de um pão de 25 gramas e um hambúrguer de 100 gramas;
- b) determine quanto tempo (minutos) uma pessoa deveria caminhar para consumir a energia obtida na ingestão do lanche mencionado no item a, sabendo que uma hora de caminhada consome 1.100 kJ.

Hambúrguer	Valor energético por grama	Valor energético total
24 g de proteína	17 kJ (4,0 kcal)	408 kJ (96 kcal)
20 g de gordura	38 kJ (9,0 kcal)	760 kJ (180 kcal)
56 g de água	—	—
		1.168 kJ (276 kcal)

Pão	Valor energético por grama	Valor energético total
12,50 g de carboidrato	17 kJ (4,0 kcal)	212 kJ (50 kcal)
2,50 g de proteína	17 kJ (4,0 kcal)	42,5 kJ (10 kcal)
1,25 g de gordura	38 kJ (9,0 kcal)	47,5 kJ (11,25 kcal)
8,75 g de água	—	—
		302 kJ (71,25 kcal)

Valor energético total = 1.470 kJ (351,7 kcal)

- b) A energia consumida durante a caminhada deve ser igual a 1.470 kJ, que é o valor energético total. Assim:

$$1 \text{ hora} = 60 \text{ minutos} \quad \frac{\quad}{x} \quad \frac{1.100 \text{ kJ}}{1.470 \text{ kJ}}$$

$$x = \frac{1.470 \text{ kJ} \cdot 60 \text{ minutos}}{1.100 \text{ kJ}} \Rightarrow x = 80 \text{ minutos}$$

SOLUÇÃO

- a) Quantidade de energia obtida pela ingestão do lanche:

Exercícios Fundamentais

As tabelas a seguir devem ser utilizadas para a resolução dos exercícios de 1 a 4.

Tabela 1 — Valor energético aproximado de alguns alimentos comuns.

Alimento	kJ/g
Vegetais verdes	1,0
Cerveja	1,3
Frutas cítricas	1,5
Leite integral	2,2
Iogurte	3,0
Frango grelhado	6,0
Bife grelhado	14,0
Sorvete	11,0
Pão	10,0
Aroz	15,0
Batata frita	24,0
Manteiga	30,0
Açúcar comum	17,0

Tabela 2 — Energia consumida aproximada

Tipo de exercício	kJ/h
Caminhada	1.100
Voleibol	1.400
Tênis	1.900
Corrida	2.600
Futebol	2.200

1. Considere que durante um almoço você ingeriu:
100 g de verduras verdes
100 g de arroz
50 g de batatas fritas
50 g de frango grelhado
2 fatias de abacaxi (cada fatia com 20 g)
Calcule o valor energético (calórico), em kJ e em kcal, fornecido por esse almoço.
2. Em relação ao exercício 1, determine quantos minutos você teria que caminhar para consumir a mesma quantidade de energia fornecida pelo almoço.

3. Uma pessoa, logo ao acordar, foi correr durante meia hora, consumindo uma certa quantidade de energia. No café da manhã, ela resolve repor a mesma quantidade de energia consumida na corrida, comendo pão com manteiga (1 pão de 50 g + 5,0 g de manteiga). Calcule a quantidade de pão com manteiga que ela deverá ingerir.

4. Uma dieta alimentar de 6.000 kJ estava sendo seguida por uma pessoa. Durante uma refeição, ela ingeriu alimentos cujo valor energético era de 9.000 kJ. Para consumir o excesso, ela resolveu jogar futebol. Determine quantos minutos ela deverá jogar.

5. Uma amostra de 2,0 g de um alimento, ao ser queimada num calorímetro com 2,0 kg de água, elevou a temperatura da água de 15 °C para 20 °C (c = calor específico da água = $4 \text{ kJ} \cdot \text{°C}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$).

Calcule:

- I. a quantidade de calor liberado, em kJ, na queima desse alimento.
II. o valor energético desse alimento em kJ/g e em kcal/g.
6. (PAES-Unimontes-MG) Em tempos de racionamento de energia elétrica, o primeiro alvo é sempre o banho no chuveiro elétrico. Num banho breve, consome-se, em média, 30 litros de água com temperatura em torno de 45 °C. Como a água do reservatório, normalmente, se mantém à temperatura ambiente, 25 °C, calcule a quantidade de calor (em joules) necessária para elevar a temperatura desse volume de água à temperatura do banho. (Dados: $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$; $c(\text{H}_2\text{O}) = 1,00 \text{ cal/g} \cdot \text{°C}$; $d(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g/cm}^3$.)

Testando seu Conhecimento

1. (Unicamp-SP) Os alimentos, além de nos fornecerem as substâncias constituintes do organismo, são também fontes de energia necessária para nossas atividades.

Podemos comparar o balanço energético de um indivíduo após um dia de atividades da mesma forma que comparamos os estados final e inicial de qualquer processo químico.

O gasto total de energia (em kJ) por um indivíduo pode ser considerado como a soma de três usos corporais de energia:

1. gasto metabólico de repouso (4,2 kJ/kg por hora).
2. gasto energético para digestão e absorção dos alimentos, correspondente a 10% da energia dos alimentos ingeridos.
3. atividade física, que para uma atividade moderada representa 40% do gasto metabólico de repouso.

- a) Qual seria o gasto energético total de um indivíduo com massa corporal de 60 kg, com atividade moderada e que ingere o equivalente a 7 600 kJ por dia?
- b) Considerando-se que 450 g de massa corporal correspondem a aproximadamente 15 000 kJ, qual é o ganho (ou perda) deste indivíduo por dia, em gramas?

2. (Puccamp-SP) No processo da respiração humana, glicose se oxida gradualmente, em várias etapas, produzindo dióxido de carbono e água. A energia total liberada nesse processo é de aproximadamente $2,8 \cdot 10^3$ kJ/mol de glicose. Caso a oxidação de 1 mol de glicose ocorresse instantaneamente, em uma única etapa, no organismo de uma pessoa que "pesa" 100 kg, os 70% de água que o constituem poderiam ser aquecidos de 37 °C (temperatura aproximada do organismo) até a temperatura de:

- a) 38 °C. b) 40 °C. c) 41 °C. d) 47 °C. e) 55 °C.
- (Calor específico da água = $4 \text{ kJ} \cdot \text{°C}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$.)

Aprofundando seu Conhecimento

1. (Fuvest-SP) Nas condições ambiente, ao inspirar, puxamos para nossos pulmões, aproximadamente, 0,5 L de ar, então aquecido da temperatura ambiente (25 °C) até a temperatura do corpo (36 °C). Fazemos isso cerca de $16 \cdot 10^3$ vezes em 24 h. Se, nesse tempo, recebermos, por meio da alimentação, $1,0 \cdot 10^7$ J de energia, a porcentagem aproximada dessa energia, que será gasta para aquecer o ar inspirado, será de:

(Dados: ar atmosférico nas condições ambiente: densidade = $1,2 \text{ g/L}$; calor específico = $1,0 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{°C}^{-1}$)

- a) 0,1%. c) 1%. e) 5%.
- b) 0,5%. d) 2%.

2. (Unicamp-SP) Agora sou eu que vou me deliciar com um chocolate – diz Naná. E continua: – Você sabia que uma barra de chocolate contém 7% de proteínas, 59% de carboidratos e 27% de lipídios e que a energia de combustão das proteínas e dos carboidratos é de 17 kJ/g e dos lipídios é 38 kJ/g aproximadamente?

- a) Se essa barra de chocolate tem 50 g, quanto de energia ela me fornecerá?
- b) Se considerarmos o "calor específico" do corpo humano como $4,5 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, qual será a variação de temperatura do meu corpo se toda esta energia for utilizada para o aquecimento? O meu "peso", isto é, a minha massa, é 60 kg. Admita que não haja dissipação do calor para o ambiente.

– Naná, afinal estamos estudando Química ou Física? – protesta Chuá.

Naná responde: – Tanto faz. O conhecimento não tem fronteiras delimitadas. Quem as faz são as convenções humanas!

3. (UFRJ) De acordo com a Coordenadoria Municipal de Agricultura, o consumo médio carioca de coco verde é de 8 milhões de frutos por ano, mas a produção do Rio de Janeiro é de apenas 2 milhões de frutos.

Dentre as várias qualidades nutricionais da água-de-coco, destaca-se ser ela um isotônico natural. A tabela a seguir apresenta resultados médios de informações nutricionais por 100 mL de uma bebida isotônica comercial e da água-de-coco:

	valor energético*	potássio	sódio
isotônico comercial	102 kcal	10 mg	45 mg
água-de-coco	68 kcal	200 mg	60 mg

* Calor de combustão dos carboidratos.

Uma função importante das bebidas isotônicas é a reposição de potássio após atividades físicas de longa duração; a quantidade de água de um coco verde (300 mL) repõe o potássio perdido em duas horas de corrida.

Calcule o volume, em litros, de isotônico comercial necessário para repor o potássio perdido em 2 h de corrida.

Integrando seu Conhecimento

Podemos comparar o corpo humano a um motor, o qual, de acordo com as leis da Física, usa energia para realizar trabalho e manter-se em funcionamento.

Da mesma maneira que os hidrocarbonetos* fornecem energia para motores, os alimentos fornecem energia para o nosso corpo, o que é feito mediante uma série de reações químicas, denominadas **metabolismo**.

Numa dieta balanceada, a quantidade de energia contida nos alimentos ingeridos deve ser igual à necessária para a manutenção de todas as atividades do nosso organismo.

$$\text{energia introduzida} = \text{energia gasta} + \text{energia armazenada} \left(\begin{array}{l} \text{reservas} \\ \text{energéticas} \end{array} \right)$$

Os valores energéticos dos alimentos são estimados de acordo com as quantidades de carboidratos, proteínas e gorduras que contêm. Observe a figura abaixo à esquerda.

Rótulos de alimentos industrializados costumam fornecer informações nutricionais do produto oferecido ao consumidor.

Vejamos, por exemplo, as informações impressas no rótulo de determinado creme de amendoim (abaixo à direita).



Cada 100 g do produto contém			
energia	2570 kJ	Vitaminas	% R.D.*
lipídios	49 g	A	3.000 U.I. 60
proteínas	20 g	D	240 U.I. 60
carboidratos	23 g	E	8 mg 80
Sais minerais	% R.D.*	niacina (B ₃)	21 mg 100
ferro	9 mg 60	B ₁₂	1,8 µg 60
fósforo	200 mg 20	B ₁	0,1 mg 5
cálcio	200 mg 25		

* Indica os percentuais da recomendação diária (R.D.) contidos em 100 g do produto (Resolução CNIPA 12/46 de 1978 — MS). Por exemplo, os 9 mg de ferro presentes em 100 g do produto equivalem a 60% do total de ferro recomendado diariamente.

* **Hidrocarboneto:** classe de substâncias que constitui os principais combustíveis (gasolina, óleo diesel etc.) e cujas moléculas são formadas somente por carbono e hidrogênio.

Com base nesse texto, responda as questões:

1. Veja no gráfico a seguir a porcentagem aproximada de gordura existente em vários tipos de alimentos comuns no nosso dia-a-dia:



Fonte: Calloway and Carpenter. *Nutrition and health*.

- a) Calcule a quantidade, em gramas, de gordura armazenada em um frasco contendo 500 g de maionese, bem como a quantidade de energia produzida na "queima" dessa gordura.
- b) Qual massa de queijo prato contém a mesma quantidade de gordura encontrada em 100 g de nozes inglesas?
2. Qual a quantidade de energia, em kJ, fornecida pela ingestão de:
- a) 10 g de amido — um tipo de carboidrato;
- b) 10 g de carne de peixe, admitindo-se que esta carne contenha apenas proteínas.
3. Um lanche constituído de um hambúrguer e um pão fornece um total de 1970 kJ, assim divididos:
- 425 kJ provenientes de carboidratos
 - 595 kJ provenientes de proteínas
 - 950 kJ provenientes de gorduras
- Sabendo-se que o lanche apresenta 75 g de água, a qual não tem valor energético, e que 1 hora de caminhada consome 1100 kJ, calcule a massa total em gramas do lanche e o tempo de caminhada necessário para consumir a quantidade de energia fornecida por esse lanche.
4. Para suprir sua necessidade diária de ferro, qual massa de creme de amendoim você deve ingerir diariamente?
5. Qual anomalia é provocada pela deficiência de ferro?
6. Calcule a quantidade de energia fornecida pelos lipídios, pelas proteínas e pelos carboidratos presentes em 100 g de creme de amendoim.
7. Durante o sono, o organismo humano consome aproximadamente 4,2 kJ/min. Quantas horas você deveria dormir para consumir a energia proveniente da ingestão de 200 g de creme de amendoim?



QUÍMICA e SAÚDE

Obesidade

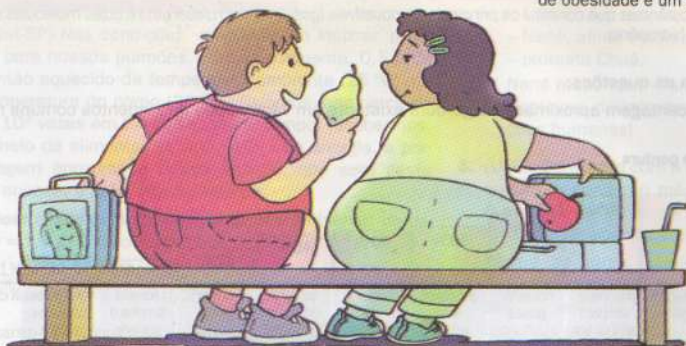
A ingestão excessiva de alimentos acarreta a formação de maior quantidade de tecido adiposo, levando a um excesso de peso.

A quantidade de tecido adiposo num indivíduo normal é de 10% a 20% de seu peso. Nos obesos, porém, esse valor pode chegar a 50%.

No corpo dos homens e das mulheres a gordura se acumula em regiões diferentes. Nos homens a gordura se acumula na parte superior do corpo e na região do abdome, já nas mulheres o acúmulo ocorre nos quadris e nas coxas.



A utilização do paquímetro, que verifica a porcentagem de tecido adiposo em alguém, como único diagnóstico de obesidade é um procedimento questionável.



O corpo do homem obeso se assemelha à forma de uma maçã, e o da mulher obesa, à forma de uma pêra.

Diagnóstico da obesidade

Uma das maneiras mais utilizadas para diagnosticar a obesidade é adotar uma relação matemática denominada Índice de Massa Corpórea (IMC), que é calculado pela expressão:

$$IMC = \frac{\text{peso (kg)}}{(\text{altura})^2 (\text{m}^2)}$$

Os valores obtidos são interpretados de acordo com a tabela a seguir:

Classificação de IMC (kg/m ²)	
Baixo peso	< 18,5
Normal	18,5 – 24,9
Pré-obeso	25 – 29,9
Obesidade classe I (leve)	30 – 34,9
Obesidade classe II (moderada)	35 – 39,9
Obesidade classe III (grave, mórbida)	> 40

Por exemplo, uma pessoa com 90 kg e 1,70 m de altura tem seu IMC calculado dessa forma:

$$\text{IMC} = \frac{90 \text{ (kg)}}{(1,70)^2 \text{ m}^2} = 31,14 \frac{\text{kg}}{\text{m}^2}$$

De acordo com a tabela anterior, essa pessoa é classificada como obesa da classe I, ou seja, possui uma obesidade considerada leve.

Fatores que levam à obesidade

A ocorrência da obesidade está associada a diversos fatores:

- **Genéticos**, em que pais obesos muitas vezes geram filhos obesos ou com tendência à obesidade.
- **Psicológicos**, em que a ansiedade pode levar algumas pessoas a ingerirem uma quantidade exagerada de alimentos.
- **Culturais**, tipo de alimentação de determinada região ou cultura local.



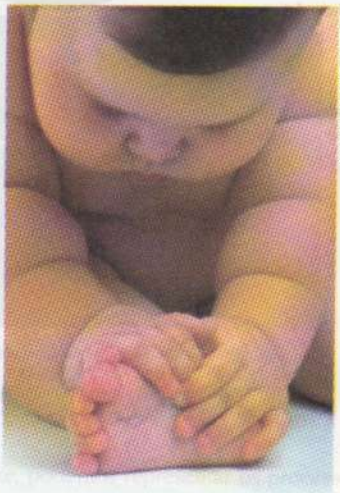
PhotoDisc

Nos Estados Unidos é muito freqüente o consumo abusivo desse tipo de alimento. Por isso há um grande número de pessoas obesas naquele país.



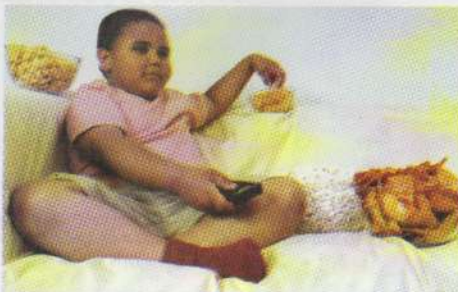
Keystone

Ainda que façam parte da cultura italiana, estes alimentos foram incorporados à cultura brasileira, já que há muitos descendentes de italianos em nosso país. O consumo freqüente de massas pode levar à obesidade.



Michael Sillars/Getty Images

Embora muitos acreditem que o fato de uma criança ser gorda indique que ela seja saudável, essa associação entre peso elevado e saúde é equivocada.



Corbis

Alguns comportamentos, como, por exemplo, o sedentarismo, podem levar à obesidade.

Faça você mesmo

Medindo variações de energia

Para determinar o calor envolvido em processos químicos ou físicos, usamos um dispositivo denominado **calorímetro**.

Podemos medir essas quantidades de energia, sem muita precisão, usando um calorímetro "doméstico".

Material

- 1 lata de refrigerante vazia
- 1 rolha de cortiça
- 1 suporte universal com garra
- 1 clipe metálico
- 1 termômetro
- Pedaco de arame
- Amendoins sem casca
- Fósforos

De posse desses materiais, montaremos o equipamento, de acordo com a figura a seguir:

Procedimento

Coloque 200 mL de água na lata vazia. Observe e anote a temperatura da água. Com o auxílio de uma balança digital, determine e anote a massa de um amendoim.

A seguir, coloque o amendoim no suporte feito com a rolha, a aproximadamente 2 cm do fundo da lata. Use o fósforo para atear fogo no amendoim.

Enquanto o amendoim queima, agite a água contida na lata com o termômetro, o que provocará a homogeneização do sistema.

Quando a queima terminar, verifique a temperatura da água e anote. Determine também a massa final do amendoim e anote.

Para conhecer a quantidade de energia liberada na queima do amendoim, relacione a diminuição da sua massa com o aumento da temperatura da água.



OBSERVAÇÃO:

Você pode repetir esse procedimento usando outros materiais no lugar do amendoim e comparar a quantidade de calor liberada por grama de cada material. Sugestões: grão de soja; pedaço de gordura animal, de vela, de bife, de pão seco etc.

CAPÍTULO 10

Termoquímica

As reações químicas envolvem várias formas de energia e são acompanhadas de perda ou ganho de energia.

Neste capítulo, vamos estudar as trocas de energia, na forma de calor, envolvidas nas reações químicas e nas mudanças de estado físico das substâncias. Esse estudo é denominado **termoquímica**.

A queima de madeira está liberando calor para o ambiente em torno da fogueira. Quando dois sistemas apresentam diferentes temperaturas, o calor (energia térmica) se transfere de um para outro, isto é, o calor é transferido do corpo mais quente para o corpo mais frio.



Judith Weiner/Fabrizio Imagem

PROCESSOS EXOTÉRMICO E ENDOTÉRMICO

São dois os processos em que há troca de energia na forma de calor: o processo **exotérmico** e o **endotérmico**.

Processo exotérmico é aquele que ocorre com liberação de calor.

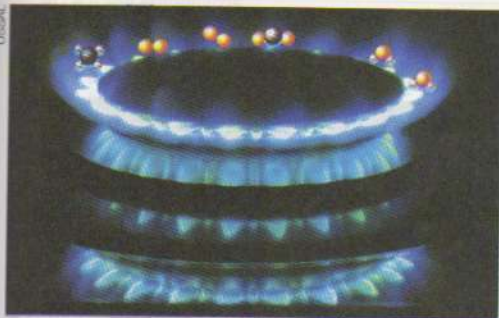


Ilustração da combustão completa do gás natural, o metano, CH_4 . A combustão de 1 mol de metano libera 889,5 kJ, em uma reação que pode ser representada pela equação:



Scott Tysick/Masterfile

Ao solidificar-se, a água líquida pode formar neve. Nesse processo, ocorre a liberação de 7,3 kJ por mol de água:



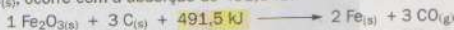
Genericamente, podemos representar os processos **exotérmicos** por:



Peter Christopher/Masterfile



A transformação de 1 mol de hematita, Fe₂O₃, em ferro metálico, Fe(s), ocorre com a absorção de 491,5 kJ:



Processo endotérmico é aquele que ocorre com absorção de calor.

Haroldo de Faria Castro/Kino.com.br



A água líquida evapora ao absorver energia solar. Para cada mol de água líquida evaporada, são absorvidos 44 kJ:

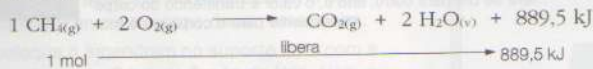


Genericamente, podemos representar os processos **endotérmicos** por:



Pelos exemplos vistos, podemos perceber que a quantidade de energia liberada ou consumida é proporcional à quantidade de substâncias envolvidas.

Retomemos a queima de 1 mol de CH₄, na qual são liberados 889,5 kJ:



A partir dessa relação, podemos calcular a energia liberada para qualquer quantidade de CH₄. Por exemplo, para 10 mol de CH₄, temos:

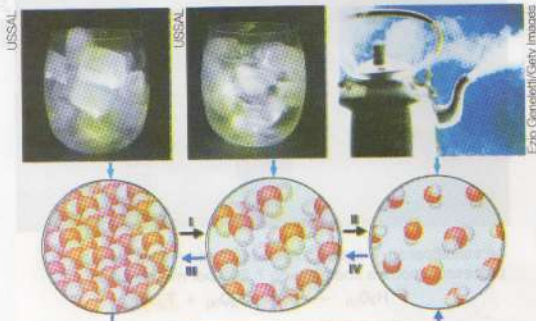
$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol} & \xrightarrow{\text{libera}} & 889,5 \text{ kJ} \\ 10 \text{ mol} & \xrightarrow{\text{liberam}} & x \end{array}$$

$x = 8895 \text{ kJ}$

Exercícios Fundamentais

As fotos e as figuras representam as mudanças de estado da água.

As questões de 3 a 9 devem ser respondidas com base nas seguintes informações abaixo:



Responda as questões 1 e 2:

- Dê o nome de cada mudança de estado.
- Classifique cada mudança de estado em exotérmica ou endotérmica.



Os isqueiros geralmente têm como combustível o butano (C₄H₁₀). Acima, estão representadas duas situações:

- Em qual situação ocorreu um fenômeno físico?
- Esse fenômeno físico é endotérmico ou exotérmico?

- Em qual situação ocorreu um fenômeno químico?
- Esse fenômeno químico é endotérmico ou exotérmico?
- Escreva a equação balanceada que representa esse fenômeno químico.

- Na combustão completa de 1 mol de C_4H_{10} são liberadas 2658 kJ. Calcule o calor liberado na queima de 5 mol de C_4H_{10} .
- Sabendo que a massa molar do C_4H_{10} é igual a $58 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, calcule a energia liberada na queima de 29 g de C_4H_{10} .

Testando seu Conhecimento

- (UFMG) Uma certa quantidade de água é colocada em um congelador, cuja temperatura é -20°C . Após estar formado e em equilíbrio térmico com o congelador, o gelo é transferido para outro congelador, cuja temperatura é -5°C . Considerando-se essa situação, é correto afirmar que, do momento em que é transferido para o segundo congelador até atingir o equilíbrio térmico no novo ambiente, o gelo:
 - se funde.
 - transfere calor para o congelador.
 - se aquece.
 - permanece na mesma temperatura inicial.

- (UFMG) Ao se sair molhado em local aberto, mesmo em dias quentes, sente-se uma sensação de frio. Esse fenômeno está relacionado com a evaporação da água que, no caso, está em contato com o corpo humano.

Essa sensação de frio explica-se corretamente pelo fato de que a evaporação da água:

- é um processo endotérmico e cede calor ao corpo.
- é um processo endotérmico e retira calor do corpo.
- é um processo exotérmico e cede calor ao corpo.
- é um processo exotérmico e retira calor do corpo.

- (Unesp-SP) Em uma cozinha, estão ocorrendo os seguintes processos:

- gás queimando em uma das "bocas" do fogão e
- água fervendo em uma panela que se encontra sobre esta "boca" do fogão.

Com relação a esses processos, pode-se afirmar que:

- I e II são exotérmicos.
- I é exotérmico e II é endotérmico.
- I é endotérmico e II é exotérmico.
- I é isotérmico e II é exotérmico.
- I é endotérmico e II é isotérmico.

- O Brasil possui 13,7% da água doce do planeta. O estado de São Paulo possui apenas 1,6% da água doce brasileira. O uso racional da água é uma necessidade e pode ser atingido por meio de medidas simples tomadas pelos cidadãos. Por exemplo, se todos os habitantes da região metropolitana de São Paulo deixarem de usar o

vaso sanitário como lixeira, evitando acionar a válvula de descarga uma vez por dia, a economia diária será aproximadamente 160 milhões de litros de água. Certamente, parte dessa água no ambiente irá passar ao estado de vapor, e sabe-se que, quando isso acontece, cada grama de água necessita absorver cerca de 54 cal de energia térmica. Suponha que metade dessa água economizada por dia pela população da Grande São Paulo passe ao estado de vapor. Assinale a alternativa que indica, aproximadamente, a quantidade de energia térmica que a água absorverá do ambiente nesse processo. (Densidade da água 1 kg/L .)

- $4 \cdot 10^6 \text{ cal}$.
- $4 \cdot 10^9 \text{ cal}$.
- $4 \cdot 10^{10} \text{ cal}$.
- $4 \cdot 10^{13} \text{ cal}$.
- $4 \cdot 10^{15} \text{ cal}$.

Para as questões de 5 a 7, considere as informações:

- Combustão completa do álcool comum (etanol):



- Massa molar: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- Qual é a quantidade de calor liberado ou absorvido na queima de 5 mol de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$?
- Se ocorresse a formação de 1 mol de CO_2 na reação, qual seria a quantidade de calor liberado ou absorvido?
- Calcule a quantidade de calor liberado ou absorvido na queima de 460 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.
- (MACK-SP)



Da transformação do óxido de ferro III em ferro metálico, segundo a equação acima, pode-se afirmar que:

- é uma reação endotérmica.
- é uma reação exotérmica.
- é necessário 1 mol de carbono para cada mol de $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$ transformado.
- o número de mols de carbono consumido é diferente do número de mols de monóxido de carbono produzido.
- a energia absorvida na transformação de 2 mol de $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$ é igual a 491,5 kJ.

Aprofundando seu Conhecimento

- (Unifor-CE) Durante o ciclo hidrológico natural a água muda constantemente de estado físico e de lugar. Entre os fenômenos que ocorrem estão:

- derretimento de icebergs;
- formação de gotículas de água na atmosfera a partir do vapor;

- formação de neve;
- dissipação de nevoeiros.

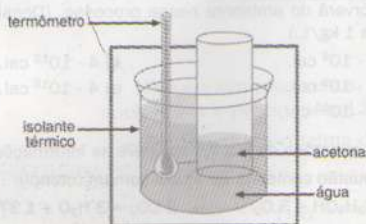
Dentre esses fenômenos, são exotérmicos somente:

- I e II.
- I e III.
- II e III.
- II e IV.
- III e IV.

2. (UFRS) Em nosso cotidiano ocorrem processos que podem ser endotérmicos (absorvem energia) ou exotérmicos (liberam energia). Assinale a alternativa que contém apenas fenômenos exotérmicos ou apenas fenômenos endotérmicos.

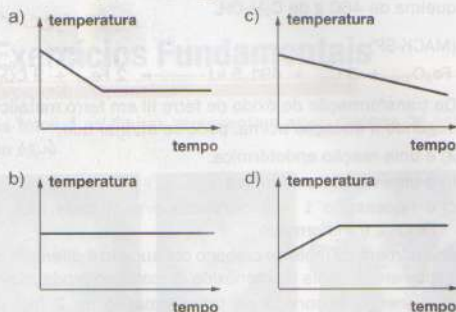
- explosão de fogos de artifício – combustão em motores de automóveis – formação de geada.
- secagem de roupas – formação de nuvens – queima de carvão.
- combustão em motores de automóveis – formação de geada – evaporação dos lagos.
- evaporação de água dos lagos – secagem de roupas – explosão de fogos de artifício.
- queima de carvão – formação de geada – derretimento de gelo.

3. (UFMG) Um bquer aberto, contendo acetona, é mergulhado em outro bquer maior, isolado termicamente, o qual contém água, conforme mostrado na figura.



A temperatura da água é monitorada durante o processo de evaporação da acetona, até que o volume desta se reduz à metade do valor inicial.

Assinale a alternativa cujo gráfico descreve qualitativamente a variação da temperatura registrada pelo termômetro mergulhado na água, durante esse experimento:



4. (UEGO) Por volta de 1400 a.C., um povo vivia na Anatólia, região do Oriente Médio hoje ocupada pela Turquia. Esse povo, denominado hitita, conseguiu aperfeiçoar a técnica da metalurgia do ferro. Eles aprenderam que, para retirar as impurezas do ferro e obter um material mais resistente e maleável, deveriam aquecer, martelar e resfriar o ferro várias vezes. Os hititas conquistaram e dominaram um vasto império por dois séculos. Esse período ficou conhecido como a "Idade do ferro". A prática da metalurgia gerou fontes de informações sobre as transformações químicas.

Considere as afirmativas abaixo:

- Metalurgia é a técnica de transformar um minério em um metal ou mistura de metais.
- A queima ou combustão de qualquer minério na presença de oxigênio é uma transformação física.
- A fusão do ferro é uma transformação física com absorção de energia; portanto, um processo endotérmico.
- Toda a combustão só se inicia mediante o fornecimento externo de calor, sendo, por isso, um processo endotérmico.
- A equação da reação de combustão do ferro metálico é:



Marque a alternativa correta:

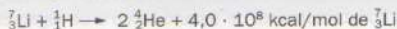
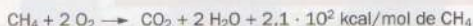
- As afirmativas I, III e V são verdadeiras.
 - As afirmativas I, II e IV são verdadeiras.
 - As afirmativas II e V são verdadeiras.
 - As afirmativas II, IV e V são verdadeiras.
 - Apenas as afirmativas I e II são verdadeiras.
5. (UFRN) Certo fabricante de leite em pó desnatado, quando fornece as características nutricionais do produto, indica que cada 200 mL de leite, preparado segundo suas instruções, corresponde a 72 kcal.
- Com base nessa informação e nos conhecimentos sobre termoquímica, pode-se concluir:
- Em cada 200 mL de leite, 72 mL são de energia.
 - O organismo consome 72 kcal para digerir 200 mL de leite.
 - A absorção do leite, pelo organismo, é uma reação endotérmica.
 - Cada 100 mL de leite consumido libera 36 kcal.
 - Um litro de leite desnatado contém 14,5 kcal.

6. (Unicamp-SP) A síntese de alimentos no ambiente marinho é de vital importância para a manutenção do atual equilíbrio do sistema Terra. Nesse contexto, a penetração da luz na camada superior dos oceanos é um evento fundamental. Ela possibilita, por exemplo, a fotossíntese, que leva à formação do fitoplâncton, cuja matéria orgânica serve de alimento para outros seres vivos. A equação química abaixo, não-balanceada, mostra a síntese do fitoplâncton. Nessa equação o fitoplâncton é representado por uma composição química média.



- Reescreva essa equação química balanceada.
- De acordo com as informações do enunciado, a formação do fitoplâncton absorve ou libera energia? Justifique sua resposta.
- Além da produção de alimento, que outro benefício a formação do fitoplâncton fornece para o sistema Terra?

7. (Fuvest-SP)



Para se ter a mesma quantidade de energia que é liberada na produção de 1 mol de hélio, calcule a massa de metano (CH_4) que deve ser queimada. (Massas molares: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol.)

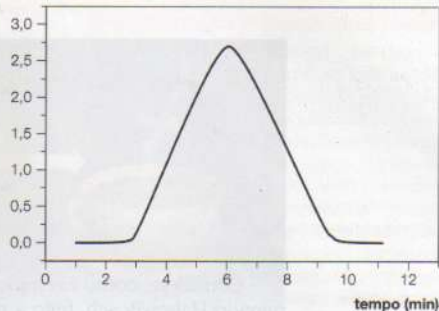
8. (ITA-SP) A 25 °C e pressão de 1 atm, a queima completa de um mol de hexano produz dióxido de carbono e água no estado gasoso e libera 3 883 kJ, enquanto que a queima completa da mesma quantidade de heptano produz as mesmas substâncias no estado gasoso e libera 4 498 kJ.

- Escreva as equações químicas, balanceadas, para as reações de combustão em questão.
- Utilizando as informações fornecidas no enunciado desta questão, faça uma estimativa do valor do calor de combustão do decano. Deixe claro o raciocínio utilizado na estimativa realizada.

(Fórmulas moleculares: hexano = C_6H_{14} ; heptano = C_7H_{16} ; decano = $C_{10}H_{22}$.)

9. (ITA-SP) O gráfico a seguir mostra a variação, com o tempo, da velocidade de troca de calor durante uma reação química. Admita que 1 mol de produto tenha se formado desde o início da reação até o tempo $t = 11$ min. Utilizando as informações contidas no gráfico, determine, de forma aproximada, o valor das quantidades ao lado, mostrando os cálculos realizados.

velocidade de troca de calor (J/min)



- Quantidade, em mols, de produto formado até $t = 4$ min.
- Quantidade de calor, em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, liberada na reação até $t = 11$ min.

ENTALPIA

A foto mostra uma reação de combustão que pode ser representada, simplificada, por:



Nessa reação, assim como em todas as combustões, ocorre liberação de energia na forma de calor. Uma pergunta interessante sobre a reação é: "De onde veio essa energia ou calor?".

A resposta é: "A energia liberada estava contida nos reagentes e, quando eles se transformaram nos produtos, essa energia foi liberada". Isso permite concluir que cada substância deve apresentar um certo conteúdo de energia, denominada **entalpia** e representado pela letra **H**.

Não é conhecida nenhuma maneira de determinar o conteúdo de energia (**entalpia = H**) de uma substância. Na prática, o que conseguimos medir é a **variação da entalpia (ΔH)** de um processo, utilizando calorímetros. Essa variação corresponde à quantidade de energia liberada ou absorvida durante o processo, realizado a pressão constante.

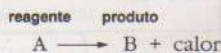
O cálculo da variação da entalpia é dado pela expressão genérica:

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}} \quad \text{ou} \quad \Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

Variação da entalpia (ΔH) em reações exotérmicas

Nas reações exotérmicas, como ocorre liberação de calor, a entalpia dos produtos (H_P) é menor do que a entalpia dos reagentes (H_R).

Genericamente, temos:



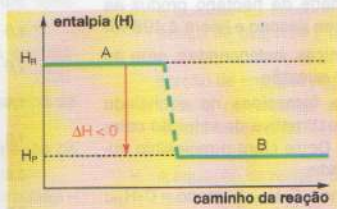
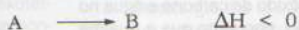
$$H_R > H_P$$

$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H < 0$$



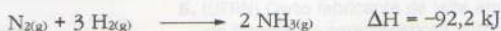
Logo, a reação pode ser representada por:



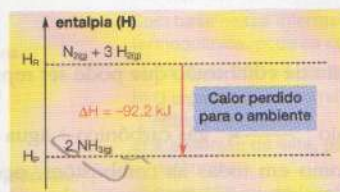
Considere, como exemplo, o processo industrial de produção de amônia (NH_3), denominado Haber-Bosch, feito a partir de $\text{N}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2(\text{g})$. A equação que representa o processo é:



No entanto, a representação mais adequada é feita indicando-se a variação da entalpia (ΔH), que será negativa porque essa reação é exotérmica.



Graficamente, temos a representação abaixo.

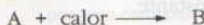
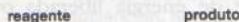


Pelas equações ou pelo gráfico, devemos entender que na **síntese de 2 mol de NH_3** ocorre a **liberação de 92,2 kJ**.

Variação da entalpia (ΔH) em reações endotérmicas

Nas reações endotérmicas, como ocorre absorção de calor, a entalpia dos produtos (H_P) é maior do que a entalpia dos reagentes (H_R).

Genericamente, temos:

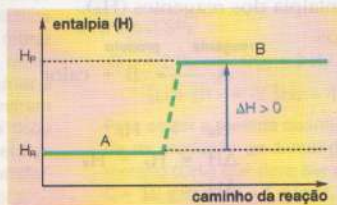


$$H_R \qquad < \qquad H_P$$

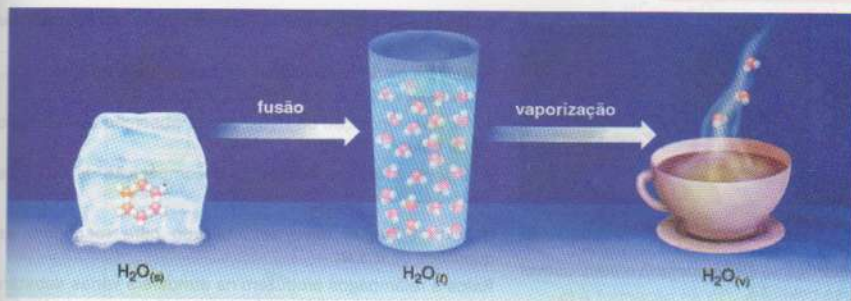
$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H > 0$$

Logo, a reação pode ser representada por:



ΔH nas mudanças de estado físico



A fusão do gelo e a vaporização da água líquida ocorrem por meio de absorção de calor.

Podemos representar a absorção de calor na fusão da água sólida assim:



A quantidade de calor necessária para provocar a fusão de 1 mol de $\text{H}_2\text{O}_{(s)}$ é denominada **calor** ou **entalpia de fusão** e equivale a 7,3 kJ/mol.

Na vaporização da água líquida, temos:



A quantidade de calor necessária para provocar a vaporização de 1 mol de $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ é denominada **calor** ou **entalpia de vaporização** e equivale a 44 kJ/mol.

Se considerarmos os processos inversos, teremos, respectivamente:

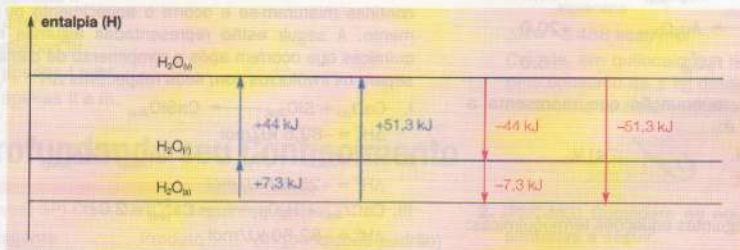


A entalpia de solidificação da água líquida é -7,3 kJ/mol.

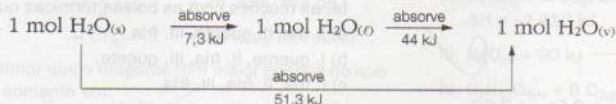


A entalpia de liquefação (condensação) da água no estado de vapor é -44 kJ/mol.

Essas mudanças de estado podem ser representadas graficamente:

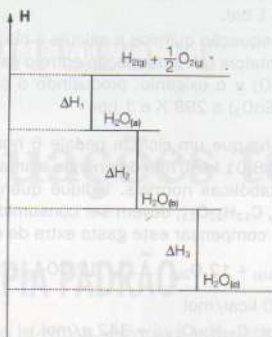


Pela análise do gráfico podemos notar que:



O mesmo raciocínio pode ser utilizado no processo inverso.

4. (Unicape-PE) Julgue verdadeiro ou falso cada um dos seis itens abaixo.



Nesse processo:

- (a) corresponde ao estado sólido.
 - ΔH_1 corresponde a calor de formação de $H_2O(l)$.
 - (c) corresponde ao estado gasoso.
 - O estado mais energético é (a).
 - Os processos (a), (b) e (c) correspondem, respectivamente, aos estados sólido, líquido e gasoso.
5. (UFMS-RS) O acetileno é um gás que, ao queimar, produz uma chama luminosa, alcançando uma temperatura ao redor de 3000 °C. É utilizado em maçaricos e no corte e solda de metais.

A sua reação de decomposição é



Baseando-se nessa reação, analise as afirmativas:

- Invertendo o sentido da equação, o sinal da entalpia não varia.
- Há liberação de calor, constituindo-se numa reação exotérmica.
- A entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes.

Está(ão) correta(s)

- apenas I.
- apenas II.
- apenas III.
- apenas I e II.
- apenas II e III.

Aprofundando seu Conhecimento

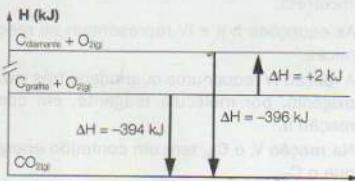
1. (Fuvest-SP) Considere os seguintes dados:

Reagente	Produto	ΔH (condições padrão)
1) $C_{(grafita)}$	$\rightarrow C_{(diamante)}$	+ 0,5 kcal/mol de C
2) $I_{(g)}$	$\rightarrow \frac{1}{2} I_{2(g)}$	- 25 kcal/mol de I
3) $\frac{1}{2} Cl_{2(g)}$	$\rightarrow Cl_{(g)}$	+ 30 kcal/mol de Cl

Pode-se afirmar que o reagente tem maior energia do que o produto, somente em:

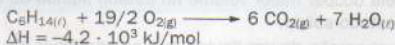
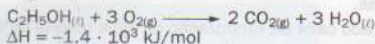
- 1.
- 2.
- 3.
- 1 e 2.
- 1 e 3.

6. (UFJF-MG) Com base na figura abaixo, pode-se afirmar que:



- A entalpia da reação de produção de CO_2 a partir do diamante é igual à entalpia da reação de produção do CO_2 a partir do grafite.
- A formação de CO_2 a partir de grafite é um processo exotérmico.
- A formação de CO_2 a partir de diamante é um processo endotérmico.
- A transformação do grafite em diamante ocorre com a liberação de energia para o meio externo.
- Se diminuirmos a temperatura, o grafite se transformará em diamante mais facilmente.

7. (UFMG) À temperatura de 25 °C, as reações de combustão do etanol e do hexano podem ser representadas por estas equações:



Considerando-se essas informações, é correto afirmar que a massa de etanol, C_2H_5OH , necessária para gerar a mesma quantidade de calor liberada na queima de 1 mol de hexano, C_6H_{14} , é de, aproximadamente:

(Massas molares: $C_2H_5OH = 46 \text{ g/mol}$; $C_6H_{14} = 86 \text{ g/mol}$.)

- 138 g.
- 46 g.
- 86 g.
- 258 g.

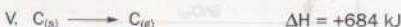
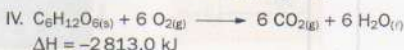
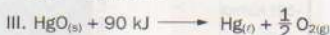
8. (UnB-DF) Em um determinado tipo de doce *diet*, existe 0,10 g de lipídios para cada 100 g de doce. Considere que esses lipídios sejam todos representados pela tripalmitina ($M = 800 \text{ g/mol}$) e que essa será queimada no organismo segundo a equação abaixo.



$\Delta H = -5488 \text{ kcal/mol}$

Calcule, em quilocalorias, a energia que será produzida pelo consumo de 1 kg desse doce, desprezando a parte fracionária de seu resultado, caso exista.

2. (PUC-MG) Considere as equações termoquímicas apresentadas a seguir.



Tendo em vista essas transformações, indique a afirmativa incorreta:

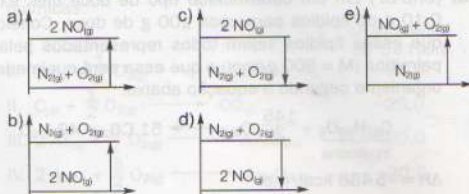
- As equações I, II e IV representam as reações exotérmicas.
- A reação IV requer uma quantidade três vezes maior de oxigênio, por molécula reagente, em comparação a reação II.
- Na reação V, o $C_{(g)}$ tem um conteúdo energético maior que o $C_{(s)}$.
- As equações III e V representam as reações endotérmicas.

3. (UFC-CE) Dentre as diversas utilidades da água líquida, cita-se sua elevada capacidade de extinguir incêndios, que é decorrente, principalmente, do seu elevado calor de vaporização ($\Delta H_{\text{vap}} = 9,72 \text{ kcal/mol}$, a 100°C).

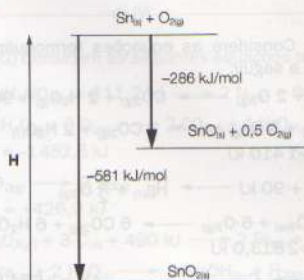
Assinale a alternativa correta.

- O calor de vaporização de uma substância resulta do rompimento das interações intermoleculares do estado gasoso.
- A evaporação de 18 g de água, a 100°C , libera 9 720 calorias, acarretando o resfriamento da vizinhança.
- A evaporação de 1 g de água, a 100°C , pode causar o resfriamento da vizinhança, correspondente a 540 calorias.
- O elevado calor de vaporização da água resulta do fato de ela ocupar maior volume no estado líquido do que no estado sólido.
- A evaporação de um líquido, por se constituir em um fenômeno químico, envolve o rompimento de ligações químicas.

4. (PUC-MG) A 25°C e 1 atm de pressão, um mol de nitrogênio gasoso, reagindo com um mol de oxigênio gasoso, produz monóxido de nitrogênio gasoso com absorção de 22 kcal do produto obtido. O diagrama que representa corretamente essa informação é:



5. (Unicamp-SP) As variações de entalpia (ΔH) do oxigênio, do estanho e dos seus óxidos, a 298 K e 1 bar, estão representadas no diagrama abaixo.



Assim, a formação do $\text{SnO}_{(s)}$, a partir dos elementos, corresponde a uma variação de entalpia de -286 kJ/mol .

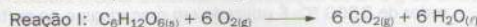
- Calcule a variação de entalpia (ΔH_1) correspondente à decomposição do $\text{SnO}_{2(s)}$, nos respectivos elementos, a 298 K e 1 bar.
 - Escreva a equação química e calcule a respectiva variação de entalpia (ΔH_2) da reação entre o óxido de estanho II (SnO) e o oxigênio, produzindo o óxido de estanho IV (SnO_2) a 298 K e 1 bar.
6. (UFPI) Suponha que um ciclista pedale 6 horas por dia, dispendendo 8,01 kcal/min de energia acima das necessidades metabólicas normais. Indique quantos gramas de sacarose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, devem ser consumidos, por dia, apenas para compensar este gasto extra de energia.



$$\Delta H^\circ = -1\,350 \text{ kcal/mol}$$

(Massa molar: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(s)} = 342 \text{ g/mol}$.)

- 0,05 kg.
 - 0,11 kg.
 - 0,73 kg.
 - 1,7 kg.
 - 2,7 kg.
7. (PUC-RJ) A queima da glicose (Reação I) é a principal fonte de energia dos seres vivos aeróbicos. O LiOH pode ser usado para absorver o CO_2 liberado pela reação da glicose com oxigênio. Quantos mols de LiOH são necessários para absorver todo o CO_2 (Reação II) liberado por um indivíduo diariamente, sabendo que o mesmo precisa de 3 400 kJ por dia de energia?



$$\Delta H = -2\,000 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



- 2,4 mol.
 - 5,1 mol.
 - 10,2 mol.
 - 12,2 mol.
 - 20,4 mol.
8. (UFES) Uma pessoa com febre de $38,5^\circ\text{C}$ deve perder cerca de $4,18 \cdot 10^5 \text{ J}$ de calor para que sua temperatura corporal volte ao normal ($36,5^\circ\text{C}$). Supondo que a única forma de o corpo perder calor seja através da transpiração, a massa de água, em gramas, a ser perdida para abaixar a febre em 2°C é:

($\Delta H_{\text{vap}} = 43,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ (calor de vaporização da água).)

- 9,6.
- 43,4.
- 96,0.
- 173,4.
- 1 734,0.

9. (Vunesp-SP) Na fabricação de chapas para circuitos eletrônicos, uma superfície foi recoberta por uma camada de ouro, por meio de deposição a vácuo.

a) Sabendo que para recobrir esta chapa foram necessários $2 \cdot 10^{20}$ átomos de ouro, determine o custo do ouro usado nesta etapa do processo de fabricação.

Dados: $N_0 = 6 \cdot 10^{23}$; massa molar do ouro = 197 g/mol; 1 g de ouro = R\$ 17,00 (Folha de S. Paulo, 20/8/2000.)

b) No processo de deposição, o ouro passa diretamente do estado sólido para o estado gasoso. Sabendo que a entalpia de sublimação do ouro é 370 kJ/mol, a 298 K, calcule a energia mínima necessária para vaporizar esta quantidade de ouro depositada na chapa.

CAPÍTULO 11

Equações termoquímicas

ENTALPIA PADRÃO

Como já vimos, devido à impossibilidade de determinarmos diretamente a entalpia das substâncias, trabalhamos com a variação de entalpia (ΔH). Porém, a variação de entalpia de uma reação depende da temperatura, da pressão, do estado físico, do número de mol e da variedade alotrópica das substâncias envolvidas. Por esse motivo foi criado um referencial para fazermos comparações: a entalpia padrão. Dessa maneira, as entalpias serão sempre avaliadas em relação a uma mesma condição (condição padrão ou estado padrão).

O **estado padrão** de uma substância corresponde à sua forma mais estável, a 1 atm, a 25 °C.

A **entalpia padrão** de uma substância é indicada por H° .

As reações nas quais tanto os produtos quanto os reagentes estão no estado padrão têm a sua variação de entalpia indicada por ΔH° . Normalmente, os valores de ΔH° usados nas tabelas referem-se a reações efetuadas a 25 °C (298 K).

Por convenção foi estabelecido que:

Toda substância **simples**, no estado padrão e na sua forma alotrópica mais estável (mais comum), tem entalpia (H) igual a zero.

Entalpia de algumas substâncias no estado padrão

- A substância simples hidrogênio (H_2), a 25 °C e 1 atm, encontra-se no estado gasoso; assim, o $H_{2(g)}$ nessas condições apresenta entalpia $H^\circ = 0$. Logo, em qualquer outra condição, o hidrogênio terá entalpia $H^\circ \neq 0$.
- A substância simples mercúrio (Hg), a 25 °C e 1 atm, encontra-se no estado líquido; assim, o $Hg_{(l)}$ nessas condições apresenta entalpia $H^\circ = 0$.
- A substância simples ferro (Fe), a 25 °C e 1 atm, encontra-se no estado sólido; assim, o $Fe_{(s)}$ nessas condições apresenta entalpia $H^\circ = 0$.

Como alguns elementos apresentam o fenômeno da alotropia, ou seja, formam substâncias simples diferentes, à variedade alotrópica mais comum (mais estável) no estado padrão será atribuído o valor **zero**. Os casos mais comuns de alotropia são:

- **Carbono**

Galbor Nemes/Photo.com.br

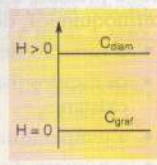


C_{graf} , $H^\circ = 0$.



C_{diam} , $H^\circ \neq 0$.

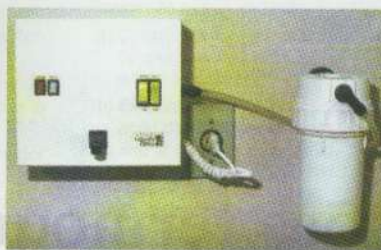
Peter Slet Lamberti/Getty Images



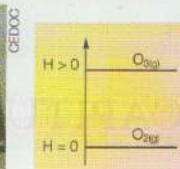
• Oxigênio



$O_{2(g)}$, $H = 0$.



$O_{3(g)}$, $H \neq 0$.



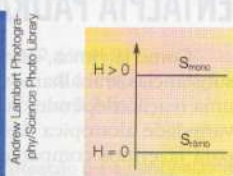
• Enxofre



$S_{8(rômb)}$ OU $S_{rômb}$, $H = 0$.

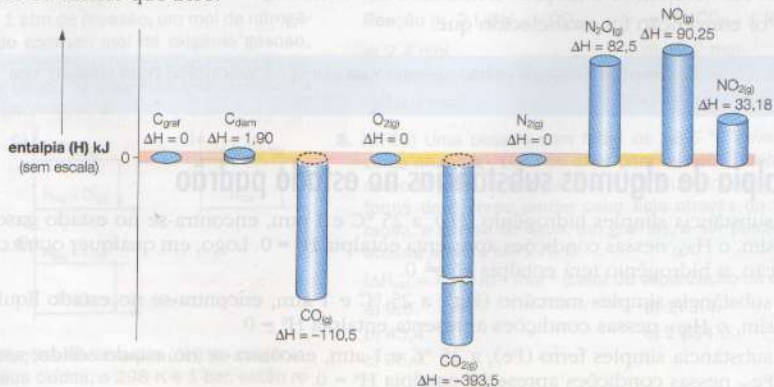


$S_{8(monô)}$ OU $S_{monô}$, $H \neq 0$.



Essa convenção permite o cálculo teórico das entalpias das demais substâncias a 25 °C e 1 atm.

A ilustração a seguir mostra que a entalpia de algumas substâncias pode ser igual, maior ou menor que zero.



EQUAÇÃO TERMOQUÍMICA

A entalpia de um elemento ou de uma substância varia de acordo com o estado físico, a pressão, a temperatura e a variedade alotrópica do elemento. Logo, numa equação termoquímica, devemos indicar:

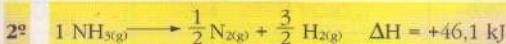
- a variação de entalpia (ΔH);
- os estados físicos de todos os participantes e, também, as variedades alotrópicas, caso existam;
- a temperatura e a pressão nas quais a reação ocorreu;
- o número de mol dos elementos participantes.

Veja dois exemplos e suas respectivas interpretações:



A interpretação dessa equação termoquímica é: 1 mol de carbono grafita (C_{graf}) reage com 1 mol de gás oxigênio (O_2), produzindo 1 mol de gás carbônico (CO_2) e liberando 394 kJ, a 25°C e 1 atm.

Normalmente, não são indicadas a pressão e a temperatura em que a reação se realizou, pois se admite que ela ocorreu no estado padrão, ou seja, sob pressão constante de 1 atm e a 25°C .



A interpretação dessa equação é: 1 mol de gás amônia (NH_3) se decompõe, originando $\frac{1}{2}$ mol de gás nitrogênio (N_2) e $\frac{3}{2}$ mol de gás hidrogênio (H_2) e absorvendo 46,1 kJ, a 25°C e 1 atm.

CALOR OU ENTALPIA DAS REAÇÕES QUÍMICAS

Utilizando como referência o conceito de entalpia no estado padrão, podemos determinar o valor da entalpia de um grande número de substâncias, além de calcular o valor da variação de entalpia numa infinidade de reações químicas.

Em geral, essa variação de entalpia é denominada **calor de reação** ou simplesmente **entalpia**. Porém, é costume atribuir nomes específicos a alguns tipos de reação, tais como: de formação, de combustão, de neutralização etc.

A seguir vamos estudar alguns tipos de entalpia de reações.

Entalpia de formação

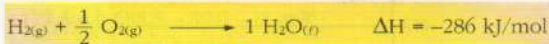
São denominadas **reações de formação** aquelas em que ocorre a formação (síntese) de 1 mol de uma substância a partir de substâncias simples, no estado padrão.

A variação de entalpia (ΔH) nessas reações pode receber os seguintes nomes: **entalpia de formação**, **calor de formação**, **ΔH de formação** ou **entalpia padrão de formação**.

Entalpia de formação é o calor liberado ou absorvido na formação de 1 mol de uma substância a partir de substâncias simples, no estado padrão, com $H = 0$.

Vejam alguns exemplos de equações termoquímicas de formação:

- Água líquida — $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$



- Ácido sulfúrico líquido — $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{l})}$



Conhecendo a equação de formação de uma substância, o valor do ΔH dessa reação, e sabendo que, por convenção, a entalpia dos reagentes no estado padrão é igual a zero, podemos determinar a entalpia da substância formada a 25°C e 1 atm.

Vejam um exemplo: o gás carbônico (CO_2) pode ser obtido a partir da combustão do C_{graf} , sendo que a variação da entalpia da reação foi determinada a 25°C e 1 atm.



Aplicando a expressão:

$$\Delta H = H_P - H_R$$

podemos calcular a entalpia do CO_2 (H_{CO_2}) nessa reação, considerando que, por convenção, já sabemos que para substâncias simples no estado padrão $H = 0$:

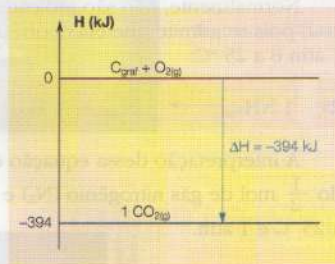
$$\Delta H = [H_{\text{CO}_2(\text{g})}] - [H_{\text{C}_{\text{graf}}} + H_{\text{O}_{2(\text{g})}}]$$

substâncias simples no estado padrão $H = 0$

Logo:

$$\begin{aligned} \Delta H &= H_{\text{CO}_2(\text{g})} \\ -394 \text{ kJ} &= H_{\text{CO}_2(\text{g})} \Rightarrow H_{\text{CO}_2(\text{g})} = -394 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Assim, podemos concluir que a entalpia do CO_2 (H_{CO_2}) é igual ao seu ΔH de formação.



$$\Delta H_{\text{formação}} \text{CO}_2 = H_{\text{CO}_2} \Rightarrow \text{entalpia de formação do } \text{CO}_2 = -394 \text{ kJ/mol}$$

Generalizando, temos:

$$\text{entalpia de formação} = \text{entalpia da substância}$$

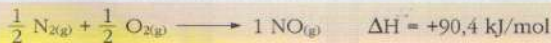
OBSERVAÇÕES:

- O resultado negativo não significa que o $\text{CO}_2(\text{g})$ tem "energia negativa", mas sim que seu conteúdo energético (entalpia) é menor do que as entalpias do C_{graf} e do $\text{O}_2(\text{g})$, as quais, por convenção, são iguais a zero.
- Qualquer outra reação em que ocorra a formação de $\text{CO}_2(\text{g})$, de modo diferente do que foi apresentado, não indica a entalpia de formação do $\text{CO}_2(\text{g})$. Veja, por exemplo:

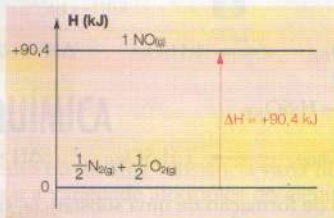


- Note que o ΔH ($-395,9 \text{ kJ/mol}$) desta reação é diferente do ΔH de formação (-394 kJ/mol).
- Nas equações químicas comuns, os coeficientes fracionários devem ser evitados; porém, eles são comumente usados em **equações termoquímicas**.

Vamos analisar agora o ΔH envolvido na formação do $\text{NO}(\text{g})$ (monóxido de nitrogênio). A equação que representa a reação de formação do $\text{NO}(\text{g})$ é:



Graficamente, essa reação pode ser assim representada:



Logo, podemos concluir que:

$$\begin{aligned} \Delta H \text{ de formação do } \text{NO}(\text{g}) &= +90,4 \text{ kJ/mol} \\ \text{entalpia (H) do } \text{NO}(\text{g}) &= +90,4 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Os valores das entalpias de formação normalmente são apresentados em tabelas:

Entalpia padrão de formação de algumas substâncias a 25 °C e 1 atm

Substância	ΔH_f° (kJ/mol)	Substância	ΔH_f° (kJ/mol)	Substância	ΔH_f° (kJ/mol)
$Al_2O_3(s)$	-1676	$C_2H_5OH(l)$	-278	$Mg(OH)_2(s)$	-924,7
$CO(g)$	-110	$CH_3COOH(l)$	-487,0	$NH_3(g)$	-46,0
$CO_2(g)$	-394	$CaO(s)$	-635,5	$NO(g)$	+90,4
$CH_4(g)$	-74,9	$Ca(OH)_2(s)$	-986,6	$NaCl(s)$	-413
$C_2H_6(g)$	-84,5	$Fe_2O_3(s)$	-822,2	$SO_2(g)$	-297
$C_2H_2(g)$	+227	$H_2O(l)$	-286	$SO_3(g)$	-396
$CH_3OH(l)$	-238	$HCl(g)$	-92,5	$H_2SO_4(l)$	-813,8

Esse tipo de tabela é muito útil, pois permite calcular a entalpia de muitas outras substâncias, assim como o ΔH de um grande número de reações. Para efetuarmos corretamente esses cálculos, devemos lembrar que:

a) ΔH de formação = H da substância

b) $\Delta H = H_P - H_R$

Determinação da entalpia de formação de uma substância a partir de uma equação termoquímica

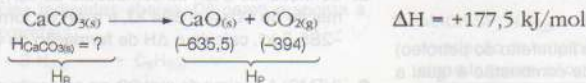
A equação de decomposição do mármore pode ser representada por:



Na tabela, encontramos as entalpias:

$$H_{CaO(s)} = -635,5 \text{ kJ/mol} \quad \text{e} \quad H_{CO_2(g)} = -394 \text{ kJ/mol}$$

No entanto, nela não encontramos a entalpia de $H_{CaCO_3(s)}$, que pode ser determinada da seguinte maneira:



$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H = [(H_{CaO(s)}) + (H_{CO_2(g)})] - [(H_{CaCO_3(s)})]$$

$$+177,5 = [(-635,5) + (-394)] - [(H_{CaCO_3(s)})]$$

$$+177,5 = [-635,5 - 394] - H_{CaCO_3(s)}$$

$$H_{CaCO_3(s)} = -1029,5 - 177,5$$

$$H_{CaCO_3(s)} = -1207 \text{ kJ/mol}$$



Hidrogênio

Entalpia de combustão

Entalpia de combustão é a energia liberada na combustão completa de **1 mol** de uma substância no estado padrão.

São classificadas como **reações de combustão** aquelas em que uma substância, denominada **combustível**, reage com o gás oxigênio (O_2), denominado **comburente**. Por serem sempre exotérmicas, as reações de combustão apresentam $\Delta H < 0$.

Corbis



O gás hidrogênio é utilizado como combustível em ônibus espaciais.

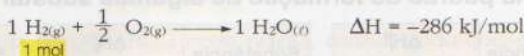
Louis B. Wallace Inc/Image Bank



O etanol é o álcool presente nas bebidas alcoólicas, utilizadas, por exemplo, na preparação de alimentos flambados.

Vejamos alguns exemplos:

• **Combustão completa do gás hidrogênio (H₂)**



Essa equação indica que na combustão completa de 1 mol de H_{2(g)} ocorre a liberação de 286 kJ:

$$\text{entalpia de combustão do H}_{2(g)} = -286 \text{ kJ/mol}$$

• **Combustão completa do álcool etílico (C₂H₆O)**



Pela equação, podemos concluir que na combustão completa de 1 mol de C₂H₆O_(l) ocorre a liberação de 1368 kJ:

$$\text{entalpia de combustão do C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)} = -1368 \text{ kJ/mol}$$

Quando os combustíveis são formados por carbono, hidrogênio e oxigênio, os produtos das reações (combustões completas) serão sempre CO_{2(g)} e H₂O_(l).

A variação de entalpia na combustão completa pode ser denominada **entalpia de combustão**, **ΔH de combustão**, **calor de combustão** ou **entalpia padrão de combustão**.

Exercícios Fundamentais

- Equacione as reações termoquímicas de formação das substâncias HCℓ_(g), C₂H_{2(g)}, HNO_{3(l)}, NaOH_(s) e C₆H₁₂O_{6(s)}.
- Considere as equações termoquímicas e indique o ΔH do CS_{2(l)} e o do NaCℓO_{3(s)}.
 - C_{graf} + 2 S_{rômb} → CS_{2(l)}
ΔH = +79,6 kJ/mol
 - Na_(s) + $\frac{1}{2}$ Cl_{2(g)} + $\frac{3}{2}$ O_{2(g)} → NaCℓO_{3(s)}
ΔH = -359 kJ/mol
- Um dos componentes do GLP (gás liquefeito do petróleo) é o propano, C₃H₈, cuja entalpia de combustão é igual a 2044 kJ/mol. Escreva a equação termoquímica de combustão completa do C₃H_{8(g)}.
Observe a ilustração seguinte, que mostra uma representação molecular da utilização de um dos componentes da gasolina: o octano (C₈H₁₈). Em seguida responda às questões 4 a 8.

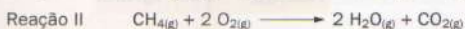
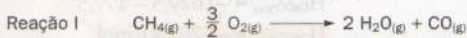


- O esquema ilustra uma reação de formação ou de combustão?

- Equacione a reação termoquímica de formação do octano líquido, a do gás carbônico e a da água líquida.
- Equacione a reação termoquímica de combustão completa do octano líquido.
- Calcule o calor liberado ou o absorvido na combustão completa de 5 mol de C₈H_{18(l)} (ΔH de combustão do C₈H_{18(l)} = 5520 kJ/mol).
- Conhecendo o ΔH de combustão do C₈H_{18(l)}, o ΔH de formação do CO_{2(g)}, -394 kJ, e o ΔH de formação da H₂O_(l), -285,5 kJ, calcule o ΔH de formação do C₈H_{18(l)}.

- (UFMG) A queima de metano na presença de oxigênio pode produzir duas substâncias distintas que contêm carbono:
 - monóxido de carbono, produzido pela combustão incompleta do metano; e
 - dióxido de carbono.

As equações químicas dessas reações são:



Considerando-se essas reações, é correto afirmar que:

- ambas são exotérmicas e a quantidade de calor liberado em I é menor que em II.
- ambas são endotérmicas e a quantidade de calor absorvido em I é menor que em II.
- ambas são endotérmicas e a quantidade de calor absorvido em II é menor que em I.
- ambas são exotérmicas e a quantidade de calor liberado em II é menor que em I.

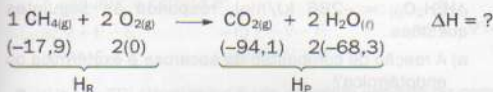
Exercícios Resolvidos

1. (PUC-SP) O gás obtido na fermentação do lixo orgânico é chamado biogás e contém metano, que pode ser usado como combustível. Utilize-se dos dados abaixo para comparar a quantidade de calor fornecida pela combustão completa de um quilograma de metano puro e de um quilograma de álcool etílico puro feitas a 25 °C e 1 atm. (Massas molares: $\text{CH}_4 = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

Substância	ΔH de formação (kcal \cdot mol $^{-1}$)
Metano — $\text{CH}_{4(g)}$	-17,9
Etanol — $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)}$	-66,7
Gás carbônico — $\text{CO}_{2(g)}$	-94,1
Água — $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-68,3

SOLUÇÃO

Inicialmente, devemos equacionar as respectivas reações de combustão completa e calcular os seus ΔH :

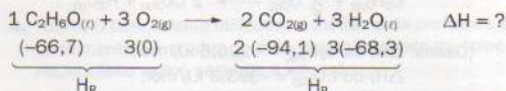


$$\Delta H = [(H_{\text{CO}_{2(g)}}) + 2 (H_{\text{H}_2\text{O}_{(l)}})] - [(H_{\text{CH}_{4(g)}}) + 2 (H_{\text{O}_{2(g)}})]$$

$$\Delta H = [(-94,1) + 2(-68,3)] - [(-17,9) + 2(0)]$$

$$\Delta H = [-230,7] - [-17,9]$$

$$\Delta H = -212,8 \text{ kcal/mol}$$



$$\Delta H = [2(H_{\text{CO}_{2(g)}}) + 3 (H_{\text{H}_2\text{O}_{(l)}})] - [(H_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)}}) + 3(H_{\text{O}_{2(g)}})]$$

$$\Delta H = [2(-94,1) + 3(-68,3)] - [(-66,7) + 3(0)]$$

$$\Delta H = [-393,1] - [-66,7]$$

$$\Delta H = -326,4 \text{ kcal/mol}$$

Analisando a combustão completa do metano (CH_4) e conhecendo sua massa molar ($16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$), podemos fazer a seguinte relação:

$$1 \text{ mol de CH}_4 = 16 \text{ g} \xrightarrow{\text{liberam}} \frac{212,8 \text{ kcal}}{1000 \text{ g}} \cdot x$$

$$x = \frac{1000 \cdot \text{g}^{-1} \cdot 212,8 \text{ kcal}}{16 \cdot \text{g}^{-1}} \Rightarrow x = 13300 \text{ kcal}$$

Assim, 1000 g ou 1 kg de CH_4 liberam **13300 kcal**.

Usando o mesmo raciocínio para o etanol, temos:

$$1 \text{ mol de C}_2\text{H}_6\text{O} = 46 \text{ g} \xrightarrow{\text{liberam}} \frac{326,4 \text{ kcal}}{1000 \text{ g}} \cdot x$$

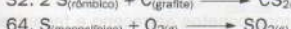
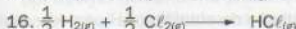
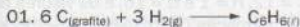
$$x = \frac{1000 \cdot \text{g}^{-1} \cdot 326,4 \text{ kcal}}{46 \cdot \text{g}^{-1}} \Rightarrow x = 7095 \text{ kcal}$$

Assim, 1 kg de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ libera **7095 kcal**.

Logo, podemos concluir que, para uma mesma massa dos dois combustíveis, o metano libera mais energia na sua combustão completa, ou seja, o poder energético do CH_4 é maior.

Testando seu Conhecimento

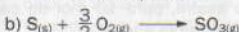
1. (UFSC) Assinale a(s) proposição(ões) que define(m) corretamente a entalpia-padrão de formação (25 °C, 1 atm) das substâncias indicadas abaixo. Dê como resposta a soma da(s) correta(s).



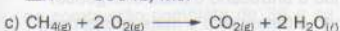
2. (PUC-RJ) Indique a opção que apresenta a transformação química que poderia fornecer a maior quantidade de calor por mol do reagente empregado na reação com o oxigênio.



$$\Delta H^\circ = 180 \text{ kJ/mol}$$



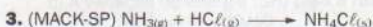
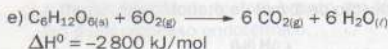
$$\Delta H^\circ = -390 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H^\circ = -890 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H^\circ = -1600 \text{ kJ/mol}$$



A variação de entalpia em kJ/mol e o tipo de reação equacionada acima são:

Dadas as entalpias de formação (kJ/mol):	
Substância	Entalpia de formação (kJ/mol)
Amônia _(g)	-46,2
Cloreto de hidrogênio _(g)	-92,3
Cloreto de amônio _(s)	-315,5

a) - 454,0 kJ/mol e reação exotérmica.

b) - 177,0 kJ/mol e reação exotérmica.

c) +138,5 kJ/mol e reação endotérmica.

d) +177,0 kJ/mol e reação endotérmica.

e) + 454,0 kJ/mol e reação endotérmica.

4. (MACK-SP)



O gás hidrogênio pode ser obtido pela reação acima equacionada. Dadas as entalpias de formação em kJ/mol, $\text{CH}_4 = -75$, $\text{H}_2\text{O} = -287$ e $\text{CO} = -108$, a entalpia da reação a 25 °C e 1 atm, é igual a:

a) +254 kJ.

c) -470 kJ.

e) -254 kJ.

b) -127 kJ.

d) +508 kJ.

5. (PSG-UFMA) De acordo com a equação abaixo e os dados fornecidos,



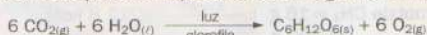
(Dados: ΔH_f° do $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) = +226,5 \text{ kJ/mol}$;

ΔH_f° do $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,3 \text{ kJ/mol}$;

ΔH_f° da $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,5 \text{ kJ/mol}$.)

Indique qual o valor da entalpia padrão de combustão do acetileno, $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$.

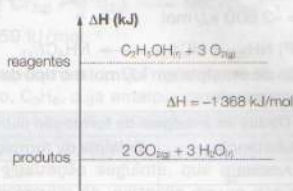
- a) +1298,6 kJ/mol. d) +905,3 kJ/mol.
b) -1298,6 kJ/mol. e) -625,8 kJ/mol.
c) -905,3 kJ/mol.
6. (UFSM-RS) A reação de obtenção de glicose dos seres clorofilados pode ser representada da seguinte forma:



Substância	ΔH_f° (entalpia de formação 25 °C, 1 atm (kJ · mol ⁻¹))
$\text{CO}_2(\text{g})$	-393,5
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-285,8
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$	-1274,4
$\text{O}_2(\text{g})$	0

A entalpia de reação, em kJ · mol⁻¹, é:

- a) +2801,4. d) -595,1.
b) -2801,4. e) -1953,7.
c) +595,1.
7. (UFSM-RS) Com o contínuo decréscimo das reservas de petróleo mundiais, o uso de outros combustíveis vem aumentando cada vez mais. No Brasil, o etanol, obtido pela fermentação da cana-de-açúcar, é usado desde a década de 80 como combustível em veículos automotores. O diagrama a seguir mostra a variação da entalpia da reação de combustão de 1 mol de etanol.



Analise as afirmativas:

- I. A energia liberada é chamada de calor de formação do etanol.
II. O processo é exotérmico.
III. Na queima de 1 mol de etanol, são liberados 1368 kJ.
Está(ão) correta(s):
a) apenas I. d) apenas I e II.
b) apenas II. e) apenas II e III.
c) apenas III.
8. (PAES-Unimontes-MG) A tabela a seguir apresenta quatro substâncias orgânicas de massas molares (M) semelhantes que podem ser usadas como combustíveis. Também é apresentado o valor de entalpia de combustão (ΔH_c°) dessas substâncias.

Substância	M (g · mol ⁻¹)	ΔH_c° (kJ · mol ⁻¹)
$\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$	44,09	-2220
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g})$	46,07	-1409
$\text{CH}_3\text{CHO}(\text{g})$	44,05	-1192
$\text{HCOOH}(\text{g})$	46,02	-255

Dadas as entalpias de formação ΔH_f° (CO_2 , g) e ΔH_f° (H_2O , l), -393,51 e -187,78 kJ · mol⁻¹, respectivamente, calcule o ΔH_c° para o propano (C_3H_8).

9. (Unesp-SP) O metano (CH_4), também conhecido como gás do lixo, ao sofrer combustão, apresenta entalpia-padrão de combustão (ΔH_c°) igual a -890 kJ/mol.
- a) Escreva a reação de combustão do metano, indicando a entalpia-padrão de combustão (ΔH_c°) da reação.
b) Sabendo que a massa molar do metano é 16 g/mol, calcule a massa deste gás que ao sofrer combustão apresenta $\Delta H_c = -222,6 \text{ kJ}$.
10. (UFJF-MG) A entalpia de combustão completa da sacarose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{s})$, é -5635 kJ/mol a 25 °C e 1 atm, sendo $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ os únicos produtos da reação. Utilizando estes dados e sabendo que $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -394 \text{ kJ/mol}$ e $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -286 \text{ kJ/mol}$, responda às seguintes questões.
- a) A reação de combustão da sacarose é exotérmica ou endotérmica?
b) Escreva a equação química balanceada da reação de combustão da sacarose sólida.
c) Calcule a entalpia de formação da sacarose sólida, a 25 °C e 1 atm.
11. (UFPA) A combustão de matéria orgânica, como a que ocorre no interior dos motores dos veículos, é um processo que contribui para a elevação da temperatura do planeta; o efeito estufa. A combustão completa do isoctano (um dos componentes da gasolina) leva à formação de gás carbônico e água com liberação de calor, como indicado abaixo:
- $$2 \text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) + 25 \text{O}_2(\text{g}) \xrightarrow{\Delta} 16 \text{CO}_2(\text{g}) + 18 \text{H}_2\text{O}(\text{v}) + \text{calor}$$
- Dadas essas informações, os valores das massas molares (g · mol⁻¹), C = 12, H = 1 e O = 16, e os valores das entalpias padrão de formação (ΔH_f°), $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) = -255 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, $\text{CO}_2(\text{g}) = -394 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{v}) = -242 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- a) calcule a quantidade, em gramas, de gás carbônico liberado na combustão de 57 kg de isoctano.
b) determine a variação de entalpia (ΔH), em kJ · mol⁻¹, da reação de combustão do isoctano (C_8H_{18}).
12. (Fuvest-SP) Os hidrocarbonetos antraceno e fenantreno têm a mesma fórmula molecular, $\text{C}_{14}\text{H}_{10}$, e diferem em suas entalpias (energias). Esta diferença de entalpia pode ser calculada, medindo-se o calor de combustão total desses compostos em idênticas condições de pressão e temperatura. Para o antraceno, há liberação de 7060 kJ · mol⁻¹ e para o fenantreno, há liberação de 7040 kJ · mol⁻¹. Sendo assim, para 10 mol de cada composto, a diferença de entalpia é igual a:
- a) 20 kJ, sendo o antraceno o mais energético.
b) 20 kJ, sendo o fenantreno o mais energético.
c) 200 kJ, sendo o antraceno o mais energético.
d) 200 kJ, sendo o fenantreno o mais energético.
e) 2000 kJ, sendo o antraceno o mais energético.

Aprofundando seu Conhecimento

1. (UFSM-RS) Cerca de 80% da energia consumida no mundo deriva da queima de petróleo, carvão ou gás natural, que são fontes energéticas não-renováveis e irão se esgotar a médio ou longo prazo.

Uma das alternativas, para resolver o problema, é o uso da biomassa, matéria orgânica que, quando fermenta, produz o biogás, cujo principal componente é o metano. A queima do metano se dá pela equação



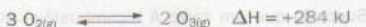
Em relação a essa equação, analise as afirmativas a seguir e julgue verdadeira (V) ou falsa (F) cada uma delas.

- I. A reação de combustão do metano é exotérmica.
- II. A entalpia dos reagentes é menor que a entalpia dos produtos.
- III. A variação de entalpia, nesse caso, indica que a quantidade de calor absorvida é de 888 kJ/mol.

A sequência correta é:

- a) V - F - F. c) F - V - F. e) V - V - F.
 b) V - F - V. d) F - V - V.

2. (Unesp-SP) Ozonizador é um aparelho vendido no comércio para ser utilizado no tratamento da água. Nesse aparelho é produzido ozônio (O_3) a partir do oxigênio do ar (O_2), que mata os microorganismos presentes na água. A reação de obtenção do ozônio a partir do oxigênio pode ser representada pela equação:



Com base nessa equação, e considerando a transformação de 1.000 g de $\text{O}_2(\text{g})$ em $\text{O}_3(\text{g})$, a quantidade de calor envolvida na reação é:

- a) 2.958,33 kJ, e a reação é endotérmica.
- b) 1.479,16 kJ, e a reação é exotérmica.
- c) 739,58 kJ, e a reação é exotérmica.
- d) 369,79 kJ, e a reação é endotérmica.
- e) 184,90 kJ, e a reação é endotérmica.

3. (Cesgranrio-RJ) A etapa fotoquímica da fotossíntese, conhecida como "reações de claro", é assim chamada por ocorrer somente na presença de luz. Essas reações podem ser simplificadas na seguinte equação:



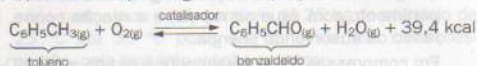
Substância	(ΔH_f°)
$\text{CO}_2(\text{g})$	-393 kJ/mol
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-241 kJ/mol
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$	-991 kJ/mol

Com a entalpia padrão de formação (ΔH_f°) do gás carbônico, da água e da glicose, é possível quantificar a energia liberada na queima da glicose, conforme o quadro anterior.

Assim sendo, a quantidade máxima de energia liberada, na combustão completa de 36 g de glicose, em condições-padrão, é igual a:

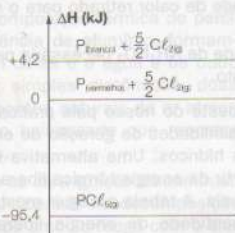
- a) 562,6. c) 1406,5. e) 2813.
 b) 843,9. d) 1969.

4. (UFRJ) O benzaldeído utilizado na indústria de perfumes e condimentos é produzido pela oxidação direta do tolueno, em fase vapor, segundo a equação:



Dado que a entalpia é uma função de estado e que as entalpias-padrão de formação, em fase gasosa, do tolueno e da água são respectivamente iguais a 12,0 kcal/mol e -57,8 kcal/mol, determine a entalpia-padrão de formação (em kcal/mol) do benzaldeído.

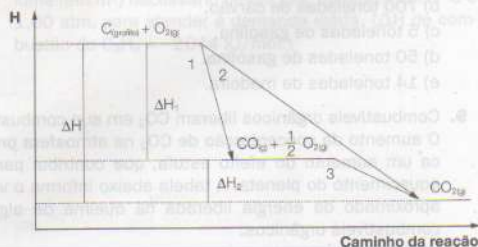
5. (PUC-MG) Considere a reação de formação das variedades alotrópicas do fósforo, representadas no gráfico abaixo:



Assinale a afirmativa **incorreta**:

- a) As duas reações de formação do $\text{PCl}_5(\text{g})$ são exotérmicas.
- b) A variação de energia (ΔH) para a reação $\text{P}(\text{vermelho}) + \frac{5}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{PCl}_5(\text{g})$ é igual a -95,4 kJ/mol.
- c) A transformação de fósforo branco em fósforo vermelho é um processo endotérmico.
- d) A variação de energia (ΔH) para a reação $\text{P}(\text{branco}) + \frac{5}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{PCl}_5(\text{g})$ é igual a -99,6 kJ/mol.

6. (Unicap-PE) Observe o gráfico e julgue verdadeira ou falsa cada uma das proposições abaixo:



- I. O ΔH será dado por $\Delta H_2 - \Delta H_1$.
- II. A etapa 3 corresponde a calor de formação do CO_2 .
- III. O ΔH_2 é menor que zero.
- IV. $\Delta H_1 = \Delta H - \Delta H_2$.
- V. A etapa 2 corresponde a calor de combustão do grafite.

7. (PSS-UFPB) Em competições esportivas, como dispositivo para primeiros-socorros, comumente são usados, para compressas, bolsas instantâneas frias ou quentes, que funcionam por meio de reações endo ou exotérmicas. Tais dispositivos são constituídos por uma bolsa de plástico que contém água em uma seção e uma substância química seca em outra seção. Ao golpear a bolsa, o compartimento com água se rompe, e a reação ocorre, liberando ou absorvendo energia.

Em compressas frias, geralmente é usado o NH_4NO_3 , nitrato de amônio. O processo ocorre segundo a reação:



$$\Delta H = +26,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

(Calor específico da água = $4,18 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$; $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.)

Considerando as informações acima sobre a dissolução do nitrato de amônio em água, e supondo que se queira diminuir a temperatura de $0,20 \text{ L}$ de água de 30°C para 5°C , determine:

- a quantidade de calor retirado para o resfriamento da água;
 - a quantidade de NH_4NO_3 necessária para realizar este resfriamento.
8. A Região Sudeste do nosso país praticamente esgotou as suas possibilidades de geração de energia por meio dos recursos hídricos. Uma alternativa é obter energia elétrica a partir da energia térmica liberada pela queima de combustíveis. A tabela a seguir mostra, aproximadamente, a quantidade de energia liberada na queima (reação com oxigênio O_2) de 1 g de combustível.

Combustível	Energia/g
Madeira	15 kJ
Carvão mineral puro	30 kJ
Gasolina	50 kJ
Gás natural (metano)	60 kJ
Hidrogênio	140 kJ

(Fonte: Jern Schadt, *Physical Science*)

Nos Estados Unidos, por exemplo, a taxa de energia consumida *per capita* é por volta de 10 kW .

Supondo que uma pessoa viva em média 70 anos, seu consumo médio de energia durante a vida equivale, aproximadamente, à queima de:

(Dados: 1 watt (W) equivale a 1 joule (J) por segundo; $1 \text{ hora} = 3600 \text{ s}$; $1 \text{ dia} = 86400 \text{ s}$; $1 \text{ ano} \approx 3 \cdot 10^7 \text{ s}$.)

- 70 toneladas de carvão.
 - 700 toneladas de carvão.
 - 5 toneladas de gasolina.
 - 50 toneladas de gasolina.
 - 14 toneladas de madeira.
9. Combustíveis orgânicos liberam CO_2 em sua combustão. O aumento da concentração de CO_2 na atmosfera provoca um aumento do efeito estufa, que contribui para o aquecimento do planeta. A tabela abaixo informa o valor aproximado da energia liberada na queima de alguns combustíveis orgânicos.

Combustível	Nome	Fórmula	Massa molar $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	Calor de combustão $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
	Etanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	46	1380
	Metano	CH_4	16	960
	Metanol	CH_3OH	32	720
	Octano	C_8H_{18}	114	5520

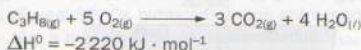
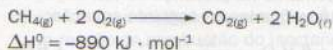
Para produzir a mesma quantidade de energia, o impacto ambiental provocado unicamente no efeito estufa por esses combustíveis cresce na seguinte ordem:

- metanol < metano < etanol < octano.
 - octano < etanol < metanol < metano.
 - metano < metanol < etanol < octano.
 - metano < metanol = etanol < octano.
 - metano < metanol < etanol = octano.
10. Para massas iguais de combustível queimado, a energia produzida pelos combustíveis da tabela do exercício anterior cresce na seguinte ordem:
- $\text{CH}_3\text{OH} < \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} < \text{C}_8\text{H}_{18} < \text{CH}_4$.
 - $\text{CH}_3\text{OH} < \text{CH}_4 < \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} < \text{C}_8\text{H}_{18}$.
 - $\text{CH}_3\text{OH} < \text{CH}_4 < \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{C}_8\text{H}_{18}$.
 - $\text{CH}_3\text{OH} = \text{CH}_4 < \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} < \text{C}_8\text{H}_{18}$.
 - $\text{C}_8\text{H}_{18} < \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} < \text{CH}_4 < \text{CH}_3\text{OH}$.
11. (PES-UBERABA-MG) Atualmente, no Brasil, a produção de carros que podem funcionar com dois combustíveis tem aumentado significativamente. Esses automóveis podem ser abastecidos com álcool etílico, gasolina ou uma mistura de gasolina com álcool em qualquer proporção. O calor de combustão por litro de combustível é apresentado na tabela abaixo:

Combustível	Calor de combustão (kcal/g)	Densidade (kg/L)
Álcool etílico, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	6,0	0,8
Gasolina, C_8H_{18}	11,5	0,7

Supondo que um carro A bicombustível é abastecido com 10 litros de álcool etílico, e um carro B, com mesmas características, com 6 litros de gasolina, com relação ao rendimento dos carros podemos afirmar que:

- a energia total liberada no carro A é igual a 48.000 kcal .
 - a energia total liberada no carro B é menor que no carro A.
 - a energia total liberada no carro A é igual a 56.350 kcal .
 - a energia liberada nos dois processos é igual.
 - a energia total liberada no carro B é igual a 48.000 kcal .
12. (UFV-MG) Considere as equações das reações de combustão do metano (CH_4) e do propano (C_3H_8):



A combustão completa de 44 g de metano libera:

- a mesma quantidade de gás carbônico que a combustão completa de $1,0 \text{ mol}$ de propano.
- mais gás carbônico que a combustão completa de 44 g de propano.
- a mesma quantidade de energia que a combustão completa de 44 g de propano.
- mais energia que a combustão completa de $1,0 \text{ mol}$ de propano.
- menos energia que a combustão completa de 44 g de propano.

13. (UFMG) O gás natural (metano) é um combustível utilizado, em usinas termelétricas, na geração de eletricidade, a partir da energia térmica liberada na combustão:



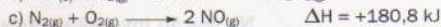
$$\Delta H = -800 \text{ kJ/mol}$$

Em Ibirité, região metropolitana de Belo Horizonte, está em fase de instalação uma termelétrica que deverá ter, aproximadamente, uma produção de $2,4 \cdot 10^9$ kJ/hora de energia elétrica. Considere que a energia térmica liberada na combustão do metano é completamente convertida em energia elétrica. Nesse caso, a massa de CO_2 lançada na atmosfera será, aproximadamente, igual a:

- a) 3 toneladas/hora.
b) 18 toneladas/hora.
c) 48 toneladas/hora.
d) 132 toneladas/hora.
14. (Unesp-SP) O gás butano (C_4H_{10}) é o principal componente do gás de cozinha, o GLP (gás liquefeito de petróleo). A água fervente (H_2O , com temperatura igual a 100°C , no nível do mar) é utilizada para diversas finalidades: fazer café ou chá, cozinhar, entre outras. Considere que para o aumento de 1°C na temperatura de 1 g de água são necessários 4 J, que esse valor pode ser tomado como constante para a água líquida sob 1 atmosfera de pressão e que a densidade da água a 25°C é aproximadamente igual a $1,0 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.
- a) Calcule a quantidade de calor necessária para elevar a temperatura de 1 L de água, no nível do mar, de 25°C até o ponto de ebulição. Apresente seus cálculos.
- b) Dadas as entalpias-padrão de formação (ΔH_f°) para o butano gasoso ($-126 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$), para o dióxido de carbono gasoso ($-394 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) para a água líquida ($-242 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) e para o oxigênio gasoso ($0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$), escreva a equação química para a combustão do butano e calcule a entalpia-padrão de combustão ΔH_c° para este composto.
15. (UFES) O consumo de um certo carro a álcool é de $8,0 \text{ km/L}$. Sabendo-se que 23803 kJ de energia foram necessários para o automóvel percorrer um determinado trajeto, pode-se afirmar que o comprimento desse trajeto é aproximadamente de: (PM(álcool) = 46 g/mol ; $d(\text{álcool}) = 0,8 \text{ g/cm}^3$; $\Delta H_{\text{comb.}}(\text{álcool}) = -1368 \text{ kJ/mol}$. Considere 100% de rendimento do motor.)

- a) 4 km.
b) 8 km.
c) 16 km.
d) 24 km.
e) 28 km.

16. (UERJ) O alumínio metálico, devido a sua baixa massa molar, apresenta um calor específico de $900 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$, um dos mais elevados dentre os metais. A energia necessária para elevar a temperatura de 25 kg de alumínio de 25°C até 35°C pode ser fornecida, em condições-padrão, pela seguinte reação química:



17. (Fuvest-SP) O Veículo Lançador de Satélites brasileiro emprega, em seus propulsores, uma mistura de perclorato de amônio sólido (NH_4ClO_4) e alumínio em pó, junto com um polímero, para formar um combustível sólido.

a) Na decomposição térmica do perclorato de amônio, na ausência de alumínio, formam-se quatro produtos. Um deles é a água e os outros três são substâncias simples diatômicas, duas das quais são componentes naturais do ar atmosférico. Escreva a equação balanceada que representa essa decomposição.

b) Quando se dá a ignição do combustível sólido, todo o oxigênio liberado na decomposição térmica do perclorato de amônio reage com o alumínio, produzindo óxido de alumínio (Al_2O_3). Escreva a equação balanceada representativa das transformações que ocorrem pela ignição do combustível sólido.

c) Para uma mesma quantidade de NH_4ClO_4 , haverá uma diferença de calor liberado se sua decomposição for efetuada na presença ou na ausência de alumínio. Quanto calor a mais será liberado se 2 mol de NH_4ClO_4 forem decompostos na presença de alumínio? Mostre o cálculo.

(Calor de formação do óxido de alumínio = $-1,68 \cdot 10^3 \text{ kJ/mol}$.)

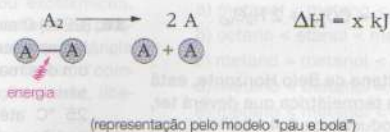
18. (IME-RJ) O consumo de água quente de uma casa é de $0,489 \text{ m}^3$ por dia. A água está disponível a $10,0^\circ\text{C}$ e deve ser aquecida até $60,0^\circ\text{C}$ pela queima de gás propano. Admitindo que não haja perda de calor para o ambiente e que a combustão seja completa, calcule o volume (em m^3) necessário desse gás, medido a $25,0^\circ\text{C}$ e $1,00 \text{ atm}$, para atender à demanda diária. (ΔH de combustão do $\text{C}_3\text{H}_8 = -2044 \text{ kJ/mol}$.)

Energia de ligação

Em todas as reações químicas ocorrem quebra das ligações existentes nos reagentes e formação de novas ligações nos produtos. O estudo da variação de energia envolvida nesses processos nos permite determinar a variação de entalpia das reações.

Para que ocorra a quebra de ligação dos reagentes, é necessário fornecer energia; logo, estamos diante de um processo endotérmico.

Assim, temos:



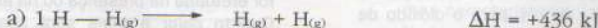
Na reação inversa, ou seja, na formação da ligação, a partir dos átomos, ocorre a liberação da mesma quantidade de energia.



A energia absorvida na quebra de uma ligação é numericamente igual à energia liberada na sua formação. No entanto, a energia de ligação é definida para a quebra de ligações.

Energia de ligação é a energia absorvida na quebra de 1 mol de ligações, no estado gasoso, a 25 °C e 1 atm.

Veja alguns casos:



A quebra de 1 mol de ligações $\text{H} - \text{H}_{(g)}$ absorve 436 kJ; dizemos, então, que:

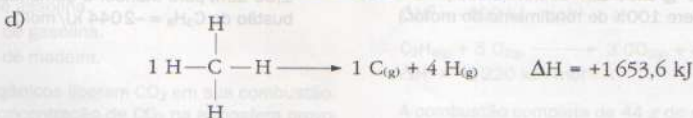
$$\text{energia de ligação } \text{H} - \text{H}_{(g)} = +436 \text{ kJ/mol}$$



$$\text{energia de ligação } \text{Cl} - \text{Cl}_{(g)} = +242,6 \text{ kJ/mol}$$



$$\text{energia de ligação } \text{H} - \text{Cl}_{(g)} = +431,8 \text{ kJ/mol}$$

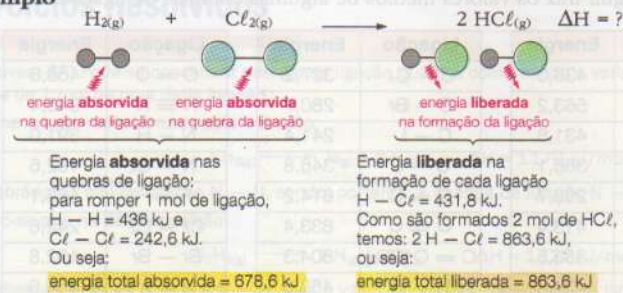


Nesse caso, temos a quebra de 4 mol de ligações ($\text{C} - \text{H}$). Como a energia de ligação é expressa por **mol de ligação**, temos que:

$$\text{energia de ligação } \text{C} - \text{H} = +413,4 \text{ kJ/mol}$$

A partir do conhecimento das energias das ligações existentes nos reagentes e nos produtos, podemos calcular o ΔH de qualquer reação, relacionando a quantidade de energia absorvida na quebra de ligações e a quantidade de energia liberada na formação de novas ligações.

1º exemplo



Como a energia liberada é maior que a energia absorvida, essa reação é **exotérmica** ($\Delta H < 0$). O valor absoluto pode ser calculado pela diferença entre o maior e o menor valor de energia. No caso:

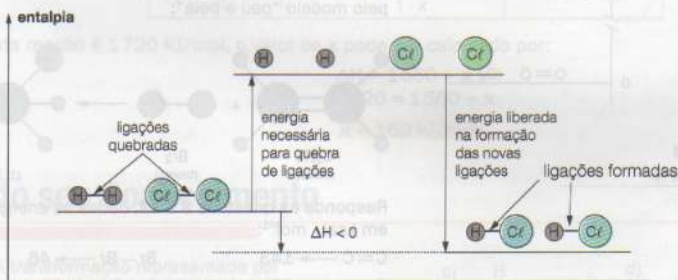
$$863,6 - 678,6 = 185 \text{ kJ}$$

valor maior valor menor

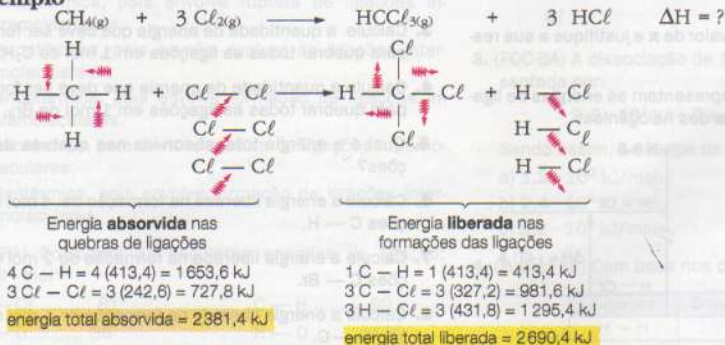
Assim:



Uma possível representação gráfica para essa reação é:



2º exemplo



Como a energia liberada é maior do que a absorvida, a reação será **exotérmica**, e o seu valor absoluto:

$$2690,4 - 2381,4 = 309 \text{ kJ}$$

valor maior valor menor

Assim:

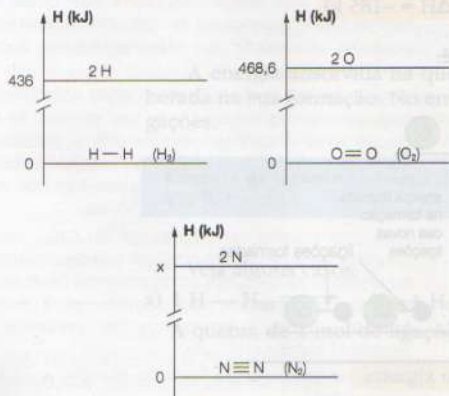


A tabela a seguir traz os valores médios de algumas energias de ligação em kJ/mol.

Ligação	Energia	Ligação	Energia	Ligação	Energia
H - H	436,0	C - Cl	327,2	O = O	468,6
H - F	563,2	C - Br	280,7	N \equiv N	945,4
H - Cl	431,8	C - I	241,4	N - H	391,0
H - Br	366,1	C - C	346,8	N - Cl	192,6
H - I	298,7	C = C	614,2	F - F	153,1
C - H	413,4	C \equiv C	833,4	Cl - Cl	242,6
C - O	353,5	C = O (CO ₂)	804,3	Br - Br	192,8
C - F	434,3	H - O	463,5	I - I	151,0

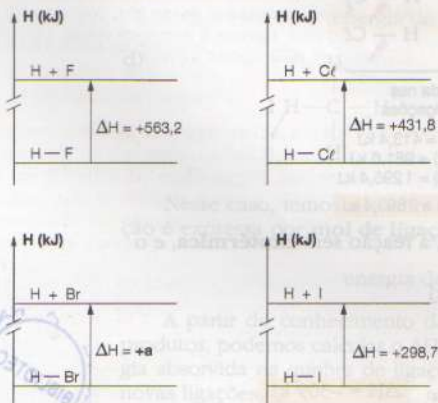
Exercícios Fundamentais

1. Observe os seguintes diagramas:



Faça uma previsão para o valor de x e justifique a sua resposta.

2. Os diagramas seguintes representam as energias de ligação dos hidretos da família dos halogênios:



Com base no conceito de polaridade de ligações e no da fila de eletronegatividade de Pauling, faça uma previsão para o valor de a e justifique a sua resposta.

Observe a reação de bromação do eteno, aí representado pelo modelo "pau e bola":



Responda às questões 3 a 12, dadas as energias de ligação em kcal · mol⁻¹:

C = C	→ 143	Br - Br	→ 46
C - H	→ 99	C - C	→ 80
C - Br	→ 66		

- Calcule a quantidade de energia que deve ser fornecida para quebrar todas as ligações em 1 mol de C₂H₄.
- Calcule a quantidade de energia que deve ser fornecida para quebrar todas as ligações em 1 mol de Br₂.
- Qual é a energia total absorvida nas quebras das ligações?
- Calcule a energia liberada na formação de 4 mol de ligações C - H.
- Calcule a energia liberada na formação de 2 mol de ligações C - Br.
- Calcule a energia liberada na formação de 1 mol de ligação C - C.
- Qual é a energia total liberada nas formações das ligações?
- Classifique a reação em endotérmica ou exotérmica. Justifique sua resposta.
- Calcule o "saldo" energético.
- Indique o ΔH da reação.

Exercícios Resolvidos

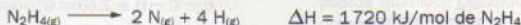
1. (Fuvest-SP) Pode-se conceituar energia de ligação química como sendo a variação de entalpia (ΔH) que ocorre na quebra de 1 mol de uma dada ligação.

Assim, na reação representada pela equação:



são quebrados 3 mol de ligação N — H, sendo, portanto, a energia de ligação N — H igual a 390 kJ/mol.

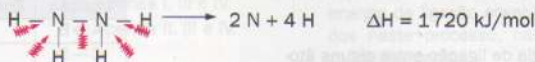
Sabendo-se que na decomposição:



são quebradas ligações N — N e N — H, qual o valor, em kJ/mol, da energia de ligação N — N?

SOLUÇÃO

Sabendo que a energia da ligação N — H é igual a 390 kJ/mol, vamos escrever a fórmula estrutural do N_2H_4 e fazer a sua decomposição:



São rompidas:

Ligações rompidas	Energia fornecida (kJ)	Energia total (kJ)
4 ligações N — H	$4 \cdot (390) = 1560$	$(1560 + x)$
1 ligação N — N	$1 \cdot x$	

Como o ΔH da reação é 1720 kJ/mol, o valor de x pode ser calculado por:

$$\Delta H = 1560 + x$$

$$1720 = 1560 + x$$

$$x = 160 \text{ kJ/mol}$$

Testando seu Conhecimento

1. (UEL-PR) A transformação representada por

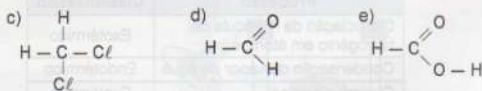


- endotérmica, pois envolve ruptura de ligações intramoleculares.
- endotérmica, pois envolve ruptura de ligações intermoleculares.
- endotérmica, pois envolve formação de ligações intramoleculares.
- exotérmica, pois envolve ruptura de ligações intramoleculares.
- exotérmica, pois envolve formação de ligações intermoleculares.

2. (UFPA) Considere as seguintes energias de ligação: kcal \cdot mol⁻¹

C — Cl 81	C — H 99
C — O 86	H — O 110
C = O 178	

Qual dos compostos a seguir requer maior energia para se dissociar completamente em átomos, quando aquecidos 1 mol do mesmo, no estado gasoso?



3. (FCC-BA) A dissociação de 1 mol de fosfina (PH_3) é representada por:



Sendo assim, a energia da ligação P — H é:

- $1,2 \cdot 10^2$ kJ/mol.
- $2,4 \cdot 10^2$ kJ/mol.
- $3,2 \cdot 10^2$ kJ/mol.
- $4,8 \cdot 10^2$ kJ/mol.
- $8,6 \cdot 10^2$ kJ/mol.

4. (Fuvest-SP) Com base nos dados da tabela,

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
H — H	436
Cl — Cl	243
H — Cl	432

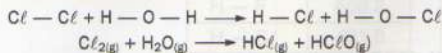
pode-se estimar que o ΔH da reação representada por



Dado em kJ por mol de $\text{HCl}(\text{g})$, é igual a:

- 92,5.
- 185.
- 247.
- +185.
- +92,5.

5. (UNI-RIO) O gás cloro (Cl_2), amarelo-esverdeado, é altamente tóxico. Ao ser inalado, reage com a água existente nos pulmões, formando ácido clorídrico (HCl) — um ácido forte, capaz de causar graves lesões internas, conforme a seguinte reação:



Ligação	Energia de ligação (kJ/mol; 25 °C e 1 atm)
Cl — Cl	243
H — O	464
H — Cl	431
Cl — O	205

Utilizando os dados constantes na tabela anterior, marque a opção que contém o valor correto da variação de entalpia verificada, em kJ/mol.

- a) +104. c) +52. e) -104.
b) +71. d) -71.
6. (UFRS) Os valores de energia de ligação entre alguns átomos são fornecidos no quadro abaixo.

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C—H	413
O=O	494
C=O	804
O—H	463

Considerando a reação representada por



O valor aproximado de ΔH , em kJ, é de:

- a) -820. c) +160. e) +820.
b) -360. d) +360.

Observação: escrevendo a equação da reação com fórmulas estruturais, fica mais visível a quebra e a formação das ligações.



7. Dado o processo



e as energias de ligação

Ligação	Energia (kJ/mol)
A—B	x
C—D	y
A—D	m
B—C	p

pode-se prever que:

- a) $x + m < y + p$. d) $(m + p) < (x + y)$.
b) $(m + p) = (x + y)$. e) $2x = 2m$.
c) $(m + p) > (x + y)$.

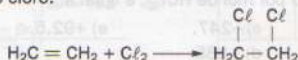
Aprofundando seu Conhecimento

1. (UFMG) Solicitado a classificar determinados processos como exotérmicos ou endotérmicos, um estudante apresentou este quadro:

Processo	Classificação
Dissociação da molécula de hidrogênio em átomos	Exotérmico
Condensação de vapor de água	Endotérmico
Queima de álcool	Exotérmico

Considerando-se esse quadro, o número de erros cometidos pelo estudante em sua classificação é:

- a) 3. b) 0. c) 2. d) 1.
2. (Unicamp-SP) Entende-se por "energia de ligação" a variação da entalpia (ΔH) necessária para quebrar 1 mol de uma dada ligação. Esse processo é sempre endotérmico ($\Delta H > 0$). Assim, no processo representado pela equação
- $$CH_4(g) \longrightarrow C(g) + 4 H(g) \quad \Delta H = 1663 \text{ kJ/mol}$$
- são quebrados 4 mol de ligações C—H, sendo a energia de ligação, portanto, 416 kJ/mol. Sabendo-se que no processo
- $$C_2H_6(g) \longrightarrow 2 C(g) + 6 H(g) \quad \Delta H = 2826 \text{ kJ/mol}$$
- são quebradas ligações C—C e C—H, qual o valor da energia de ligação C—C? Indique os cálculos com clareza.
3. (PUC-PR) O dicloroetano, importante matéria-prima da indústria química, é obtido a partir da reação entre o eteno e o gás cloro:



A partir dos valores de energia de ligação listados a seguir

Ligação	Energia (kJ/mol)
C=C	612
C—C	348
C—H	412
Cl—C	242
C—Cl	338

pode-se afirmar que a entalpia da reação de cloração do eteno é:

- a) -170 kJ/mol. d) +170 kJ/mol.
b) +506 kJ/mol. e) +178 kJ/mol.
c) -506 kJ/mol.
4. (UFMG) São conhecidos os seguintes valores de energia de ligação, a 25 °C:

Ligação	Energia de ligação (kcal/mol)
Cl—Cl	57,8
H—Cl	103,0
C—H	99,5
C—Cl	78,5

Determine a variação de entalpia, aproximada, para a reação:



5. (Fuvest-SP) As energias das ligações H—H e H—Cl são praticamente iguais. Na reação representada abaixo, há transformação de H_2 em HCl com liberação de energia:



Compare, em vista desse fato, a energia da ligação Cl—Cl com as outras citadas.

6. (UFRS) Ao lado é apresentado um quadro com algumas energias de ligação no estado gasoso:

Ligação	Energia (kJ/mol)
H—H	470,7
Cl—Cl	242,5
O=O	489,2
N≡N	940,8
H—Cl	431,5
H—Br	365,9
H—I	298,6

São feitas as seguintes afirmações:

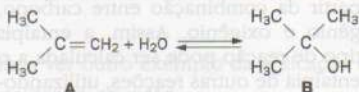
- É preciso mais energia para decompor a molécula de oxigênio do que para decompor a molécula de nitrogênio.
 - A molécula de HCl deve ser mais estável do que as moléculas de HBr e HI.
 - Entre as moléculas gasosas H₂, O₂ e Cl₂, a molécula de Cl₂ é a menos estável.
 - A reação H_{2(g)} + Cl_{2(g)} → 2 HCl deve ser endotérmica. Quais estão corretas?

 - Apenas I e II.
 - Apenas I, III e IV.
 - Apenas II e III.
 - Apenas II, III e IV.
7. (UFBA) A entalpia de formação padrão da água no estado gasoso, a 25 °C, é -241,8 kJ · mol⁻¹. Utilizando os dados da tabela abaixo, calcule a energia da ligação O—H.

Ligação	Energia de ligação (kJ · mol ⁻¹)
H—H	435
O=O	498

Expresse o resultado como 10% do valor da energia da ligação O—H e com dois algarismos significativos.

8. (Fuvest-SP) Considere o equilíbrio:



Calcule, usando as energias de ligação, o valor do ΔH da reação de formação de 1 mol de B, a partir de A.

Ligação	Energia (kJ/mol)
(CH ₃) ₂ C—OH	389
OH—H	497
(CH ₃) ₂ C(OH)CH ₂ —H	410
$\text{C} \begin{array}{c} \text{C} \\ \text{C} \end{array}$ (transformação de ligação dupla em simples)	267

9. (UnB-DF) O calor liberado na queima de um mol de uma substância combustível, em condições estabelecidas, é chamado de **calor molar de combustão**, e a quantidade de calor liberada por unidade de massa da substância combustível é chamada de **poder calorífico**. Analise os dados da tabela a seguir:

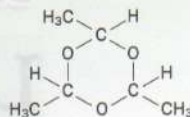
Substância	Calor molar de combustão (kJ/mol)	Poder calorífico (kJ/kg)
Hidrogênio	285,5	142750
Butano	2878,6	49631

Julgue os itens a seguir:

- Na combustão de 1 kg de butano, é obtida uma quantidade de calor menor do que na combustão de 1 kg de gás hidrogênio (H₂).
- O gás hidrogênio (H₂) não é considerado um bom combustível em função do seu **poder calorífico**.

- Na combustão dessas substâncias, a energia liberada na formação das ligações dos produtos é menor que a energia absorvida na ruptura das ligações dos reagentes.
- A soma das energias de ligação do butano é maior do que a do hidrogênio.

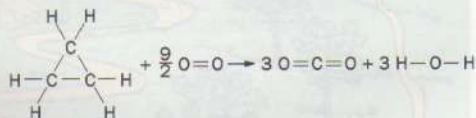
10. (UERJ) O ciclopropano, anestésico, e o 2,4,6-trimetil-s-trioxano, sedativo, cuja estrutura é apresentada ao lado, são dois compostos químicos utilizados como medicamentos.



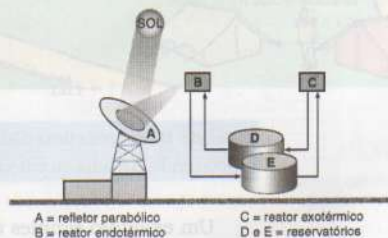
A reação de combustão completa do ciclopropano tem, como produtos finais, dióxido de carbono e água. Na tabela são apresentados os valores médios de energia de ligação envolvidos neste processo, nas condições-padrão.

Ligação	Energia de ligação (kcal · mol ⁻¹)
C—C	83
C—H	99
C=O	178
H—O	111
O=O	119

- Determine a fórmula mínima do 2,4,6-trimetil-s-trioxano.
- Calcule a entalpia-padrão de combustão do ciclopropano.



11. (Fuvest-SP) Buscando processos que permitam o desenvolvimento sustentável, cientistas imaginaram um procedimento no qual a energia solar seria utilizada para formar substâncias que, ao reagirem, liberariam energia:



Considere as seguintes reações:

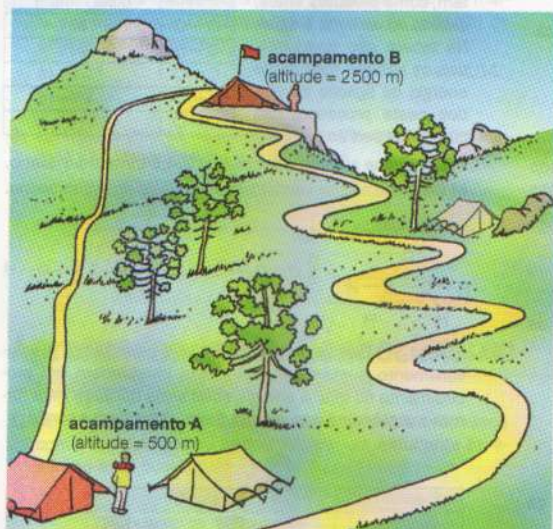
- 2 H₂ + 2 CO → CH₄ + CO₂
 - CH₄ + CO₂ → 2 H₂ + 2 CO
- e as energias médias de ligação:
- H—H 4,4 · 10² kJ/mol
C≡O(CO) 10,8 · 10² kJ/mol
C=O(CO₂) 8,0 · 10² kJ/mol
C—H 4,2 · 10² kJ/mol

A associação correta que ilustra tal processo é:

Reação que ocorre em B	Conteúdo de D	Conteúdo de E
a) I	CH ₄ + CO ₂	CO
b) II	CH ₄ + CO ₂	H ₂ + CO
c) I	H ₂ + CO	CH ₄ + CO ₂
d) II	H ₂ + CO	CH ₄ + CO ₂
e) I	CH ₄	CO

CAPÍTULO 12

Lei de Hess



Para irmos do acampamento **A** ao acampamento **B**, a distância a ser percorrida depende do caminho escolhido, mas a diferença de altitude depende, exclusivamente, das altitudes dos dois acampamentos, ou seja, dos estados inicial e final. Da mesma maneira, a variação de entalpia (ΔH) numa dada reação só depende dos estados inicial e final e independe dos estados intermediários.

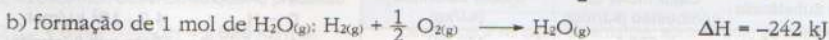
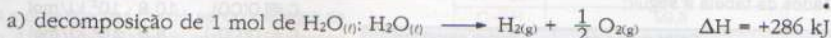
A entalpia de muitas reações químicas não pode ser determinada experimentalmente em laboratórios. Não é possível, por exemplo, determinar a entalpia de formação do álcool comum (etanol ou álcool etílico, C_2H_5O), pois não conseguimos sintetizá-lo a partir da combinação entre carbono, hidrogênio e oxigênio. Assim, a entalpia desse tipo de reação pode ser calculada a partir da entalpia de outras reações, utilizando-se uma lei estabelecida pelo químico suíço G. H. Hess, em 1840:

Lei de Hess: para uma dada reação, a variação de entalpia é sempre a mesma, esteja essa reação ocorrendo em uma ou em várias etapas.

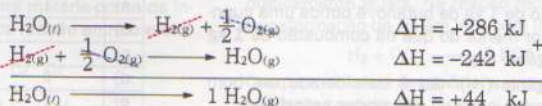
Um exemplo simples da aplicação da lei de Hess consiste na passagem de 1 mol de $H_2O_{(l)}$ para o estado gasoso nas condições do estado padrão. Isso pode ser feito em uma única etapa:



Poderíamos também obter $H_2O_{(g)}$ em duas etapas:



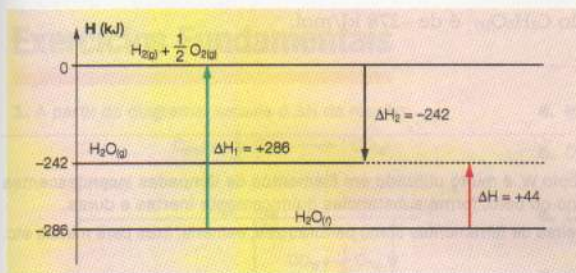
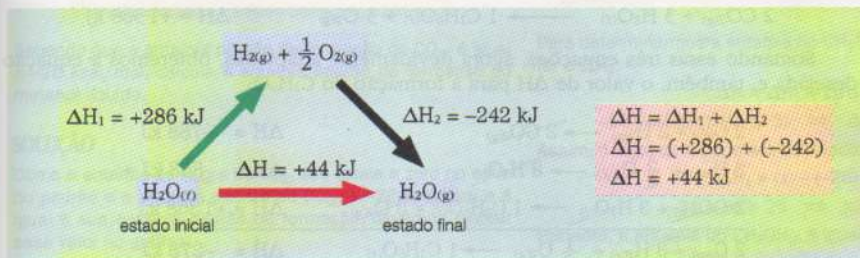
Como a reação global corresponde à soma dessas duas reações, o ΔH da reação global também corresponde à soma dos ΔH das reações envolvidas:



A lei de Hess permite concluir que o valor do ΔH do processo direto é a soma de todos os ΔH intermediários.

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \dots$$

Esse mesmo processo pode ser representado das seguintes maneiras:

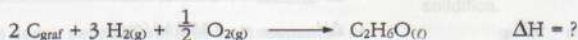


OBSERVAÇÕES:

1. Quando uma equação termoquímica é multiplicada por um determinado valor, seu ΔH também será multiplicado pelo mesmo valor.
2. Quando uma equação termoquímica for invertida, o sinal de seu ΔH também será invertido.

Vamos ver outro exemplo da aplicação da lei de Hess.

Considere a equação:



O valor do ΔH dessa reação pode ser determinado a partir de outras três equações:

• **Equação I** — combustão completa do C_{graf}



• **Equação II** — combustão do hidrogênio, $H_{2(g)}$



• **Equação III** — combustão completa do álcool comum, C_2H_6O

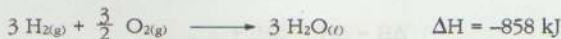


Vamos trabalhar com as equações **I**, **II** e **III**, de modo que a soma delas nos permita obter a equação termoquímica de formação do álcool comum. Para isso devemos:

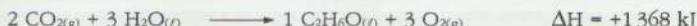
a) ter 2 mol de C_{graf} no lado dos reagentes, o que se obtém multiplicando-se a equação **I** por 2:



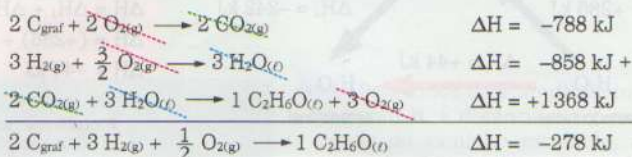
b) ter 3 mol de $H_{2(g)}$ no lado dos reagentes, o que se obtém multiplicando-se a equação II por 3:



c) ter 1 mol de álcool comum [$C_2H_6O_{(l)}$] no lado dos produtos, o que se obtém invertendo-se a equação III:



Somando essas três equações, agora devidamente adaptadas, obteremos a equação desejada e, também, o valor de ΔH para a formação do C_2H_6O :



A entalpia de formação do $C_2H_6O_{(l)}$ é de -278 kJ/mol .

Exercícios Resolvidos

1. (UNI-RIO) O elemento químico tungstênio, de símbolo W, é muito utilizado em filamentos de lâmpadas incandescentes comuns. Quando ligado a elementos como carbono ou boro, forma substâncias quimicamente inertes e duras.

O carbeto de tungstênio, $WC_{(s)}$, é muito utilizado em ponteiras de ferramentas como perfuratrizes, esmeris, lixas para metais etc. Essa substância pode ser obtida pela reação:

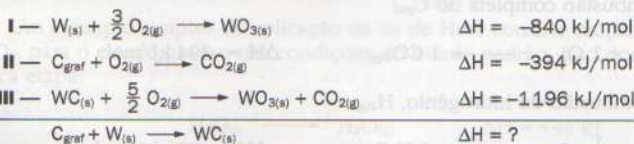


A partir das reações a seguir, calcule o ΔH de formação para o $WC_{(s)}$. Dados:



SOLUÇÃO

Devemos trabalhar com as três equações cujos ΔH foram fornecidos, a fim de obter o ΔH da reação desejada:



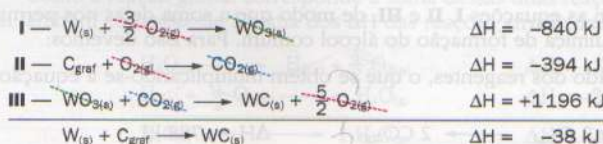
Para determinarmos o ΔH da reação desejada, devemos:

a) manter I para termos $W_{(s)}$ no lado dos reagentes;

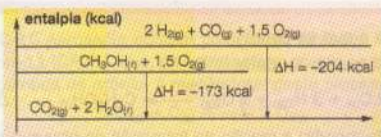
b) manter II para termos C_{graf} no lado dos reagentes;

c) inverter III para termos $WC_{(s)}$ no lado dos produtos.

Então, obtemos:



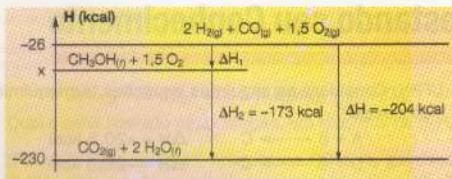
2. (Cesgranrio-RJ) Dado o esquema a seguir, estabelecido nas condições padrão:



Sabendo que a entalpia padrão de formação do $\text{CO}_{(g)}$ é igual a -26 kcal/mol , calcule a entalpia padrão de formação do metanol líquido.

SOLUÇÃO

Como a entalpia do $\text{H}_{2(g)}$ e do $\text{O}_{2(g)}$ são iguais a zero no estado padrão e a entalpia padrão do $\text{CO}_{(g)}$ é -26 kcal/mol e é igual à sua entalpia padrão de formação, devemos marcar esse valor no gráfico:



Para determinarmos a entalpia do $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$ (x), vamos calcular o ΔH_1 :

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$-204 = (\Delta H_1) + (-173) \Rightarrow \Delta H_1 = -31 \text{ kcal}$$

Assim, o valor de x pode ser calculado por:

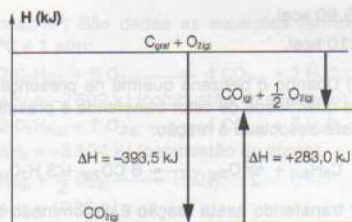
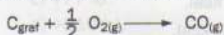
$$\Delta H_1 = (x) - (-26)$$

$$-31 = (x) + 26 \Rightarrow x = -57 \text{ kcal}$$

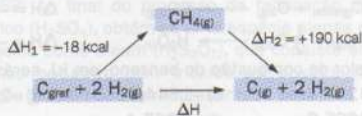
Portanto, a entalpia do $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$ é igual a -57 kcal/mol .

Exercícios Fundamentais

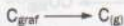
1. A partir do diagrama, calcule o ΔH da reação:



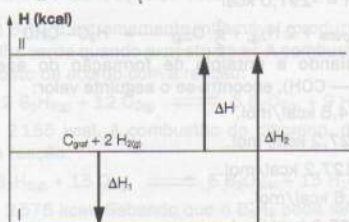
O esquema a seguir deve ser utilizado para responder as questões 2 a 6:



2. Determine o ΔH da reação de vaporização do carbono grafite:



3. Indique as substâncias que devem ocupar as posições I e II do diagrama:



4. Indique os valores ΔH_1 , ΔH_2 e ΔH .

5. Determine o calor liberado ou absorvido na vaporização de 5 mol de C_{graf} .

6. Calcule o calor liberado ou absorvido na vaporização de 120 g de C_{graf} . (Massa molar do C = $12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

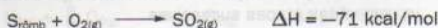
7. O enxofre é um sólido amarelo encontrado livre na natureza (estado nativo) na forma alotrópica de enxofre rômulo.

Para sua extração nas minas, ele é inicialmente liqüefeito e nessa forma é extraído e lançado no ambiente, onde se solidifica.

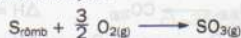


O enxofre é deixado exposto ao ar atmosférico porque sua reação com o $\text{O}_{2(g)}$ não ocorre nas condições ambientes e porque ele é insolúvel em água.

A sua reação com o oxigênio (O_2) forma dois óxidos (SO_2 e SO_3), e as equações termoquímicas são:

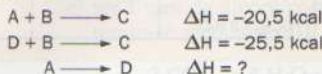


Determine o ΔH da reação:



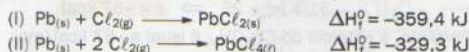
Testando seu Conhecimento

1. (UFRN) Considere as seguintes equações termoquímicas hipotéticas:



A variação de entalpia da transformação de A em D será:

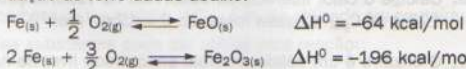
- a) -5,0 kcal.
b) +5,0 kcal.
c) +46,0 kcal.
d) -46,0 kcal.
2. (Vunesp-SP) Dadas as equações termoquímicas:



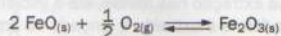
para a reação: $\text{PbCl}_{2(s)} + \text{Cl}_{2(g)} \longrightarrow \text{PbCl}_{4(l)}$, a variação de entalpia (ΔH°) é:

- a) +30,1 kJ.
b) -30,1 kJ.
c) +688,7 kJ.
d) -688,7 kJ.
e) -60,2 kJ.

3. (UFPE) A partir das entalpias padrão das reações de oxidação do ferro dadas abaixo:



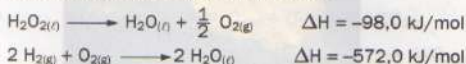
determine a quantidade de calor liberada a 298 K e 1 atm na reação:



4. (Unesp-SP) O peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , é um líquido incolor cujas soluções são alvejantes e anti-sépticas. Esta "água oxigenada" é preparada num processo cuja equação global é:

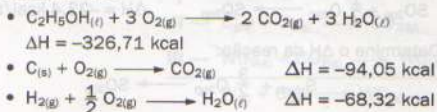


Dadas as equações das semi-reações:



- a) Qual o ΔH da reação do processo global?
b) Esta reação é exotérmica ou endotérmica? Justifique sua resposta.
5. (UEGO) A variação de entalpia envolvida numa reação química, em determinadas condições, depende exclusivamente da etapa inicial dos reagentes e da etapa final dos produtos, seja a reação executada em uma única etapa ou em várias etapas sucessivas.

Sabendo que



faça o que se pede:

- a) Calcule o ΔH para:

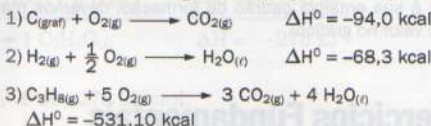


- b) Responda: a reação de formação do etanol é endotérmica ou exotérmica?

6. (PUC-PR) Aplicando a Lei de Germain Henry Hess, sufoço de nascimento, que estudou os fenômenos termoquímicos, determine o ΔH para a reação abaixo:



conhecendo-se as seguintes equações termoquímicas:



O valor encontrado está representado na alternativa:

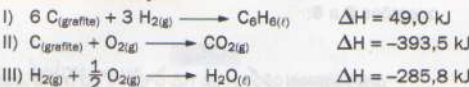
- a) +24,10 kcal.
b) -24,10 kcal.
c) +368,80 kcal.
d) -368,80 kcal.
e) -20,10 kcal.

7. (UFFRJ) Quando o benzeno queima na presença de oxigênio, a quantidade de calor transferida à pressão constante está associada à reação:



O calor transferido nesta reação é denominado calor de combustão.

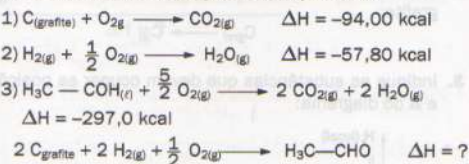
Considere as reações:



O calor de combustão do benzeno, em kJ, será:

- a) 3267,4. c) -1544,9. e) -2695,8.
b) 2695,8. d) -3267,4.

8. (PUC-PR) Dadas as equações termoquímicas:



Calculando a entalpia de formação do acetaldeído, ($\text{H}_3\text{C}-\text{COH}$), encontra-se o seguinte valor:

- a) +24,6 kcal/mol.
b) -127,2 kcal/mol.
c) +127,2 kcal/mol.
d) -6,6 kcal/mol.
e) -165,0 kcal/mol.

Aprofundando seu Conhecimento

1. (PUC-RJ) Aerossóis contêm compostos clorados, como o Freon-11 (CFC_{13}), que, na estratosfera, atuam na remoção da camada de ozônio. A reação total deste processo é:



As reações abaixo são as etapas da reação total:

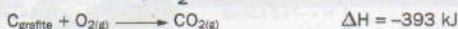
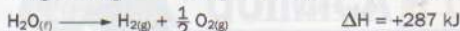


Portanto, o ΔH° da reação de remoção do ozônio é:

- a) 150 kJ. c) 30 kJ. e) -390 kJ.
b) +150 kJ. d) +390 kJ.
2. (UFJF-MG) O metano é um dos produtos finais da decomposição anaeróbica das plantas. Calcule o ΔH do processo de formação do metano, a partir da seguinte reação:



Dados:



- a) -77 kJ. c) +77 kJ. e) -210 kJ.
b) -996 kJ. d) +210 kJ.

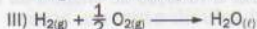
3. (Vunesp-SP) São dadas as equações termoquímicas a 25 °C e 1 atm:



$$\Delta H_1 = -2602 \text{ kJ (combustão do acetileno)}$$



$$\Delta H_2 = -3124 \text{ kJ (combustão do etano)}$$



$$\Delta H_3 = -286 \text{ kJ}$$

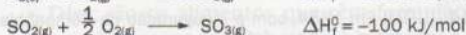
Aplique a lei de Hess para a determinação do ΔH da reação de hidrogenação do acetileno, de acordo com a equação:



4. (EEM-SP) Ao final do processo de fabricação de ácido sulfúrico (H_2SO_4), obtém-se uma espécie oleosa e densa conhecida como óleo ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$), que consiste em ácido sulfúrico saturado com trióxido de enxofre (SO_3). A equação global pode ser representada por:



As etapas envolvidas no processo são:

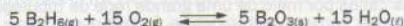


Calcule o ΔH° de reação da obtenção do óleo.

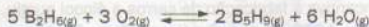
5. (UFPE) B_5H_9 é extremamente inflamável, produzindo uma centelha verde quando exposto ao ar. A combustão deste composto de acordo com a reação:



libera 2155 kcal. A combustão do diborano, de acordo com a reação:

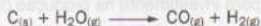


libera 2575 kcal. Sabendo que o B_5H_9 pode ser produzido a partir do diborano, B_2H_6 , pela reação:



Qual o calor liberado nesta reação, em kcal/mol de $\text{B}_2\text{H}_6(\text{g})$?

6. (FGV-SP) "Gás d'água", mistura de CO e H_2 gasosos, é obtido pela reação química representada pela equação



Sendo conhecidas as entalpias das reações



pode-se afirmar que:

- a) a entalpia do produto é maior que a dos reagentes na reação de formação de CO_2 a partir de seus constituintes.
b) a entalpia da reação de obtenção do "gás d'água", a partir de $\text{C}(\text{s})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, é igual a +132 kJ por mol de CO e H_2 formados.
c) a entalpia da reação de conversão de $\text{CO}(\text{g})$ a $\text{CO}_2(\text{g})$ é igual a +284 kJ/mol.
d) a reação de formação de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ é endotérmica.
e) a formação do "gás d'água" é um processo exotérmico.
7. (UEM-PR) O metanol é um líquido combustível que pode ser considerado como um substituto da gasolina. Ele pode ser sintetizado a partir do gás natural metano, de acordo com a reação abaixo.

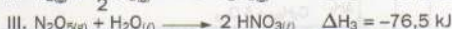
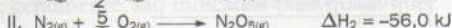
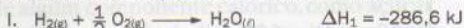


Considerando as equações a seguir e as afirmações acima, responda qual(is) dos itens abaixo está(ão) correto(s): (Dados: H = 1; C = 12; O = 16.)



- I. Entalpia de combustão de uma substância é o calor liberado na reação de combustão completa de 1 mol dessa substância, a 25 °C e 1 atm.
II. Uma reação exotérmica possui variação de entalpia padrão negativa.
III. Fusão e vaporização são exemplos de processos endotérmicos, enquanto solidificação e liquefação são exemplos de processos exotérmicos.
IV. O calor de formação de 2 mol de metanol a partir do metano e do oxigênio a 25 °C e 1 atm é igual a -328 kJ.

8. (PUC-MG) O ácido nítrico é uma das substâncias químicas mais utilizadas nas indústrias. O maior consumo de ácido nítrico se dá na fabricação de explosivos como a nitroglicerina, dinamite etc. Considere as seguintes transformações ocorridas na produção de ácido nítrico nas indústrias:

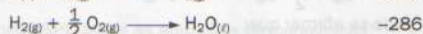


A entalpia de formação para o ácido nítrico líquido, em kJ, é igual a:

- a) -209,55. c) -352,85.
b) +209,55. d) +352,85.

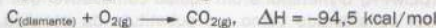
9. (UFScar-SP) O cultivo da cana-de-açúcar faz parte da nossa história, desde o Brasil Colônia. O açúcar e o álcool são seus principais produtos. Com a crise mundial do petróleo, o incentivo à fabricação de carros a álcool surgiu, na década de 1970, com o Proálcool. Esse Programa Nacional acabou sendo extinto no final da década de 1990. Um dos pontos altos nas discussões em Joanesburgo sobre desenvolvimento sustentável foi o pacto entre Brasil e Alemanha para investimento na produção de carros a álcool.

a) Escreva a equação de combustão do etanol (C_2H_5OH), devidamente balanceada. Calcule o calor de combustão de 1 mol de etanol, a partir das seguintes equações:



b) A reação de combustão do etanol é endotérmica ou exotérmica? Justifique.

10. (UFMS) O calor de combustão molar é a variação de entalpia que ocorre na combustão de 1 mol de substância, a 25 °C e 1 atm de pressão. Considerando que 1 kcal = 4,2 kJ e que a combustão do diamante e a combustão da grafite são definidas por



é correto afirmar que (dê como resposta a soma dos itens corretos):

01) 1 mol de grafite tem energia maior que 1 mol de diamante.

02) a síntese de 1 mol de diamante, a partir de 1 mol de grafite, é um processo endotérmico, cujo $\Delta H = 2,1$ kJ/mol.

04) 1 grama de grafite ou 1 grama de diamante corresponde ao mesmo número de mol de átomos de carbono.

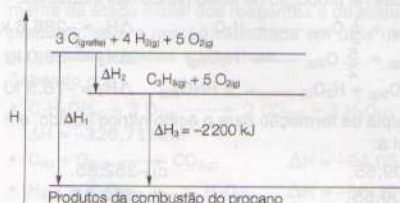
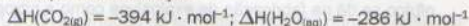
08) o diamante é a forma alotrópica mais estável do carbono, a 25 °C e 1 atm.

16) a grafite e o diamante são substâncias sólidas, com durezas semelhantes.

32) as reações de combustão para os alótropos do carbono são sempre exotérmicas, absorvendo calor do ambiente.

11. (UEPG-PR) Com base nas informações e no diagrama a seguir, relacionados com a combustão completa do propano, a qual resulta em dióxido de carbono e água, responda o que for correto (dê como resposta a soma dos itens corretos.)

Entalpias de formação:



01) ΔH_1 é igual a -680 kJ.

02) A combustão de um mol de propano produz um mol de gás carbônico e um mol de água.

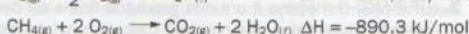
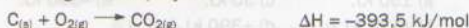
04) A entalpia de formação do propano é igual a -126 kJ.

08) A combustão do propano é um processo exotérmico.

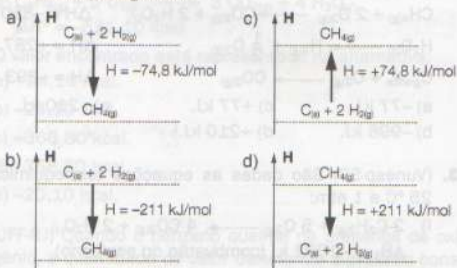
16) ΔH_2 é igual a -126 kJ.

12. (UFRN) É possível sintetizar o metano (CH_4) gasoso a partir da reação do carbono (C) sólido com hidrogênio (H_2) gasoso.

Considere os valores de variação de entalpia, nas condições normais de temperatura e pressão, expressos nas seguintes equações:



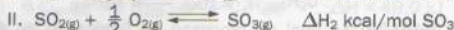
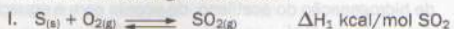
A partir dos dados acima, o tipo de reação e a variação de entalpia para a síntese do metano podem ser representados pelo gráfico:



13. (PSS-UFAL) Para calcular a variação de entalpia da reação representada por



coletaram-se os seguintes dados:



a) Para obter-se o valor de ΔH_x , esses dados são insuficientes. Escreva os dados que faltam (equação termoquímica) para que, de acordo com a lei de Hess, se obtenha o ΔH_x desejado.

b) Escreva a equação que, de acordo com a lei de Hess, relaciona ΔH_1 , ΔH_2 , ΔH_3 , ΔH_x e o ΔH que está faltando.

14. (UFRJ) Em 1854, com a inauguração da Companhia de Iluminação a Gás, o Rio de Janeiro passou a ser uma das primeiras cidades, no mundo, a usufruir de iluminação a gás. O processo era baseado na reação entre carvão incandescente e vapor d'água, produzindo uma mistura gasosa chamada de gás de água ou gás azul, segundo a equação:



O gás de água era estocado em reservatórios e chegava às casas por meio de uma grande rede de tubulações. O gás de água continuou sendo usado como combustível doméstico até 1967, quando foi substituído por gás proveniente do processamento de petróleo.

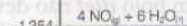
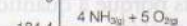
a) Escreva a equação de combustão completa do gás de água e, com base nos calores de combustão de CO e de H₂, calcule a sua entalpia de combustão.

ΔH combustão de CO = -280 kJ/mol; ΔH combustão de H₂ = -240 kJ/mol.

b) Um reservatório que contém uma certa quantidade de gás de água a uma temperatura de 300 K e a uma pressão de 2 atm recebe uma quantidade adicional de gás. O número final de mols de gás no reservatório é seis vezes o número inicial e a temperatura final do gás é igual a 400 K. Admitindo que o gás seja ideal, determine a pressão no interior do reservatório ao final do enchimento.

15. Dado o gráfico de entalpia ao lado, calcule:

H° (kJ)



QUÍMICA e QUALIDADE DE VIDA

Em busca de uma dieta saudável

Uma vez que hoje em dia se cultiva a idéia de que uma alimentação adequada é fundamental para se ter melhor qualidade de vida, constituíram-se vários órgãos e entidades que fornecem orientações e esclarecimentos sobre os tipos de alimentos mais adequados. Entre eles podemos citar a Unimed, cujo portal (www.unimed.com.br) pode ser acessado pela Internet. A seguir, transcrevemos um texto divulgado nesse *site*:

Comer além do necessário e não gastar as calorias ganhas vai engordá-lo na certa, mesmo se você for uma das pessoas sem predisposição genética para a obesidade. Estimativas apontam que, apenas no Brasil, cerca de 30 milhões de pessoas têm gorduras a mais; desse total, 7 milhões são consideradas obesas pelos padrões médicos.

Na busca por um peso ideal e saudável, as pessoas adotam os mais variados tipos de dieta, com ou sem apoio de medicamentos. Dieta da lua, de Beverly Hills, da sopa e até da luz são alguns exemplos do que é praticado por aí.

Muitas orientam sobre o consumo de produtos com menos calorias e gorduras, os denominados *light* e *diet*. No entanto, é bom saber que esses produtos não são totalmente isentos. Para usá-los de maneira correta, é importante saber a diferença entre eles.

- **Diet:** são os alimentos que têm formulação especial para pessoas com distúrbio físico ou metabólico, como diabetes e hipertensão, o que não implica serem menos calóricos. O produto *diet*, por norma legal, deve ter a total ausência de um determinado ingrediente (açúcar ou sódio), que deve ser substituído por outro. Portanto, produtos *diet* são indicados para dietas específicas, estados bem definidos de saúde.
- **Light:** alimentos que devem conter 25% menos de algum componente calórico, como açúcar, gordura ou sal, por exemplo. Os produtos *light*, geralmente, são indicados para quem quer comer de forma mais saudável.

É importante, no entanto, ficar atento aos ingredientes dos produtos, pois eles possuem algumas funções, como definir a consistência, cor etc. Para que o *light* continue semelhante ao produto normal, geralmente outros ingredientes são incorporados.

Exemplos disso são alguns tipos de queijo e requeijão *light* que têm menos calorias porque a quantidade de gordura é reduzida e nos quais, para que seja mantida a consistência, é adicionado sal; portanto, esses produtos não são indicados para hipertensos.

Um bolo *diet* não deve ter açúcar e pode ser consumido pelos diabéticos; mas pode ter até um valor calórico igual ou maior do que um bolo "comum", pois o açúcar será substituído por um adoçante artificial e pode haver a adição de algum componente calórico, como gordura, leite etc. A margarina *light* deve sempre ter menos calorias e gordura do que uma similar.

Para não prejudicar o coração, não basta o alimento ser *light* ou *diet*. De acordo com a Sociedade Brasileira de Cardiologia (SBC-Funcor — <http://prevencao.cardiol.br/sbc-funcor>), é a quantidade de gordura saturada e de sal que importa. Baixos teores desses componentes são as exigências da SBC-Funcor.

- Para o sal, o limite é: 120 miligramas (mg) para cada 100 g ou mL do produto.
- Para a gordura total, o limite é: 1,5 g para cada 100 mL em produtos líquidos; e 3 g para cada 100 g em produtos sólidos.

A SBC-Funcor recomenda uma alimentação saudável e equilibrada, e não uma dieta proibitiva. A Sociedade ainda propõe que os consumidores observem com atenção os rótulos das embalagens comercializadas.

O açúcar *light* contém na sua composição a sucralose, o único adoçante (edulcorante) derivado do açúcar, e é aproximadamente seiscentas vezes mais doce que o açúcar. Por ter poder calórico zero, é recomendado para pessoas sob dietas hipocalóricas.



Thales Trigo



USSAL

DE OLHO NA EMBALAGEM			
Selo da Sociedade Brasileira de Cardiologia indica produtos saudáveis para o coração			
Teor Ideal	Quanto há no rótulo de alguns itens		
	Produtos	Sal (em mg/100 g ou mL)	Gordura (em mg/100 g ou mL)
120 mg de sódio para cada 100 g ou 100 mL de produto	biscoito de água e sal	725	15
	torradas	600	5
3 g de gordura total em cada 100 g de produto sólido	margarina	530	70
	requeijão	430	23
1,5 g de gordura total por 100 mL de líquido	pizza congelada	790	13
	prato congelado	400	7

COMPLEMENTO

ΔH de neutralização e solução, entropia, energia livre

Variação de entalpia (ΔH) de neutralização

A neutralização é a reação que ocorre entre o íon H^+ , proveniente de um ácido, e o íon OH^- , proveniente de uma base, formando H_2O . Genericamente, temos:

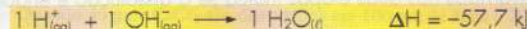
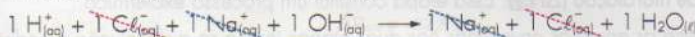


Na reação entre um **ácido e uma base fortes** — que estão totalmente dissociados —, verificamos experimentalmente que ocorre a liberação de 13,8 kcal (= 57,7 kJ) a cada 1 mol de $H_2O_{(l)}$ formado.

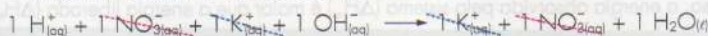
Entalpia de neutralização é o calor liberado na formação de 1 mol de $H_2O_{(l)}$, a partir da reação entre 1 mol de $H^+_{(aq)}$ e 1 mol de $OH^-_{(aq)}$ nas condições padrão.

Considere, por exemplo, as duas reações a seguir:

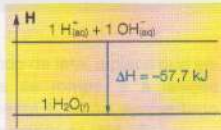
a) 1 mol de $HCl_{(aq)}$ + 1 mol de $NaOH_{(aq)}$:



b) 1 mol de $HNO_3_{(aq)}$ + 1 mol de $KOH_{(aq)}$:



Nesse caso, como a reação que ocorre é sempre a mesma, o calor liberado será sempre igual a 57,7 kJ/mol de água formada, e o gráfico representativo da reação será sempre o mesmo.

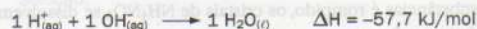


OBSERVAÇÕES:

1. Nas reações de neutralização, sempre ocorre liberação de calor ($\Delta H_{\text{reac}} < 0$); porém, o valor do ΔH_{reac} só é constante na reação entre ácidos e bases fortes.
2. Em outros casos de neutralização ocorre uma liberação de calor menor que 57,7 kJ/mol.

Exercícios

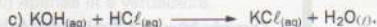
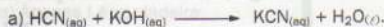
1. A partir da equação:



reagimos 2 mol de HCl e 2 mol de KOH , ambos eletrólitos fortes. Calcule o calor liberado ou absorvido nessa reação.

2. (UFU-MG) A reação de neutralização entre um ácido forte e uma base forte libera uma quantidade de calor cons-

tante e igual a 58 kJ por mol de água formada. Das reações representadas abaixo, a que apresenta $\Delta H = -58 \text{ kJ/mol}$ é:



3. (ITA-SP) Esta questão se refere à comparação do efeito térmico verificado ao se misturarem 100 cm³ de solução aquosa 0,10 molar de cada um dos ácidos com 100 cm³ de solução aquosa 0,10 molar de cada uma das bases listadas. A tabela a seguir serve para deixar clara a notação empregada para designar os calores desprendidos.

Ácido \ Base	HCl	HNO ₃	Ácido acético
NaOH	$ \Delta H_{11} $	$ \Delta H_{12} $	$ \Delta H_{13} $
KOH	$ \Delta H_{21} $	$ \Delta H_{22} $	$ \Delta H_{23} $
NH ₄ OH	$ \Delta H_{31} $	$ \Delta H_{32} $	$ \Delta H_{33} $

Lembrando que o processo de dissociação de eletrólitos fracos é endotérmico, é correto esperar que:

- a) $|\Delta H_{33}|$ seja o maior dos $|\Delta H|$ citados.
 b) $|\Delta H_{11}| = |\Delta H_{33}|$.

- c) $|\Delta H_{23}| = |\Delta H_{33}|$.
 d) $|\Delta H_{31}| = |\Delta H_{32}|$.
 e) $|\Delta H_{21}| > |\Delta H_{22}|$.

4. (Unifesp-SP) Têm-se duas soluções aquosas de mesma concentração, uma de ácido fraco e outra de ácido forte, ambos monoprotícos. Duas experiências independentes, I e II, foram feitas com cada uma dessas soluções:

- I. Titulação de volumes iguais de cada uma das soluções com solução padrão de NaOH, usando-se indicadores adequados a cada caso.
 II. Determinação do calor de neutralização de cada uma das soluções, usando-se volumes iguais de cada um dos ácidos e volumes adequados de solução aquosa de NaOH.

Explique, para cada caso, se os resultados obtidos permitem distinguir cada uma das soluções.

Varição de entalpia (ΔH) de solução

Basicamente, a dissolução de um sólido em líquido, como a água, por exemplo, envolve duas etapas:

- 1) Separação das partículas que constituem o retículo cristalino do sólido.

Para que essa separação ocorra, o sistema deve receber uma certa quantidade de energia, denominada **energia reticular** (ΔH_{ret}). Essa etapa constitui um processo endotérmico.

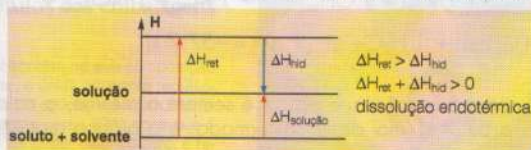
- 2) Interação entre as partículas do soluto e do solvente.

Quando essa interação ocorre, é liberada uma certa quantidade de energia, denominada **energia de hidratação** (ΔH_{hid}). Essa etapa constitui um processo exotérmico.

O saldo entre as energias envolvidas nas duas etapas indica se a dissolução é endotérmica ou exotérmica.

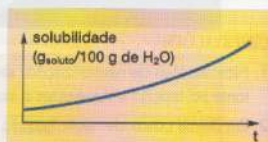
Dissolução endotérmica

Neste caso, a energia absorvida pelo sistema (ΔH_{ret}) é maior que a energia liberada (ΔH_{hid}).



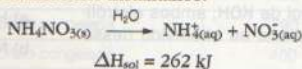
Quando preparamos soluções desse tipo, ocorre um abaixamento da temperatura do sistema. Como o processo total ocorre com recebimento de calor, o aumento da temperatura facilita a dissolução.

O gráfico de solubilidade para substâncias com este comportamento apresenta o seguinte aspecto, ao lado:



O uso de compressa fria instantânea está se tornando cada vez mais freqüente, principalmente em atividades esportivas.

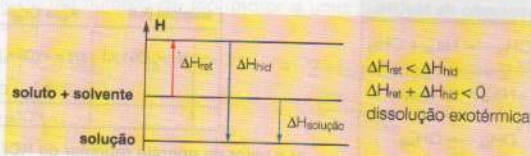
Essa compressa é formada por duas bolsas, as quais contêm, respectivamente, água e NH₄NO₃. Quando o dispositivo que separa as duas substâncias é rompido, os cristais de NH₄NO₃ se dissolvem na água, absorvendo calor e produzindo frio instantâneo:



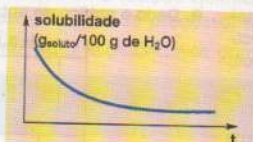
Quando 30 g de NH₄NO₃ são dissolvidos em 100 mL de água a 20 °C, a temperatura cai para 0 °C.

Dissolução exotérmica

Nessas dissoluções, a energia absorvida (ΔH_{ret}) é menor que a energia liberada (ΔH_{hid}), o que provoca um aumento de temperatura.

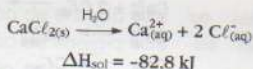


Para substâncias com esse comportamento, a diminuição da temperatura provoca um aumento de sua solubilidade.



Nos hospitais, em competições esportivas e mesmo no nosso dia-a-dia, a compressa quente instantânea substitui a tradicional bolsa de água quente.

O mecanismo de ativação dessa compressa é semelhante ao da compressa fria, diferenciando-se pelas substâncias envolvidas. A mistura de CaCl_2 (ou MgSO_4) e água provoca liberação de energia, a qual produz calor:



Quando 40 g de CaCl_2 são dissolvidos em 100 mL de água a 20 °C, a temperatura alcança 90 °C.

Exercícios

1. (UFMG) A dissolução de cloreto de sódio sólido em água foi experimentalmente investigada, utilizando-se dois tubos de ensaio, um contendo cloreto de sódio sólido e o outro, água pura, ambos à temperatura ambiente. A água foi transferida para o tubo que continha o cloreto de sódio. Logo após a mistura, a temperatura da solução formada decresceu pouco a pouco. Considerando-se essas informações, é correto afirmar que:

- a entalpia da solução é maior que a entalpia do sal e da água separados.
- o resfriamento do sistema é causado pela transferência de calor da água para o cloreto de sódio.
- o resfriamento do sistema é causado pela transferência de calor do cloreto de sódio para a água.
- o sistema libera calor para o ambiente durante a dissolução.

2. (UFPI) "Está chegando ao Brasil o café 'hot when you want' (quente quando quiser). Basta apertar um botão no fundo da lata, esperar três minutos e pronto! Café quentinho (a 60 °C) por 20 minutos! Trata-se apenas de um compartimento no fundo da lata, que contém, separadamente, uma substância sólida de alto conteúdo energético e

água. Ao apertar o botão no fundo da lata, a placa que separa essas duas substâncias se rompe, e a reação começa. O calor desprendido nesta é, então, aproveitado para aquecer o café na parte superior da lata..."

(Folha de S. Paulo, 15/8/2002.)

Com base no texto, analise as afirmativas abaixo:

- A substância sólida possui elevado conteúdo energético, porque a variação de entalpia do reticulado é exotérmica.
- O café aquece na reação da substância sólida com a água, porque a variação da entalpia de hidratação é exotérmica.
- O café aquece, porque a variação de entalpia da reação de hidratação é maior do que a variação de entalpia do reticulado.

Qual das seguintes alternativas está correta?

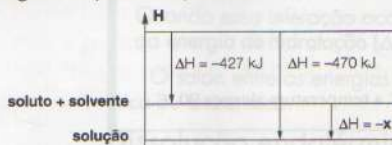
- Apenas I é verdadeira.
- Apenas II é verdadeira.
- Apenas III é verdadeira.
- Apenas I e II são verdadeiras.
- Apenas II e III são verdadeiras.

3. (UFMG) As dissoluções de $\text{NaCl}_{(s)}$ e de $\text{NaOH}_{(s)}$ em água provocam diferentes efeitos térmicos. O quadro mostra as etapas hipotéticas do processo de dissolução desses dois sólidos.

Etapa	Dissolução de $\text{NaCl}_{(s)}$	Dissolução de $\text{NaOH}_{(s)}$
Dissociação do sólido	$\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow \text{Na}_{(g)}^+ + \text{Cl}_{(g)}^-$	$\text{NaOH}_{(s)} \rightarrow \text{Na}_{(g)}^+ + \text{OH}_{(g)}^-$
Solvatação do cátion	$\text{Na}_{(g)}^+ \rightarrow \text{Na}_{(aq)}^+$	$\text{Na}_{(g)}^+ \rightarrow \text{Na}_{(aq)}^+$
Solvatação do ânion	$\text{Cl}_{(g)}^- \rightarrow \text{Cl}_{(aq)}^-$	$\text{OH}_{(g)}^- \rightarrow \text{OH}_{(aq)}^-$
Processo global	$\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow \text{Na}_{(aq)}^+ + \text{Cl}_{(aq)}^-$ $\Delta H = 5 \text{ kJ/mol}$	$\text{NaOH}_{(s)} \rightarrow \text{Na}_{(aq)}^+ + \text{OH}_{(aq)}^-$ $\Delta H = -44 \text{ kJ/mol}$

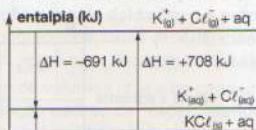
Considerando-se, em cada etapa, a formação e o rompimento de ligações químicas, ou interações intermoleculares, e as variações de entalpia, é incorreto afirmar que:

- a dissolução do sólido, em ambos os casos, consome energia.
 - a solução de $\text{NaCl}_{(aq)}$ tem mais energia que o sistema formado por $\text{NaCl}_{(s)}$ e água.
 - a temperatura aumenta na dissolução de $\text{NaOH}_{(s)}$.
 - o ânion OH^- forma ligações de hidrogênio com a água, e o ânion Cl^- é incapaz de formá-las.
4. Observe o gráfico (sem escala) da dissolução do $\text{NaOH}_{(s)}$ em água e responda às questões:



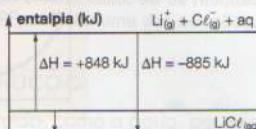
- Qual o valor da energia reticular do $\text{NaOH}_{(s)}$?
- Qual o valor da energia de hidratação?
- Qual o valor da entalpia de solução?

5. Dado o gráfico de entalpia, determine:



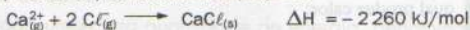
- o valor da energia reticular do $\text{KCl}_{(s)}$;
- o valor da entalpia de hidratação dos íons $\text{K}^+ + \text{Cl}^-$;
- o valor da entalpia de solução do $\text{KCl}_{(s)}$.

6. Dado o gráfico de entalpia, determine:



- o calor absorvido na ruptura das ligações iônicas de 1 mol de $\text{LiCl}_{(s)}$;
- o valor da entalpia de hidratação dos íons $\text{Li}^+ + \text{Cl}^-$;
- o valor da entalpia de solução do $\text{LiCl}_{(s)}$.

7. (UFSCar-SP) Considere as equações:



A entalpia de dissolução, em kJ/mol, do cloreto de cálcio em água, é:

- a) +714. b) +263. c) +77. d) -77. e) -263.

Entropia e energia livre

A entropia (S) é uma grandeza termodinâmica relacionada ao grau de desordem do sistema. Quanto maior o grau de desordem (desorganização) de um sistema, maior será a entropia.

Assim, para uma mesma substância nos três estados físicos, temos a situação representada a seguir.



A variação da entropia (ΔS) é dada por:

$$\Delta S = S_{\text{final}} - S_{\text{inicial}}$$

Logo:

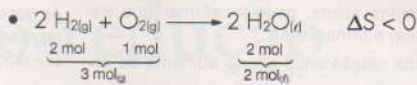
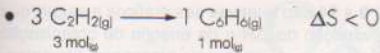
$\Delta S > 0 \Rightarrow$ entropia aumenta (aumento da desordem)

$\Delta S < 0 \Rightarrow$ entropia diminui (diminuição da desordem)

Vejamos alguns exemplos envolvendo reações:



A decomposição de 1 mol de um sólido originou 1 mol de um outro sólido e 1 mol de gás. A reação produziu um número de mol maior e uma substância gasosa; logo, a entropia aumentou ($\Delta S > 0$).



Energia livre

Os dois fatores responsáveis pela "força propulsora" de uma reação química são a entalpia (H) e a entropia (S). Sempre que uma reação química tende a diminuir a sua entalpia e a aumentar a sua entropia, a reação deve se processar espontaneamente.

As variações de entalpia e entropia relacionam-se com a energia livre de Gibbs (G).

Energia livre é a energia de que o processo dispõe para realizar trabalho útil a temperatura e pressão constantes.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Onde:

ΔG = variação da energia livre;

T = temperatura em Kelvin;

ΔH = variação da entalpia;

ΔS = variação da entropia.

Assim, pela equação temos:

$\Delta G < 0 \Rightarrow$ liberação de energia livre \Rightarrow reação espontânea;

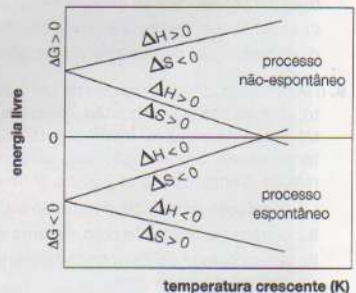
$\Delta G > 0 \Rightarrow$ absorção de energia livre \Rightarrow reação não-espontânea;

$\Delta G = 0 \Rightarrow$ equilíbrio.

Os valores do ΔG podem determinar a maior ou menor espontaneidade de uma reação. Quanto menor for o ΔG , mais espontânea será a reação.

Resumindo:

ΔH	ΔS	T · ΔS	ΔG	Espontaneidade da reação
+	-	-	sempre > 0	não-espontânea
-	+	+	sempre < 0	espontânea
+	+	+	se $\Delta H > T \cdot \Delta S \Rightarrow > 0$ se $\Delta H < T \cdot \Delta S \Rightarrow < 0$	não-espontânea espontânea
-	-	-	se $ \Delta H < T \cdot \Delta S \Rightarrow > 0$ se $ \Delta H > T \cdot \Delta S \Rightarrow < 0$	não-espontânea espontânea



Exercícios

1. (UFPI) A entropia é uma medida:

- da velocidade de uma reação.
- da não-utilização da energia total de um sistema na realização de trabalho útil.
- da energia livre da reação.
- do "conteúdo calorífico" do sistema.
- do grau de desorganização de um sistema.

2. (UEL-PR) Das alternativas adiante, qual representa a mudança de estado físico que ocorre em consequência do aumento da entropia do sistema?

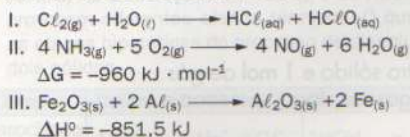
- $\text{CO}_{2(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(s)}$
- $\text{CO}_{2(l)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)}$
- $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)} \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(s)}$
- $\text{CH}_3\text{OH}_{(g)} \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$
- $\text{H}_2\text{O}_{(g)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

3. (UFPE) Células de combustível são células galvânicas, cuja reação global é a queima de um combustível pelo oxigênio. As energias livres padrão de algumas reações (em kJoule por mol de combustível) que podem ocorrer nestes tipos de células se encontram a seguir:

- $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \longrightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O} \quad \Delta G^\circ = -2106$
- $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \quad \Delta G^\circ = -817$
- $\text{HCOOH} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \quad \Delta G^\circ = -285$
- $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} \quad \Delta G^\circ = -237$

Indique a reação que apresenta o maior valor para o potencial padrão de célula.

4. (UFPE) Considere as equações químicas escritas a seguir:



Com base nos dados acima, pode-se afirmar que está(ão) correta(s) a(s) alternativa(s):

- representa uma reação onde ocorre aumento de entropia.
- representa uma reação química espontânea.
- todas as equações representam reações de síntese.
- III representa uma reação química fortemente endotérmica, nas condições padrão.
- as três equações acima são equações termoquímicas.

5. (UFRN) A combustão de compostos orgânicos é um dos processos fundamentais para a obtenção da energia em forma de calor.

A combustão completa de 1,0 mol de metano, a 25 °C e 1,0 atm, equacionada abaixo,



apresenta $\Delta H^\circ = -890,3 \text{ kJ/mol}$ e $\Delta G^\circ = -818,0 \text{ kJ/mol}$.

No cotidiano, observa-se que essa reação não acontece, a menos que os reagentes sejam postos em contato inicial com alguma fonte de energia (ignição).

Portanto, pode-se afirmar que, nessas condições, se trata de uma reação

- exotérmica, de baixa energia de ativação.
 - espontânea, de alta energia de ativação.
 - espontânea, de baixa energia de ativação.
 - endotérmica, de alta energia de ativação.
6. (ITA-SP) Num cilindro, provido de um pistão móvel sem atrito, é realizada a combustão completa de carbono (grafita). A temperatura no interior do cilindro é mantida constante desde a introdução dos reagentes até o final da reação. Considere as seguintes afirmações:
- A variação da energia interna do sistema é igual a zero.
 - O trabalho realizado pelo sistema é igual a zero.
 - A quantidade de calor trocada entre o sistema e a vizinhança é igual a zero.
 - A variação da entalpia do sistema é igual à variação da energia interna.

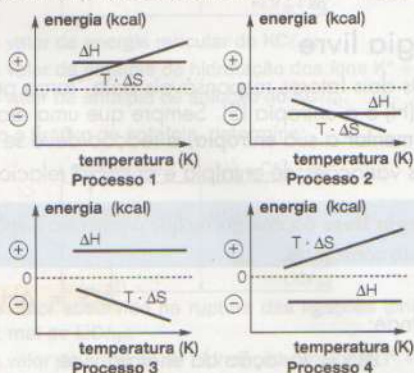
Destas afirmações, está(ão) correta(s):

- apenas I.
 - apenas I e IV.
 - apenas I, II e III.
 - apenas II e IV.
 - apenas III e IV.
7. (UFSC) A termodinâmica propõe para o cálculo de ΔG a equação $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, válida para pressão e temperatura constantes. Em relação ao processo: $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{v})}$ temos $\Delta H = 9713 \text{ cal/mol}$ (1 atm) e $\Delta S = 26,04 \text{ cal/K} \cdot \text{mol}$ (1 atm). Determine a temperatura, em graus Celsius, a partir da qual a vaporização da água é espontânea nas condições ambientes ($K = ^\circ\text{C} + 273$).

8. (MACK-SP) De uma certa reação, sabe-se que a variação de entalpia é igual a 20 kcal/mol e a variação de entropia igual a 90 cal/mol · K. O valor da energia livre em kcal/mol, a 327 °C, é:

- 53,9.
- 34,0.
- 9,4.
- 29,4.
- +74,0.

As questões de 9 a 14 são relativas aos gráficos a seguir, que representam a variação do ΔH e da energia de organização ($T \cdot \Delta S$) com a temperatura, em quatro processos diferentes.



- Qual dos processos é exotérmico e ocorre com aumento de entropia?
- Qual dos processos é exotérmico e ocorre com diminuição de entropia?
- Qual dos processos é endotérmico e ocorre com aumento de entropia?
- Qual dos processos é endotérmico e ocorre com diminuição de entropia?
- Qual(is) processo(s) é(ão) espontâneo(s) em qualquer temperatura?
- Qual(is) processo(s) pode(m) ser espontâneo(s) ou não-espontâneo(s) dependendo da temperatura?
- (IME-RJ) Uma fábrica que produz cal, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, necessita reduzir o custo da produção para se manter no mercado com preço competitivo para seu produto. A direção da fábrica solicitou ao departamento técnico o estudo da viabilidade de reduzir a temperatura do forno de calcinação de carbonato de cálcio, dos atuais 1500 K para 800 K. Considerando apenas o aspecto termodinâmico, pergunta-se: o departamento técnico pode aceitar a nova temperatura de calcinação? Em caso afirmativo, o departamento técnico pode fornecer uma outra temperatura de operação que proporcione maior economia? Em caso negativo, qual é a temperatura mais econômica para se operar o forno de calcinação?

Dados:

	$\Delta S^\circ (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$	$\Delta H^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
$\text{CaCO}_{3(\text{s})}$	92,9	-1 206,9
$\text{CaO}_{(\text{e})}$	39,8	-635,1
$\text{CO}_{2(\text{g})}$	213,6	-393,5

Obs.: desconsidere a variação das propriedades com a temperatura.

UNIDADE 4

Óxido-redução

Capítulo 13 — Número de oxidação

Capítulo 14 — Reações de óxido-redução

Capítulo 15 — Balanceamento das equações de reações de óxido-redução



Marcelo Pimenta/Kino.com.br

Figura 15.1
Oxidação de um metal

Na molécula de HCl , um par de elétrons é compartilhado entre os átomos de hidrogênio e cloro. Como o átomo de cloro é mais eletronegativo que o átomo de hidrogênio, o par eletrônico compartilhado está acentuadamente deslocado no sentido do átomo de cloro.

$H\delta^{+}Cl\delta^{-}$

CAPÍTULO 13

Número de oxidação

INTRODUÇÃO

As reações que envolvem perda e ganho de elétrons são denominadas **reações de oxido-redução**. Algumas delas são muito importantes no mundo que nos cerca e estão presentes nos processos que permitem a manutenção da vida.

Tanto a fotossíntese:



como o metabolismo da glicose no organismo:



são reações de oxido-redução.

Os ácidos atacam o ferro, produzindo gás hidrogênio. Vejamos, por exemplo, a reação do ferro com o ácido clorídrico:



Essa também é uma reação de oxido-redução.

O processo de transferência de elétrons nas reações de oxido-redução pode ser evidenciado por um experimento bastante simples.

Ao introduzirmos um fio de cobre (Cu) numa solução aquosa de nitrato de prata (AgNO_3), verificamos, após certo tempo, que ocorre a formação de um depósito de prata no fio e que a solução adquire a cor azul, característica dos íons Cu^{2+} .

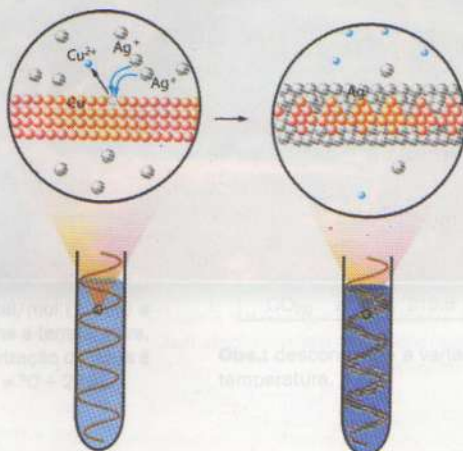


Charles D. Winters/Corbis

A fotossíntese é uma reação de oxido-redução. As moléculas de clorofila utilizam energia luminosa para produzir o gás oxigênio. As bolhas que se observam na foto são de oxigênio e estão sendo liberadas por uma planta aquática.



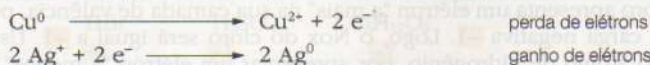
Prego de ferro imerso em uma solução de ácido clorídrico.



$\text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(g)}$, tanto $\Delta H = 9713 \text{ cal/mol}$
 $\Delta S = 26,04 \text{ cal/4,184 J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Desmbrir e ter
em graus Celsius, a partir de qual a vaporização
espontânea nas condições ambientais ($T = 20^\circ \text{C}$)

Obs.: descreva a variação das propriedades com a temperatura.

As reações envolvidas podem ser representadas pelas equações:

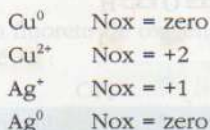


Neste exemplo, cada reação é denominada **semi-reação**.

Observe que ocorreram alterações nas cargas elétricas das espécies químicas. Assim:



Essas cargas elétricas são denominadas **números de oxidação (Nox)**. Logo, temos que:



O conhecimento do número de oxidação é de grande importância para o entendimento dos processos de óxido-redução.

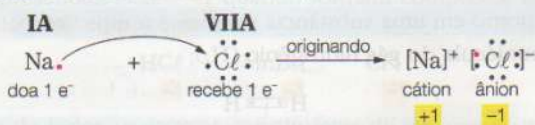
Vamos agora estudar as maneiras de determiná-lo.

NÚMERO DE OXIDAÇÃO

O número de oxidação (Nox) nos ajuda a entender como os elétrons estão distribuídos entre os átomos que participam de um composto iônico ou de uma molécula.

• Compostos iônicos

Vamos considerar a ligação iônica entre um átomo de sódio (Na) e um átomo de cloro (Cl), originando o cloreto de sódio (NaCl):



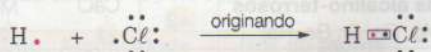
Nessa ligação, ocorreu a transferência definitiva de um elétron do átomo de sódio para o átomo de cloro, originando um cátion sódio (Na^+) e um ânion cloreto (Cl^-), que se unem por atração eletrostática. O cátion sódio (Na^+) apresenta carga **+1**; dizemos, então, que o seu Nox é igual a **+1**, enquanto o ânion cloreto (Cl^-) apresenta Nox igual a **-1**.

Nos compostos iônicos, o Nox corresponde à própria carga do íon. Essa carga equivale ao número de elétrons perdidos ou recebidos na formação do composto.

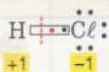
Composto iônico	$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$	$\text{Ca}^{2+} \text{O}^{2-}$	$\text{Al}^{3+} \text{F}_3^-$	$\text{Fe}_2^{3+} \text{S}_3^{2-}$
Nox	+1 -1	+2 -2	+3 -1	+3 -2

• Compostos moleculares

Vamos considerar, agora, a ligação covalente entre um átomo de hidrogênio (H) e um átomo de cloro (Cl), originando o cloreto de hidrogênio (HCl):

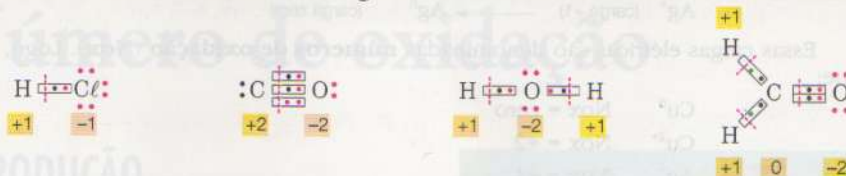


Na molécula de HCl, um par de elétrons é compartilhado pelos dois átomos. Como o átomo de cloro é mais eletronegativo que o átomo de hidrogênio, o par eletrônico compartilhado está acentuadamente deslocado no sentido do átomo de cloro:



Devido a esse deslocamento, podemos "atribuir" estes elétrons ao átomo de cloro. Assim, o cloro apresenta um elétron "a mais" na sua camada de valência, passando a apresentar uma carga negativa -1 . Logo, o Nox do cloro será igual a -1 . Usando o mesmo raciocínio, o átomo de hidrogênio, por apresentar um elétron "a menos" na sua camada de valência, adquiriu uma carga positiva $+1$ e seu Nox será igual a $+1$.

Nos compostos moleculares, não existe transferência definitiva de elétrons. Assim, o Nox corresponde à carga elétrica que o átomo iria adquirir se a ligação fosse rompida. Desse modo, o átomo de maior eletronegatividade receberia os elétrons do outro átomo:



Número de oxidação (Nox): a carga elétrica que um átomo adquire quando participa de uma ligação.

OBSERVAÇÕES:

1. O Nox deve ser determinado para cada átomo, isoladamente.
2. Nos compostos iônicos, o Nox é a própria carga de cada íon.
3. Nos compostos moleculares, o Nox é uma carga imaginária, sendo que o Nox negativo é atribuído ao átomo de maior eletronegatividade.

Regras para a determinação do Nox

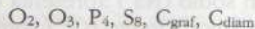
Veremos, a seguir, um conjunto de regras que permite a determinação dos números de oxidação de uma maneira bastante simples, sem que seja necessário construir as fórmulas eletrônicas dos compostos.

1. O Nox de cada átomo em uma substância simples é sempre **zero**.

Por exemplo, a molécula do gás hidrogênio (H_2):



Neste caso, como os átomos apresentam a mesma eletronegatividade, numa eventual quebra da ligação, nenhum perde ou ganha elétrons. Outros exemplos:



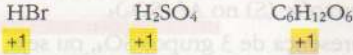
2. O Nox de um íon monoatômico é sempre igual à sua própria carga.



3. Existem elementos que apresentam Nox fixo em seus compostos:

	Nox	Exemplos	
Metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)	+1	NaCl +1	K ₂ SO ₄ +1
Metais alcalino-terrosos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)	+2	CaO +2	MgCl ₂ +2
Zinco (Zn)	+2	ZnSO ₄ +2	ZnO +2
Prata (Ag)	+1	AgCl +1	Ag ₂ SO ₄ +1
Alumínio (Al)	+3	Al ₂ (SO ₄) ₃ +3	Al ₂ O ₃ +3

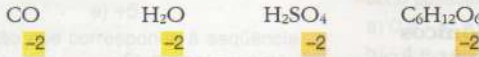
4. O Nox do elemento hidrogênio (H) nas substâncias compostas é geralmente **+1**.



Quando o hidrogênio estiver ligado a uma metal, formando hidretos metálicos, seu Nox é **-1**.



5. O Nox do elemento oxigênio (O), na maioria dos seus compostos, é **-2**.



No composto fluoreto de oxigênio (OF_2), como o flúor é mais eletronegativo, o Nox do oxigênio é **+2**:

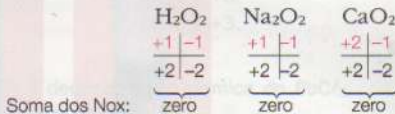


Nos peróxidos (O_2)²⁻, o Nox do oxigênio é **-1**.

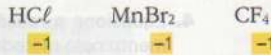
Veja a representação da fórmula eletrônica desse grupo:



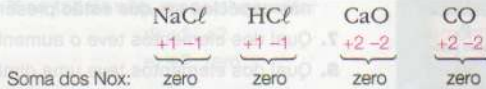
Cada átomo de oxigênio recebeu um elétron e, por isso, o seu Nox é igual a **-1**. Veja alguns exemplos de compostos, chamados **peróxidos**, que apresentam esse grupo (O_2)²⁻:



6. Os halogênios apresentam Nox = **-1** quando formam compostos binários (2 elementos), nos quais são mais eletronegativos.



7. A soma dos Nox de todos os átomos constituintes de um composto iônico ou molecular é sempre **zero**.



Determinação do Nox

Com o auxílio das regras anteriores, podemos atribuir o Nox dos átomos participantes de uma infinidade de substâncias moleculares e de compostos e agrupamentos iônicos.

• Compostos moleculares

Determinação do Nox do fósforo (P) no H_3PO_4 :



Elemento	Atomicidade	Nox do átomo
H	3	+1 = +3
P	1	x = x
O	4	-2 = -8

$$\left. \begin{array}{l} (+3) + (x) + (-8) = 0 \\ x = +5 \end{array} \right\}$$

O Nox do fósforo (P) é **+5**.



Determinação do Nox

• Compostos iônicos

Determinação do Nox do enxofre (S) no $Al_2(SO_4)_3$.

A notação $(SO_4)_3$ indica a presença de 3 grupos SO_4 , ou seja, 3 átomos de S e 12 átomos de O, o que equivale a S_3O_{12} :

$$Al_2(SO_4)_3 \Rightarrow Al_2 S_3 O_{12}$$

+3	x	-2	}	(+6) + (3x) + (-24) = 0	x = +6
+6	3x	-24			

O Nox do enxofre (S) é +6.

• Agrupamentos iônicos

Determinação do Nox do cromo (Cr) no $(Cr_2O_7)^{2-}$:

$Cr_2O_7^{2-}$	x	-2	}	(2x) + (-14) = -2	x = +6
2x	-14				

Elemento	Atomicidade	Nox do átomo
Cr	2	x = 2x
O	7	-2 = -14

O Nox do cromo (Cr) é +6.

Exercícios Fundamentais

A decomposição da água pode ser representada por:

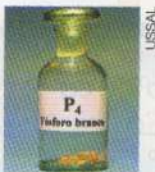


Responda as questões 1 e 2:

- Escreva a equação da reação representada acima.
- Indique o Nox dos elementos:
 - hidrogênio na água e no gás hidrogênio;
 - oxigênio na água e no gás oxigênio.
- O fósforo branco (P_4), quando exposto ao ar, sofre combustão:

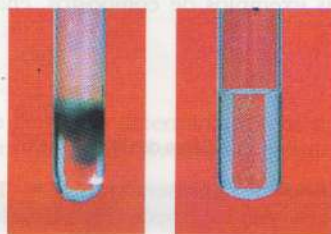


Determine o Nox do fósforo e o do oxigênio em todas as espécies.



Com base nas informações a seguir, responda as questões 4 a 9:

O magnésio reage com uma solução aquosa de ácido clorídrico, produzindo cloreto de magnésio e gás hidrogênio. As fotos a seguir mostram a reação no início e no final:



Fotos: USSAL

- Equacione a reação mencionada e faça seu balanceamento pelo método das tentativas.
- O que aconteceu com o magnésio, $Mg_{(s)}$? Ele "sumiu"?
- Determine o Nox dos elementos magnésio e hidrogênio nas espécies em que estão presentes.
- Qual dos elementos teve o aumento do Nox?
- Qual dos elementos teve uma diminuição do Nox?
- Na foto final, notamos a presença de gotículas de água na parte superior interna do tubo de ensaio. Como você pode justificar esse fato?
- Determine o Nox do elemento cloro nas espécies: Cl_2 , $NaCl$, $CaCl_2$, HCl , $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$, Cl_2O_7 e ClO_4 .

Exercícios Resolvidos

1. (UFRS) Na reação representada por:



determine o Nox do elemento fósforo (P) nas três substâncias em que ele é um dos componentes.

SOLUÇÃO

- P_4 = substância simples = Nox = zero
- NaH_2PO_2
Nox conhecidos: Na = +1, H = +1, O = -2

Na	H ₂	P	O ₂	⇒	(+1) + (+2) + (x) + (-4) = 0
+1	+1	x	-2		
+1	+2	x	-4		

$$x = +1$$

• PH_3

Nox conhecido: H = +1

P	H ₃	⇒	(x) + (+3) = 0
x	+1		
x	+3		

$$x = -3$$

Testando seu Conhecimento

1. (PUC-RJ) Indique o número de oxidação de cada elemento nos respectivos compostos, relacionando as colunas:

I) Ca em CaCO_3	a) -1
II) Cl em HCl	b) 0
III) Na em Na_2SO_4	c) +1
IV) N em HNO_3	d) +2
V) O em O_2	e) +5

Responda qual é a opção que corresponde à seqüência correta de cima para baixo:

a) IIa, Vb, IIIC, Id, IVe.	d) Va, IIb, Ic, IIId, IVe.
b) IIa, Vb, IIIC, IVd, Ie.	e) Va, IIb, IIc, Id, IVe.
c) IIIa, IVb, IIc, Id, Ve.	

2. (UFRJ 2003) Nas substâncias CO_2 , KMnO_4 , H_2SO_4 , os números de oxidação do carbono, manganês e enxofre são, respectivamente,

a) +4, +7, +6.	d) +3, +7, +4.
b) +3, +7, +6.	e) +4, +7, +5.
c) +4, +6, +6.	

3. Os Nox do Cr nos sais $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ e CaCrO_4 são respectivamente:

a) +7 e +4.	d) +3 e +6.
b) +6 e +6.	e) +6 e +3.
c) -6 e -6.	

4. (Fuvest-SP — mod.) A decomposição térmica do PbCl_4 ocorre de acordo com a equação:



As substâncias PbCl_4 e PbCl_2 podem ser caracterizadas conforme a tabela:

Substância	Nº de oxidação Pb	Nº de oxidação Cl
PbCl_4	X	-1
PbCl_2	+2	Y

Os valores de X e Y na tabela são, respectivamente:

a) +4, +1.	d) +1, +2.
b) +4, -1.	e) +2, zero.
c) +1, -2.	

5. (PUC-MG) O sistema de segurança *air-bag* usado em automóveis é acionado por um microprocessador em caso de acidente. Ocorre desencadeamento de reações liberando nitrogênio, que infla prontamente o saco plástico (*air-bag*). Considerando as reações:



observa-se que o nitrogênio apresenta, na seqüência das reações 1 e 2, os seguintes números de oxidação:

a) -3, 0, +3, 0.	d) +1/3, 0, +5, 0.
b) -1/3, 0, +5, 0.	e) -3, +2, +3, +2.
c) +3, 0, -3, 0.	

6. (UFV-MG) Os números de oxidação do boro, iodo e enxofre nas espécies químicas H_3BO_3 , IO_4^- e HSO_4^- são, respectivamente:

a) +4, +8, +7.	d) +4, +5, +6.
b) +3, +7, +8.	e) +2, +6, +5.
c) +3, +7, +6.	

7. (UFMS-RS) O caldo formado pela matéria orgânica encoberta pela água das barragens é altamente corrosivo. A decomposição da matéria orgânica em ambiente eutrofizado ocorre de modo anaeróbio e envolve muitas reações químicas. Uma delas é a fermentação da celulose que gera grande quantidade de metano e gás carbônico cujos átomos de carbono possuem, respectivamente, os números de oxidação:

a) 0 e -4.	c) +4 e 0.	e) -2 e +2.
b) -4 e +4.	d) +4 e -4.	

8. (PSS-UFPB) Dentre os oxiações do cloro, HClO , HClO_2 , HClO_3 e HClO_4 , é bastante utilizado o HClO devido à sua ação alvejante. A nomenclatura e o número de oxidação do elemento central desses ácidos são respectivamente:

a) ácido hipocloroso e +1; ácido cloroso e +5; ácido clórico e +3; ácido perclórico e +7.
b) ácido cloroso e +1; ácido hipocloroso e +3; ácido clórico e +5; ácido perclórico e +7.
c) ácido hipocloroso e +1; ácido clórico e +3; ácido perclórico e +7; ácido cloroso e +5.
d) ácido hipocloroso e +3; ácido cloroso e +1; ácido perclórico e +7; ácido clórico e +5.
e) ácido hipocloroso e +1; ácido cloroso e +3; ácido clórico e +5; ácido perclórico e +7.

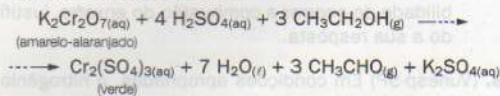
9. (UNI-RIO 2003) "Mais de 20 nascentes subterrâneas alimentam Villa Luz. Peixes como o *Poecilia mexicana* ficam corados com os altos níveis de hemoglobina necessária para a captação do escasso oxigênio da água. Venenoso para os seres humanos, o ácido sulfídrico (H_2S) sustenta formas de vida microbianas que o oxidam, originando ácido sulfúrico (H_2SO_4) — este, por sua vez, dissolve a rocha (...)"

(National Geographic Brasil, 2001.)

Considerando que nos ácidos oxigenados o enxofre possui maiores estados de oxidação, indique a opção que contém o número de oxidação correto do átomo de enxofre presente nos ácidos sulfídrico e sulfúrico, respectivamente:

a) -2 e +4.	c) +4 e +6.	e) -2 e +6.
b) +6 e -2.	d) +6 e +4.	

10. (UFJF-MG) O bafômetro é um instrumento utilizado para medir a quantidade de álcool ingerida por uma pessoa. Em um bafômetro simples ocorre uma reação, em que o dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) oxida o álcool etílico à aldeído acético. Esta reação é representada pela seguinte equação química:



(Número atômico do enxofre = 16.)

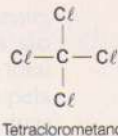
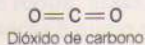
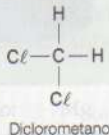
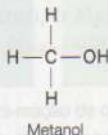
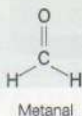
- Qual é o nome do composto verde formado na reação?
- Escreva a configuração eletrônica do átomo de enxofre no estado fundamental. Qual é o número de oxidação do enxofre no ácido sulfúrico?
- Quais são os compostos iônicos produzidos por esta reação?
- Classifique as substâncias que participam da reação quanto a serem simples ou compostas.

Com base na tabela anterior e nos conhecimentos sobre átomos, ligações químicas e constantes atômicas e moleculares, pode-se afirmar:

- (01) 1 mol de cloro e 1 mol de monocloreto de bromo ocupam, cada um, o volume de 22,4 L a 25 °C e 1 atm.
- (02) O Nox do bromo, no monocloreto de bromo e no bromato de sódio, é, respectivamente, +1 e +5.
- (04) Todas as substâncias da tabela são formadas por átomos de elementos representativos.
- (08) Cl_2 e Br_2 são moléculas polares.
- (16) Brometo de célio, eletrólito forte quando fundido, é um composto molecular.
- (32) A massa aproximada de uma molécula de cloro é $1,2 \cdot 10^{-22}$ g.
- (64) A massa molar do bromato de sódio é igual a 134,9 g.

Dê como resposta a soma dos números correspondentes às afirmações corretas.

8. (UFSM-RS) O carbono pertence ao grupo 4 A da classificação periódica e pode ligar-se tanto a elementos de alta eletronegatividade, como flúor (4,0) ou oxigênio (3,5) quanto a elementos mais eletropositivos, como hidrogênio (2,1) ou magnésio (1,2). Assim, apesar de o carbono, na grande maioria dos casos, unir-se através de ligações covalentes, ele tem o número de oxidação bastante variável. Observe as substâncias representadas a seguir:



Marque a alternativa que apresenta, em ordem, o número de oxidação do carbono em cada uma delas:

- a) 0; -2; 0; +4; +4.
- b) -2; +3; 0; -4; +4.
- c) 0; +2; -2; +4; -4.
- d) +2; -3; +2; -4; -4.
- e) -2; -3; 0; +4; -4.

9. (PUC-RS) O número de oxidação do átomo de carbono nas estruturas CH_4 , $HCHO$ e CO_3^{2-} é, respectivamente:

- a) +4; 0; -4.
- b) -4; 0; +4.
- c) 0; +4; -4.
- d) -4; -4; 0.
- e) +4; +4; -4.

10. O gás cianídrico, muito tóxico, possui três átomos em sua molécula: carbono, nitrogênio e hidrogênio. Dados os números atômicos: C = 6; N = 7 e H = 1, assinale a alternativa que indica corretamente o número de oxidação do carbono e as forças existentes entre moléculas na substância líquida.

	Número de oxidação do carbono	Tipo de forças intermoleculares
a)	-2	Van der Waals
b)	-4	ligações de hidrogênio
c)	zero	ligações de hidrogênio
d)	+2	Van der Waals
e)	+2	ligações de hidrogênio

11. Sabendo que o Nox do Sb no $Na_4Sb_2O_x$ é igual ao Nox do P no H_3PO_4 , qual o valor de x?

- a) 7.
- b) 6.
- c) 5.
- d) 4.
- e) 3.

CAPÍTULO 14

Reações de óxido-redução



Reação de Óxido-redução

Introduzindo uma lâmina de zinco (Zn) em uma solução aquosa de sulfato de cobre (CuSO_4), que apresenta cor azul característica do íon $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$, após um certo tempo observamos o aparecimento de uma substância avermelhada (cobre metálico) sobre a lâmina e uma mudança de cor na solução, que se torna incolor.



Nesse processo, ocorreu uma reação que pode ser representada por:



ou



Portanto, a reação que ocorreu pode ser representada assim:



A transformação do $\text{Zn}_{(s)}$ em $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$ ocorreu através da perda de 2 elétrons por átomo de $\text{Zn}_{(s)}$:



A esta transformação denominamos oxidação.

Oxidação: perda de elétrons.

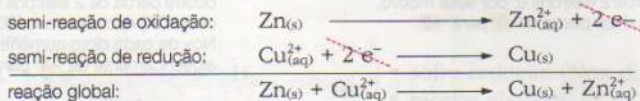
À medida que os átomos de $\text{Zn}_{(s)}$ se oxidam, os íons $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ recebem 2 elétrons e se transformam em $\text{Cu}_{(s)}$:



A esta transformação denominamos redução.

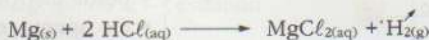
Redução: ganho de elétrons.

Esses processos, envolvendo perda e ganho de elétrons, ocorrem simultaneamente, ou seja, à medida que uma espécie se oxida, outra espécie se reduz. Essas reações são chamadas **reações de óxido-redução** e uma de suas características é que o número total de elétrons perdidos por uma espécie é igual ao número total de elétrons recebidos pela outra. Isto pode ser percebido em nosso exemplo, analisando conjuntamente as duas semi-reações:



Um outro exemplo de reação de óxido-redução é a que ocorre quando mergulhamos uma fita de magnésio (Mg) em uma solução aquosa de ácido clorídrico [HCl(aq)].

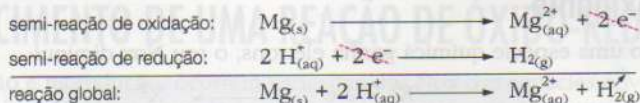
A efervescência é devida à liberação de gás hidrogênio e, após certo tempo, a fita de magnésio “desaparece”, isto é, o magnésio metálico é consumido. A reação ocorrida pode ser representada por:



ou



Enquanto o Mg_(s) se transforma em Mg²⁺_(aq), ele perde 2 elétrons por átomo de magnésio (Mg) e, portanto, o Mg_(s) sofre uma **oxidação**. Ao mesmo tempo, os dois íons H⁺_(aq) se transformam em H_{2(g)}, ocorrendo um ganho de 2 elétrons e, portanto, os íons H⁺ sofrem uma **redução**.



OBSERVAÇÃO:

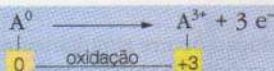
Nas reações de óxido-redução, o número total de elétrons permanece constante, porque:

$$n^{\circ} \text{ de } e^{-} \text{ recebidos} = n^{\circ} \text{ de } e^{-} \text{ perdidos}$$

AGENTE REDUTOR E AGENTE OXIDANTE

Agente redutor

Quando uma espécie química perde elétrons, o seu Nox aumenta:

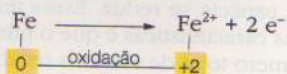


Isso permite que o estudo da oxidação seja feito sob dois aspectos:

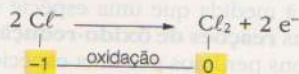
- considerando a perda de elétrons;
- considerando o aumento algébrico do Nox.



Veja alguns exemplos:



O Fe, ao se transformar em Fe^{2+} , perde 2 elétrons e, por esse motivo, seu Nox passa de 0 para +2.

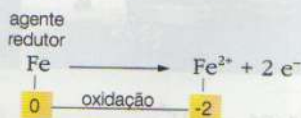


Quando 2 Cl^- se transformam em Cl_2 , ocorre perda de 2 elétrons (um de cada Cl^-) e, como consequência, o Nox de cada cloro aumenta algebricamente de -1 para 0.

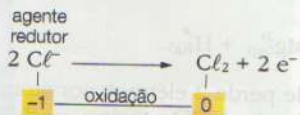
Como o processo de oxidação ocorre simultaneamente ao de redução, os elétrons perdidos pela espécie que se oxida serão recebidos pela que sofre redução. Isso significa que a espécie oxidada provoca a redução da outra espécie; por este motivo, ela é denominada **substância** ou **agente redutor**.

Agente redutor: é a substância que sofre oxidação e provoca redução.

Retomando os exemplos dados, temos:



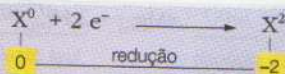
- Fe** {
- sofre oxidação (Nox aumenta)
 - perde elétrons
 - é o agente redutor



- Cl^-** {
- sofre oxidação (Nox aumenta)
 - perde elétrons
 - é o agente redutor

Agente oxidante

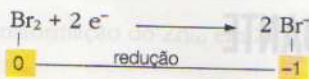
Quando uma espécie química ganha elétrons, o seu Nox diminui:



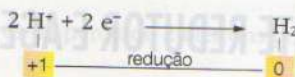
Isso permite que o estudo da redução seja feito sob dois aspectos:

- considerando o ganho de elétrons;
- considerando a diminuição algebrica do Nox.

Veja alguns exemplos:



O Br_2 , ao se transformar em 2 Br^- , recebe 2 elétrons (um para cada Br) e, como consequência, o Nox de cada bromo passa de 0 para -1.

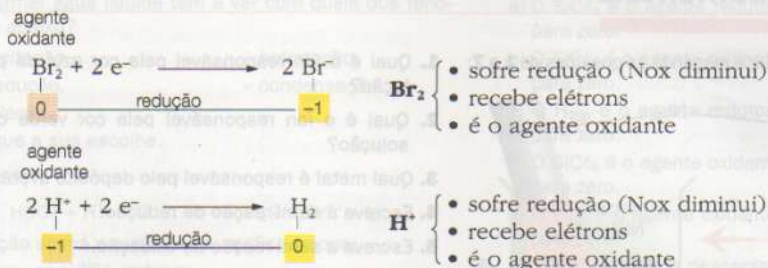


Os dois íons H^+ , ao receberem 2 e^- , transformam-se em H_2 e, como consequência, o Nox de cada hidrogênio passa de +1 para 0.

Como o processo de redução ocorre simultaneamente ao de oxidação, os elétrons recebidos pela espécie que se reduz são cedidos pela que sofre oxidação. Isso significa que a espécie reduzida provoca a oxidação da outra espécie; por esse motivo, ela é denominada **substância** ou **agente oxidante**.

Agente oxidante: é a substância que sofre redução e provoca oxidação.

Retomando os exemplos dados, temos:



Vitamina C

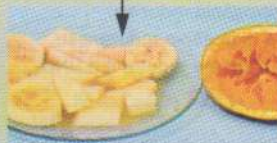
Em Medicina, os agentes redutores costumam ser denominados **antioxidantes**. Um dos mais conhecidos é a vitamina C (ácido ascórbico).

Atualmente, muitos alimentos industrializados recebem adição de vitamina C, não só pelo seu valor nutricional, mas pelo fato de o ácido ascórbico reagir rapidamente com vários agentes oxidantes — como o gás oxigênio do ar —, evitando que o alimento sofra alterações.

A vitamina C é solúvel em água e, por isso, ela não pode ser adicionada a certos alimentos como antioxidante. Nesse caso, deve ser substituída pela vitamina E, que age também como antioxidante lipossolúvel, isto é, solúvel nas gorduras.



Sem suco de laranja.



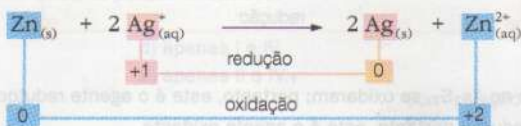
Adição de suco de laranja.

No preparo de uma salada de frutas, costuma-se colocar também um pouco de suco de laranja ou de limão sobre pedaços de pêra e maçã. Esse procedimento evita o escurecimento dessas frutas, pois a vitamina C, presente nesses sucos, atua como antioxidante.

RECONHECIMENTO DE UMA REAÇÃO DE ÓXIDO-REDUÇÃO

Na oxidação e na redução, ocorrem variações dos Nox das espécies envolvidas. Portanto, analisando o Nox das espécies participantes de uma reação, conseguimos identificar se ela é ou não de óxido-redução. Veja alguns exemplos:

1º exemplo

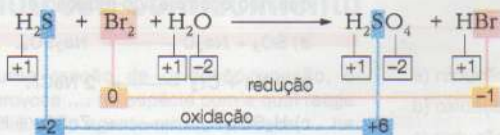


Nesta reação, temos:



Como nem sempre podemos perceber a ocorrência da variação do Nox, é conveniente determinar o Nox dos átomos de todas as espécies participantes da reação.

2º exemplo



Como no H_2S ocorre oxidação do S, o H_2S é o agente redutor. Já o Br_2 sofre redução e, portanto, é o agente oxidante.

Exercícios Fundamentais

Observe as ilustrações a seguir e responda às questões de 1 a 7:



- Qual é o íon responsável pela cor azul da primeira solução?
- Qual é o íon responsável pela cor verde da segunda solução?
- Qual metal é responsável pelo depósito avermelhado?
- Escreva a semi-reação de redução.
- Escreva a semi-reação de oxidação.
- Escreva a reação global.
- Indique os agentes oxidante e redutor.

Exercícios Resolvidos

1. (UECE) Seja a equação química:



Indique a afirmativa correta:

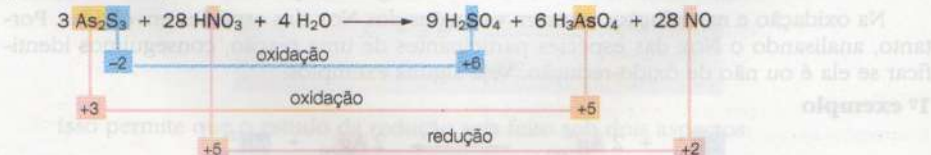
- O arsênio oxida-se; enxofre e nitrogênio reduzem-se.
- Enxofre e nitrogênio oxidam-se; arsênio reduz-se.
- Arsênio e enxofre oxidam-se; nitrogênio reduz-se.
- O enxofre oxida-se; nitrogênio e hidrogênio reduzem-se.
- O agente oxidante é o As_2S_3 e o agente redutor é o HNO_3 .

SOLUÇÃO

Inicialmente, devemos calcular o Nox dos átomos presentes em todas as substâncias:



Podemos observar que ocorreu variação de Nox no **As**, no **N** e no **S**:



Assim, temos:

- O arsênio (As) e o enxofre (S), presentes no As_2S_3 , se oxidaram; portanto, este é o agente redutor.
- O nitrogênio (N), presente no HNO_3 , se reduziu; portanto, este é o agente oxidante.

Resposta: alternativa **c**.

Testando seu Conhecimento

1. (UFV-MG) A seguir são apresentadas as equações de quatro reações:

- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{HCl}$;
- $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$;
- $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{SO}_3$;
- $2 \text{Al}(\text{OH})_3 \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$.

São reações de óxi-redução:

- I e II.
- II e IV.
- I, II e III.
- II, III e IV.
- I, II e III.

2. (MACK-SP) A equação que representa uma reação em que não ocorre óxido-redução é:

- $\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{O} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$.
- $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{NaCl}$.
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$.
- $2 \text{AgNO}_3 + \text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{Ag}$.
- $2 \text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{luz}} 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$.

3. (PSS-UFAL) A reação entre hidrogênio e oxigênio gasosos para formar água líquida tem a ver com quais dos fenômenos abaixo?

- precipitação, - hidratação,
- oxirredução, - condensação.
- destilação.

Justifique a sua escolha.

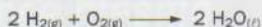
4. (MACK-SP)



Na reação acima equacionada, verifica-se que:

- o cloro, no HOCℓ, reduz-se.
- o cloro não perde nem recebe elétrons.
- o cloro, no HOCℓ, oxida-se.
- o íon Cℓ^{1-} é um cátion.
- o íon I^{1-} reduz-se.

5. (UFMG) A produção de energia é um tema crucial nos dias de hoje. As células a combustível convertem energia química em energia elétrica. As células que usam o hidrogênio como combustível oferecem a vantagem de gerar água como produto, não contaminando o meio ambiente. A equação que representa a reação global para esse tipo de célula a combustível é:



Considerando-se essas informações, é correto afirmar que

- o oxigênio oxida e ganha elétrons.
- o oxigênio reduz e perde elétrons.
- o hidrogênio reduz e ganha elétrons.
- o hidrogênio oxida e perde elétrons.

6. (UFSM-RS) Na equação iônica a seguir, observe o sentido da equação para a direita.



Então, analise as afirmativas:

- O Fe^{2+} e o Ce^{4+} são agentes oxidantes.
- O Fe^{2+} é o agente redutor porque é oxidado.
- O Ce^{3+} e o Fe^{3+} são agentes redutores.
- O Ce^{4+} é o agente oxidante porque é reduzido.

Estão corretas:

- apenas I e II.
- apenas I e III.
- apenas II e III.
- apenas I e IV.
- apenas II e IV.

7. (UFF-RJ) Para a fabricação de chips utilizados em computadores e calculadoras eletrônicas, é necessária uma forma altamente pura de silício, que pode ser obtida por meio da reação redox representada pela equação:



Considerando essa reação, pode-se dizer que:

- O SiCl_{4} é o agente redutor, pois seu Nox varia de +4 para zero.
- O SiCl_{4} é o agente oxidante, pois seu Nox varia de +4 para zero.
- O $\text{H}_{2(\text{g})}$ é o agente redutor, pois seu Nox varia de +1 para zero.
- O SiCl_{4} é o agente oxidante, pois seu Nox varia de -4 para zero.
- O $\text{H}_{2(\text{g})}$ é o agente oxidante, pois seu Nox varia de +1 para zero.

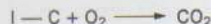
8. (PUC-PR) Durante a descarga de uma bateria de automóvel, o chumbo reage com o óxido de chumbo II e com ácido sulfúrico, formando sulfato de chumbo II e água:



Nesse processo, o oxidante e o oxidado são, respectivamente:

- PbO_2 — Pb.
- H_2SO_4 — Pb.
- PbO_2 — H_2SO_4 .
- PbSO_4 — Pb.
- H_2O — PbSO_4 .

9. (UFMG) Esta figura ilustra um alto-forno típico para a obtenção de ferro. As principais reações que se processam, de forma simplificada, podem ser representadas por:



Com relação à obtenção do ferro, indique a afirmativa falsa.

- CO é o agente redutor na reação III.
- CO_2 é o agente redutor na reação II.
- O ar é usado para a combustão do carvão.
- O calcário é usado para a remoção da sílica.

Aprofundando seu Conhecimento

1. (UFSM-RS) Em uma reação de oxidação-redução, o agente oxidante provoca na espécie com a qual reage e seu próprio NOX, e o agente redutor provoca na espécie com a qual reage e elétrons.

Escolha a alternativa que preenche, corretamente, as lacunas.

- redução — aumenta — oxidação — ganha.
- oxidação — aumenta — redução — perde.
- redução — diminui — oxidação — ganha.
- oxidação — diminui — redução — perde.
- oxidação — diminui — redução — ganha.

2. (Vunesp-SP) Em contato com ar úmido, um telhado de cobre é lentamente coberto por uma camada verde de CuCO_3 , formado pela seqüência de reações representadas pelas equações a seguir:



(equação 1)



(equação 2)

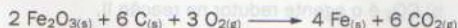
Com relação ao processo global que ocorre, pode-se afirmar:

- apenas a reação 1 é de óxido-redução.
 - apenas a reação 2 é de óxido-redução.
 - nenhuma das reações é de óxido-redução.
 - o $\text{Cu}_{(s)}$ é o agente oxidante da reação 1.
3. (PUC-RS) O cromo é um metal que entra na composição química do aço inoxidável e pode ser obtido por aluminotermia, a partir da reação expressa pela equação:



Pela análise da equação, é correto afirmar que

- o cromo sofre oxidação.
 - o alumínio sofre redução.
 - o agente redutor é o alumínio.
 - o agente oxidante é o óxido de alumínio.
5. (UnB-DF) Representa-se a obtenção de ferro-gusa pela equação a seguir. Identificando o estado de oxidação das substâncias envolvidas nessa reação, julgue os itens que se seguem.



- Os átomos de Fe do Fe_2O_3 sofreram redução.
- Na reação, o gás oxigênio (O_2) atua como redutor.
- O estado de oxidação +4 do átomo de carbono no CO_2 indica que tal substância é iônica.
- Nesta reação, o número total de elétrons dos reagentes é igual ao número total de elétrons dos produtos.

6. (PUC-SP) O processo de produção do nitrato de amônio (NH_4NO_3), um importante componente de fertilizantes e de explosivos, pode ser resumido em três etapas, representadas pelas equações globais abaixo:

Etapa I: Síntese da amônia



Etapa II: Obtenção do ácido nítrico

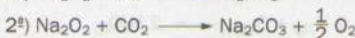
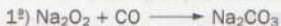


Etapa III: Síntese do nitrato de amônio



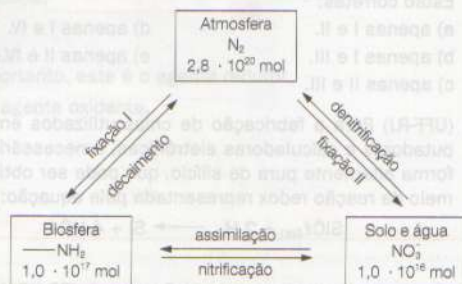
Pode-se afirmar a respeito dessas etapas que

- na etapa I o N_2 é oxidado, na etapa II o NH_3 é neutralizado e na etapa III ocorre uma reação de amonização.
 - na etapa I o N_2 é reduzido, na etapa II o NH_3 sofre combustão e na etapa III o HNO_3 é reduzido.
 - na etapa I o N_2 é reduzido, na etapa II o NH_3 é neutralizado e na etapa III ocorre uma reação de oxidação.
 - na etapa I o N_2 é reduzido, na etapa II o NH_3 é oxidado e na etapa III ocorre uma reação de neutralização.
 - na etapa I o N_2 é oxidado, na etapa II o NH_3 sofre combustão e na etapa III ocorre uma reação de neutralização.
7. (UFR-RJ) O peróxido de sódio pode ser usado como agente alvejante de artigos de lã, de seda e de algodão e em sínteses químicas. Ele reage com o monóxido de carbono, para formar o carbonato de sódio, e reage com o dióxido de carbono, para formar o carbonato de sódio e o oxigênio, conforme equações abaixo.



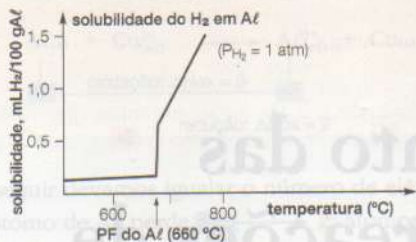
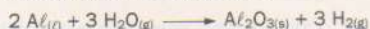
- Qual o número de oxidação do oxigênio no peróxido de sódio e do carbono no gás carbônico?
- Indique o agente redutor e o agente oxidante na primeira equação.

8. (Unicamp-SP) O nitrogênio é importantíssimo para a vida na Terra. No entanto, para que entre nos ciclos biológicos é fundamental que ele seja transformado, a partir da atmosfera, em substâncias aproveitáveis pelos organismos vivos. O diagrama a seguir mostra, de modo simples, o seu ciclo na Terra. Os retângulos representam os reservatórios naturais contendo quantidades de compostos de nitrogênio. No diagrama estão representados os processos envolvidos, as quantidades totais de nitrogênio e, em cada retângulo, as espécies predominantes.



- Quais dos processos representam oxidação de uma espécie química em outra?
- Em qual espécie química desse ciclo o nitrogênio apresenta o maior número de oxidação? Qual é o seu número de oxidação nesse caso? Mostre como chegou ao resultado.
- Qual é o número total de moles de átomos de nitrogênio no sistema representado?

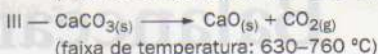
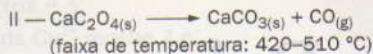
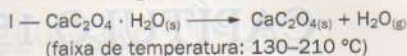
9. (Fuvest-SP) O alumínio metálico obtido na indústria à alta temperatura na forma líquida reage com o vapor d'água da atmosfera, conforme a equação:



O hidrogênio gasoso produzido fica dissolvido no metal, conforme o gráfico anterior indica.

- Qual o oxidante e qual o redutor na reação de formação de hidrogênio?
- Explique por que aparecem "bolhas" nos lingotes de alumínio sólido obtidos pelo resfriamento do alumínio líquido.

10. (Fuvest-SP) Oxalato de cálcio monohidratado ($\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) aquecido ao ar decompõe-se gradativamente seguindo três etapas (I, II e III). As equações das reações e as respectivas faixas de temperatura em que elas ocorrem são dadas a seguir:



- Esboce um gráfico, massa de sólido em função da temperatura de aquecimento, que representa essa decomposição. Inicie com uma massa qualquer à temperatura ambiente. Indique no gráfico as substâncias que estão presentes nas seguintes faixas de temperatura: 25–130 °C, 210–420 °C e 510–630 °C.
- Qual das equações dadas representa uma reação de oxido-redução? Justifique.

Faça você mesmo

Reação química com alteração do Nox

Material

Uma palha de aço
Água sanitária
Prato fundo
Pinça

Procedimento

Coloque um pedaço da palha de aço aberta em um prato e cubra com água sanitária.

Deixe o sistema em repouso durante 10 minutos e, depois, com o auxílio de uma pinça, remova cuidadosamente a palha de aço.

Você poderá observar que, no fundo do prato, apareceu uma nova substância de cor avermelhada, cuja fórmula é Fe_2O_3 . A reação que originou esse composto ocorreu entre o ferro e o hipoclorito de sódio (NaClO), presente na água sanitária, e pode ser representada pela equação não-balanceada:



Resolva as seguintes questões:

- Qual o Nox do ferro nos compostos mencionados?
- Qual o Nox do cloro nos compostos mencionados?
- Quais os elementos cujos Nox não variam?
- Sabendo que a variação do Nox de cada átomo de ferro corresponde à perda de 3 elétrons, determine a quantidade de elétrons recebidos por átomo de cloro na reação.
- Indique os agentes oxidante e redutor.



corrosivo



tóxico

ATENÇÃO



Converse com o seu professor sobre os equipamentos de segurança e os cuidados necessários à realização do experimento.

CAPÍTULO 15

Balanceamento das equações de reações de óxido-redução

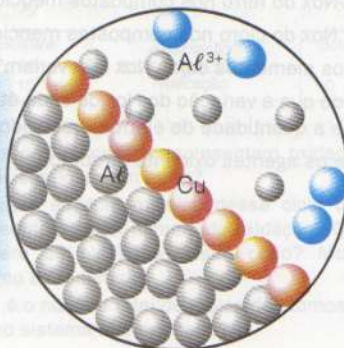
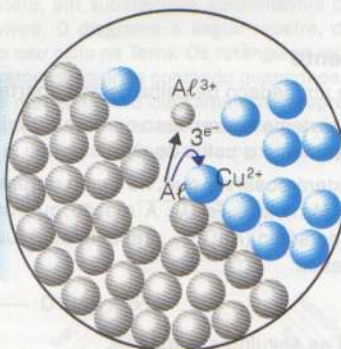
Como nas reações de óxido-redução ocorre transferência de elétrons, para balanceá-las devemos **igualar o número de elétrons perdidos e recebidos**. Para isso, devemos inicialmente determinar o número de elétrons perdidos ou recebidos para cada espécie química, que corresponde à variação do Nox (ΔNox).

A partir desse conhecimento, iremos determinar a quantidade necessária de cada espécie para obter a igualdade do número de elétrons. Vejamos alguns exemplos.

1º exemplo

Uma lâmina de alumínio, Al , foi mergulhada numa solução aquosa de sulfato de cobre, CuSO_4 , ocorrendo a formação de cobre metálico, Cu , e de sulfato de alumínio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$:

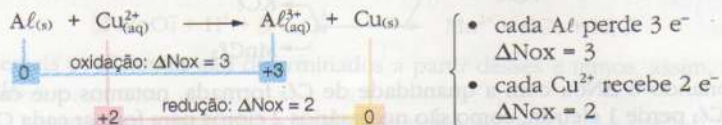
Foto: Thales Trigo



Essa reação pode ser representada, na forma iônica, da seguinte maneira:



Inicialmente devemos determinar o Nox de cada espécie e suas variações:



A seguir devemos igualar o número de elétrons:

1 átomo de Al perde 3 e⁻ → 2 átomos de Al perdem 6 e⁻

1 íon de Cu²⁺ recebe 2 e⁻ → 3 íons de Cu²⁺ recebem 6 e⁻

Esses números de átomos correspondem aos coeficientes dessas espécies; a partir deles, determinamos os coeficientes das outras espécies, obtendo a equação balanceada:



OBSERVAÇÕES:

1. Note que o coeficiente atribuído ao Al_(s) é igual ao ΔNox do Cu_(aq)²⁺ e que o coeficiente do Cu_(aq)²⁺ é igual ao ΔNox do Al_(s). Generalizando, temos:

• ΔNox da oxidação = coeficiente da espécie que sofreu redução;

• ΔNox da redução = coeficiente da espécie que sofreu oxidação.

2. O número total de elétrons perdidos ou recebidos é igual ao produto do ΔNox da espécie pelo seu coeficiente:

$$n^{\circ} \text{ total de e}^{-} (\text{perdidos ou recebidos}) = \Delta\text{Nox} \cdot \text{coeficiente}$$

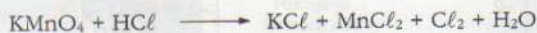
Veja o exemplo:

	ΔNox · coeficiente	Nº total de e ⁻
Al	3 · 2	6
Cu ²⁺	2 · 3	6

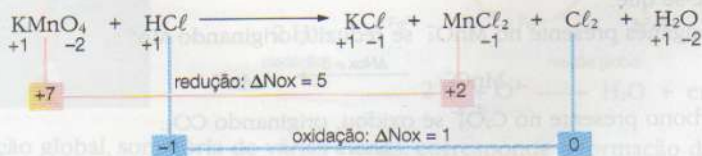
2º exemplo

Quando uma solução aquosa de permanganato de potássio, KMnO₄, de cor violeta, é gotejada sobre uma solução de ácido clorídrico, HCl, ela sofre uma descoloração, ou seja, torna-se incolor.

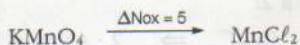
Essa reação pode ser representada por:



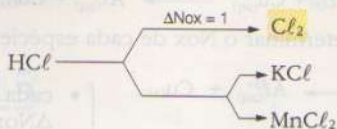
Inicialmente, determinamos a variação do Nox, ΔNox, de cada elemento:



Todo o manganês, Mn, presente no KMnO₄ se reduziu, originando o MnCl₂:



O cloro presente no HCl originou KCl , MnCl_2 e Cl_2 , sendo que somente uma parte dos seus átomos se oxidou, originando o Cl_2 , que é a parte que nos interessa:



Relacionando o ΔNox com a quantidade de Cl_2 formada, notamos que cada cloro que forma Cl_2 perde 1 elétron; como são necessários 2 cloros para formar cada Cl_2 , nessa formação foram perdidos 2 elétrons. Assim, temos:

- $\text{KMnO}_4 = \Delta\text{Nox} = 5$;
- $\text{Cl}_2 = 2 \Delta\text{Nox} = 2$.

A seguir, determinamos os coeficientes para cada espécie em que houve variação do Nox, sabendo que isso pode ser feito simplesmente atribuindo o ΔNox de uma espécie como coeficiente da outra espécie. Assim, temos:

- $\text{KMnO}_4 = \Delta\text{Nox} = 5 \Rightarrow 5$ será o coeficiente do Cl_2 ;
- $\text{Cl}_2 = 2 \cdot \Delta\text{Nox} = 2 \Rightarrow 2$ será o coeficiente do KMnO_4 .

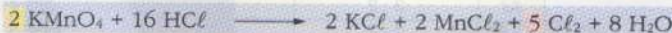
Na equação, temos:



Observe que o número total de elétrons perdidos é igual ao número total de elétrons recebidos:

e ⁻ perdidos	e ⁻ recebidos
1 $\text{Cl}_2 = 2 \text{e}^-$	1 $\text{KMnO}_4 = 5 \text{e}^-$
5 $\text{Cl}_2 = 10 \text{e}^-$	2 $\text{KMnO}_4 = 10 \text{e}^-$

Agora, conhecendo os coeficientes do KMnO_4 e do Cl_2 , podemos determinar os outros pelo método das tentativas, e teremos a equação balanceada:

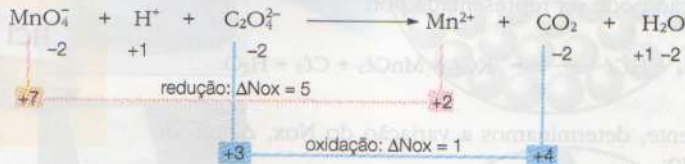


3º exemplo

Determinação dos coeficientes de uma equação iônica.

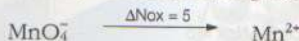


Inicialmente, determinamos o Nox de cada espécie a fim de verificar quais delas apresentam variação, ou seja, quais se oxidaram e quais se reduziram:

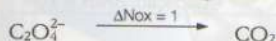


Percebe-se que:

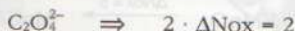
- Todo manganês presente no MnO_4^- se reduziu, originando Mn^{2+} :



- Todo carbono presente no $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ se oxidou, originando CO_2 :



- Cada carbono perdeu 1 elétron e, como no $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ existem 2 carbonos, o número total de elétrons perdidos é igual a 2:



Agora, determinamos os coeficientes de cada espécie em que houve variação do Nox: basta atribuir o ΔNox de uma espécie como coeficiente da outra espécie. Assim, temos:

$$\bullet \text{MnO}_4^- - \Delta\text{Nox} = 5 \Rightarrow 5 \text{ será o coeficiente do } \text{C}_2\text{O}_4^{2-};$$

$$\bullet \text{C}_2\text{O}_4^{2-} - 2 \cdot \Delta\text{Nox} = 2 \Rightarrow 2 \text{ será o coeficiente do } \text{MnO}_4^-.$$

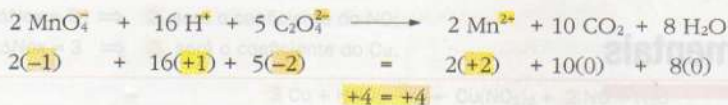


Os demais coeficientes são determinados a partir desses e temos, assim, a equação balanceada:



Nas reações iônicas, podemos verificar se o balanceamento está correto por meio da comparação do total de cargas no lado dos reagentes e no lado dos produtos. Esse total deve ser o mesmo, tanto de um lado como do outro.

Observe essa comparação no exemplo estudado:

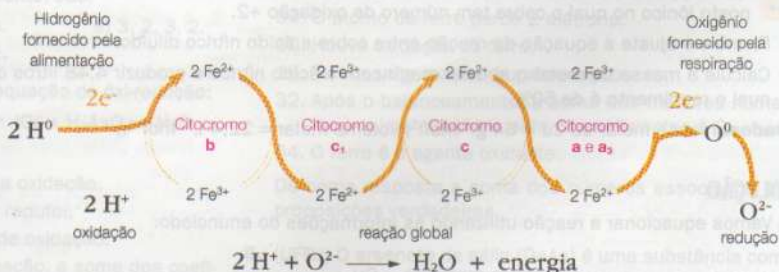


QUÍMICA e CORPO HUMANO

Óxido-redução no metabolismo

Em nosso corpo, a conversão dos alimentos que ingerimos e do oxigênio que respiramos em energia é feita por meio de reações de oxido-redução.

O esquema a seguir mostra, simplificado, as reações que ocorrem na cadeia respiratória e que são as responsáveis pela transferência de energia para o organismo.



A reação global, somatória de várias etapas, corresponde à formação da água e é bastante exotérmica.

Nesse processo a energia é liberada gradualmente e por isso ela pode ser usada de forma segura e eficiente pelo nosso corpo.

A oxidação começa com a transformação de dois átomos de H em dois íons H^+ , na qual são liberados dois elétrons. Esses elétrons são transferidos, por meio de uma cadeia de reações envolvendo os íons Fe^{2+} e Fe^{3+} .

Em cada etapa que envolve os citocromos, os quais contêm ferro na sua estrutura, os íons ferro são oxidados ou reduzidos.

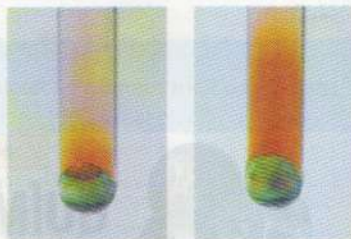
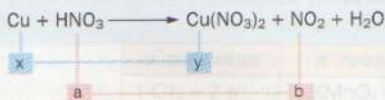
- no citocromo **b**, os elétrons perdidos por dois átomos de H reduzem os íons Fe^{3+} a Fe^{2+} ;
- nos citocromos **a** e **a₃**, devido à perda de elétrons para o O, os íons Fe^{2+} são oxidados a Fe^{3+} .

(Texto traduzido e adaptado de KROSCHWITZ; WINOKUR; LEES, *Chemistry – a first course*. Dubuque (EUA): Brown Publishers, 1995.

Exercícios Fundamentais

O ácido nítrico tem a propriedade de atacar alguns metais nobres, pois é um ácido oxidante.

Ao se adicionar uma moeda de cobre a uma solução de ácido nítrico concentrada, ocorre uma reação de óxido-redução que pode ser representada pela equação:



A respeito desse experimento, responda às questões de **1** a **4**:

1. Escreva a fórmula da substância gasosa que apresenta cor castanha.
2. Determine os valores de x, y, a e b.
3. Qual substância sofreu oxidação? E redução?
4. Faça o balanceamento da equação e indique o valor da soma dos menores coeficientes inteiros possíveis.

Exercícios Resolvidos

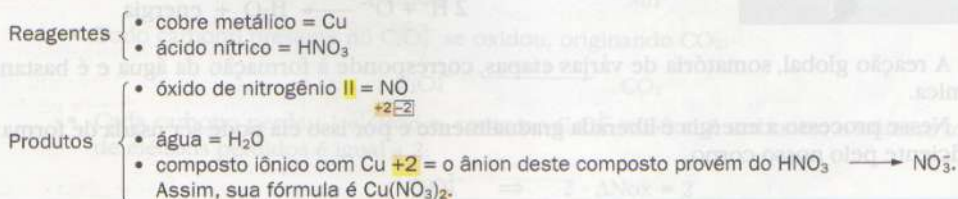
1. (PUC-SP) Sabe-se que cobre metálico reage com ácido nítrico diluído e produz óxido de nitrogênio II, água e um composto iônico no qual o cobre tem número de oxidação +2.

- a) Formule e ajuste a equação da reação entre cobre e ácido nítrico diluído.
- b) Calcule a massa de metal que deve reagir com o ácido nítrico e produzir 4,48 litros de gás (CNTP), em um processo no qual o rendimento é de 50%.

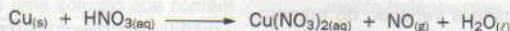
(Dados: massa molar do Cu = $64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; volume molar = $22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

SOLUÇÃO

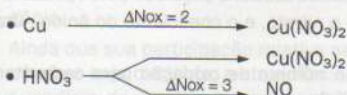
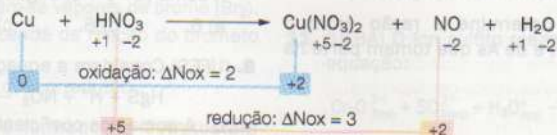
a) Vamos equacionar a reação utilizando as informações do enunciado:



Logo, a equação é:

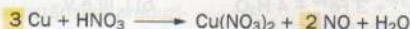


O balanceamento é feito da seguinte maneira:

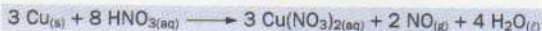


Só ocorreu redução com a parte do HNO_3 que produziu o NO ; por isso, vamos relacionar o ΔNox com a quantidade de NO formada:

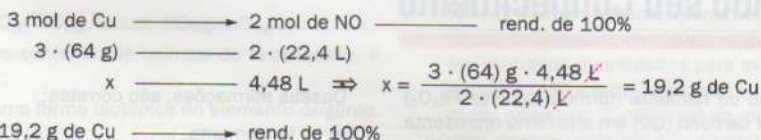
- $\text{Cu} = \Delta\text{Nox} = 2 \Rightarrow 2$ será o coeficiente do NO ;
- $\text{NO} = \Delta\text{Nox} = 3 \Rightarrow 3$ será o coeficiente do Cu .



E, finalmente:



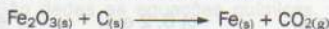
- b) Pela análise da equação, podemos perceber que 3 mol de $\text{Cu}_{(s)}$ produzem 2 mol de $\text{NO}_{(g)}$, com rendimento de 100%. Como o volume molar do NO é igual a $22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$, temos:



Como o rendimento da reação é de 50%, para obter o mesmo volume de NO devemos utilizar o dobro da massa de cobre calculada, isto é, **38,4 g de Cu**.

Testando seu Conhecimento

1. (PUC-RJ) A obtenção do ferro, a partir do seu minério, dá-se, simplificada, através da equação



Os coeficientes desta equação, em ordem, da esquerda para a direita, após o balanceamento, são:

- a) 1, 1, 2, 2. c) 2, 3, 4, 3. e) 3, 2, 3, 2.
b) 2, 1, 3, 2. d) 3, 1, 1, 2.

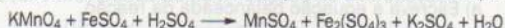
2. (PUC-MG) Seja dada a seguinte equação de óxi-redução:



Assinale a afirmativa **incorreta**:

- a) O arsênio do H_3AsO_3 sofre uma oxidação.
b) O HIO_3 funciona como agente redutor.
c) O cloro não varia seu número de oxidação.
d) Após o balanceamento da equação, a soma dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies envolvidas é igual a 8.

3. (UFV-MG) A soma dos coeficientes mínimos inteiros da equação abaixo representada, após o balanceamento, é:



- a) 7. b) 15. c) 40. d) 36. e) 21.

4. (UFSC) Na seguinte equação química não-balanceada:



01. O cobre sofre oxidação.
02. O número de oxidação do cobre no CuSO_4 é +2.
04. O átomo de ferro perde 2 elétrons.
08. Houve oxidação do ferro.
16. Temos uma reação de oxirredução.
32. Após o balanceamento, a soma dos menores números inteiros possíveis para os coeficientes é 9.
64. O ferro é o agente oxidante.

Dê como resposta a soma dos números associados às proposições verdadeiras.

5. (UFRJ) O arseneto de gálio (GaAs) é uma substância com excepcionais propriedades semicondutoras, sendo muito utilizado em células fotoelétricas e transistores.

Muitos cientistas acreditam que o arseneto de gálio deverá substituir o silício na fabricação da próxima geração de *chips* de computadores ultravelozes. Sua obtenção industrial se dá através da reação:



- a) Sabendo que o número de oxidação do gálio permanece inalterado, determine a variação do número de oxidação do arsênio na reação de produção do arseneto de gálio.
- b) Ajuste a equação e determine a razão entre o número de átomos de H e de As que tomam parte na reação.

6. (UFMG) A equação



está corretamente balanceada na alternativa:

- a) $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$.
- b) $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} + 4\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$.
- c) $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} + 8\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$.
- d) $\text{MnO}_4^- + 5\text{Fe}^{2+} + 8\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$.
- e) $\text{MnO}_4^- + 3\text{Fe}^{2+} + 8\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 3\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$.

7. (Vunesp-SP) Dada a equação de óxido-redução:



A soma $(x + y + z)$ é igual a:

- a) 6. b) 8. c) 9. d) 13. e) 16.

8. (UFES) Considere a equação abaixo:



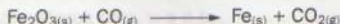
- I. A soma dos coeficientes da reação é igual a 25.
 II. O número total de elétrons perdidos pelo redutor é 4.
 III. O oxidante é o nitrato, e o coeficiente do ânion nitrato é 2.
 IV. A variação do número de oxidação para cada átomo de mercúrio é 1.
 V. O redutor é o sulfeto, e o coeficiente do sulfeto de mercúrio é 3.

São verdadeiras as afirmativas:

- a) I, II e IV. c) II, IV e V. e) III e IV.
 b) I, III e V. d) II e V.

Aprofundando seu Conhecimento

- 1. (UFV-MG)** A reação da hematita (fórmula química Fe_2O_3) com monóxido de carbono (CO) em alto-forno representa o processo industrial para a obtenção do ferro metálico (Fe), que, após resfriamento, solidifica-se.

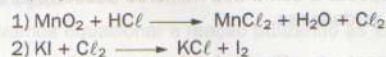


Assinale a alternativa correta:

- a) O monóxido de carbono atua como agente catalisador.
 b) Os coeficientes da equação química balanceada são 1, 2, 2, 2.
 c) A hematita atua como agente redutor.
 d) O átomo de ferro, na hematita, recebeu três elétrons.
 e) Este método de obtenção do ferro é chamado de processo eletrolítico.

- 2. (MACK-SP)** Num tubo de ensaio, contendo MnO_2 , adicionou-se $\text{HCl}_{(conc.)}$. Ocorreu uma reação de oxi-redução com liberação de gás cloro, fenômeno percebido pelo escurecimento de uma tira de papel embebida em KI que foi colocada na boca do tubo de ensaio. O escurecimento deveu-se à formação de iodo.

Equações não-balanceadas:



Das reações equacionadas acima, são feitas as seguintes afirmações.

- I. Um mol de MnO_2 reage com 4 mols de HCl .
 II. Para cada mol de I_2 formado, são consumidos 2 mols de KI.
 III. O manganês no MnO_2 sofre redução.
 IV. O HCl é o redutor.
 V. A soma dos menores coeficientes inteiros do balanceamento da equação (2) é igual a seis.

Dessas afirmações, são corretas:

- a) I e III, somente. d) I, II e IV, somente.
 b) I e IV, somente. e) I, II, III, IV e V.
 c) II e V, somente.

- 3. (Vunesp-SP)** O desinfetante ClO_2 é preparado por decomposição do ácido cloroso, de acordo com a equação:



Os coeficientes x, y e z dessa equação são iguais, respectivamente, a:

- a) 2, 4 e 2. c) 6, 2 e 4. e) 8, 6 e 4.
 b) 3, 5 e 3. d) 6, 4 e 3.

- 4.** A imersão de um fio de cobre num recipiente contendo solução aquosa de cloreto de mercúrio (II) provoca, depois de algum tempo, o aparecimento de gotículas de um líquido de brilho metálico no fundo do recipiente, e a solução que era inicialmente incolor adquire coloração azulada. Sabendo que a reação global pode ser representada pelas seguintes equações:



ou



- a) explique o que ocorreu do ponto de vista químico;
 b) escreva as semi-reações envolvidas no processo.

- 5. (Vunesp-SP)** A reação entre alumínio metálico e cloreto de cobre (II) produz cloreto de alumínio e cobre metálico.

- a) Escreva a equação balanceada da reação.
 b) Qual é o agente oxidante e qual é o agente redutor da reação?

6. (Unicamp-SP) Nas salinas, após a remoção da maior parte dos sais da água do mar, sobra uma solução que contém ainda muitos componentes, como o brometo (Br^-). Borbulhando-se nessa solução uma corrente de gás cloro (Cl_2), numa certa temperatura, obtêm-se vapores de bromo (Br_2).

a) Escreva a equação balanceada da reação do brometo com o cloro.
b) Indique qual o oxidante e qual o redutor.

7. (UFPR) O gás ozônio (O_3) é formado na estratosfera pela ação da radiação solar sobre as moléculas de oxigênio.

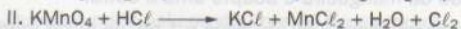
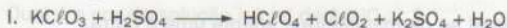
Ainda que sua participação relativa na composição da atmosfera seja diminuta, a abundância é tal que cobriria a superfície da Terra com uma camada de 3 mm de espessura. Na troposfera – camada da atmosfera que nos envolve diretamente – o ozônio é um poluente, pois é tóxico aos organismos vivos. Contudo, na estratosfera – entre 10 e 50 km de altitude – sua presença é importante, por absorver radiações ultravioleta, extremamente letais, emitidas pelo Sol. Algumas substâncias produzidas pela atividade humana podem reagir com o ozônio, aumentando o conhecido "buraco na camada de ozônio", através do qual os raios ultravioleta atingem a superfície terrestre. Entre essas reações, está a representada pela equação (não necessariamente balanceada) a seguir:



Com relação ao conteúdo de química do texto acima, é correto afirmar:

- a) O ozônio é uma forma isotópica do elemento oxigênio.
b) O estado de oxidação do oxigênio no ozônio é maior que no gás oxigênio.
c) A soma dos menores coeficientes estequiométricos da equação é 6.
d) Na molécula de NO_2 , o estado de oxidação do nitrogênio é +4.
e) A equação representa uma reação de óxi-redução, na qual o nitrogênio se oxida enquanto um dos átomos de oxigênio se reduz.

8. (IME-RJ) São dadas as equações químicas, não-ajustadas, a seguir:



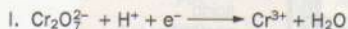
Para cada uma dessas equações, determine:

- a) os seus coeficientes, considerando os menores números inteiros possíveis;
b) o agente redutor;
c) o agente oxidante.
9. (UFMT) Seja a reação do íon Sn^{2+} com o íon Hg^{2+} na presença do íon cloreto, produzindo Hg_2Cl_2 e Sn^{4+} , segundo a equação:



Pede-se:

- a) os coeficientes para reagentes e produtos nessa reação.
b) a atuação do íon Sn^{2+} em termos de óxi-redução.
10. (UFV-MG) Dadas as semi-reações de oxirredução:



a) Escreva as equações das semi-reações I e II devidamente balanceadas.

b) Escreva a equação da reação de oxidação do Sn^{2+} pelo $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, devidamente balanceada.

11. (UFBA) O íon sulfito reage com o íon $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, segundo a equação:



Após o balanceamento da equação, podemos afirmar que:

- 1) O íon sulfito é o agente redutor.
2) O número de oxidação do enxofre, no SO_3^{2-} , é +4.
3) O cromo ganha elétrons e se oxida.
4) A soma dos coeficientes estequiométricos é igual a 29.
5) Para cada mol de íon sulfito que reage, forma-se 1 mol de íon sulfato.

Dê como resposta a soma dos números associados às proposições verdadeiras.

12. (Unicamp-SP)

— Ali na geladeira há um pacote de linguiças. Você sabia que elas contêm nitrito de sódio, uma substância tóxica? Bastam 4 gramas para matar uma pessoa; além disso, é conhecido carcinógeno. Esse sal é adicionado em pequenas quantidades para evitar a proliferação da bactéria *Clostridium botulinum*, que produz uma toxina muito poderosa: $2 \cdot 10^{-6}$ mg da mesma são fatais para uma pessoa, veja só que perigo! Bem, vamos deixar agora os cálculos de lado. Pelo que está aqui no livro, uma das maneiras de identificar a presença do ânion nitrito é adicionar, numa solução, íons ferro II e um pouco de ácido. Nessa reação forma-se NO, além de ferro III e água.

a) Escreva as semi-reações de óxi-redução que se referem à reação descrita, que ocorre em solução aquosa.

— E mais — complementa Chuá — o monóxido de nitrogênio (NO) formado combina-se com ferro II, que deve estar em excesso, para formar uma espécie marrom-escura. Isto identifica o nitrito. Considere que a composição dessa espécie obedece à relação 1 : 1 e apresenta carga bipoisitiva.

b) Escreva a fórmula molecular dessa espécie.

13. (UFF-RJ) O ferro, importante elemento usado em pontes, estruturas, aço, ferramentas, entre outras aplicações, não é encontrado puro na natureza. É obtido pela redução da hematita (Fe_2O_3) nos altos-fornos, através da seguinte equação não-ajustada:



I. Ajuste a equação dada, utilizando o método da oxirredução, mostrando as variações eletrônicas do agente oxidante e do agente redutor.

II. Quantos mol de ferro são obtidos, quando 140 kg de CO reagem com Fe_2O_3 , supondo rendimento de 100%?

14. (UFOP-MG) A reação química entre o ácido clorídrico e o permanganato de potássio fornece os produtos: cloreto de potássio, cloreto de manganês (II), água e cloro gasoso. Com base nessa informação, resolva as questões **a**, **b** e **c** a seguir.

- Escreva a equação da reação química descrita no enunciado devidamente balanceada (usando os menores números inteiros como coeficientes).
- Escreva a espécie redutora e a espécie oxidada na reação em questão.
- Calcule a massa, em gramas, de permanganato de potássio necessária para produzir $3,614 \cdot 10^{24}$ moléculas de cloro gasoso. (Dado: A constante de Avogadro é $6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)

15. (UFMG) Considere a reação de oxi-redução entre moléculas de ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) e íons permanganato (MnO_4^-) representada pela equação:



- Essa equação indica todas as espécies envolvidas na oxi-redução. No entanto, ela não está balanceada corretamente, o que pode ser observado por sua simples inspeção. Justifique essa afirmativa.

2) Complete o quadro a seguir com as informações solicitadas.

Oxidante	
Redutor	
Elemento que sofre redução	
Elemento que sofre oxidação	
Mol de elétrons recebidos por um mol de oxidante	
Mol de elétrons perdidos por um mol de redutor	

3) Suponha que uma solução de MnO_4^- seja adicionada, gota a gota, a uma solução de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, contida em um béquer. Considere que todas as espécies envolvidas na reação sejam incolores, exceto MnO_4^- , que tem cor púrpura. Indique se haverá ou não mudança de cor do conteúdo do béquer, no início da reação, quando há excesso de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Justifique sua resposta.

4) Descreva como se pode perceber que não há mais $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ na solução.

Faça você mesmo

ATENÇÃO



Orienta-se com o seu professor sobre os equipamentos de segurança e os cuidados necessários à realização segura dos experimentos.

I — Uma óxido-redução muito importante

O gás hidrogênio (H_2) é usado na propulsão de foguetes e é considerado uma das mais importantes alternativas energéticas. A combustão do hidrogênio, além de liberar uma quantidade muito grande de energia, não produz nenhuma substância poluente. A limitação para o seu uso, atualmente, está relacionada ao custo elevado da sua obtenção. Neste experimento, vamos produzir o gás hidrogênio por meio de óxido-redução e comprovar a sua propriedade de sofrer combustão.

Material

- 2 tubos de ensaio
- 1 rolha
- 1 mangueira plástica de 30 cm

- Ácido muriático ($\text{HCl}_{(\text{aq})}$ impuro)
- Zinco (Zn)
- Proveta

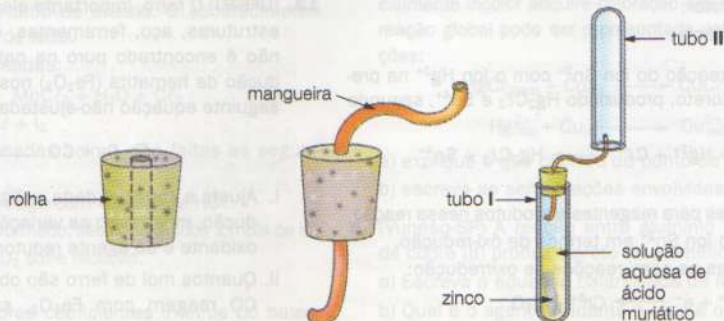


corrosivo

Procedimento

Faça um furo na rolha com diâmetro igual ao da mangueira e adapte uma à outra.

Em um dos tubos de ensaio, prepare uma solução com 3 mL de água e 1 mL de ácido muriático e, a seguir, adicione um pedaço de zinco de aproximadamente 2 gramas. Rapidamente, tampe o tubo com a rolha que está adaptada à mangueira e introduza a outra extremidade desta última no outro tubo, conforme esquema.



explosivo

Quando terminar a liberação de gás no tubo I, inverta a posição do tubo II e aproxime, devagar, um palito de fósforo aceso da boca desse tubo.

Com base na teoria e em suas observações, resolva as questões seguintes:

- Equacione a reação que ocorreu entre o $\text{HCl}_{(aq)}$ e o Zn.
- Determine o Nox de todos os elementos das substâncias envolvidas.
- Quais os elementos que sofreram oxidação e redução?
- Quais são os agentes oxidante e redutor?
- Escreva a equação iônica que representa a reação.
- Escreva as semi-reações de oxidação e redução.
- Cite 3 metais que não deslocam o hidrogênio.
- Equacione a combustão do H_2 , indicando o redutor e o oxidante, e informe o sinal do ΔH desta reação.
- Por que devemos manter o tubo II emborcado para recolher o H_2 ?
- As reações com o H_2 , assim como todas as reações com o O_2 , são de oxido-redução. Nas reações mencionadas, qual o papel do H_2 e do O_2 ?

II — Uma oxido-redução de grande efeito visual

Um dos símbolos associados ao Natal é o pinheiro com muitos enfeites, a famosa árvore de Natal.

O desenho ao lado nos dá a idéia esquemática de uma árvore de Natal e deve ser feito, para esse experimento, utilizando-se um fio de eletricidade desencapado. Os enfeites serão obtidos com a realização desse experimento.



corrosivo

Material

- 1 copo
- 1 fio elétrico de cobre desencapado
- Solução de nitrato de prata, $\text{AgNO}_{3(aq)}$

Procedimento

Construa, com o fio, um modelo de árvore de Natal semelhante ao desenho acima, em um tamanho compatível com o do copo.

Após ter introduzido o modelo no copo, coloque a solução de $\text{AgNO}_{3(aq)}$ até cobri-lo. Deixe o sistema em repouso, volte a observá-lo no dia seguinte e resolva as questões:

- Qual é a cor da solução inicial de $\text{AgNO}_{3(aq)}$?
- Qual é o principal constituinte do fio elétrico?
- Qual é a cor da solução final?
- Qual é a espécie química responsável por essa coloração?
- Escreva a equação da reação ocorrida.
- Escreva a equação iônica dessa reação.
- Escreva as semi-reações de oxidação e de redução e some-as, obtendo a equação iônica global.
- Discuta a frase, justificando: "O metal constituinte do fio é o agente oxidante e, portanto, a prata é o agente redutor".
- Consulte o capítulo sobre **Reações químicas** (volume 1) e explique o que aconteceria nas situações a seguir:

Fio	Ag	Mg	Zn	Cu	Cu
Solução aquosa	CuSO_4	CuSO_4	CuSO_4	ZnSO_4	Ag_2SO_4

Integrando seu Conhecimento

Leia o texto a seguir e responda às questões.

Prata preta

É muito freqüente acontecer de, com o tempo, os objetos de prata perderem seu aspecto brilhante, tornando-se escuros. Isso ocorre porque os átomos de prata da superfície do objeto reagem com outras substâncias (por exemplo, derivados de enxofre, presentes em vários alimentos e no próprio ar), formando uma película escura de sulfeto de prata.

Esta película pode ser removida fundamentalmente de duas maneiras diferentes:

- uso de produtos do tipo "limpa-prata" como "Silver", "Kaol", "Brasso" etc.
- uso de uma peça de alumínio que reage com a prata presente na película, se transformando no cátion alumínio.



Parte da película que cobria a bandeja de prata foi removida.

Isso pode ser feito colocando-se o objeto escurecido em uma panela de alumínio contendo solução de bicarbonato de sódio, NaHCO_3 , que é um meio básico e eletrolítico. Para tornar esse método mais rápido, aqueça o sistema.

1. Considere que você decidiu utilizar um produto tipo "limpa-prata" para recuperar o brilho de uma corrente de prata, que ficou escurecida com o passar dos anos. Após a limpeza, a massa da corrente será maior, menor ou igual à massa inicial?
2. Escreva a fórmula da substância constituinte da película escura que recobre a prata.
3. Se colocarmos a corrente escurecida em um copo contendo água, a corrente continuará escurecida, sem brilho. Diante disso, o que se pode concluir a respeito do sal que a recobre?
4. Suponha que a massa de um objeto de prata seja 100 g e que 1% dela transforme-se, com o tempo, em sulfeto de prata. Determine a massa de prata que se transformou e a massa formada de sulfeto de prata. (Massas molares: $\text{Ag} = 108 \text{ g/mol}$; $\text{S} = 32 \text{ g/mol}$.)
5. Equacione e faça o balanceamento da reação que ocorre entre o sulfeto de prata e o alumínio, a qual produz sulfeto de alumínio e prata.
6. Identifique o agente oxidante e o agente redutor presentes na equação anterior.
7. Para recuperarmos o brilho da corrente de prata, podemos também colocá-la em uma panela de alumínio contendo água e bicarbonato de sódio. A utilização desse método de limpeza provoca alteração na massa da corrente?

COMPLEMENTO

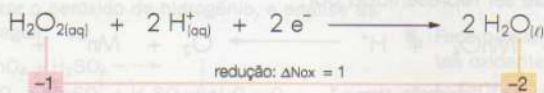
Casos particulares de óxido-redução

Reações envolvendo água oxigenada (H_2O_2)

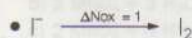
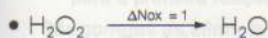
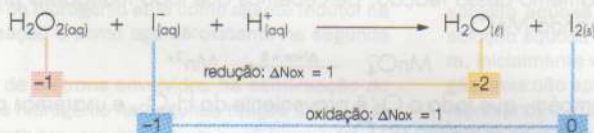
A água oxigenada (H_2O_2) pode se comportar como agente oxidante ou redutor, dependendo das reações em que participa.

Agente oxidante

Quando a água oxigenada age como um oxidante, a sua semi-reação de redução é representada por:



Quando adicionamos, por exemplo, uma solução de água oxigenada a uma solução contendo íons iodeto (I^-) em meio ácido, ocorre a formação de I_2 :



Como temos 2 oxigênios em cada H_2O_2 :

$$H_2O_2 = 2 (\Delta N_{ox}) = 2$$



Para a atribuição dos coeficientes, temos:



Assim, temos:



e, acertando os outros coeficientes:



OBSERVAÇÃO:

Quando a água oxigenada funciona como oxidante, apresenta como produto a água.

Agente redutor

Quando na presença de um oxidante mais energético, a água oxigenada funciona como um redutor. Sua semi-reação de oxidação pode ser representada assim:



Isso significa que cada oxigênio perde 1 elétron e, então, para a formação de cada O_2 , temos:

$$O_2 = 2 \cdot \Delta N_{ox} = 2$$

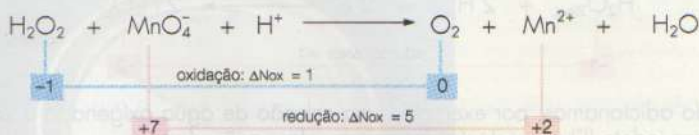
OBSERVAÇÃO:

Essas reações, em que a água oxigenada funciona como redutor, são caracterizadas pela produção de O_2 e, como todo O_2 é proveniente da água oxigenada, as duas substâncias apresentam o mesmo coeficiente. Generalizando:

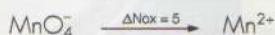


Um exemplo desse tipo de reação — em que a água oxigenada é redutor — ocorre quando, em meio ácido, ela decora uma solução violeta de permanganato de potássio ($KMnO_4$).

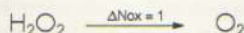
Essa reação pode ser representada por:



No balanceamento dessa reação, percebemos que todo manganês presente no MnO_4^- se reduziu, originando Mn^{2+} :



Notamos, também, que todo o O_2 é proveniente do H_2O_2 , e usaremos o ΔN_{ox} da água oxigenada para o balanceamento do O_2 :



Como cada oxigênio perde 1 elétron, para originar o O_2 serão perdidos 2 elétrons.

Portanto: $O_2 = 2 \cdot \Delta N_{ox} = 2$.

- $MnO_4^- = \Delta N_{ox} = 5 \Rightarrow 5$ será o coeficiente do O_2 ;
- $O_2 = 2 \cdot \Delta N_{ox} = 2 \Rightarrow 2$ será o coeficiente do MnO_4^- .

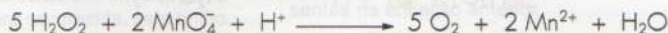
Assim, temos:



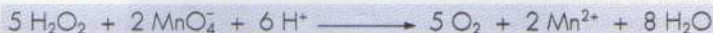
e, acertando os coeficientes:



Como o H_2O_2 deverá ter o mesmo coeficiente do O_2 , então:



e, acertando os demais coeficientes, temos:



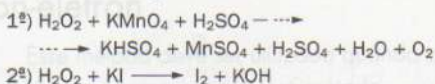
Exercícios

1. No início das transmissões radiofônicas, um pequeno aparelho permitia a recepção do sinal emitido por estações de rádio. Era o chamado rádio de galena, cuja peça central constituía-se de um cristal de galena, que é um mineral de chumbo, na forma de sulfeto, de cor preta. O sulfeto de chumbo também aparece em quadros de vários pintores famosos que usaram carbonato básico de chum-

bo como pigmento branco. Com o passar do tempo, este foi se transformando em sulfeto de chumbo pela ação do gás sulfídrico presente no ar, afetando a luminosidade da obra. Para devolver à pintura a luminosidade original que o artista pretendeu transmitir, ela pode ser tratada com peróxido de hidrogênio, que faz com que o sulfeto de chumbo transforme-se em sulfato, de cor branca.

- a) Escreva os símbolos químicos do chumbo e do enxofre. Lembre-se de que os símbolos químicos desses elementos se originam de seus nomes latinos *plumbum* e *sulfur*.
- b) Escreva a equação química que representa a transformação do sulfeto de chumbo em sulfato de chumbo pela ação do peróxido de hidrogênio.
- c) Dentre as transformações químicas citadas nesta questão, alguma delas corresponde a uma reação de oxido-redução? Responda sim ou não e justifique sua resposta.

2. (UEL-PR) O peróxido de hidrogênio puro é líquido, incolor, xaroposo e muito reativo. É comercializado como reagente químico em solução aquosa e, dependendo da concentração, pode ser empregado como antisséptico ou como alvejante. Considere as duas seguintes equações não-equilibradas, como exemplos de reações que ocorrem ao se utilizar o peróxido de hidrogênio, e analise as afirmativas a seguir:

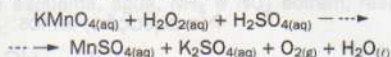


- I. O peróxido de hidrogênio é agente redutor em ambas as equações.
- II. O peróxido de hidrogênio atua como agente redutor na primeira reação e como agente oxidante na segunda reação.
- III. O número de elétrons envolvidos na semi-reação do peróxido de hidrogênio na segunda reação é 2.
- IV. A soma algébrica dos coeficientes mínimos inteiros para a primeira reação equilibrada é 26.

São corretas as afirmativas:

- a) I, III e IV. c) II e III. e) II e IV.
b) II, III e IV. d) I e III.

3. (UFSCar-SP) O peróxido de hidrogênio dissolvido em água é conhecido como água oxigenada. O H_2O_2 é um agente oxidante, mas pode também atuar como agente redutor, dependendo da reação. Na equação



a soma dos coeficientes estequiométricos, após o balanceamento, e o agente oxidante, são:

- a) 26 e KMnO_4 . c) 26 e H_2O_2 . e) 23 e O_2 .
b) 24 e KMnO_4 . d) 24 e H_2O_2 .

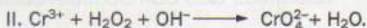
4. (FEI-SP) Dada a equação não-balanceada:



Após ajustagem, quando o coeficiente estequiométrico do $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ for 1, o coeficiente do O_2 será:

- a) 3. b) 7. c) 2. d) 6. e) 5.

5. Faça o balanceamento das equações e indique os agentes oxidantes e redutores:



6. (ITA-SP) A um tubo de ensaio contendo solução aquosa de peróxido de hidrogênio, se acrescentam um pouco de solução aquosa do ácido sulfúrico e algumas gotas de solução aquosa de permanganato. Por agitação, a mistura, inicialmente violeta, descora-se, dela saem bolhas de gás, mas não aparece precipitado. A equação que melhor representa o experimento acima descrito é:

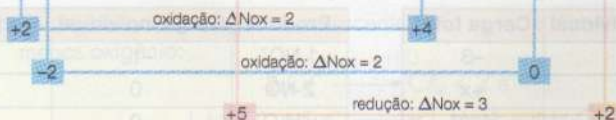
- a) $2 \text{MnO}_4^- + 2 \text{H}^+ + 3 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{MnO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{O}_2$
b) $2 \text{MnO}_4^- + 3 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{MnO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{OH}^- + \text{O}_2$
c) $2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ + 2 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{H}_2\text{O}_2$
d) $2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{O}_2$
e) $4 \text{MnO}_4^- + 4 \text{H}^+ + 8 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Mn}_2\text{O}_3 + 10 \text{H}_2\text{O} + 8 \text{O}_2$

Reações com mais de uma oxidação e/ou redução

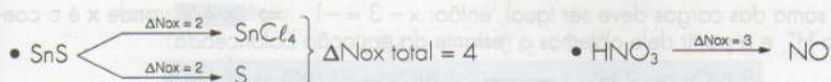
Numa reação de oxido-redução, o mais comum é que uma espécie se oxide e a outra se reduza. Porém, podem ocorrer casos com duas ou mais oxidações e apenas uma redução ou vice-versa. De qualquer maneira, para o balanceamento desse tipo de reação, o princípio é sempre o mesmo:

$$n^\circ \text{ de elétrons perdidos} = n^\circ \text{ de elétrons recebidos}$$

Veja um exemplo:



Nessa reação, ocorrem duas oxidações e, então, o total de elétrons perdidos será igual à soma dos ΔNox :



Assim, temos:

- $\text{SnS} = \Delta\text{Nox total} = 4 \Rightarrow 4$ será o coeficiente do HNO_3 ;
- $\text{HNO}_3 = \Delta\text{Nox} = 3 \Rightarrow 3$ será o coeficiente do SnS .

Na equação, temos:



e, acertando os outros coeficientes:



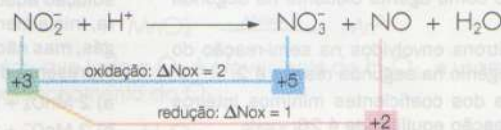
Exercícios

1. Faça o balanceamento das equações:

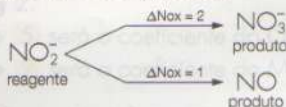
- $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{CuSO}_4 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$
- $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow (\text{NH}_4)_3\text{AsO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Reações de auto-óxido-redução ou desproporcionamento

Nesse tipo de reação, o mesmo elemento se oxida e se reduz. Observe, na reação a seguir, o elemento nitrogênio (N):



Parte do nitrogênio presente no NO_2 se oxida e outra parte se reduz; então, os ΔNox devem ser relacionados aos coeficientes dos produtos:



- $\text{NO}_3^- = \Delta\text{Nox} = 2 \Rightarrow 2$ será o coeficiente do NO ;
- $\text{NO} = \Delta\text{Nox} = 1 \Rightarrow 1$ será o coeficiente do NO_3^- .

Na equação, temos:



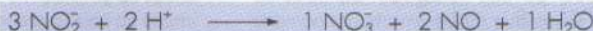
A partir desses coeficientes, podemos determinar o coeficiente do NO_2 :



Agora, para determinar os coeficientes do H^+ e do H_2O , devemos lembrar que a soma das cargas dos reagentes é igual à soma das cargas dos produtos. Assim:

Reagente	Carga individual	Carga total	Produto	Carga individual	Carga total
3 NO_2	-1	-3	1 NO_3^-	-1	-1
x H^+	+1	+x	2 NO	0	0
		x - 3	y H_2O	0	0
					-1

Se a soma das cargas deve ser igual, então: $x - 3 = -1 \Rightarrow x = 2$, onde **x** é o coeficiente do H^+ , e a partir dele obtemos o restante da equação balanceada:

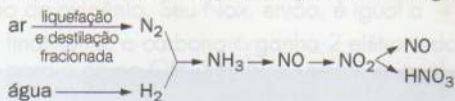


Exercícios

1. Faça o balanceamento das equações:

- $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Br}_2 + \text{OH}^- \longrightarrow \text{BrO}_3^- + \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CrI}_3 + \text{OH}^- + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{IO}_4^- + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$

2. (Fuvest-SP) O esquema simplificado a seguir mostra como se pode obter ácido nítrico (HNO_3) a partir de ar e água:



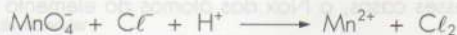
Nesse esquema, água, NH_3 e NO_2 sofrem, respectivamente:

- redução, oxidação e desproporcionamento.
- eletrólise, redução e desproporcionamento.
- desproporcionamento, combustão e hidratação.
- hidratação, combustão e oxidação.
- redução, hidratação e combustão.

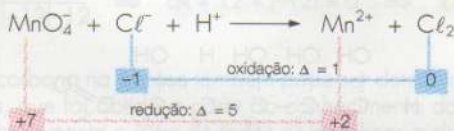
Balanceamento de reações de óxido-redução pelo método íon-elétron

Esse método deve ser utilizado quando a reação de óxido-redução não está completa. Vejamos como aplicar esse método.

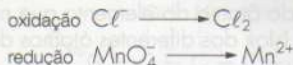
Ao misturarmos duas soluções aquosas de permanganato e cloreto em meio ácido, temos a produção de gás cloro e cátion manganês II.



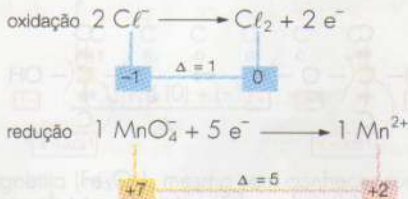
Passo 1. Determine os Nox e as espécies que se oxidaram ou reduziram:



Passo 2. Escreva as semi-reações de oxidação e redução:



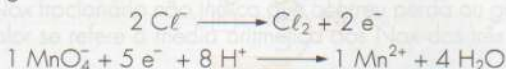
Passo 3. Balanceie as semi-reações acertando o número de átomos e o número de elétrons:



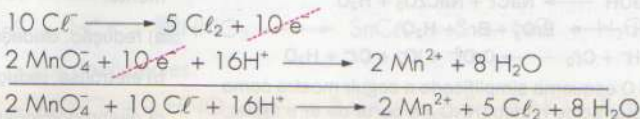
Passo 4. Para balancear o oxigênio, acrescente H_2O no lado da semi-reação que apresenta menos oxigênio:



Passo 5. Para balancear o hidrogênio acrescente H^+ no lado da semi-reação que apresenta menos hidrogênio:



Passo 6. Para que o número total de elétrons perdidos seja igual ao número total de elétrons recebidos, devemos multiplicar a primeira semi-reação por 5, e a segunda por 2. Então somamos as duas para obter a reação global:



Exercícios

1. Complete e faça o balanceamento das equações:

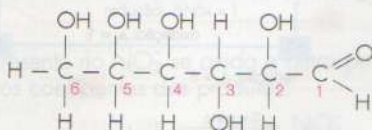


Nox em estruturas complexas e Nox médio

Em muitos compostos, os átomos de um mesmo elemento aparecem, na estrutura, combinados de diferentes maneiras, ou com um mesmo elemento químico ou com elementos químicos diferentes. Nesses casos, o Nox dos átomos do elemento analisado apresentará valores diferentes.

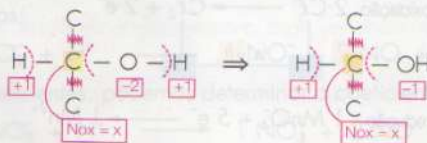
Veja alguns exemplos:

- Glicose — $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$



Podemos determinar o Nox de cada átomo do elemento que não apresenta valor fixo. Assim, vamos determinar na glicose os Nox dos diferentes átomos de carbono.

Pela fórmula estrutural, podemos observar que os carbonos 2, 3, 4 e 5 se apresentam ligados de uma mesma maneira:

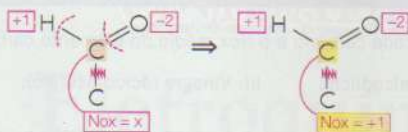


O carbono em destaque está ligado a dois outros átomos de carbono e, como eles apresentam a mesma eletronegatividade, nenhum ganha ou perde elétrons nestas ligações. Já na ligação entre **C** e **H**, como o carbono é mais eletronegativo, ele ganha 1 elétron do hidrogênio, enquanto na ligação entre **C** e **OH** ele perde 1 elétron.

Assim, considerando perdas e ganhos de elétrons ocorridos com o carbono em estudo, verificamos que seu Nox é igual a **zero**.

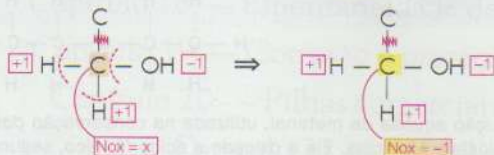


No caso do carbono 1, analisando a fórmula estrutural:



podemos perceber que ele ganha 1 elétron do átomo de hidrogênio e perde 2 elétrons para o átomo de oxigênio. Seu Nox, então, é igual a **+1**.

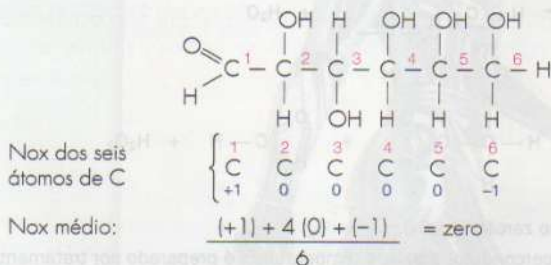
E, finalmente, o carbono 6 ganha 2 elétrons dos hidrogênios (um de cada H) e perde 1 elétron para o grupo OH. Seu Nox, então, é igual a **-1**.



Assim, analisando as ligações que envolvem cada átomo de carbono na estrutura, determinamos o Nox de cada um deles. Isso só foi possível porque, nesse caso, conhecemos a fórmula estrutural da glicose. Já o **Nox médio** do carbono pode ser determinado a partir da fórmula molecular. Veja:

$$\begin{array}{l} \text{fórmula molecular} \\ \text{C}_6 \text{ H}_{12} \text{ O}_6 \\ \hline \begin{array}{c|c|c} x & +1 & -2 \\ \hline 6x & +12 & -12 \end{array} \Rightarrow 6x + 12 + (-12) = 0 \Rightarrow x = 0 \end{array}$$

O Nox médio do carbono na glicose também pode ser determinado através do Nox de cada um dos carbonos, que foi obtido a partir do conhecimento da fórmula estrutural. Para isso, basta somar algebricamente o Nox de todos os carbonos e dividir o valor obtido pelo número de átomos de carbono presentes na estrutura da glicose. Vejamos:



No exemplo da magnetita (Fe_3O_4), mesmo sem conhecer sua composição e fórmula estrutural, podemos determinar o Nox médio do ferro:

• Pedra-ímã natural (magnetita) — Fe_3O_4

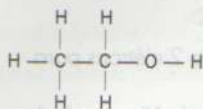
$$\text{Fe}_3\text{O}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{FeO} \\ \text{Fe}_2\text{O}_3 \end{array} \right. \quad \begin{array}{c} \text{Fe}_3 \quad \text{O}_4 \\ x \quad -2 \\ \hline 3x \quad -8 \end{array} \Rightarrow 3x + (-8) = 0 \Rightarrow x = +\frac{8}{3}$$

Perceba que o Nox fracionário não indica que ocorreu perda ou ganho de "frações" de elétrons, pois esse valor se refere à média aritmética dos Nox dos três átomos de ferro presentes na estrutura.

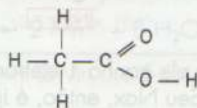
Exercícios

1. Determine, nos compostos a seguir, o Nox de cada carbono e o Nox médio do elemento carbono:

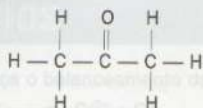
I. Combustível e componente de bebidas alcoólicas (etanol):



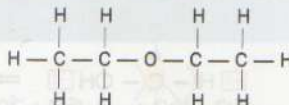
III. Vinagre (ácido acético):



II. Solvente (acetona):



IV. Anestésico (éter etílico):



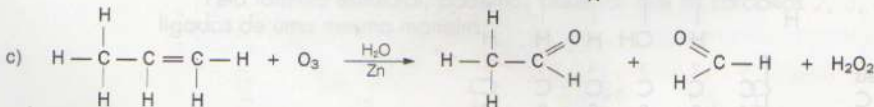
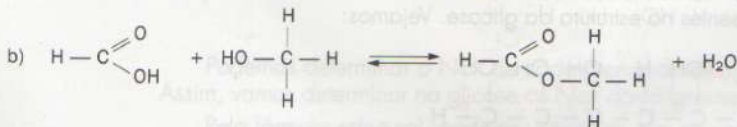
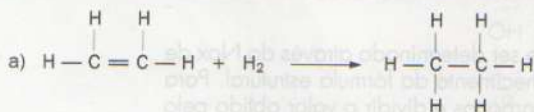
2. (UERJ) O formol, ou formalina, é uma solução aquosa de metanal, utilizada na conservação dos tecidos de animais e cadáveres humanos para estudos em Biologia e Medicina. Ele é oxidado a ácido fórmico, segundo a equação a seguir, para evitar que os tecidos animais sofram deterioração ou oxidação.



Nessa transformação, o número de oxidação do carbono sofreu uma variação de:

- a) -4 para +4. b) -3 para -2. c) -2 para -1. d) 0 para +2.

3. Determine o Nox de cada carbono e indique se são reações de óxido-redução:

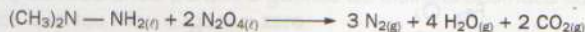


4. Determine o Nox médio do elemento chumbo no zarcão (Pb_3O_4).

5. (Fuvest-SP) O material cerâmico $\text{YBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_7$, supercondutor a baixas temperaturas é preparado por tratamento adequado da mistura Y_2O_3 , BaCO_3 e CuO . Nesse supercondutor, parte dos átomos de cobre tem número de oxidação igual ao do cobre no CuO ; a outra parte tem número de oxidação incomum.

- a) Dê o número de oxidação do ítrio, do bário e do cobre nos compostos usados na preparação do material cerâmico.
b) Calcule os números de oxidação do cobre no composto $\text{YBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_7$.

6. (Fuvest-SP) Dimetil-hidrazina e tetróxido de dinitrogênio foram usados nos foguetes do módulo que pousou na Lua nas missões Apollo. A reação, que ocorre pela simples mistura desses dois compostos, pode ser representada por



- a) Entre os reagentes, identifique o oxidante e o redutor. Justifique sua resposta, considerando os números de oxidação do carbono e do nitrogênio.
b) Cite duas características da reação apresentada que tornam adequado o uso desses reagentes.
c) Qual a pressão parcial do gás nitrogênio quando a pressão da mistura gasosa liberada se iguala à pressão na superfície da Lua? Mostre os cálculos.

(Dados: número de oxidação do carbono na dimetil-hidrazina = -2; pressão na superfície lunar = $3 \cdot 10^{-10}$ Pa.)

UNIDADE 5

Eletroquímica

Capítulo 16 — Pilhas

Capítulo 17 — Potencial das pilhas

Capítulo 18 — Espontaneidade de uma reação

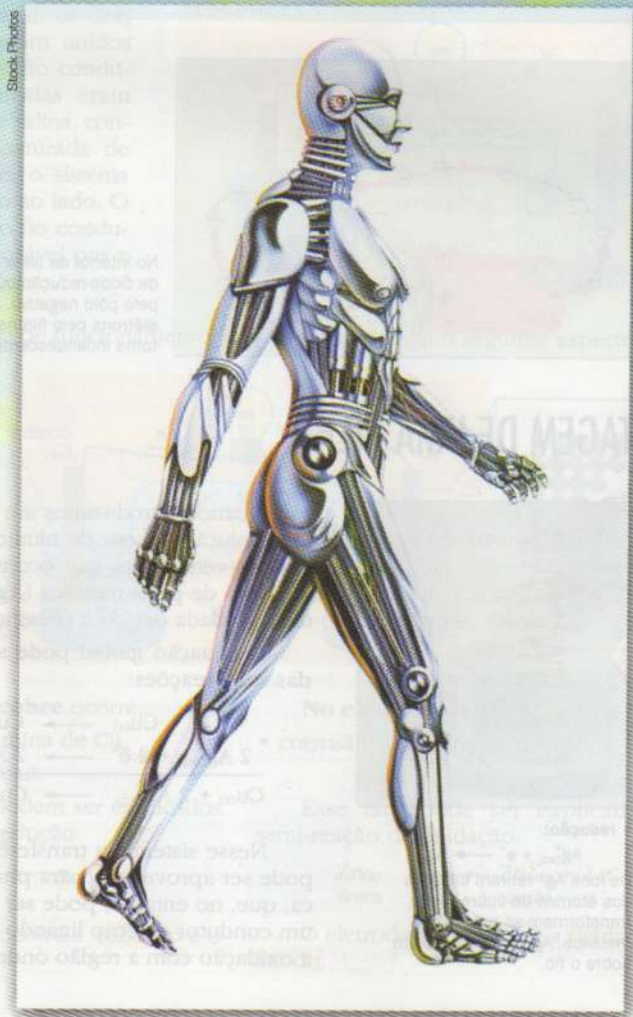
Capítulo 19 — Corrosão e proteção de metais

Capítulo 20 — Pilhas comerciais e baterias

Capítulo 21 — Eletrólise

Capítulo 22 — Aspectos quantitativos da eletrólise

Capítulo 23 — Óxido-redução na obtenção de substâncias simples



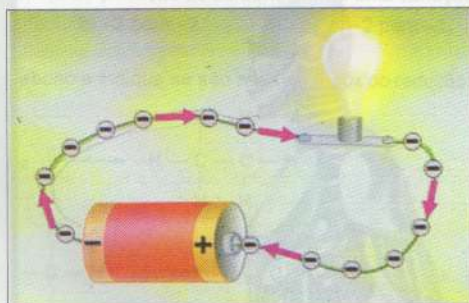
CAPÍTULO 16

Pilhas

A eletroquímica é a parte da Química que estuda não só os fenômenos envolvidos na produção de corrente elétrica a partir da transferência de elétrons ocorrida em reações de oxido-redução, mas também a utilização de corrente elétrica na produção dessas reações.

PILHAS E BATERIAS

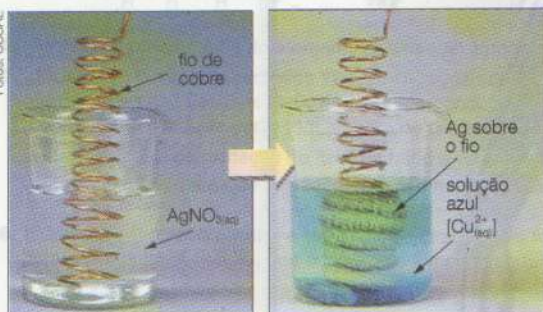
Pilhas e baterias: são dispositivos nos quais uma reação espontânea de oxido-redução produz corrente elétrica.



No interior da pilha ocorre uma reação de oxido-redução que libera elétrons pelo pólo negativo. A passagem de elétrons pelo filamento da lâmpada o torna incandescente.

MONTAGEM DE UMA PILHA

Fotos: USSAL



• **oxidação:**



Os átomos de cobre, Cu, ao perderem elétrons, originam íons Cu^{2+} , que passam para a solução, tornando-a azulada.

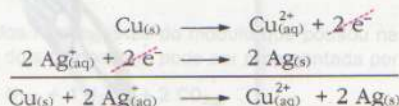
• **redução:**



Os íons Ag^{+} retiram elétrons dos átomos de cobre, Cu, e transformam-se em prata metálica, Ag, que se deposita sobre o fio.

Quando introduzimos um fio de cobre (Cu) em uma solução aquosa de nitrato de prata, $\text{AgNO}_{3(aq)}$, incolor, verificamos que ocorre a formação de um depósito de prata metálica (Ag) e que a solução se torna azulada devido à presença de íons $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}$.

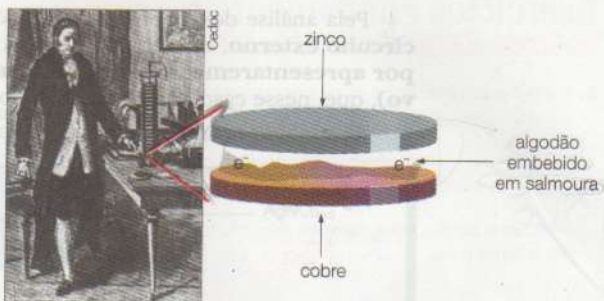
A equação global pode ser obtida pela soma das semi-reações:



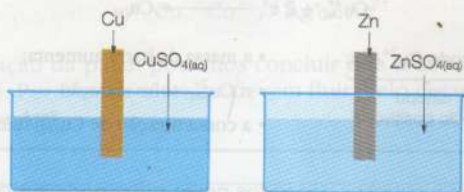
Nesse sistema, a transferência de elétrons não pode ser aproveitada para produzir corrente elétrica, que, no entanto, pode ser obtida se utilizarmos um condutor externo ligando a região onde ocorre a oxidação com a região onde ocorre a redução.

Esse procedimento foi utilizado pela primeira vez em 1800 pelo cientista italiano Alessandro Volta, que construiu a primeira pilha elétrica.

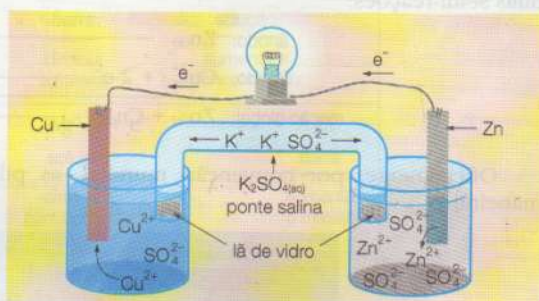
Essa pilha era constituída por um conjunto de duas placas metálicas, de zinco e cobre, chamadas **eletrodos** (do grego, percurso elétrico), e por algodão embebido em solução eletrolítica, ou seja, que conduz corrente elétrica. Cada conjunto de placas e algodão, forma uma **célula** ou **cela eletrolítica**.



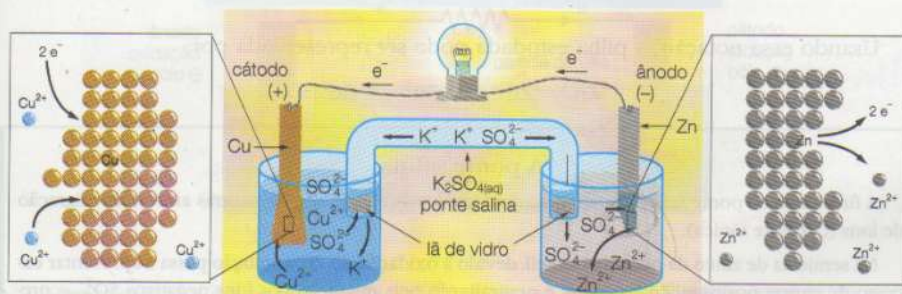
Essa descoberta foi aperfeiçoada em 1836 por John Frederick Daniell, que dividiu a cela eletrolítica de sua pilha em duas partes (duas semicelas):



Na pilha de Daniell, os dois eletrodos metálicos eram unidos externamente por um fio condutor, e as duas semicelas eram unidas por uma ponte salina, contendo uma solução saturada de $K_2SO_4(aq)$. Inicialmente, o sistema apresentava o aspecto ao lado. O fluxo de elétrons pelo fio condutor externo é o responsável por a lâmpada manter-se acesa.



Após certo tempo de funcionamento, essa pilha apresenta o seguinte aspecto:

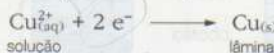


Pilha Zinco-cobre

No eletrodo de cobre ocorre:

- espessamento da lâmina de Cu.
- diminuição da cor azul.

Esses dois fatos podem ser explicados pela semi-reação de redução:

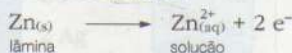


O eletrodo onde ocorre a **redução** é o **cátodo**.

No eletrodo de zinco ocorre:

- corrosão da lâmina de Zn.

Esse fato pode ser explicado pela semi-reação de oxidação:



O eletrodo onde ocorre a **oxidação** é o **ânodo**.

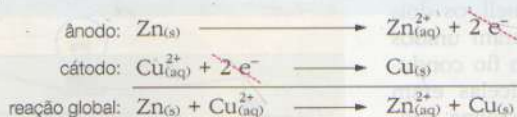


Pela análise dessas duas semi-reações, podemos concluir que os elétrons fluem, no **circuito externo**, do eletrodo de zinco para o eletrodo de cobre, ou seja, **os elétrons, por apresentarem carga negativa, migram para o eletrodo positivo (pólo positivo)**, que, nesse caso, é a lâmina de cobre.

Resumindo nossas observações sobre essa pilha, temos:

<p>• Semicela de Zn:</p> <p style="text-align: center;">$Zn \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-}$</p> <p style="text-align: center;">Eletrodo Zn/Zn^{2+} ânodo (pólo negativo)</p>	<ul style="list-style-type: none"> • a massa da barra diminui; • o Zn sofre oxidação; • a concentração de $Zn^{2+}_{(aq)}$ aumenta.
<p>• Semicela de Cu:</p> <p style="text-align: center;">$Cu^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \longrightarrow Cu_{(s)}$</p> <p style="text-align: center;">Eletrodo Cu^{2+}/Cu cátodo (pólo positivo)</p>	<ul style="list-style-type: none"> • a massa da barra aumenta; • o $Cu^{2+}_{(aq)}$ sofre redução; • a concentração de $Cu^{2+}_{(aq)}$ diminui.

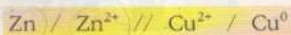
A equação global dos processos ocorridos nessa pilha pode ser obtida pela soma das duas semi-reações:—



Oficialmente, por convenção mundial, as pilhas são representadas da seguinte maneira:



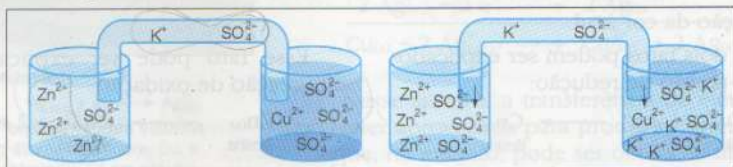
Usando essa notação, a pilha estudada pode ser representada por:



A ponte salina

A finalidade da ponte salina é manter as duas semicelas eletricamente neutras através da migração de íons (corrente iônica).

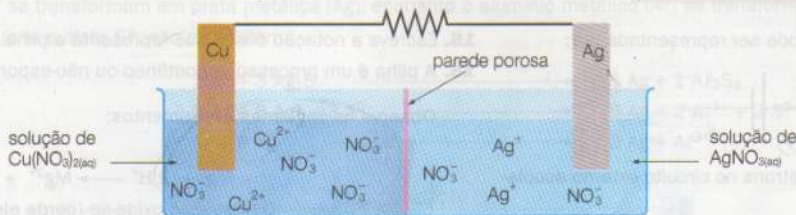
Na semicela de zinco da pilha de Daniell, devido à oxidação do Zn, a solução passa a apresentar excesso de cargas positivas, $Zn^{2+}_{(aq)}$, o que é neutralizado pela migração dos íons negativos $SO^{2-}_{4(aq)}$, presentes na ponte salina. Na semicela de cobre, devido à diminuição de íons $Cu^{2+}_{(aq)}$, a solução passa a apresentar excesso de cargas negativas $SO^{2-}_{4(aq)}$, o que é neutralizado pela migração de íons positivos $K^{+}_{(aq)}$, presentes na ponte salina.



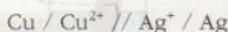
A ponte salina pode ser substituída por uma placa de porcelana porosa.



Vamos agora estudar outra pilha:



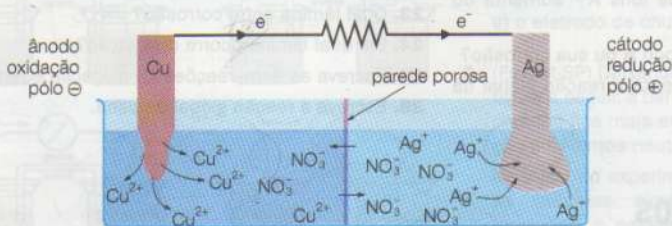
que pode ser representada por:



Pela representação da pilha, podemos concluir que o cobre (Cu) sofre oxidação e a prata (Ag), redução. Por isso, os elétrons devem fluir, pelo circuito externo, da lâmina de Cu para a lâmina de Ag.

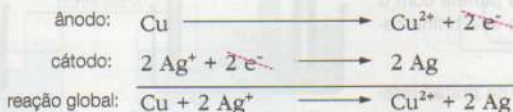
Oxidação ânodo (pólo negativo)	$\text{Cu}_{(s)} \longrightarrow \text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2 e^{-}$ <p>barra → solução diminui a massa → aumenta a concentração</p>
Redução cátodo (pólo positivo)	$\text{Ag}_{(aq)}^{+} + e^{-} \longrightarrow \text{Ag}_{(s)}$ <p>solução → barra diminui a concentração → aumenta a massa</p>

Após um certo tempo, o aspecto da pilha será:



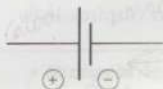
Para manter a neutralidade das soluções, existe um fluxo de íons através da parede porosa.

A representação da reação global da pilha é dada pela soma das semi-reações, sempre considerando que o número de elétrons recebidos por uma espécie deve ser igual ao número de elétrons perdidos pela outra:



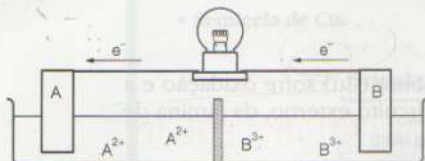
Exercícios Fundamentais

1. A pilha é um gerador e pode ser representada por:



Indique o sentido dos elétrons no circuito externo acoplado a essa pilha.

Para responder da questão 2 à 16, considere o esquema referente à pilha a seguir:

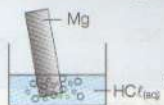


- O eletrodo **B** está sofrendo uma oxidação ou uma redução?
- O eletrodo **B** é denominado cátodo ou ânodo?
- O eletrodo **B** é o pólo positivo ou o negativo?
- Escreva a semi-reação que ocorre no eletrodo **B**.
- A concentração (quantidade) de íons B^{3+} aumenta ou diminui?
- Ocorre deposição sobre o eletrodo **B** ou sua corrosão?
- O eletrodo **A** está sofrendo uma oxidação ou uma redução?
- O eletrodo **A** é denominado cátodo ou ânodo?
- O eletrodo **A** é o pólo positivo ou o negativo?
- Escreva a semi-reação que ocorre no eletrodo **A**.
- A concentração (quantidade) de íons A^{2+} aumenta ou diminui?
- Ocorre deposição sobre o eletrodo **A** ou sua corrosão?
- Escreva a equação que representa a reação global da pilha.

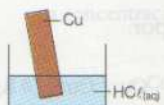
15. Escreva a notação oficial que representa a pilha.

16. A pilha é um processo espontâneo ou não-espontâneo?

Observe os seguintes experimentos:

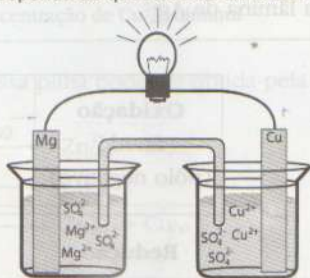


O magnésio oxida-se (perde elétrons).



O cobre não se oxida.

Utilizando as informações dadas e o esquema da pilha a seguir, responda às questões de 17 a 26:



- Qual metal se oxida?
- Qual metal se reduz?
- Qual eletrodo é o ânodo?
- Qual eletrodo é o cátodo?
- Indique o sentido dos elétrons.
- Indique os pólos (+) e (-).
- Qual lâmina sofre corrosão?
- Em qual lâmina ocorre deposição?
- Escreva as semi-reações de oxidação e redução.
- Escreva a reação global da pilha.

Exercícios Resolvidos

1. (UFRJ) As manchas escuras que se formam sobre objetos de prata são, geralmente, películas de sulfeto de prata (Ag_2S) formadas na reação da prata com compostos que contêm enxofre e que são encontrados em certos alimentos e no ar. Para limpar a prata, coloca-se o objeto escurecido para ferver em uma panela de alumínio com água e detergente. O detergente retira a gordura da mancha e do alumínio, facilitando a reação do alumínio da panela com o sulfeto de prata, regenerando a prata, com o seu brilho característico.

a) Escreva a equação da reação de "limpeza da prata" referida no texto.

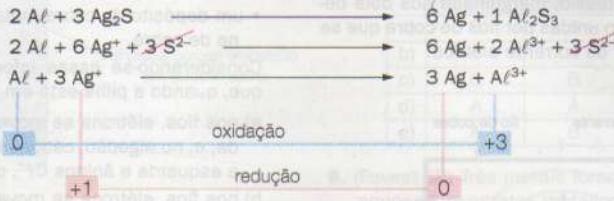
b) Com base no processo de "limpeza da prata" descrito, podemos construir uma pilha de alumínio e prata, de acordo com o esquema a seguir:



Escreva a semi-reação que ocorre no cátodo.

SOLUÇÃO

a) A reação entre o alumínio da panela e o sulfeto de prata, que regenera a prata, é uma reação de óxido-redução. Os íons Ag^+ se transformam em prata metálica (Ag), enquanto o alumínio metálico (Al) se transforma em íons Al^{3+} .
Os íons sulfeto S^{2-} não se alteram:



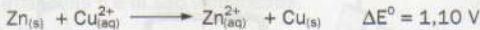
b) Como já vimos, o alumínio sofre oxidação, e a prata, redução. Assim, temos:

<p>eletrodo de alumínio</p> <p>oxidação</p> <p>ânodo</p> <p>pólo negativo</p> <p>$Al \longrightarrow Al^{3+} + 3 e^-$</p>	<p>eletrodo de prata</p> <p>redução</p> <p>cátodo</p> <p>pólo positivo</p> <p>$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag^0$</p>
--	--

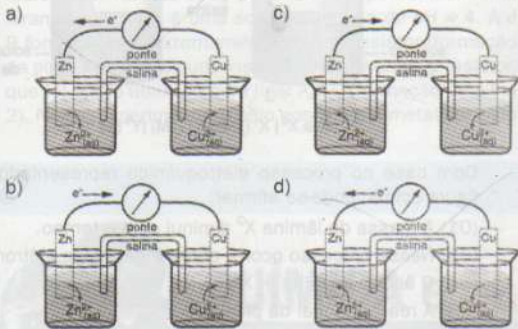
Nessa pilha, o fluxo de elétrons ocorre do eletrodo de alumínio para o de prata.

Testando seu Conhecimento

1. (UFMG) A reação global da célula galvânica geradora de eletricidade, é:



O esquema que representa corretamente o funcionamento dessa célula galvânica é:



2. (Unifesp-Sp) Ferro metálico reage espontaneamente com íons Pb^{2+} , em solução aquosa. Esta reação pode ser representada por:



Na pilha, representada pela figura,

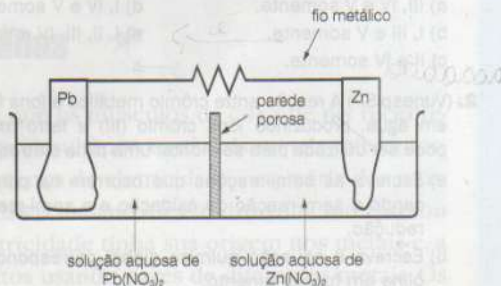


em que ocorre aquela reação global,

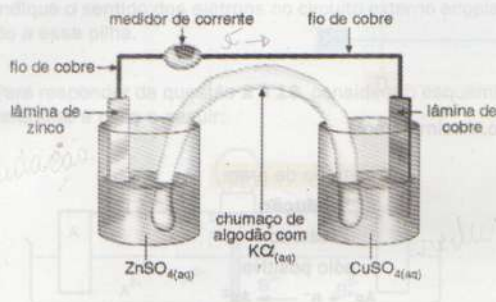
- a) os cátions devem migrar para o eletrodo de ferro.
- b) ocorre deposição de chumbo metálico sobre o eletrodo de ferro.
- c) ocorre diminuição da massa do eletrodo de ferro.
- d) os elétrons migram através da ponte salina do ferro para o chumbo.
- e) o eletrodo de chumbo atua como ânodo.

3. (Fuvest-SP) Deixando funcionar a pilha esquematizada na figura a seguir, a barra de zinco vai se desgastando e a de chumbo fica mais espessa, em consequência da deposição de átomos neutros de Pb.

No início do experimento, as duas barras apresentavam as mesmas dimensões. Represente, através de equações, o desgaste da barra de zinco e o espessamento da barra de chumbo. Indique o sentido do fluxo de elétrons no fio metálico.



4. (UFMG) Na figura, está representada a montagem de uma pilha eletroquímica, que contém duas lâminas metálicas – uma de zinco e uma de cobre – mergulhadas em soluções de seus respectivos sulfatos. A montagem inclui um longo chumaço de algodão, embebido numa solução saturada de cloreto de potássio, mergulhado nos dois béqueres. As lâminas estão unidas por fios de cobre que se conectam a um medidor de corrente elétrica.



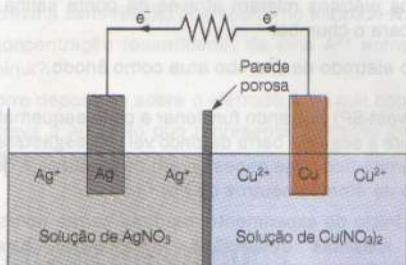
Aprofundando seu Conhecimento

1. (MACK-SP) Relativamente à pilha abaixo, começando a funcionar, fazem-se as afirmações:

I. A reação global da pilha é dada pela equação:



- II. O eletrodo de prata é o pólo positivo.
 III. No ânodo, ocorre a oxidação do cobre.
 IV. A concentração de íons de Ag^+ na solução irá diminuir.
 V. A massa da barra de cobre irá diminuir.



São corretas:

- a) III, IV e V somente. d) I, IV e V somente.
 b) I, III e V somente. e) I, II, III, IV e V.
 c) II e IV somente.
2. (Vunesp-SP) A reação entre cromo metálico e íons ferro (II) em água, produzindo íons crômio (III) e ferro metálico, pode ser utilizada para se montar uma pilha eletroquímica.
- a) Escreva as semi-reações que ocorrem na pilha, indicando a semi-reação de oxidação e a semi-reação de redução.
 b) Escreva a equação química global correspondente à pilha em funcionamento.

Quando a pilha está em funcionamento, o medidor indica a passagem de uma corrente e pode-se observar que

- a lâmina de zinco metálico sofre desgaste;
- a cor da solução de sulfato de cobre (II) se torna mais clara;
- um depósito de cobre metálico se forma sobre a lâmina de cobre.

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que, quando a pilha está em funcionamento,

- a) nos fios, elétrons se movem da direita para a esquerda; e, no algodão, cátions K^+ se movem da direita para a esquerda e ânions Cl^- , da esquerda para a direita.
 b) nos fios, elétrons se movem da direita para a esquerda; e, no algodão, elétrons se movem da esquerda para a direita.
 c) nos fios, elétrons se movem da esquerda para a direita; e, no algodão, cátions K^+ se movem da esquerda para a direita e ânions Cl^- , da direita para a direita.
 d) nos fios, elétrons se movem da esquerda para a direita; e, no algodão, elétrons se movem da direita para a esquerda.

3. (UFBA-mod.)



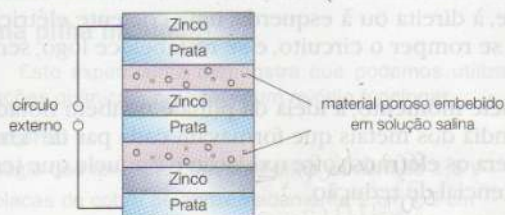
Com base no processo eletroquímico representado na figura acima, pode-se afirmar:

- (01) A massa da lâmina X^0 diminui com o tempo.
 (02) Nesse processo ocorre perda e ganho de elétrons.
 (04) O ânodo da pilha é: X^0/X^+ .
 (08) A reação global da pilha é



- (16) X^0 é o oxidante.
 (32) Durante o processo eletroquímico, a concentração das soluções, em A e em B, permanece inalterada.
 (64) A função da ponte salina é permitir a migração de íons de uma solução para a outra.
- Dê como resposta a soma dos números associados às afirmações corretas.
4. (Vunesp-SP) Em maio de 1800, Alessandro Volta anunciou a invenção da pilha elétrica, a primeira fonte contínua de eletricidade. O seu uso influenciou fortemente o desenvolvimento da Química nas décadas seguintes.

A pilha de Volta era composta de discos de zinco e de prata sobrepostos e intercalados com material poroso embebido em solução salina, como mostrado a seguir:



Com o funcionamento da pilha, observa-se que os discos de zinco sofrem corrosão.

A respeito da pilha de Volta, são feitas as seguintes afirmações:

I. Nos discos de zinco ocorre a semi-reação:



II. Os discos de prata são fontes de elétrons para o circuito externo.

III. O aumento do diâmetro dos discos empregados na montagem não influencia na tensão fornecida pela pilha.

Das três afirmações apresentadas,

- apenas I é verdadeira.
- apenas II é verdadeira.
- apenas I e II são verdadeiras.
- apenas I e III são verdadeiras.
- apenas II e III são verdadeiras.

5. (Fuvest-SP) Considere três metais A, B e C, dos quais apenas A reage com ácido clorídrico diluído, liberando hidrogênio. Varetas de A, B e C foram espetadas em uma laranja, cujo suco é uma solução aquosa de $\text{pH} = 4$. A e B foram ligados externamente por um resistor (formação da pilha 1). Após alguns instantes, removeu-se o resistor, que foi então utilizado para ligar A e C (formação da pilha 2). Nesse experimento, o pólo positivo e o metal corroído

na pilha 1 e o pólo positivo e o metal corroído na pilha 2 são respectivamente,

	pilha 1		pilha 2	
	pólo positivo	metal corroído	pólo positivo	metal corroído
a)	B	A	A	C
b)	B	A	C	A
c)	B	B	C	C
d)	A	A	C	A
e)	A	B	A	C

6. (Fuvest-SP) Três metais foram acrescentados a soluções aquosas de nitratos metálicos, de mesma concentração, conforme indicado na tabela. O cruzamento de uma linha com uma coluna representa um experimento. Um retângulo em branco indica que o experimento não foi realizado; o sinal (-) indica que não ocorreu reação e o sinal (+) indica que houve dissolução do metal acrescentado e precipitação do metal que estava na forma de nitrato.

	Cd	Co	Pb
$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$		-	-
$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$	+		-
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	+	+	

Cada um dos metais citados, mergulhado na solução aquosa de concentração 0,1 mol/L de seu nitrato, é um eletrodo, representado por Me/Me^{2+} , onde Me indica o metal e Me^{2+} , o cátion de seu nitrato. A associação de dois desses eletrodos constitui uma pilha. A pilha com maior diferença de potencial elétrico e polaridade correta de seus eletrodos, determinada com o voltímetro, é a representada por:

- $\text{Cd} \mid \text{Cd}^{2+} \parallel \text{Pb}^{2+} \mid \text{Pb}$
- $\text{Pb} \mid \text{Pb}^{2+} \parallel \text{Cd}^{2+} \mid \text{Cd}$
- $\text{Cd} \mid \text{Cd}^{2+} \parallel \text{Co}^{2+} \mid \text{Co}$
- $\text{Co} \mid \text{Co}^{2+} \parallel \text{Pb}^{2+} \mid \text{Pb}$
- $\text{Pb} \mid \text{Pb}^{2+} \parallel \text{Co}^{2+} \mid \text{Co}$

Observação:

- \parallel Significa ponte salina
- \oplus Significa pólo positivo
- \ominus Significa pólo negativo



QUÍMICA e ELETRICIDADE

As primeiras pilhas

Em 1791, o anatomista italiano Luigi Galvani observou que os músculos da coxa de rãs recentemente dissecadas sofriam contrações quando em contato simultâneo com dois metais diferentes. Galvani concluiu que o fenômeno estava associado à presença de eletricidade, originária dos músculos, sendo que os metais serviam de condutores. Já o físico italiano Alessandro Volta interpretou o mesmo fato de maneira diferente. Ele julgou que a eletricidade tinha sua origem nos metais e, a partir disso, começou a realizar uma série de experimentos usando pares de diferentes metais. Os resultados desses experimentos logo comprovaram que ele tinha razão.

Em seus experimentos, Volta colocava um “condutor úmido” (solução aquosa salina) entre dois “condutores secos” (geralmente metais), ligando-os com um fio condutor. Assim, Volta descobriu que “se estabelece, segundo a força predominante, à direita ou à esquerda, uma corrente elétrica, uma circulação desse fluido, que cessa apenas ao se romper o circuito, e se restabelece logo, sempre que o circuito é restabelecido”.

Como podemos perceber, Volta já tinha, naquele momento, a idéia da pilha e também notado que o sentido do fluxo da corrente elétrica dependia dos metais que formavam cada par de “condutores secos”. Hoje, sabemos que o metal que libera os elétrons sofre oxidação e é aquele que tem o maior potencial de oxidação, ou seja, menor potencial de redução.

Em 1800, em uma carta ao cientista inglês Joseph Banks, Volta relata a construção de sua primeira pilha:

“Coloco horizontalmente, sobre uma mesa ou uma base, um dos discos metálicos — de prata, por exemplo —, e sobre ele disponho um segundo disco de zinco; sobre este coloco um dos discos de flanela embebido em salmoura; e depois outro disco de prata, seguido imediatamente por outro de zinco, sobre o qual pouso outra vez um disco umedecido. Continuo então da mesma maneira... até formar, com vários desses estágios, uma coluna tão alta que possa ainda se sustentar a si mesma sem cair.”

Os discos terminais eram constituídos por metais diferentes e conectados por um fio condutor.

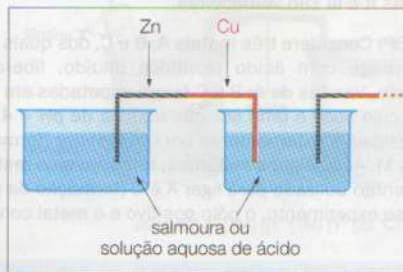
Volta realizou experimentos usando pares de diferentes metais e verificou que a quantidade de corrente elétrica variava em função dos metais utilizados. Além disso, ele foi o primeiro a utilizar soluções eletrolíticas entre os eletrodos. Volta criou um dispositivo, denominado coroa de copos, formado por vários copos contendo soluções eletrolíticas, ligados entre si por uma haste metálica cujas extremidades eram compostas de metais diferentes.



CEDOC



Coroa de copos.



Esquema da coroa de copos de Volta.



Alessandro Volta demonstra sua descoberta a Napoleão.

Embora Volta não compreendesse muito bem o papel do condutor líquido, ele percebeu que quanto maior o número de “estágios” de uma mesma pilha, maior a quantidade de corrente elétrica produzida.

Galvani defendeu seu ponto de vista até o fim de sua vida, o que lhe trouxe vários dissabores. Além de suas discussões com a comunidade científica, ele sofreu muito com a morte de sua esposa e com a perda da posição de professor na Universidade de Bolonha, por ter-se recusado a jurar fidelidade ao governo invasor da Itália, de Napoleão Bonaparte. Galvani morreu na miséria.

Volta, por sua vez, indiferente aos problemas políticos, jurou fidelidade a Napoleão e, em 1801, realizou para ele uma demonstração de sua pilha na Academia de Ciências de Paris, tendo sido agraciado, em seguida, com uma medalha de ouro e com um prêmio de 2000 escudos de ouro. Em 1810, Volta foi elevado à posição de senador do reino da Itália, com o título de conde.

Faça você mesmo

Uma pilha incomum

Este experimento demonstra que podemos utilizar fluxos de elétrons, obtidos a partir de reações químicas, para fazer um relógio funcionar.

Material

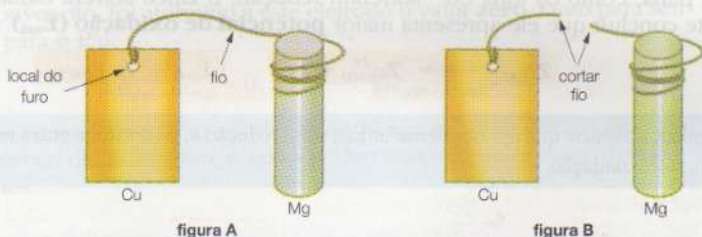
Relógio que funcione com uma pilha comum de 1,5 V
 2 placas de cobre de aproximadamente 2 cm x 5 cm
 2 eletrodos de magnésio, que podem ser obtidos a partir das barras usadas como eletrodos de sacrifício em filtros de piscinas.
 1,5 m de fio comum de cobre, cortado em três partes iguais
 1 laranja
 1 palha de aço
 1 prego grosso
 martelo



Procedimento

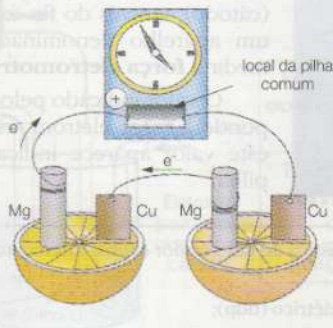
Use prego e martelo para fazer um furo em cada eletrodo de cobre.

Depois, ligue os fios aos eletrodos, conforme indicado a seguir:



Depois, pegue a laranja e, antes de cortá-la em duas partes iguais, aperte-a um pouco para liberar o sumo. Feito isso, monte o sistema conforme indicado na figura ao lado.

Para o relógio funcionar, coloque os eletrodos próximos um do outro em cada metade da laranja.



OBSERVAÇÃO:

Antes do primeiro experimento e entre os seguintes, limpe bem os eletrodos com palha de aço comum (bombril).

OBSERVAÇÃO:

Às vezes é necessário testar vários pontos de colocação dos eletrodos até encontrar o local adequado para fazer o relógio funcionar.

Resolva as questões:

1. Observe o fluxo de elétrons e equacione a semi-reação que ocorre com o magnésio.
2. A laranja é um meio eletrolítico ou não-eletrolítico? Justifique.
3. Indique pelo menos duas substâncias presentes na laranja.
4. Qual metal apresenta maior potencial de oxidação: o magnésio ou o cobre? Justifique.
5. Após certo tempo, o que deverá ocorrer com a lâmina de magnésio?
6. Repita o experimento utilizando pepino, batata e melancia.

CAPÍTULO 17

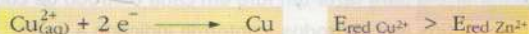
Potencial das pilhas

POTENCIAL DE REDUÇÃO E OXIDAÇÃO

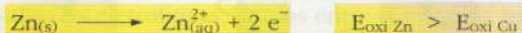
Na pilha de Daniell, os eletrodos são de zinco (Zn) e cobre (Cu). Tanto os íons $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$ como os íons $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ têm uma certa tendência de receber elétrons; porém, os íons $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ são os que sofrem redução.

Podemos concluir, então, que a tendência do $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ em sofrer redução é maior que a do $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$.

Assim, dizemos que os íons Cu^{2+} têm maior potencial de redução (E_{red}).

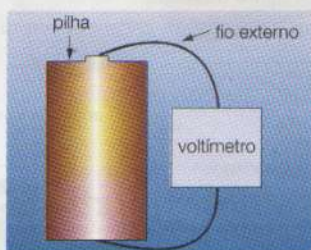


Nessa pilha, como os íons Cu^{2+} sofreram redução, o zinco sofrerá oxidação, o que nos permite concluir que ele apresenta maior potencial de oxidação (E_{oxi}).



Em uma pilha, a espécie que apresenta maior E_{red} sofre redução e, portanto, a outra espécie, de maior E_{oxi} , sofre oxidação.

POTENCIAL DE UMA PILHA



Nas pilhas, os elétrons fluem do eletrodo onde ocorre oxidação (ânodo) para o eletrodo onde ocorre redução (cátodo), através do fio externo. Se colocarmos, nesse fio, um aparelho denominado **voltímetro**, conseguiremos medir a **força eletromotriz (fem ou E)** da pilha.

O valor indicado pelo voltímetro, em volts (V), corresponde à força eletromotriz da pilha. Nas pilhas comuns, este valor aparece indicado na embalagem externa da pilha.

Em Física, como característica de um gerador (pilha, bateria etc.), usamos a equação $U = E - r \cdot i$, em que:

U = diferença de potencial elétrico (ddp);

E = força eletromotriz do gerador;

r = resistência interna do gerador;

i = intensidade da corrente elétrica.

Em Química, tratamos as pilhas como geradores ideais, isto é, cuja resistência interna é considerada desprezível em relação ao circuito elétrico que alimentam. Assim:

$$U = E$$

ou seja, a fem da pilha é considerada igual à sua diferença de potencial ou ddp (ΔE).

A diferença de potencial ou ddp (ΔE) de uma pilha depende das espécies químicas envolvidas, das suas concentrações e da temperatura. Por esse motivo, o ΔE é medido na chamada **condição-padrão**, que corresponde a espécies com concentração **1 mol/L** e possíveis gases envolvidos com pressão de **1 atmosfera** a 25 °C. Na condição padrão, a diferença de potencial da pilha será representada por ΔE^0 .

O ΔE^0 de uma pilha corresponde à diferença entre os potenciais de redução ou de oxidação das espécies envolvidas, e seu cálculo pode ser feito pelas equações a seguir:

$$\Delta E^0 = (E_{\text{red maior}}^0) - (E_{\text{red menor}}^0)$$

ou

$$\Delta E^0 = (E_{\text{oxi maior}}^0) - (E_{\text{oxi menor}}^0)$$



Potenciais Padrão de Redução

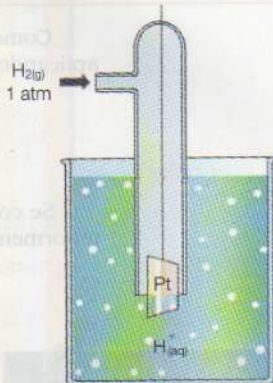
MEDIÇÃO DOS POTENCIAIS

Para determinar os E_{red} e os E_{oxi} das diversas espécies, foi escolhido como padrão o eletrodo de hidrogênio, que consiste em um fio de platina (Pt) no interior de um tubo de vidro preenchido com gás hidrogênio (H_2) à pressão de 1 atm. O fio de platina liga-se a uma placa de platina em que o $H_{2(g)}$ fica adsorvido e a platina não participa da reação. O conjunto está imerso em uma solução ácida, em que a concentração dos íons H^+ é 1 mol/L, à pressão de 1 atm.

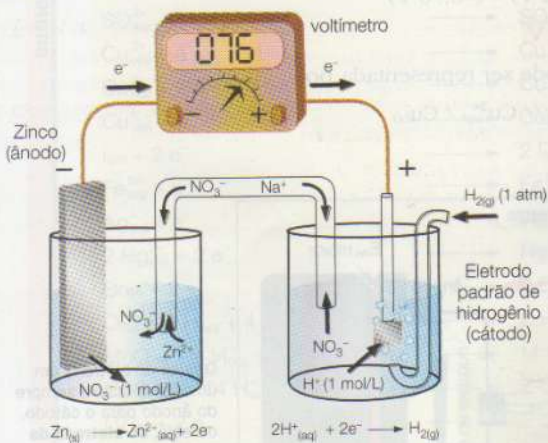
Por convenção, foi atribuído a este eletrodo o valor **zero**, tanto para seu E_{oxi}^0 como para o E_{red}^0 .

$$E_{H_{2(g)}, H_{(aq)}^+}^0 = 0 \quad \text{e} \quad E_{H_{(aq)}^+, H_{2(g)}}^0 = 0$$

Vamos agora construir o esquema de algumas pilhas, onde um dos eletrodos será o de hidrogênio, e assim poderemos determinar os E^0 das outras espécies.



Pilha de zinco e hidrogênio



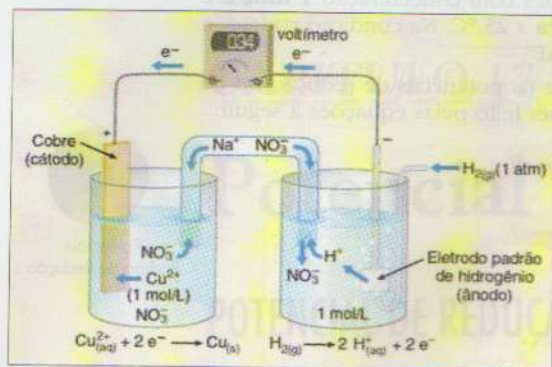
Eletrodo de Zn ocorreu oxidação ânodo	$Zn_{(s)} \rightarrow Zn_{(aq)}^{2+} + 2e^-$
Eletrodo de H_2 ocorreu redução cátodo	$2H_{(aq)}^+ + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$
Reação global	$Zn_{(s)} + 2H_{(aq)}^+ \rightarrow Zn_{(aq)}^{2+} + H_{2(g)}$

Como o hidrogênio (H^+) se reduziu, seu potencial de redução é maior que o do Zn e, aplicando o ΔE^0 indicado pelo voltmeter, temos:

$$\Delta E^0 = (E_{H_{(aq)}^+, H_{2(g)}}^0) - (E_{Zn_{(aq)}^{2+}, Zn_{(s)}}^0) \Rightarrow 0,76 \text{ V} = (0) - (E_{Zn_{(aq)}^{2+}, Zn_{(s)}}^0)$$

$$E_{Zn_{(aq)}^{2+}, Zn_{(s)}}^0 = -0,76 \text{ V}$$

Pilha de cobre e hidrogênio



Eletrodo de H ₂ ocorreu oxidação ânodo	$H_{2(g)} \rightarrow 2 H_{(aq)}^+ + 2 e^-$
Eletrodo de Cu ocorreu redução cátodo	$Cu_{(aq)}^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu_{(s)}$
Reação global	$H_{2(g)} + Cu_{(aq)}^{2+} \rightarrow 2 H_{(aq)}^+ + Cu_{(s)}$

Como o cobre (Cu²⁺) se reduziu, seu potencial de redução é maior que o do H₂, e, aplicando o valor do ΔE indicado pelo voltímetro à equação, temos:

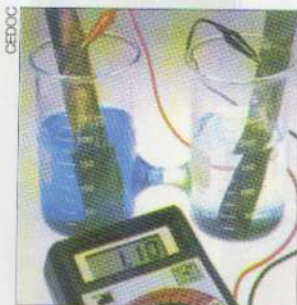
$$E^0 = (E_{Cu^{2+}_{(aq)}, Cu_{(s)}}^0) - (E_{H^+_{(aq)}, H_{2(g)}}^0) \Rightarrow 0,34 \text{ V} = E_{Cu^{2+}_{(aq)}, Cu_{(s)}}^0 - 0$$

$$E_{Cu^{2+}_{(aq)}, Cu_{(s)}}^0 = +0,34 \text{ V}$$

Se compararmos os potenciais de redução do cobre e do zinco da pilha montada anteriormente, temos:

$$E_{Zn}^{red} = -0,76 \text{ V}$$

$$E_{Cu}^{red} = +0,34 \text{ V}$$



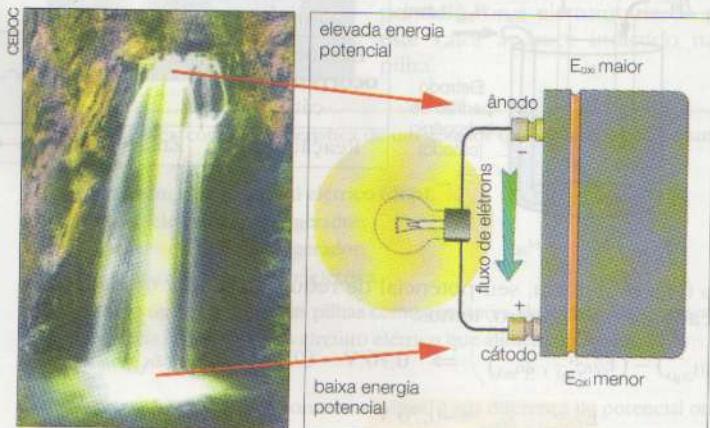
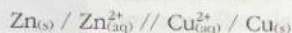
Podemos perceber que o cobre (Cu) apresenta maior facilidade de se reduzir que o zinco (Zn) e, a partir desse fato e conhecendo os potenciais de redução do Zn e do Cu, podemos prever o potencial de uma pilha formada por esses eletrodos, utilizando a equação:

$$\Delta E^0 = (E_{Cu^{2+}_{(aq)}, Cu_{(s)}}^0) - (E_{Zn^{2+}_{(aq)}, Zn_{(s)}}^0)$$

$$\Delta E^0 = (+0,34 \text{ V}) - (-0,76 \text{ V})$$

$$\Delta E^0 = +1,10 \text{ V}$$

Assim, essa pilha pode ser representada por:



O fluxo de elétrons em uma pilha ocorre sempre do ânodo para o cátodo, ou seja, **do eletrodo de maior potencial de oxidação para o eletrodo de menor potencial de oxidação.**

As pilhas, por serem processos espontâneos, apresentam sempre ΔE positivo: **ΔE > 0.**

OBSERVAÇÃO:

Os potenciais de uma pilha variam em função da temperatura e das concentrações dos íons presentes nas soluções.

TABELA DE POTENCIAIS

Utilizando um eletrodo de hidrogênio através do processo descrito, podemos determinar os E_{red}^0 de muitas espécies químicas. Esses potenciais são relacionados em uma tabela, juntamente com as semi-reações correspondentes:

Tabela de potenciais de redução (E_{red}^0) com solução aquosa a 25 °C (em V)

$\text{Li}_{(\text{aq})}^+ + \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Li}_{(\text{s})}$	-3,04
$\text{K}_{(\text{aq})}^+ + \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{K}_{(\text{s})}$	-2,94
$\text{Ba}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Ba}_{(\text{s})}$	-2,91
$\text{Ca}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Ca}_{(\text{s})}$	-2,87
$\text{Na}_{(\text{aq})}^+ + \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Na}_{(\text{s})}$	-2,71
$\text{Mg}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Mg}_{(\text{s})}$	-2,36
$\text{Al}_{(\text{aq})}^{3+} + 3 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Al}_{(\text{s})}$	-1,66
$\text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Mn}_{(\text{s})}$	-1,18
$\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Zn}_{(\text{s})}$	-0,76
$\text{Cr}_{(\text{aq})}^{3+} + 3 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Cr}_{(\text{s})}$	-0,74
$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Fe}_{(\text{s})}$	-0,41
$\text{Cr}_{(\text{aq})}^{3+} + \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Cr}_{(\text{aq})}^{2+}$	-0,41
$\text{Cd}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Cd}_{(\text{s})}$	-0,40
$\text{PbSO}_{4(\text{s})} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Pb}_{(\text{s})} + \text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-}$	-0,36
$\text{Co}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Co}_{(\text{s})}$	-0,28
$\text{Ni}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Ni}_{(\text{s})}$	-0,24
$\text{Sn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Sn}_{(\text{s})}$	-0,14
$\text{Pb}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Pb}_{(\text{s})}$	-0,13
$2 \text{H}_{(\text{aq})}^+ + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{H}_{2(\text{g})}$	0,000
$\text{Sn}_{(\text{aq})}^{4+} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Sn}_{(\text{aq})}^{2+}$	+0,15
$\text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-} + 4 \text{H}_{(\text{aq})}^+ + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{SO}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,15
$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Cu}_{(\text{aq})}^+$	+0,16
$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Cu}_{(\text{s})}$	+0,34
$\text{Cu}_{(\text{aq})}^+ + \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Cu}_{(\text{s})}$	+0,52
$\text{I}_{2(\text{s})} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$2 \text{I}_{(\text{aq})}^-$	+0,53
$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$	+0,77
$\text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Ag}_{(\text{s})}$	+0,80
$2 \text{Hg}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Hg}_{2(\text{aq})}^{2+}$	+0,90
$\text{Br}_{2(\text{l})} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$2 \text{Br}_{(\text{aq})}^-$	+1,10
$\text{O}_{2(\text{g})} + 4 \text{H}_{(\text{aq})}^+ + 4 \text{e}^-$	\longrightarrow	$2 \text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{MnO}_{2(\text{s})} + 4 \text{H}_{(\text{aq})}^+ + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Cr}_2\text{O}_{7(\text{aq})}^{2-} + 14 \text{H}_{(\text{aq})}^+ + 6 \text{e}^-$	\longrightarrow	$2 \text{Cr}_{(\text{aq})}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	+1,33
$\text{Cl}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$2 \text{Cl}_{(\text{aq})}^-$	+1,36
$\text{Au}_{(\text{aq})}^{3+} + 3 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Au}_{(\text{s})}$	+1,50
$\text{MnO}_{4(\text{aq})}^- + 8 \text{H}_{(\text{aq})}^+ + 5 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{PbO}_{2(\text{s})} + \text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-} + 4 \text{H}_{(\text{aq})}^+ + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{PbSO}_{4(\text{s})} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,69
$\text{Co}_{(\text{aq})}^{3+} + \text{e}^-$	\longrightarrow	$\text{Co}_{(\text{aq})}^{2+}$	+1,95
$\text{F}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^-$	\longrightarrow	$2 \text{F}_{(\text{aq})}^-$	+2,89

aumento da força oxidante

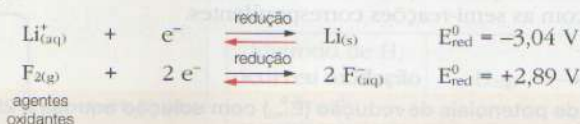
aumento da força redutora

Redução

Oxidação

Força de oxidantes e redutores

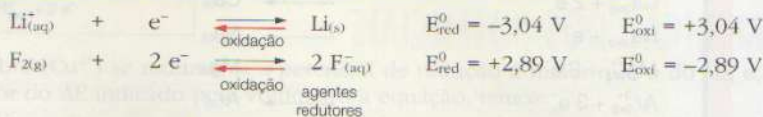
Pela análise da tabela, podemos perceber que o $\text{Li}_{(\text{aq})}^+$ apresenta o menor potencial de redução ($E^0 = -3,04 \text{ V}$) e que o $\text{F}_{2(\text{g})}$ apresenta o maior potencial de redução ($E^0 = +2,89 \text{ V}$).



Como o $\text{F}_{2(\text{g})}$ apresenta o **maior potencial de redução**, ele é o **melhor oxidante**.

Como a redução é um processo inverso à oxidação, quanto maior o E_{red}^0 de uma espécie, menor será sua facilidade em sofrer oxidação, ou seja, quanto maior o E_{red} , menor será o E_{oxi} .

O E_{oxi} é numericamente igual ao E_{red} ; porém, com sinal contrário.



Como o $\text{Li}_{(\text{s})}$ apresenta o **maior potencial de oxidação** ou, ainda, o **menor de redução**, ele é o **melhor redutor**.

Cálculo da voltagem (ΔE^0) das pilhas

Vamos considerar uma pilha formada por eletrodos de alumínio e cobre, cujos E_{red}^0 são:

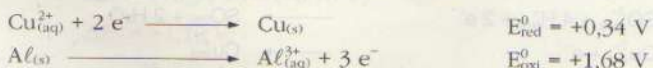
$$E_{\text{Al}_{(\text{aq})}^{3+}, \text{Al}_{(\text{s})}}^0 = -1,68 \text{ V} \quad E_{\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}, \text{Cu}_{(\text{s})}}^0 = +0,34 \text{ V}$$

Para efetuarmos o cálculo do ΔE^0 dessa pilha, podemos utilizar a equação:

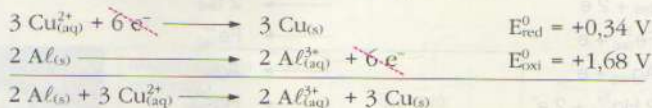
$$\Delta E^0 = (E_{\text{red}}^0 \text{ maior}) - (E_{\text{red}}^0 \text{ menor})$$

$$\Delta E^0 = (+0,34 \text{ V}) - (-1,68 \text{ V}) \Rightarrow \Delta E^0 = +2,02 \text{ V}$$

Observando os potenciais, podemos perceber que o cobre, por apresentar o maior potencial de redução, se reduz, ao passo que o alumínio se oxida:



A equação global da pilha pode ser obtida pelo uso de coeficientes que igualem o número de elétrons cedidos e recebidos nas semi-reações:



Note que os valores dos E^0 não dependem do número de mol das espécies envolvidas e são sempre constantes nas condições-padrão para cada espécie.

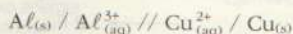
Outro fato interessante é que podemos calcular o ΔE^0 da pilha utilizando a equação:

$$\Delta E^0 = E_{\text{oxi}}^0 + E_{\text{red}}^0$$

$$\Delta E^0 = E_{\text{oxi}}^0 \text{ Al}_{(\text{s})} + E_{\text{red}}^0 \text{ Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$$

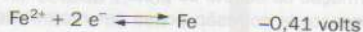
$$\Delta E^0 = (+1,68 \text{ V}) + (+0,34 \text{ V}) \Rightarrow \Delta E^0 = +2,02 \text{ V}$$

A representação desta pilha pode ser feita por:



Exercícios Fundamentais

Conhecendo os potenciais



responda às questões de **1** a **7**:

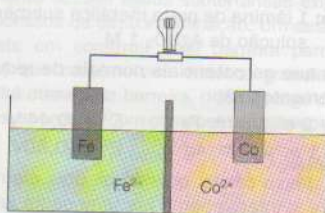
- Os potenciais indicados são de oxidação ou redução?
- Dê os valores dos potenciais:

$$\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2 e^{-} \quad E = ?$$

$$\text{Co} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 2 e^{-} \quad E = ?$$
- Qual das espécies — Fe, Fe²⁺, Co e Co²⁺ — apresenta maior tendência em perder elétrons, ou seja, tem maior potencial de oxidação?
- Qual das espécies — Fe, Fe²⁺, Co e Co²⁺ — apresenta maior tendência em ganhar elétrons, ou seja, tem maior potencial de redução?
- Sabendo que a espécie que perde elétrons com maior facilidade apresenta maior potencial de oxidação, podemos afirmar que ela é o melhor agente oxidante ou redutor? Indique qual é essa espécie.

- A espécie que ganha elétrons com maior facilidade (isto é, que tem maior potencial de redução) é o melhor agente oxidante ou o melhor redutor? Identifique essa espécie.

- Considere a pilha a seguir:



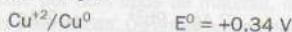
e responda os itens a seguir:

- Indique o sentido dos elétrons.
- Indique os pólos \oplus e \ominus .
- Qual eletrodo é o cátodo?
- Qual eletrodo é o ânodo?
- Escreva as semi-reações.
- Escreva a reação global.
- Calcule a força eletromotriz dessa pilha.

Exercícios Resolvidos

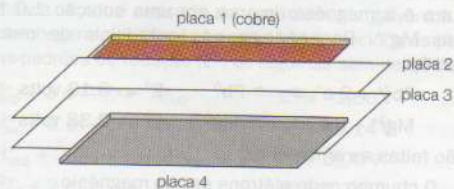
- (UFRJ) Um experimento utilizado no estudo de eletroquímica consiste em empilhar uma placa de cobre e uma placa de zinco, e duas placas de feltro, uma embebida em solução padrão de sulfato de cobre, e outra em solução padrão de sulfato de zinco. Esse experimento tem o objetivo de produzir energia para acender uma lâmpada de baixa voltagem.

Potenciais-padrão de redução:



Com base no esquema apresentado a seguir, responda aos seguintes itens:

Esquema de montagem da pilha



- Indique a seqüência de montagem da pilha, identificando as placas **2**, **3** e **4**.
- Escreva a equação da semi-reação correspondente ao eletrodo formado pela placa onde ocorre depósito metálico.
- Identifique a placa onde será conectada a extremidade do fio correspondente ao pólo positivo da pilha.

- Identifique a placa de feltro contendo a solução onde ocorre aumento da concentração de íons positivos.
- Calcule a ddp da pilha.

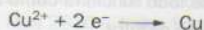
SOLUÇÃO

- As placas **1** e **4** devem ser os metais. Como a placa **1** é de cobre (Cu), a placa **4** deverá ser de zinco (Zn).

A placa **2** pode ser um feltro embebido em uma solução de sulfato de cobre (CuSO₄).

A placa **3** pode ser um feltro embebido em solução de sulfato de zinco (ZnSO₄).

- Para ocorrer uma deposição, os íons da solução devem sofrer uma redução, e isto ocorre com aqueles que apresentam maior potencial de redução. No caso, com os íons Cu²⁺:



- O pólo \oplus é o local para onde migram os elétrons, ou seja, em que ocorre a redução (cátodo). No caso, é a placa de cobre (**1**).

- Ocorre um aumento na concentração de íons na placa de feltro que está em contato com a placa do metal onde ocorre a oxidação.

Como há oxidação na placa de Zn (**4**), a placa de feltro (**3**) terá sua concentração de íons Zn²⁺ aumentada.

- A ddp pode ser calculada pela expressão:

$$\Delta E = (E_{\text{maior}}^{\text{red}}) - (E_{\text{menor}}^{\text{red}})$$

$$\Delta E = (+0,34) - (-0,76)$$

$$\Delta E = 1,10 \text{ V}$$

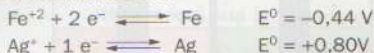
Testando seu Conhecimento

1. (PUC-PR) Uma célula galvânica é constituída de 2 eletrodos:

1º eletrodo: 1 lâmina de ferro metálico submersa numa solução de FeSO_4 1 M.

2º eletrodo: 1 lâmina de prata metálica submersa numa solução de AgNO_3 1 M.

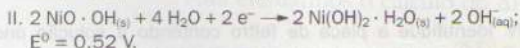
Sabendo-se que os potenciais normais de redução desses dois elementos são:



o potencial dessa célula, quando os dois eletrodos são ligados entre si internamente por uma ponte salina e externamente por um fio de platina será:

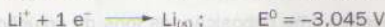
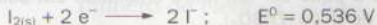
- a) +0,36 V. c) -1,24 V. e) +1,24 V.
b) -0,36 V. d) -1,36 V.

2. (UnB-DF) As pilhas alcalinas níquel/cádmio são constituídas por um ânodo formado por uma liga contendo cádmio e um cátodo de oxihidróxi de níquel, imersos em uma solução aquosa de hidróxi de potássio. Essas pilhas caracterizam-se por apresentar correntes altas e de vida útil longa. No entanto, pelo fato de empregarem cádmio em sua composição, elas são consideradas as de maior prejuízo ambiental. Os valores dos potenciais de redução para esse tipo de pilha são:



Com base nessas informações, calcule, **em volts**, a diferença de potencial entre o ânodo e o cátodo nesse tipo de pilha. Multiplique o valor calculado por 50 e despreze a parte fracionária de seu resultado, caso exista.

3. (PUC-RS) Uma pilha utilizada nos marca-passos é constituída por um eletrodo de iodo e outro de lítio, e seu funcionamento é baseado nas seguintes semi-reações adiante, cada uma representada com o respectivo potencial padrão de redução.



Considerando-se essas informações, é correto afirmar que:

- a) o eletrodo de lítio funciona como cátodo.
b) o eletrodo de iodo funciona como ânodo.
c) o I_2 é o agente redutor.
d) o Li^+ é o agente oxidante.
e) a diferença de potencial dessa pilha, em condições padrão, é 3,581 V.

4. (PAS-UnB-DF) Pode-se definir corrosão como a deterioração de um material, geralmente metálico, por ação química ou eletroquímica do ambiente aliada ou não a esforços mecânicos. A deterioração representa alterações prejudiciais indesejáveis, sofridas pelo material, tais como desgaste, variações químicas ou modificações estruturais. Um exemplo é a ação corrosiva da atmosfera próxima às refinarias de petróleo, que é rica em gás sulfídrico (H_2S). Esse gás é responsável pelo escurecimento de contatos telefônicos ou de equipamentos de telecomunicações de prata, devido

à formação de sulfeto de prata (Ag_2S). Considere que esse processo de corrosão possa ser representado pela equação e pelas semi-reações abaixo.

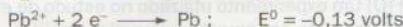


Sabendo que o potencial padrão de redução para o hidrogênio é igual a 0,00 V (zero) e, para a prata, é igual a +0,80 V, calcule, em volts, o valor do potencial padrão para a célula galvânica responsável pelo escurecimento dos equipamentos de telecomunicações situados próximos às refinarias de petróleo. Multiplique o valor calculado por 10 e, em seguida, adicione 50 ao valor encontrado. Despreze a parte fracionária de seu resultado, caso exista.

5. (UFV-MG) A seguir são feitas algumas afirmativas sobre a célula galvânica representada abaixo:



Potenciais padrão de redução (E^0):



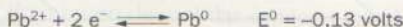
- I. O potencial teórico da pilha (E^0) é 0,92 volts.
II. O eletrodo de prata será o ânodo nesta célula.
III. Ocorre passagem espontânea de elétrons do eletrodo de chumbo para o de prata.
IV. A reação total para esta célula pode ser representada por:



São afirmativas corretas:

- a) I, II e IV. c) I e III. e) II e IV.
b) II e III. d) I e IV.

6. (PUC-PR) Em uma pilha galvânica, um dos eletrodos é o chumbo imerso em uma solução 1,0 M de íons Pb^{2+} e o outro é o magnésio imerso em uma solução 1,0 M de íons Mg^{2+} . Baseando-se nos potenciais de redução padrão:



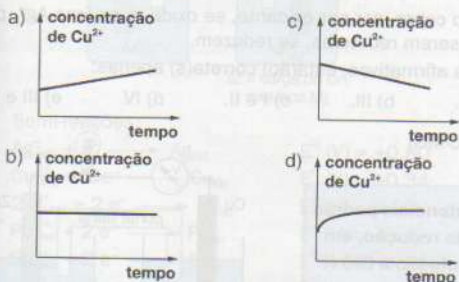
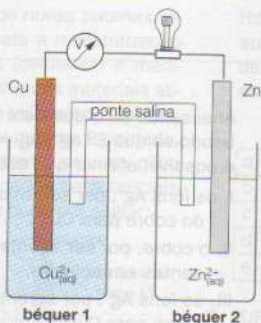
são feitas as afirmações:

- I. O chumbo cede elétrons para o magnésio.
II. O eletrodo de magnésio funciona como cátodo da pilha.
III. No eletrodo do chumbo ocorre redução.
IV. A equação da reação global é:
$$\text{Mg}^0 + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Pb}^0$$

V. A diferença de potencial da pilha é $\Delta E^0 = +2,25 \text{ volts}$.
O número total de afirmativas corretas é:
a) 1. b) 3. c) 2. d) 4. e) 5.

7. (PUC-MG) Assinale a alternativa que representa qualitativamente a evolução da concentração de Cu^{2+} , no béquer 1, nos minutos iniciais de funcionamento dessa pilha.

Potenciais padrão de redução, em solução a 298 K	
Zn^{2+}/Zn	Cu^{2+}/Cu
-0,76 V	+0,34 V



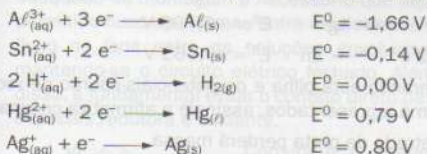
8. (UFR-RJ) Dada a pilha $\text{Al} | \text{Al}^{3+} || \text{Co}^{2+} | \text{Co}$ e sabendo que os seus potenciais de redução são:

$$E_{\text{red}}^{\circ} \text{Al}^{3+} / \text{Al} = -1,66 \text{ V}$$

$$E_{\text{red}}^{\circ} \text{Co}^{2+} / \text{Co} = -0,28 \text{ V}$$

Pode-se afirmar que

- $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$ é o cátodo.
 - $\text{Co} / \text{Co}^{2+}$ é o ânodo.
 - a ddp da pilha é -1,38 V.
 - os elétrons migram do $\text{Co} / \text{Co}^{2+}$ para o $\text{Al} / \text{Al}^{3+}$.
 - $\text{Co}^{2+} / \text{Co}$ é o cátodo.
9. (UnB-DF) Formada a cárie, o organismo humano não é capaz de restaurar o tecido lesado. As restaurações de dentes são feitas basicamente por dois tipos de material, os amálgamas e as resinas poliméricas. Os amálgamas odontológicos são feitos de ligas metálicas Ag-Sn-Cu-Zn-Hg e são considerados bons materiais por suas propriedades físico-químicas. As restaurações de amálgama, porém, apresentam duas desvantagens: a cor e o efeito de dor, causado quando acidentalmente se morde uma colher de alumínio ou um pedaço de papel-alumínio, onde existe uma obturação metálica. A dor é causada por uma corrente galvânica que pode chegar a até 30 μA . A seguir, são fornecidos os potenciais-padrões de redução (E°) de algumas semi-reações.



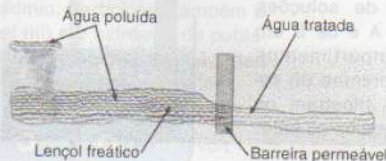
Considerando os potenciais de redução fornecidos e as informações do texto acima, julgue os itens seguintes.

- O estanho apresenta menor resistência a ácidos que o mercúrio e a prata.
- A corrente galvânica citada é uma corrente de elétrons produzida por oxidação do amálgama e redução do alumínio no meio eletrolítico, que é a saliva.

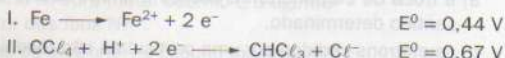
III. A dor mencionada no texto resulta da passagem da corrente elétrica pelo amálgama — um bom condutor elétrico — para o nervo do dente.

IV. Os amálgamas são feitos com metais de raios atômicos iguais ao do átomo de mercúrio.

10. (UFPR) Águas contaminadas podem infiltrar-se na terra e chegar até os lençóis freáticos, contaminando-os. O aproveitamento dessas águas subterrâneas exige a aplicação de processos de descontaminação. Um desses processos consiste em construir uma barreira permeável (figura abaixo) que contém ferro metálico granulado. Quando a água flui através da barreira, o ferro reage com alguns poluentes, sobretudo com compostos orgânicos halogenados.



Considere como exemplo a contaminação da água com o tetracloreto de carbono. As equações I e II, a seguir, representam as transformações químicas que ocorrem com o tetracloreto de carbono sob a ação do ferro metálico.



O clorofórmio produzido não é degradado pelo ferro metálico, mas é mais facilmente biodegradado em comparação com o tetracloreto de carbono. Os íons de ferro produzidos e presentes na água tratada são eliminados por processos posteriores.

Eletronegatividades: C = 2,5; H = 2,1; Cl = 3,0.

Com base nas informações acima, é correto afirmar:

- A equação II representa a reação de oxidação.
 - Com base nas equações I e II, a reação de oxirredução total é representada pela equação $\text{CCl}_4 + \text{H}^{+} + \text{Fe} \longrightarrow \text{CHCl}_3 + \text{Cl}^{-} + \text{Fe}^{2+}$ $E^{\circ} = 1,11 \text{ V}$
 - O agente oxidante é o tetracloreto de carbono.
 - O estado de oxidação do carbono, no tetracloreto de carbono, é -4.
 - Durante a reação o hidrogênio é reduzido.
 - O fato de as eletronegatividades do carbono e do cloro serem diferentes permite concluir que a molécula de CCl_4 é polar.
11. (UFSC) São dados os potenciais de redução E° (em volts, em solução aquosa 1 M, a 25 °C e 1 atm.) das semi-reações:

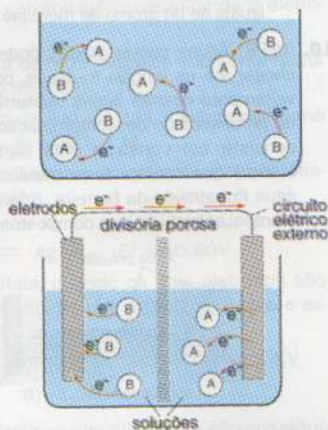
Semi-reação	E°_{red}
$2 \text{e}^{-} + \text{Ca}^{2+} \rightleftharpoons \text{Ca}^{\circ}$	-2,87 V
$2 \text{e}^{-} + \text{Ni}^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{\circ}$	-0,23 V
$2 \text{e}^{-} + \text{Zn}^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{\circ}$	-0,76 V

Identifique com V (verdadeiro) ou F (falso) as proposições:

- O Ca^{2+} recebe mais facilmente elétrons.
- O Ni° perde mais facilmente elétrons.
- O Zn^{2+} perde mais facilmente elétrons.
- O Ni^{2+} recebe mais facilmente elétrons.
- O Ca° perde mais facilmente elétrons.
- O Zn^{2+} é o melhor agente redutor.
- O Ni^{2+} é o melhor agente oxidante.

Aprofundando seu Conhecimento

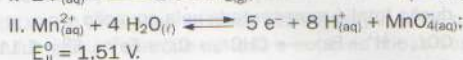
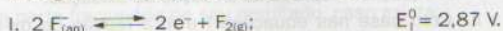
1. (PAES-Unimontes-MG) Uma reação de oxidação-redução pode ser promovida fazendo-se simplesmente a mistura de A e B (I) com uma solução aquosa, ou dispondo-se de soluções de A e de B em compartimentos diferentes (II) como mostram os modelos ao lado.



Considerando os dois sistemas, observa-se tanto em I como em II que:

- a troca de elétrons entre cátodo e ânodo ocorre sem sentido determinado.
- os elétrons cedidos por uma partícula A são recebidos por uma partícula B.
- a reação global espontânea pode ser representada por $A + B \longrightarrow A' + B'$.
- a ddp que se estabelece no circuito pode ser medida por um voltímetro.

2. (ITA-SP) Considere os dois eletrodos (I e II) seguintes e seus respectivos potenciais na escala do eletrodo de hidrogênio (E^0) e nas condições-padrão:



A força eletromotriz de um elemento galvânico construído com os dois eletrodos acima é de:

- 1,81 V.
 - 1,13 V.
 - 0,68 V.
 - 1,36 V.
 - 4,38 V.
3. (PSS-UFPB) É possível estudar química de forma interessante e atraente. Por exemplo, se num copo contendo uma solução aquosa diluída de nitrato de prata, $AgNO_{3(aq)}$, for colocada uma árvore de fios de cobre descobertos, será observado que a solução antes incolor, aos poucos, vai ficando azul, conforme figura a seguir.



Analisando-se o que está acontecendo na solução, e sabendo-se que $E^0 Ag^+/Ag = 0,80 V$ e $E^0 Cu^{2+}/Cu = 0,34 V$, é possível afirmar que este fenômeno ocorre porque:

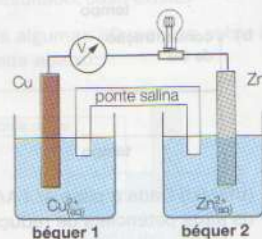
- os íons Ag^+ , por serem oxidantes, provocam a oxidação do cobre para Cu^{2+} .
- o cobre, por ser agente redutor, reduz os íons Ag^+ presentes em solução.
- os íons Ag^+ , por serem redutores, levam à redução do cobre para Cu^{2+} .
- o cobre, por ser oxidante, se oxida, e os íons Ag^+ , por serem redutores, se reduzem.

Das afirmativas, está(ão) correta(s) apenas:

- I.
- III.
- I e II.
- IV.
- III e IV.

4. (PUC-MG)

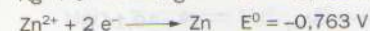
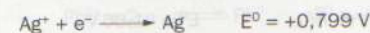
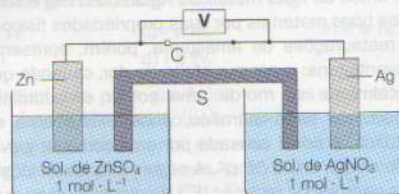
Potenciais padrão de redução, em solução a 298 K	
Zn^{2+}/Zn	Cu^{2+}/Cu
-0,76 V	+0,34 V



É correto afirmar que:

- na CNTP, a diferença de potencial da pilha considerada é 0,42 V.
- o pólo positivo da pilha é o eletrodo de zinco.
- na ponte salina, a condução é eletrônica.
- o eletrodo de cobre é o cátodo da pilha.

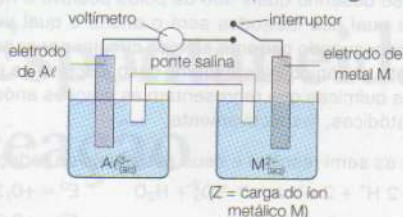
5. (UFV-MG) A figura adiante representa uma pilha, onde V é um voltímetro, C é uma chave e S é a ponte salina, que contém solução saturada de nitrato de potássio (KNO_3). O eletrodo de zinco está imerso na solução de sulfato de zinco ($ZnSO_4$), e o eletrodo de prata está imerso na solução de nitrato de prata ($AgNO_3$).



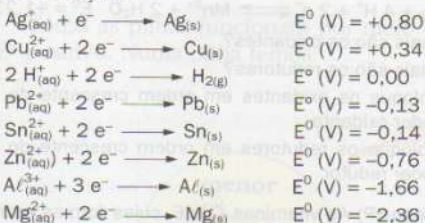
Considerando esta pilha e os potenciais-padrão de redução acima representados, assinale a afirmativa correta:

- O eletrodo de prata perderá massa.
- Com o decorrer da reação, a solução de $ZnSO_4$ ficará mais concentrada e a de $AgNO_3$, mais diluída.
- O potencial em V será +0,799 volts, com a chave C aberta.
- À medida que a reação se processa, os cátions K^+ da ponte salina se dirigem para a solução de $ZnSO_4$.
- De acordo com os valores dos potenciais-padrão, o Zn^{2+} é mais oxidante que Ag^+ .

6. (UFPE) O desenvolvimento de novas baterias recarregáveis é importante para a miniaturização de equipamentos portáteis (celulares) e médicos (marca-passos). A escolha dos materiais ativos destas baterias envolve inúmeras variáveis, como diferença de potencial gerada, toxicidade, custo etc. Considere o esquema de uma pilha apresentado a seguir e os dados de potenciais padrão de eletrodos (E^0), do quadro a seguir:



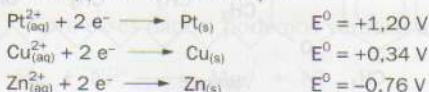
Semi-reações:



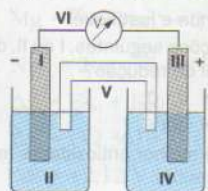
Com relação a esta pilha, após o interruptor ser fechado, julgue as afirmativas a seguir, se baseando nos dados de potencial padrão:

- a) quando $M = Zn_{(s)}$, o alumínio se reduzirá
- b) quando $M = Ag_{(s)}$, o voltímetro marcará o valor 0,86 V
- c) quando $M = Mg_{(s)}$, ocorrerá um fluxo de elétrons do eletrodo de Mg para o de Al
- d) quando $M = Pb_{(s)}$, o eletrodo de Pb será consumido
- e) quando $M = Cu_{(s)}$, a seguinte semi-reação ocorrerá: $Cu_{(s)} \longrightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2 e^-$

7. (PUC-SP) potenciais de redução:



Uma pilha é um dispositivo que se baseia em uma reação de óxido-redução espontânea cujas semi-reações de redução e oxidação ocorrem em celas independentes. Para o funcionamento adequado da montagem é necessário que seja permitido fluxo de elétrons entre os eletrodos e fluxo de íons entre as soluções envolvidas, mantendo-se o circuito elétrico fechado. Além disso, é fundamental evitar o contato direto das espécies redutora e oxidante.

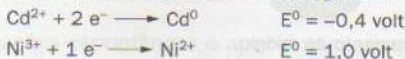


Considere o esquema ao lado. Considere que as soluções aquosas empregadas são todas de concentração 1,0 mol/L nas espécies indicadas.

Haverá passagem de corrente elétrica na aparelhagem com ddp medida pelo voltímetro de 1,10 V, somente se cada componente do esquema corresponder a

	I	II	III	IV	V	VI
a)	$Zn_{(s)}$	$Zn^{2+}_{(aq)}$	$Cu_{(s)}$	$Cu^{2+}_{(aq)}$	$KNO_3(aq)$	Fio de cobre
b)	$Zn_{(s)}$	$Cu^{2+}_{(aq)}$	$Cu_{(s)}$	$Zn^{2+}_{(aq)}$	$KNO_3(aq)$	Fio de prata
c)	$Cu_{(s)}$	$Cu^{2+}_{(aq)}$	$Zn_{(s)}$	$Zn^{2+}_{(aq)}$	$C_2H_5OH(aq)$	Fio de cobre
d)	$Cu_{(s)}$	$Zn^{2+}_{(aq)}$	$Zn_{(s)}$	$Cu^{2+}_{(aq)}$	$C_2H_5OH(aq)$	Fio de prata
e)	$Pt_{(s)}$	$Zn^{2+}_{(aq)}$	$Pt_{(s)}$	$Cu^{2+}_{(aq)}$	$KNO_3(aq)$	Fio de cobre

8. (UFSC) Uma pilha "recarregável" alcalina de uso comercial é formada pelos elementos químicos níquel e cádmio. Participam também o hidróxido de níquel (III) e o hidróxido de potássio. Os potenciais padrão de redução das semi-reações envolvidas são os seguintes:



Considerando os dados acima, é correto afirmar que:

- (01) A diferença de potencial da pilha Ni-Cd vale 0,6 volt.
- (02) Na pilha Ni-Cd o metal cádmio é o agente redutor dos íons Ni^{2+} .
- (04) O fluxo de elétrons, no circuito externo, vai do eletrodo de cádmio para o eletrodo de hidróxido de níquel (III).
- (08) Durante a descarga da pilha os íons Ni^{3+} sofrem oxidação.

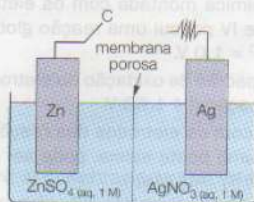
(16) A reação global da pilha é:



(32) A pilha cessará seu funcionamento quando o potencial de redução do Cd^0 for igual ao potencial de redução do Ni^{3+} .

Dê como resposta a soma dos números correspondentes às afirmações corretas.

9. (ITA-SP) Assinale a afirmação falsa em relação ao que vai ocorrer quando a chave C é ligada.



- a) A corrente elétrica convencional vai circular no sentido anti-horário.
- b) Elétrons irão circular pelo fio da esquerda para a direita.
- c) Ânions nitrato vão migrar, através da membrana porosa, da direita para a esquerda.
- d) A concentração de $ZnSO_4$ do lado esquerdo vai aumentar.
- e) Cátions de zinco vão migrar, através da membrana porosa, da esquerda para a direita.



10. (ITA-SP) Pergunta associada ao exercício 9. Escreva as equações químicas das meia-reações que irão ocorrer em cada um dos eletrodos do elemento galvânico esquematizado no exercício 9. Além disso, justifique por que a opção D desse teste está **certa** ou está **errada**.
11. (Fuvest-SP) Um relógio de parede funciona normalmente, por algum tempo, se substituirmos a pilha original por dois terminais metálicos mergulhados em uma solução aquosa ácida (suco de laranja), conforme esquematizado a seguir.



Durante o funcionamento do relógio,

- I. o pH do suco de laranja aumenta.
 - II. a massa do magnésio diminui.
 - III. a massa do cobre permanece constante.
- Dessas informações,
- a) apenas a I é correta.
 - b) apenas a II é correta.
 - c) apenas a III é correta.
 - d) apenas a II e a III são corretas.
 - e) a I, a II e a III são corretas.

Observação: à medida que a concentração de H^+ diminui, o pH aumenta.

12. (UEM-PR) Considerando as reações abaixo com seus respectivos potenciais-padrão de redução, indique a(s) alternativa(s) correta(s):

- | | |
|---|-------------------|
| I. $2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_2$ | $E^0 = 0,0 V$; |
| II. $Ti^{2+} + 2 e^- \rightarrow Ti$ | $E^0 = -1,63 V$; |
| III. $Cr^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cr$ | $E^0 = -0,56 V$; |
| IV. $Fe^{2+} + 2 e^- \rightarrow Fe$ | $E^0 = -0,44 V$; |
| V. $Au^+ + e^- \rightarrow Au$ | $E^0 = 1,68 V$; |
| VI. $O_2 + 2 H_2O + 4 e^- \rightarrow 4 OH^-$ | $E^0 = 1,23 V$. |

- (01) Uma célula eletroquímica montada com os eletrodos das reações III e IV possui uma reação global espontânea com $\Delta E^0 = 1,0 V$.
- (02) O valor do potencial-padrão de oxidação do eletrodo representado pela reação II é 1,63 V.
- (04) Uma pilha montada com os eletrodos das reações III e V, utilizando-se uma ponte salina, pode ser representada por $Cr/Cr^{2+} // Au^+/Au$.
- (08) A corrosão do ferro está baseada na sua oxidação. Sendo assim, dentre os metais acima, o ouro seria o mais indicado para proteger o ferro contra a corrosão.
- (16) Considerando que a reação global que representa a corrosão do ferro pode ser determinada através das reações IV e VI, para se produzir 2,0 g de ferrugem, $Fe(OH)_2$, são necessários, aproximadamente, 50 L de O_2 , nas CNTP, considerando o O_2 como um gás ideal.
- (Dados: Fe = 56; O = 16; H = 1.)

Dê como resposta a soma dos números relativos à(s) correta(s).

13. (ITA-SP) Descreva os procedimentos utilizados na determinação do potencial de um eletrodo de cobre $Cu(s) / Cu_{(aq)}^{2+}$. De sua descrição devem constar:

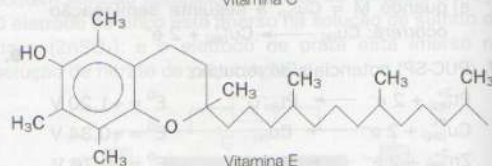
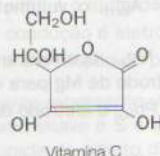
- a) A listagem de todo material (soluções, medidores etc.) necessário para realizar a medição do potencial do eletrodo em questão.
- b) O desenho esquemático do elemento galvânico montado para realizar a medição em questão. Deixe claro nesse desenho quais são os pólos positivo e negativo e qual dos eletrodos será o anodo e qual será o catodo, quando corrente elétrica circular por esse elemento galvânico. Neste último caso, escreva as equações químicas que representam as reações anódicas e catódicas, respectivamente.

14. Dadas as semi-reações e seus potenciais de redução:



- a) Quais são os oxidantes?
- b) Quais são os redutores?
- c) Coloque os oxidantes em ordem crescente do seu poder oxidante.
- d) Coloque os redutores em ordem crescente do seu poder redutor.

15. (Unifesp-SP) As vitaminas C e E, cujas formas estruturais são apresentadas a seguir, são consideradas antioxidantes, pois impedem que outras substâncias sofram destruição oxidativa, oxidando-se em seu lugar. Por isso, são muito utilizadas na preservação de alimentos.



A vitamina E impede que as moléculas de lípidos sofram oxidação dentro das membranas da célula, oxidando-se em seu lugar. A sua forma oxidada, por uma vez, é reduzida na superfície da membrana por outros agentes redutores, como a vitamina C, a qual apresenta, portanto, a capacidade de regenerar a vitamina E.

- a) Explique, considerando as fórmulas estruturais, por que a vitamina E é um antioxidante adequado na preservação de óleos e gorduras (por exemplo, a margarina), mas não o é para sucos concentrados de frutas.
- b) Com base no texto, responda e justifique:
 - qual das duas semi-reações seguintes, I ou II, deve apresentar maior potencial de redução?
 - I. $Vit. C_{(oxidada)} + ne^- \rightleftharpoons Vit. C$
 - II. $Vit. E_{(oxidada)} + ne^- \rightleftharpoons Vit. E$
 - qual vitamina, C ou E, é melhor antioxidante (reduzidor)?

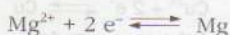
CAPÍTULO 18

Espontaneidade de uma reação

Todas as pilhas funcionam por meio de reações espontâneas e apresentam sempre ΔE^0 positivo. Numa pilha temos:



Para determinar se uma reação é espontânea, devemos calcular o seu ΔE utilizando os potenciais das semi-reações. Vejamos um exemplo:



redução

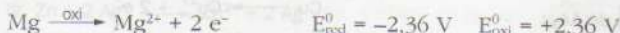
$$E^0 = -2,36 \text{ V}$$

$$E^0 = -0,24 \text{ V}$$

Com esses dados, podemos verificar a espontaneidade das reações:



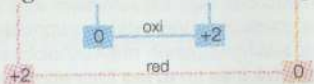
Notamos que o Mg sofreu oxidação. Portanto ele deve apresentar o maior potencial de oxidação, e o menor potencial de redução. Verificando os potenciais de redução, percebemos que isto está correto, pois $-2,36 \text{ V} < -0,24 \text{ V}$. Só com isto podemos afirmar que o processo é espontâneo. A espontaneidade também pode ser verificada pelo cálculo do ΔE :



$$\Delta E = E^0_{\text{oxi}} + E^0_{\text{red}}$$

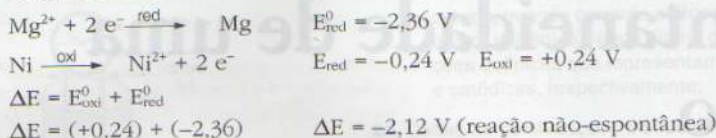
$$\Delta E = (+2,36) + (-0,24)$$

$$\Delta E = +2,12 \text{ V (reação espontânea)}$$



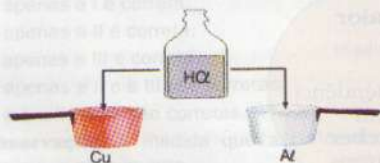
Notamos que o Mg^{2+} sofreu redução. Portanto ele deve apresentar o maior potencial de redução. Verificando os potenciais de redução, percebemos que isto não está correto, pois $-2,36 < -0,24$. Logo o processo é não-espontâneo.

Cálculo do ΔE :



Exercícios Fundamentais

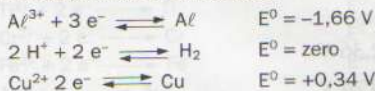
Se adicionarmos uma solução aquosa de ácido clorídrico a duas panelas, uma de cobre, a outra de alumínio:



teoricamente podemos imaginar as reações:



Conhecendo os potenciais de redução:



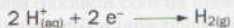
responda às questões de **1 a 7**:

1. Na equação I, temos a semi-reação de oxidação do $\text{Cu}_{(s)}$:



Qual é o valor do potencial de oxidação do cobre (E_{oxi}^0)?

2. Na equação II, temos a semi-reação de redução do $\text{H}^{+}_{(aq)}$:



Qual é o valor do potencial de redução do hidrogênio (E_{red}^0)?

3. Calcule o ΔE da reação I, aplicando a expressão $\Delta E = E_{\text{oxi}}^0 + E_{\text{red}}^0$ e classifique a reação como espontânea ou não.

4. A panela de cobre será corroída pelo ácido?

5. Na equação II, temos a semi-reação de oxidação do $\text{Al}_{(s)}$:



Qual é o valor do potencial de oxidação do alumínio (E_{oxi}^0)?

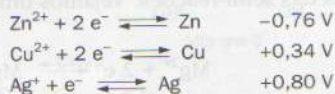
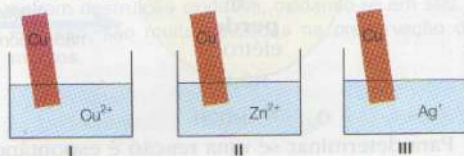
6. Sabendo o potencial de redução do hidrogênio, calcule o ΔE , usando a expressão:

$$\Delta E = E_{\text{oxi}} + E_{\text{red}}$$

e classifique a reação como espontânea ou como não-espontânea.

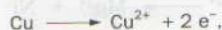
7. A panela de alumínio irá ser corroída pelo ácido?

As ilustrações e as equações a seguir devem ser utilizadas para responder às questões de **8 a 12**.



8. Ocorre reação no frasco I?

9. No frasco II, poderia ocorrer a transformação



ou seja, o cobre sofreria uma oxidação. Para que isso ocorresse, seria necessário que seu potencial de oxidação fosse maior ou o seu potencial de redução fosse menor que o do zinco (Zn^{2+}). Isso ocorre?

10. A transformação citada no exercício **9** é espontânea ou não?

11. No frasco III, poderia ocorrer a transformação



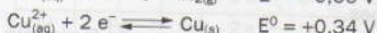
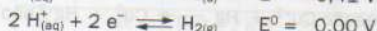
ou seja, o cobre sofreria uma oxidação. Para que isso ocorresse, seria necessário que o seu potencial de oxidação fosse maior ou seu potencial de redução fosse menor do que os potenciais da prata (Ag^{+}). Isso ocorre?

12. A transformação citada no exercício **11** é espontânea ou não?

Exercícios Resolvidos

1. Numa prova prática foi solicitado a um aluno que escolhesse, dentre três frascos metálicos de Al, Fe e Cu, qual(is) dele(s) poderia(m) ser usado(s) para guardar uma solução aquosa de ácido clorídrico. Diga qual seria a escolha mais acertada. Justifique sua resposta.

Dados:



SOLUÇÃO

O(s) frasco(s) escolhido(s) deve(m) ser aquele(s) no(s) qual(is) os íons $\text{H}^{+}_{(\text{aq})}$ provenientes do ácido não reajam produzindo H_2 , ou seja, em que os íons $\text{H}^{+}_{(\text{aq})}$ não sofram redução. Para que essa redução não ocorra, o metal deve apresentar potencial de redução maior que o do hidrogênio.

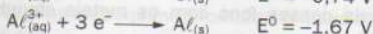
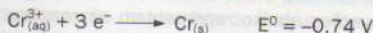
Pelos dados percebemos que o único frasco conveniente para guardar o ácido clorídrico é o de cobre. Nos outros frascos ocorrerão reações.

2. (Vunesp-SP) O sulfato de alumínio, utilizado em tratamento de água, pode ser fornecido em solução 1 M. Essa solução pode ser estocada em um tanque constituído de crômio metálico e não deve ser estocada em um tanque constituído de magnésio metálico (Potencial-padrão de redução E° , em volts, a 25 °C: Al = -1,67; Cr = -0,74; Mg = -2,38).

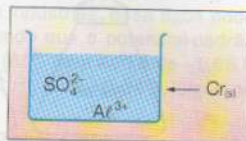
- Explique esta afirmação com base na eletroquímica.
- Escreva a equação da reação que ocorre entre a solução e o material do tanque.

SOLUÇÃO

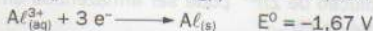
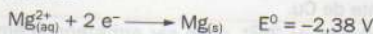
a) Considerando um tanque de crômio metálico contendo $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, ao compararmos os potenciais de redução (E°) do crômio e do alumínio, temos:



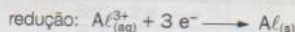
O Al^{3+} , por ter potencial de redução menor que o Cr^{3+} , tem menor tendência em receber elétrons; logo, não ocorre reação.



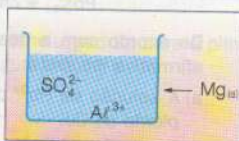
b) Considerando um tanque de magnésio metálico contendo uma solução aquosa de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, ao compararmos os potenciais de redução (E°) do magnésio e do alumínio, temos:



O Al^{3+} apresenta um potencial de redução maior que o Mg^{2+} ; logo, ele tende a se reduzir enquanto o Mg tende a se oxidar:



Devido à ocorrência da reação de óxido-redução, não se deve utilizar o tanque de magnésio, pois ele sofreria corrosão.



Testando seu conhecimento

1. São conhecidos os seguintes potenciais normais de oxidação:



Considere as seguintes reações:



Indique quais são espontâneas.

2. (UNI-RIO) "Genes que podem permitir que plantas acumulem grandes quantidades de metais em seus tecidos foram identificados e clonados por David E. Salt, professor da Universidade de Purdue (EUA). A descoberta pode levar ao desenvolvimento de plantas que limpem o lixo indus-

trial e de alimentos que combatam doenças. (...) São conhecidas mais de 350 espécies que acumulam grandes quantidades de metais como níquel, zinco, cobre, cádmio, selênio ou manganês." (Ciência Hoje, 2001.)

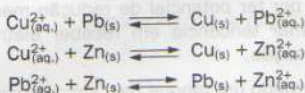
Depois de acumulado pela planta, o metal pode ser disponibilizado em solução (para determinação de sua concentração) através da utilização de ácido clorídrico diluído. Escreva a reação ajustada de um metal, dentre os citados, que possa atuar como agente redutor a reagir com o ácido clorídrico.

Semi-reação	E° (V)
$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}$	-0,25
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$	+0,34
$\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cd}$	-0,40
$\text{MnO}_2 + 4 \text{H}^{+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,23
$2 \text{H}^{+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2$	0,00

3. Considere três frascos existentes em um laboratório de química contendo soluções dos íons Cu^{2+} , Zn^{2+} e Pb^{2+} :



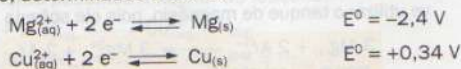
As equações abaixo representam as reações químicas possíveis desses íons com os metais chumbo (Pb) e zinco (Zn).



De acordo com a descrição acima, responda qual é a afirmativa incorreta:

- A solução de Pb^{2+} pode ser armazenada em um recipiente de Cu.
- A solução de Zn^{2+} pode ser armazenada em um recipiente de Cu.
- A solução de Zn^{2+} pode ser armazenada em um recipiente de Pb.
- A solução de Pb^{2+} pode ser armazenada em um recipiente de Zn.
- A solução de Zn^{2+} pode ser armazenada em um recipiente de Zn.

4. (UFRJ) São fornecidos os seguintes potenciais de redução, determinados a 25 °C:

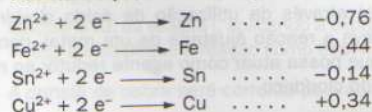


- Em solução aquosa, é possível obter magnésio metálico por reação de redução de sal do seu cátion com cobre metálico? Justifique a resposta.
- Escreva a equação da reação química que ocorre em uma pilha que funcione em condições-padrão a 25 °C, baseada nas duas semi-reações apresentadas.

5. (Fuvest-SP) Quer-se guardar, a 25 °C, uma solução aquosa 1 mol/L de SnCl_2 . Dispõe-se de recipientes de:

- ferro;
- ferro galvanizado (ferro revestido de Zn);
- lata comum (ferro revestido de Sn);
- cobre.

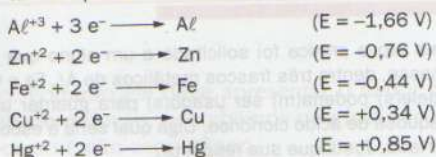
Potenciais-padrão de redução (volt):



Examinando-se a tabela dos potenciais-padrão de redução apresentada, conclui-se que essa solução de SnCl_2 pode ser guardada sem reagir com o material do recipiente apenas em:

- IV. d) I, II e III.
- I e II. e) I, II e IV.
- III e IV.

6. (PUC-MG) Considere os metais com seus respectivos potenciais-padrão de redução:



Analise as seguintes afirmativas:

- O melhor agente redutor é o Hg.
- O Al cede elétrons mais facilmente que o Zn.
- A reação $\text{Cu}^{+2} + \text{Hg} \longrightarrow \text{Cu} + \text{Hg}^{+2}$ não é espontânea.
- O íon Al^{+3} recebe elétrons mais facilmente do que o íon Cu^{+2} .
- Pode-se estocar, por longo prazo, uma solução de sulfato ferroso num recipiente à base de cobre.

A opção que contém somente afirmativas corretas é:

- I, II e IV. d) II, III e V.
- II, III e IV. e) I, II e III.
- III, IV e V.

7. (Fuvest-SP) Uma liga metálica, ao ser mergulhada em ácido clorídrico, pode permanecer inalterada, sofrer dissolução parcial ou dissolução total. Qual das situações dadas será observada com a liga de cobre e zinco (latão)? Justifique utilizando as informações da tabela a seguir:

Semi-reação	E° (volts)
$\text{Cl}_2 + 2 e^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \longrightarrow \text{Cu}$	+0,34
$2 \text{H}^+ + 2 e^- \longrightarrow \text{H}_2$	0,00
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \longrightarrow \text{Zn}$	-0,76

8. (PUC-RS) Responder à questão considerando as propriedades dos metais Mg, Ag, Cu e Zn.

- Somente Mg e Zn reagem com HCl 1,0 M formando $\text{H}_2(g)$.
- Quando o Mg é adicionado a soluções dos íons dos outros metais, há formação de Zn, Cu e Ag metálicos.
- O metal Cu reduz o íon Ag^{+1} para dar o metal Ag^0 e os íons Cu^{+2} .

Com base nessas informações, é correto afirmar que:

- o metal Zn é maior agente redutor que os metais Mg, Cu e Ag.
- o metal Ag é maior agente oxidante que os metais Mg, Zn e Cu.
- os metais têm a mesma capacidade redutora.
- os metais Cu e Ag apresentam uma capacidade redutora maior que os metais Zn e Mg.
- os metais que reagem com HCl são poderosos agentes oxidantes.

9. (UFC) As estátuas de metal, em geral confeccionadas em cobre metálico, apresentam coloração típica. Com o passar do tempo, todavia, observa-se o aparecimento de uma coloração verde que é atribuída ao produto da reação de oxidação do cobre pelo ar.

Considerando que tintas protetoras contendo metal podem funcionar como ânodo de sacrifício e conhecendo-se o valor do potencial-padrão de redução da reação



analise a tabela a seguir:

Tinta	Metal presente na tinta	Semi-reação de redução	Potencial padrão de redução, E° (V)
I	Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2 e^{-} \longrightarrow \text{Pb}^{0}$	+1,67
II	Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2 e^{-} \longrightarrow \text{Zn}$	-0,76
III	Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2 e^{-} \longrightarrow \text{Sn}$	-0,14
IV	Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2 e^{-} \longrightarrow \text{Fe}$	-0,44
V	Ti	$\text{Ti}^{3+} + 2 e^{-} \longrightarrow \text{Ti}$	-1,63

Considerando somente as informações contidas na questão, responda qual é a alternativa que apresenta a tinta mais eficaz na proteção de uma estátua de cobre:

- a) Tinta I. c) Tinta III. e) Tinta V.
b) Tinta II. d) Tinta IV.

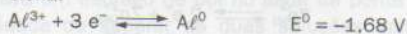
10. (UnB-DF) Alguns trocadores de calor utilizam tubos de alumínio por meio dos quais passa a água utilizada para a refrigeração. Em algumas indústrias, essa água pode conter sais de cobre. Sabendo que o potencial-padrão de redução para o alumínio (Al^{3+} para Al^0) é de $-1,66 \text{ V}$ e, para o cobre (Cu^{2+} para Cu^0), é de $+0,34 \text{ V}$, julgue os itens a seguir.

- a) A água contendo sais de cobre acarretará a corrosão da tubulação de alumínio do trocador de calor.
b) Na pilha eletroquímica formada, o cobre é o agente redutor.
c) Se a tubulação do trocador fosse feita de cobre, e a água de refrigeração contivesse sais de alumínio, não haveria formação de pilha eletroquímica entre essas espécies metálicas.
d) O valor, em módulo, do potencial-padrão para a pilha eletroquímica formada é igual a $1,32 \text{ V}$.

Aprofundando seu conhecimento

1. (PAES-Unimontes-MG) É comum que utensílios de prata escureçam ao longo do tempo. Isso se deve à reação da prata com o enxofre contido em certos alimentos como ovo e cebola. Assim, é produzido o sulfeto de prata, Ag_2S , um sólido negro. Para limpar esses utensílios, pode-se embrulhá-los em folha de alumínio e colocá-los em solução alcalina, por exemplo, bicarbonato de sódio.

a) Explique, baseando-se nos potenciais de redução da prata e do alumínio, por que esse procedimento funciona.



b) Calcule a diferença de potencial (ΔE°) estabelecida entre o eletrodo de prata e o de alumínio.

2. (Fuvest-SP) Dada a tabela de reatividade:

	Cu^0	Mg^0	Pb^0
CuSO_4	—	reage	reage
MgCl_2	não reage	—	não reage
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	não reage	reage	—

a) Disponha os metais citados em ordem crescente dos potenciais de redução. Explique.

b) Associe dois destes metais de modo a formar uma pilha. Indique os pólos positivo e negativo.

3. (UFRJ) Os quatro frascos apresentados a seguir contêm soluções salinas de **mesma concentração molar**, a 25°C . Em cada frasco, encontra-se uma placa metálica mergulhada na solução.



	$E^{\circ}_{\text{red}} \text{ (V)}$
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^{-} \longrightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Fe}^{2+} + 2 e^{-} \longrightarrow \text{Fe}$	-0,44
$\text{Sn}^{2+} + 2 e^{-} \longrightarrow \text{Sn}$	-0,14
$\text{Cu}^{2+} + 2 e^{-} \longrightarrow \text{Cu}$	+0,34

- a) Identifique o frasco em que ocorre reação química espontânea e escreva a respectiva equação.
b) Sabendo que o frasco III contém 304 gramas de FeSO_4 em 2 litros de solução, determine a concentração, em g/L, da solução de ZnSO_4 no frasco I.

4. (Cefet-PR) Uma pilha galvânica é constituída por duas semipilhas ou celas sendo que em cada semipilha há um eletrodo e cada eletrodo possui o seu potencial de redução que depende da temperatura e da concentração dos íons presentes. Em virtude destas variáveis definiu-se um potencial padrão de redução que é o potencial medido pela semipilha quando esta se encontra numa temperatura de 25°C e concentração iônica de $1,0 \text{ mol/L}$ comparada com uma semipilha de hidrogênio. A semipilha de hidrogênio é composta de um eletrodo metálico de platina mergulhado numa solução de concentração iônica $1,0 \text{ mol/L}$ de íons H^{+} na qual borbulha-se hidrogênio gasoso. Esta semipilha de hidrogênio é denominada eletrodo padrão de hidrogênio e por definição atribui-se o potencial de redução igual a zero.

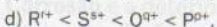
Durante um experimento, um pesquisador necessitava saber o potencial de redução de uma amostra de metal puro que ele não sabia qual era. O pesquisador possuía apenas um fio de prata e solução de nitrato de prata ($1,0 \text{ mol/L}$), além de saber que é extremamente oneroso fabricar um eletrodo padrão de hidrogênio. As únicas informações que ele tinha à disposição eram que o potencial de redução padrão da prata é de $+0,80 \text{ V}$ e que a diferença de potencial entre o metal desconhecido e a prata era de $3,2 \text{ V}$ (tendo a prata como cátodo), facilmente verificável experimentalmente.

Com base nas informações contidas no texto e na tabela a seguir pode-se afirmar que o elemento desconhecido é:

10. (ITA-SP) Considere os metais P, Q, R e S e quatro soluções aquosas contendo, cada uma, um dos íons P^{p+} , Q^{q+} , R^{r+} , S^{s+} (sendo p, q, r, s números inteiros e positivos). Em condições-padrão, cada um dos metais foi colocado em contato com uma das soluções aquosas e algumas das observações realizadas podem ser representadas pelas seguintes equações químicas:



Baseado nas informações acima, a ordem crescente do poder oxidante dos íons P^{p+} , Q^{q+} , R^{r+} e S^{s+} deve ser disposta da seguinte forma:



11. Um experimentador tentou oxidar zinco, Zn, com peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , em meio ácido. Para isso, adicionou, ao zinco, solução aquosa de peróxido de hidrogênio, em excesso, e, inadvertidamente, utilizou ácido iodídrico, $HI_{(aq)}$, para acidular o meio. Para sua surpresa, obteve vários produtos.

- a) Escreva as equações químicas balanceadas que representam as reações de oxirredução ocorridas no experimento, incluindo a que representa a decomposição do peróxido de hidrogênio, pela ação catalítica do metal.
- b) Poderá ocorrer reação entre o peróxido de hidrogênio e o ácido iodídrico? Justifique, utilizando semi-reações e os correspondentes potenciais padrão de redução.

Potenciais padrão de redução (V):

- peróxido de hidrogênio, em meio ácido, dando água: 1,78
- oxigênio, O_2 , em meio ácido, dando peróxido de hidrogênio: 0,70
- iodo, I_2 , dando íons iodeto: 0,54
- íons H^+ dando hidrogênio gasoso, H_2 : 0,00
- íons Zn^{2+} dando zinco metálico: -0,76

Faça você mesmo

Uma pilha semelhante à de Daniell

A primeira pilha de Daniell, construída em 1836, apresentava um esôfago de boi no lugar da ponte salina, com a finalidade de separar as duas soluções salinas. Como a ponte salina é difícil de ser montada e o esôfago de boi é difícil de ser encontrado e seu manuseio é desagradável, vamos usar um recipiente de porcelana não-vitrificada e uma vela de filtro de água comum. Para a montagem da pilha, devemos inicialmente serrar uma dessas velas, obtendo um copo de porcelana porosa.

Com a finalidade de obter uma maior diferença de potencial, vamos substituir o eletrodo de zinco pelo de magnésio. Este eletrodo pode ser encontrado em lojas de materiais para piscinas e costuma ser conhecido por **eletrodo de sacrifício**.

Material

1 frasco de vidro

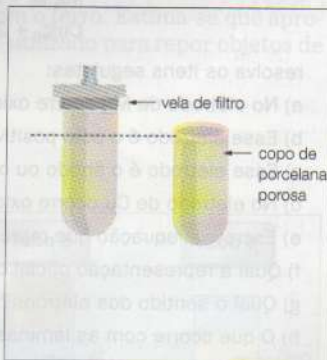
1 copo de porcelana

1,5 m de fio comum de cobre

Sistema formado por lâmina de Cu + barra de Mg + lâmpada pequena (de lanterna) ou LED — *Light Emitting Diode* (Diodo Emissor de Luz).

Solução de $CuSO_4$, formada pela dissolução de aproximadamente 16 g do sal em água suficiente para 100 mL de solução.

Solução de $MgSO_4$ formada pela dissolução de aproximadamente 12 g do sal em água suficiente para 100 mL de solução.



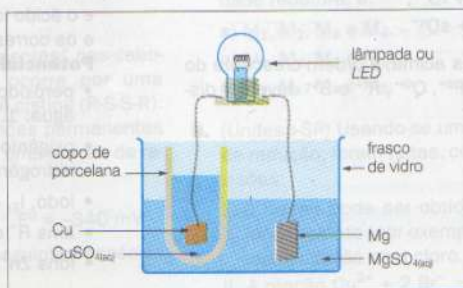
Procedimento

Coloque a solução de $\text{CuSO}_4(\text{aq})$ no copo de porcelana até quase seu preenchimento e, no frasco de vidro, coloque a solução de $\text{MgSO}_4(\text{aq})$. Feito isso, introduza o copo de porcelana no frasco de vidro.

A seguir, coloque o eletrodo de Cu na solução de CuSO_4 e o de Mg na solução de MgSO_4 , conectando-os à lâmpada conforme indicado na figura a seguir. Observe a lâmpada.

OBSERVAÇÃO:

Substituindo a lâmpada por um voltímetro, será possível medir o ΔE_{pilha} .



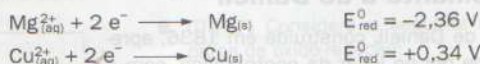
Resolva as questões:

1. Conhecendo as massas atômicas:

$$O = 16; S = 32; Cu = 63,5; Mg = 24,3$$

calcule as concentrações em mol/L aproximadas das duas soluções e explique por que foram escolhidas as massas indicadas dos sais.

2. Sendo dadas as equações das semi-reações, com seus potenciais-padrão:



resolva os itens seguintes:

- No eletrodo de Mg ocorre oxidação ou redução? Escreva a equação correspondente.
- Esse eletrodo é o pólo positivo ou o negativo?
- Esse eletrodo é o ânodo ou o cátodo?
- No eletrodo de Cu ocorre oxidação ou redução? Escreva a equação correspondente.
- Escreva a equação que representa a reação global.
- Qual a representação oficial desta pilha?
- Qual o sentido dos elétrons?
- O que ocorre com as lâminas de Mg e Cu?
- O que ocorrem com as concentrações das duas soluções?
- Calcule o ΔE° da pilha.
- Sabendo que:



calcule o ΔE° de pilhas formadas por cobre e zinco, e por zinco e magnésio.

3. Se construíssemos uma bateria formada por 6 pilhas desse tipo, em série, qual seria o $\Delta E_{\text{bateria}}^{\circ}$?

CAPÍTULO 19

Corrosão e proteção de metais

Corrosão é a deterioração de metais através do processo eletroquímico que ocorre nas reações de oxidação-redução. As corrosões são comuns no nosso dia-a-dia: a formação de ferrugem em objetos de ferro, o escurecimento da prata, a formação do azinhavre (camada verde de carbonato de cobre que se forma sobre objetos de cobre) etc.



Estudos indicam que a corrosão causa um prejuízo anual de 10 bilhões de dólares ao Brasil.

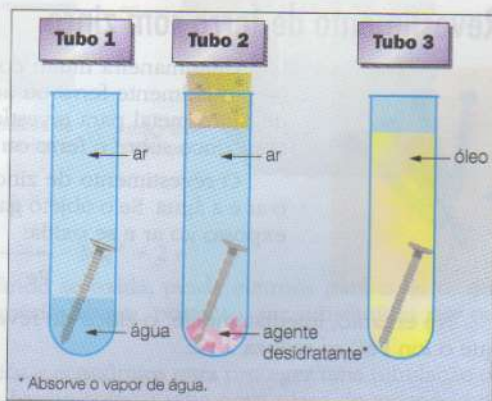
A corrosão causa grandes danos às estruturas de edifícios, pontes, navios e às carrocerias de carros.

O processo de corrosão mais comum é o que ocorre com o ferro. Estima-se que aproximadamente 20% de todo o ferro produzido anualmente é utilizado para repor objetos de ferro corroídos.

CORROSÃO DO FERRO

A corrosão do ferro, bem como de outros metais, está relacionada com a capacidade que um metal tem de se oxidar (agente redutor) e com a capacidade de uma espécie, como o oxigênio (O_2), de se reduzir (agente oxidante). A temperatura e as concentrações dos reagentes afetam as reações de corrosão.

Vamos considerar o experimento em que é introduzido um prego de ferro em três tubos, cada qual contendo uma substância diferente: água, agente higroscópico (ou desidratante) e óleo, respectivamente.

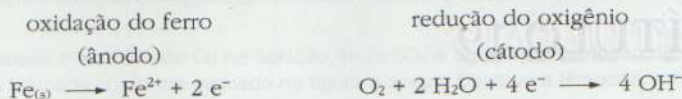


Após um certo tempo, notamos que:

- no tubo 1 ocorreu corrosão do prego;
- no tubo 2 não ocorreu alteração no prego (corrosão do prego);
- no tubo 3 não ocorreu alteração no prego (corrosão do prego).

Em função do observado nos experimentos, podemos concluir que para que o prego de ferro sofra corrosão é necessário que ele esteja na presença de ar (O_2) e água (H_2O), pois o ferro se oxida facilmente quando exposto ao ar úmido.

As reações envolvidas na formação da ferrugem são:



OBSERVAÇÃO:

A presença de íons dissolvidos na água facilita o fluxo de elétrons, favorecendo a formação da ferrugem. Isto explica por que em regiões litorâneas a ferrugem se forma mais rapidamente.

A soma das duas semi-reações permite obter a reação global:



O $Fe(OH)_2$ é normalmente oxidado a $Fe(OH)_3$:



Muitas vezes, a ferrugem é representada por $Fe_2O_3 \cdot 3 H_2O$.

PROTEÇÃO CONTRA A CORROSÃO

A ferrugem pode ser evitada utilizando-se revestimentos de proteção, como tintas, graxas, óleos, esmaltes ou alguns metais mais resistentes à corrosão. Podem ser usados, também, metais que, apesar de serem mais reativos que o ferro, quando se oxidam, formam um óxido que adere ao ferro, revestindo-o e protegendo-o.

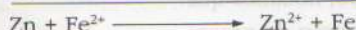
Revestimento de ferro com zinco

Uma maneira muito comum de proteger um metal da corrosão — normalmente ferro ou aço — é a aplicação de uma fina camada de outro metal para revestimento. O processo de revestimento feito com zinco sobre o ferro ou o aço é conhecido por **galvanização**.

O revestimento de zinco impede o contato direto do ferro com o ar e a água. Se o objeto galvanizado sofre algum "risco", o ferro fica exposto ao ar e se oxida:



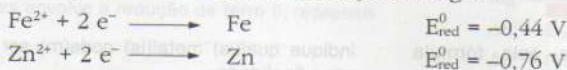
No entanto, imediatamente, o zinco do revestimento também se oxida, fazendo com que o íon Fe^{2+} se reduza a Fe:



Em contato com o ar e a água, o Zn^{2+} origina o $Zn(OH)_2$, o qual se deposita sobre o ferro anteriormente exposto, impedindo, assim, que a corrosão do ferro prossiga.



O entendimento dessas reações pode ser feito pela análise dos potenciais de redução do ferro e do zinco representados pelas semi-reações a seguir:



Podemos perceber que o zinco apresenta menor potencial de redução (-0,76 V); portanto, a sua oxidação é mais fácil de ocorrer, ou seja, ele perde elétrons com maior facilidade que o ferro.

Revestimento do ferro com estanho

Esse tipo de revestimento é usado para a fabricação da **folha de flandres** ou **lata**.

Nesse caso, a finalidade do revestimento com estanho é, simplesmente, proteger o ferro, impedindo-o de ficar exposto ao ar e à água. Se a lata é riscada ou amassada e parte do revestimento de estanho se perde, o ferro exposto ao ar se oxida, sofrendo corrosão rapidamente.

Observando os potenciais E_{red}° , temos:



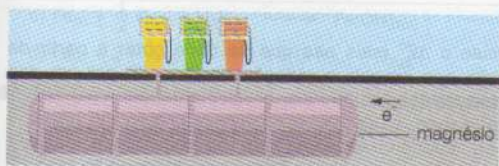
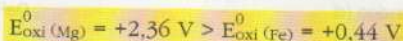
Note que o potencial de redução do Fe^{2+} é menor do que o do Sn^{2+} . Assim, o potencial de oxidação do ferro é maior que o do estanho, ou seja, o ferro perde elétrons mais facilmente, o que acarreta a sua corrosão.



Proteção com eletrodo ou com metal de sacrifício

Para proteger o metal ferro ou aço da corrosão, podemos utilizar outro metal que apresenta uma tendência maior de perder elétrons (maior potencial de oxidação). Esse metal se oxida e evita a corrosão do ferro, sendo, por isso, chamado **metal de sacrifício**.

Um metal normalmente utilizado com essa finalidade é o magnésio.



Tanques de aço contendo combustível apresentam placas de magnésio que os protegem. O mesmo acontece em navios e oleodutos, por exemplo.



De acordo com a equação:



podemos perceber que o magnésio, quando se oxida, perde elétrons para o ferro, que permanece protegido. As placas de magnésio devem, portanto, ser substituídas por outras, esporadicamente.

Essa substituição é uma medida prática e econômica para proteger uma tubulação de oleoduto, por exemplo, pois é bem mais barato colocar uma nova placa de magnésio do que substituir todo o oleoduto.

Além do magnésio, existem outros metais que podem ser utilizados como metais de sacrifício. A condição para que isso ocorra é que seu potencial de oxidação seja maior que o potencial de oxidação do metal que se quer proteger.

Exercícios Fundamentais

1. A ferrugem pode ser representada pela fórmula $Fe_2O_3 \cdot 3 H_2O$. Quais substâncias devem reagir com o ferro para que ocorra a formação de ferrugem?

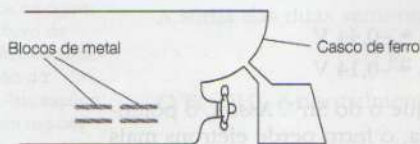
2. A palha de aço contida neste pacote está enferrujada? Por quê?



Thales Trigo

3. Ao deixarmos duas palhas de aço, uma seca, a outra umedecida com água, qual irá enferrujar mais rapidamente? Por quê?

4. A ilustração mostra blocos de um metal acoplados ao casco de ferro de um navio:



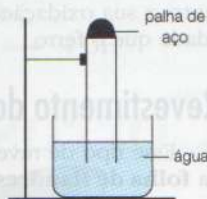
Esses blocos de metal se oxidam, evitando a corrosão das chapas de ferro do casco do navio.

Utilizando a tabela de potenciais:

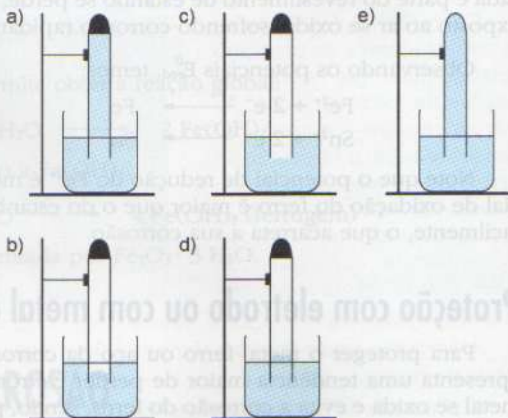
$Mg^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Mg$	-2,36 V
$Zn^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Zn$	-0,76 V
$Fe^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Fe$	-0,44 V
$Cu^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Cu$	+0,34 V

indique qual(is) metal(is) pode(m) ser utilizado(s) para essa finalidade.

5. (Fuvest-SP) Um pedaço de palha de aço foi suavemente comprimido no fundo de um tubo de ensaio e este foi cuidadosamente emborcado em um béquer contendo água à temperatura ambiente, conforme ilustra- do ao lado.



Decorridos alguns dias à temperatura ambiente, qual das figuras abaixo representa o que será observado?



Exercícios Resolvidos

1. (UFMG) Certos metais que se oxidam mais facilmente que o ferro podem ser usados na fabricação de eletrodos de sacrifício, que previnem a corrosão de objetos de ferro, como canos de água ou de esgoto. A proteção se baseia na oxidação preferencial desses metais no lugar do ferro. O quadro a seguir apresenta os potenciais-padrão de redução para algumas semi-reações ($t = 25\text{ }^\circ\text{C}$):

$Mg^{2+} + 2 e^- \rightarrow Mg$	$E^0 = -2,37\text{ V}$
$Zn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Zn$	$E^0 = -0,76\text{ V}$
$Fe^{2+} + 2 e^- \rightarrow Fe$	$E^0 = -0,44\text{ V}$
$Ni^{2+} + 2 e^- \rightarrow Ni$	$E^0 = -0,25\text{ V}$
$Sn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Sn$	$E^0 = -0,14\text{ V}$
$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$	$E^0 = +0,77\text{ V}$
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	$E^0 = +0,80\text{ V}$

a) Considerando-se que, numa primeira etapa da corrosão do ferro, ocorra a semi-reação:



cite todos os metais do quadro apropriados para prevenir essa corrosão como eletrodo de sacrifício. Justifique a resposta.

b) Calcule o ΔE^0 mais alto que se pode obter a partir da reação que envolve a redução do ferro (II) por um dos metais do quadro.

c) Escreva a equação química balanceada do processo.

SOLUÇÃO

a) Como, na corrosão do ferro, ocorre a semi-reação:



os metais que devem ser utilizados para prevenir essa corrosão (oxidação) devem apresentar, em comparação com o ferro, um potencial de oxidação maior ou um potencial de redução menor.

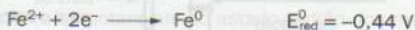
$$E^0_{\text{redução do metal}} < E^0_{\text{redução do ferro}}$$

Assim, os metais **magnésio** e **zinco** são os adequados para serem utilizados como eletrodo de sacrifício:

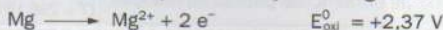
$Mg^{2+} + 2 e^- \longrightarrow Mg$	$E^0 = -2,37\text{ V}$	aumento do E^0_{ox}
$Zn^{2+} + 2 e^- \longrightarrow Zn$	$E^0 = -0,76\text{ V}$	
$Fe^{2+} + 2 e^- \longrightarrow Fe$	$E^0 = -0,44\text{ V}$	

Logo, o Mg e o Zn oxidam-se mais rapidamente que o Fe, evitando a sua oxidação e protegendo-o.

- b) Para atingir o maior ΔE^0 , devemos ter um par das espécies em que ocorre a maior diferença de potencial. Como uma das semi-reações envolve a redução de ferro II, representada a seguir:



a outra será a semi-reação de oxidação do magnésio:



$$\Delta E^0 = E_{\text{oxi}} + E_{\text{red}}$$

$$\Delta E^0 = (+2,37) + (-0,44) \Rightarrow \Delta E^0 = +1,93 \text{ V}$$



Testando seu Conhecimento

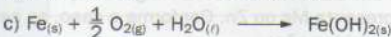
1. (UFMG) Na cozinha de uma casa, foram feitos quatro experimentos para descobrir-se em que condições uma esponja de lã de aço se oxidava mais rapidamente.

Nesta tabela, estão descritas as condições em que os experimentos foram realizados e quais deles resultaram em oxidação do ferro metálico:

Experimento	Condições	Oxidação da esponja
I	Esponja seca, em contato com o ar seco	Não
II	Esponja úmida, em contato com o ar seco	Sim
III	Esponja parcialmente mergulhada em água	Sim
IV	Esponja completamente mergulhada em água fervida	Não

A primeira etapa da oxidação do ferro metálico é a conversão de $\text{Fe}_{(s)}$ em Fe(II) .

Considerando-se os experimentos descritos e seus resultados, é correto afirmar que a equação que, mais provavelmente, representa essa primeira etapa é:



2. (UFFRJ) A indústria trabalha com equipamentos que precisam ser bem-conservados e protegidos para que não sejam danificados por um processo chamado de corrosão. A corrosão pode destruir alguns metais de que é feito o equipamento que, muitas vezes, fica exposto ao tempo, enterrado no solo, ou submerso. Essa corrosão, quando se processa no ferro, por exemplo, é chamada de ferrugem; e, o oxigênio e a água estão sempre presentes nesse processo. Suas principais etapas são:

– Uma região da superfície do metal serve de ânodo, onde ocorre a oxidação representada por:



– Uma outra região, que serve de cátodo, onde os elétrons cedidos pelo ferro reduzem o oxigênio atmosférico à água, é representada por:



A reação global representativa da formação de ferrugem no metal é:



Para essa reação o valor do potencial-padrão em volts será:

- a) zero. c) –0,84. e) –1,66.
b) +0,84. d) +1,66.

3. (UFSCar-SP) Filtros de piscinas, construídos em ferro, são muito afetados pela corrosão. No processo de corrosão ocorre a dissolução lenta do metal, com a formação de íons Fe^{2+} em solução aquosa.

Para a proteção dos filtros são utilizados os chamados “eletrodos de sacrifício”. Estes eletrodos são barras de metais convenientemente escolhidos que, colocados em contato com o filtro, sofrem corrosão no lugar do ferro.

Com base nos dados tabelados a seguir

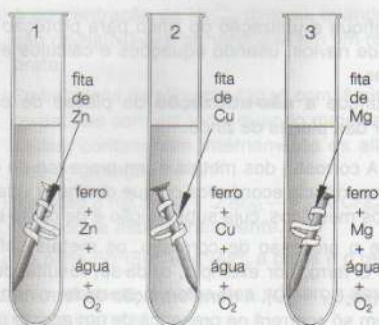
Semi-reação	E^0 (volt)
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}^0$	–2,37
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^0$	–0,44
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}^0$	–0,26
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^0$	+0,34

pode-se prever que são “eletrodos de sacrifício” adequados barras de:

- a) magnésio, apenas.
b) cobre, apenas.
c) níquel, apenas.
d) cobre e níquel, apenas.
e) cobre, níquel e magnésio.

4. (FMTM-MG) Considerando a ampla utilização dos metais no mundo moderno, a corrosão do metal ferro é um problema de grande importância nos países industrializados. Estudos realizados sobre o assunto mostram que o contato com certos metais pode retardar, impedir ou acelerar a formação de ferrugem.

Considere a ilustração a seguir e os potenciais-padrão de redução.

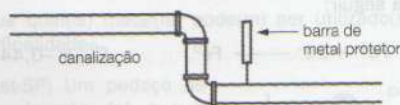


Potenciais-padrão de redução	E° ($T = 298,18 \text{ K}$)
$\text{Mg}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Mg}_{(\text{s})}$	-2,37 V
$\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}_{(\text{s})}$	-0,76 V
$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}_{(\text{s})}$	-0,44 V
$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$	+0,34 V
$\frac{1}{2} \text{O}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2}\text{O}_{(\text{l})} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow 2 \text{OH}_{(\text{aq})}^{-}$	+0,41 V

Ocorrerá corrosão do prego:

- somente nos tubos 1 e 2.
 - somente no tubo 2.
 - somente nos tubos 1 e 3.
 - nos tubos 1, 2 e 3.
 - somente no tubo 1.
5. (Cesgranrio-RJ) A proteção catódica ilustrada na figura é um dos métodos utilizados para proteger canalizações metálicas subterrâneas contra a corrosão. Próxima à

canalização e ligada a ela por um condutor, é colocada uma barra de metal para que sofra preferencialmente a ação do agente oxidante.



Considerando-se que a tubulação é de ferro, a melhor opção de elemento que pode ser utilizado como protetor é:

- Cu.
- Ag.
- Mg.
- Ni.
- Pb.

Dados:

$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}$	$E^{\circ} = -0,44 \text{ V}$
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}$	$E^{\circ} = +0,34 \text{ V}$
$\text{Ag}^{+} + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}$	$E^{\circ} = +0,80 \text{ V}$
$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Pb}$	$E^{\circ} = -0,13 \text{ V}$
$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ni}$	$E^{\circ} = -0,25 \text{ V}$
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Mg}$	$E^{\circ} = -2,37 \text{ V}$

Aprofundando seu Conhecimento

1. (UEL-PR) Nos cascos de ferro de embarcações são afixadas peças conhecidas como "ânodos" de zinco ou de magnésio, cuja função é proteger o ferro contra corrosão. Logo, tais peças:

- se oxidam mais facilmente do que o ferro.
 - inibem a semi-reação $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}_{(\text{s})}$.
 - nesse caso, funcionam como pólos negativos de pilhas.
- Dessas afirmações, somente:
- I é correta.
 - II é correta.
 - III é correta.
 - I e II são corretas.
 - I e III são corretas.

2. (UFMG) Para diminuir a velocidade da corrosão das placas de aço (uma liga de ferro) do casco de navios, grossas placas de zinco são rebatidas no lado externo do casco, abaixo da superfície da água. Essa técnica é conhecida como proteção catódica.

Supondo que o aço possa ser representado por $\text{Fe}_{(\text{s})}$, considere as seguintes forças eletromotrizes de redução:

$\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}_{(\text{s})}$	$E^{\circ} = -0,76 \text{ V}$
$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}_{(\text{s})}$	$E^{\circ} = -0,44 \text{ V}$
$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$	$E^{\circ} = +0,34 \text{ V}$
$\frac{1}{2} \text{O}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}^{+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_{2}\text{O}_{(\text{l})}$	$E^{\circ} = +1,23 \text{ V}$

- Justifique a utilização do zinco para proteção de cascos de navios, usando equações e cálculos eletroquímicos.
 - Justifique a **não-utilização** de placas de cobre no lugar das placas de zinco.
3. (UFPR) A corrosão dos metais é um processo de considerável importância econômica porque diminui a vida útil dos produtos metálicos, cuja substituição é de custo elevado. Durante o processo de corrosão, os metais sofrem oxidação. O ferro, por exemplo, oxida-se, resultando na ferrugem ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). A transformação de ferro metálico em ferrugem só ocorrerá na presença de um agente oxidante.

As semi-reações a seguir estão envolvidas no processo de corrosão do ferro.

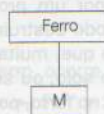
I. $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + 3 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}_{(\text{s})}$	$E^{\circ} = -0,04 \text{ V}$
II. $2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + 2 \text{OH}_{(\text{aq})}^{-}$	$E^{\circ} = -0,41 \text{ V}$
III. $\text{O}_{2(\text{g})} + 4 \text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 4 \text{e}^{-} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	$E^{\circ} = +0,82 \text{ V}$

Uma maneira simples de prevenir a corrosão consiste em proteger a superfície metálica pela pintura.

Outra forma de proteção é a galvanização, que consiste na aplicação de uma camada de zinco à superfície do ferro.

Grandes estruturas podem ser protegidas pela sua conexão a um bloco de zinco ou magnésio (ver figura), onde M representa Mg ou Zn. Conforme o caso, as semi-reações envolvidas são:

IV. $\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}_{(\text{s})}$	$E^{\circ} = -0,76 \text{ V}$
V. $\text{Mg}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Mg}_{(\text{s})}$	$E^{\circ} = -2,36 \text{ V}$

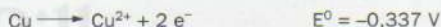
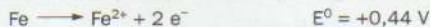


Com base no texto acima, é correto afirmar sobre o processo de corrosão do ferro:

- As semi-reações I e II indicam que uma película de água pura sobre a superfície do ferro é um poderoso oxidante desse metal, resultando na ferrugem.
- A semi-reação III revela que o gás oxigênio favorece o processo de corrosão.
- Uma película de tinta previne a corrosão por impedir o contato do metal com o agente oxidante.
- Na galvanização, o zinco protege o ferro por ceder elétrons mais facilmente que este último.
- O zinco é um melhor redutor que o magnésio.

4. (UFPI) Obras de concreto têm sua vida útil limitada pela oxidação do ferro (Fe) da armadura, vida útil que depende da qualidade do revestimento (argamassa) e das condições ambientais, sendo, em muitos casos, necessário o uso de proteção catódica.

Considere os potenciais no estado-padrão dos metais a seguir:



Indique a opção correta:

- a) As semi-reações dadas correspondem a processos de redução.
 b) O cobre (Cu) é ânodo na presença do ferro (Fe).
 c) O zinco (Zn) atua como cátodo em relação ao ferro (Fe).
 d) A proteção catódica Zn/Fe é de natureza eletrolítica.
 e) Na proteção catódica, o ferro (Fe) da armadura do concreto sofre redução.
5. (Fuvest-SP) Painéis de alumínio são muito utilizados no cozimento de alimentos. Os potenciais de redução (E^0) indicam ser possível a reação desse metal com água. A não-ocorrência dessa reação é atribuída à presença de

uma camada aderente e protetora de óxido de alumínio formada na reação do metal com o oxigênio do ar.

- a) Escreva a equação balanceada que representa a formação da camada protetora.
 b) Com os dados de E^0 , explique como foi feita a previsão de que o alumínio pode reagir com água.

Dados:



6. (ITA-SP) A tabela abaixo (corrosão do ferro em água aerada) mostra as observações feitas, sob as mesmas condições de pressão e temperatura, com pregos de ferro, limpos e polidos e submetidos a diferentes meios (Ver tabela).
- a) Escreva as equações químicas balanceadas para a(s) reação(ões) nos experimentos 1, 3 e 4, respectivamente.
 b) Com base nas observações feitas, sugira duas maneiras diferentes de evitar a formação de ferrugem sobre o prego.
 c) Ordene os metais empregados nos experimentos descritos na tabela abaixo segundo o seu poder redutor. Mostre como você raciocinou para chegar à ordenação proposta.

Corrosão do ferro em água aerada	
Sistema inicial	Observações durante os experimentos
1. Pregos limpos e polidos imersos em água aerada.	Com o passar do tempo surgem sinais de aparecimento de ferrugem ao longo do prego (formação de um filme fino de uma substância sólida com coloração marrom-alaranjada).
2. Pregos limpos e polidos recobertos com graxa imersos em água aerada.	Não há alteração perceptível com o passar do tempo.
3. Pregos limpos e polidos envolvidos por uma tira de magnésio e imersos em água aerada.	Com o passar do tempo observa-se a precipitação de grande quantidade de uma substância branca, mas a superfície do prego continua aparentemente intacta.
4. Pregos limpos e polidos envolvidos por uma tira de estanho e imersos em água aerada.	Com o passar do tempo surgem sinais de aparecimento de ferrugem ao longo do prego.

7. (UFBA)

Semi-reação	Potencial padrão de redução a 25 °C, E^0 (V)
$3 \text{e}^- + \text{Al}^{3+} \rightleftharpoons \text{Al}^0$	-1,66
$2 \text{e}^- + \text{Sn}^{2+} \rightleftharpoons \text{Sn}^0$	-0,14
$3 \text{e}^- + \text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons \text{Fe}^0$	-0,04
$\text{e}^- + \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^0$	+0,80
$2 \text{e}^- + \text{Hg}^{2+} \rightleftharpoons \text{Hg}^0$	+0,85
$3 \text{e}^- + \text{Au}^{3+} \rightleftharpoons \text{Au}^0$	+1,50

A tabela acima apresenta o potencial padrão de redução de alguns metais e suas semi-reações.

Com base nesses dados, pode-se afirmar:

- (01) Desses metais, o que apresenta maior tendência a perder elétrons é o ouro.

- (02) A diferença de potencial da pilha



- (04) O alumínio pode ser utilizado para inibir a oxidação do ferro.

- (08) A concentração de $\text{Hg}_{(\text{aq})}^{2+}$ diminui, quando uma solução de $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ é armazenada em um recipiente de prata.

- (16) Embalagens de alimento feitas com lâminas de ferro revestidas com estanho, quando rompidas ou amassadas, contêm internamente os alimentos devido à formação de Sn^{2+} .

- (32) A reação $3 \text{HgC}_{2(\text{aq})} + 2 \text{Al}_{(\text{s})} \longrightarrow 2 \text{AlC}_{3(\text{aq})} + 3 \text{Hg}_{(\text{l})}$ não ocorre espontaneamente.

- (64) Na pilha $\text{Sn}^0 | \text{Sn}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag}^0$, a prata é o redutor.

Dê como resposta a soma dos números associados às afirmações corretas.

Faça você mesmo

Eletrodo de sacrifício

Eletrodo de sacrifício é o nome dado a um metal utilizado para evitar a corrosão de outro. Como já vimos, os eletrodos de sacrifício são muito empregados para evitar, principalmente, a corrosão de peças e estruturas de ferro.

Material

4 tubos de ensaio ou copos

Água

4 pregos de Fe (não-galvanizados)

Fio de nylon

1 pedaço de zinco

1 fita de magnésio

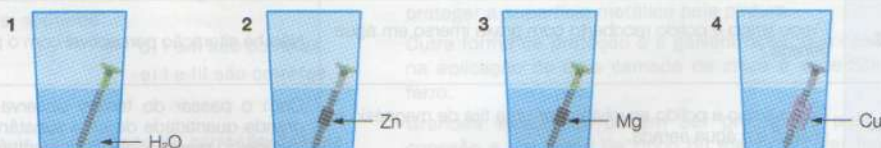
1 fio de cobre (fio elétrico desencapado)

OBSERVAÇÃO:

Se você não conseguir adquirir zinco (Zn) numa loja de material de construção, desmonte, com cuidado, uma pilha comum e use o invólucro interno, que é de zinco. Na falta da fita de magnésio, use uma barra de magnésio, que pode ser adquirida numa loja de equipamentos para piscinas.

Procedimento

- **Tubo 1:** Coloque o prego em água suficiente para cobri-lo até a metade. Este tubo será usado como referencial de comparação para os outros experimentos e é denominado **controle**.
- **Tubo 2:** Fixe um pedaço de zinco com um fio de nylon em volta do prego e coloque água até recobrir metade do prego.
- **Tubo 3:** Fixe a fita de magnésio ao prego e coloque água até recobrir a metade do prego.
- **Tubo 4:** Enrole o fio de cobre no prego e adicione água até metade da altura do prego.



Deixe os sistemas em repouso durante 10 dias e ao final desse período construa uma tabela em que conste:

1ª coluna — nº do tubo;

2ª coluna — aparência inicial;

3ª coluna — aparência final.

Em seguida, resolva:

1. Considerando os tubos 2, 3 e 4:
 - a) Qual o metal que sofreu oxidação?
 - b) Escreva a equação que representa essa semi-reação.
 - c) O Fe é agente redutor ou oxidante?
2. Qual ou quais metais protegeram o Fe da oxidação?
3. Qual ou quais metais aceleraram a oxidação do Fe?
4. Entre Zn, Mg e Cu, qual deve ter o potencial de redução maior que o do Fe? Justifique sua resposta.
5. Procure, na tabela de potenciais-padrão, os E_{red}^0 dos metais e verifique se suas respostas anteriores são coerentes com os valores encontrados.
6. Dentre os metais Zn, Mg e Cu, qual é o melhor para ser utilizado como eletrodo de sacrifício para o Fe?

CAPÍTULO 20

Pilhas comerciais e baterias

PILHAS COMERCIAIS

Pilha seca comum

Este tipo de pilha foi inventado em 1866 por George Leclanché e é utilizado, atualmente, em rádios portáteis, brinquedos, relógios, lanternas etc.



Lanterna.

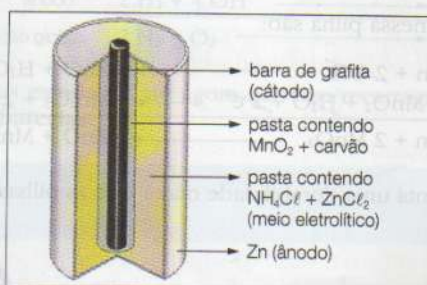


Pilha inteira.



Pilha cortada.

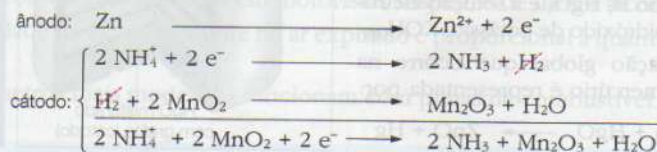
Foto: USSAL



Esquema da pilha de Leclanché.

A pilha de Leclanché é formada por um invólucro de zinco, que funciona como o ânodo da cela e que é separado das demais espécies químicas, presentes na pilha, por um papel poroso. O eletrodo central, o cátodo, é formado de grafita e está envolvido por uma camada de dióxido de manganês (MnO_2), por carvão em pó (C) e por uma pasta úmida contendo cloreto de amônio (NH_4Cl), cloreto de zinco (ZnCl_2) e água (H_2O).

As reações que ocorrem quando o circuito está fechado são realmente complexas; porém, as mais prováveis são:



Uso diário das pilhas comuns

Se você deixar uma pilha dentro de um aparelho, o invólucro de zinco pode sofrer corrosão, acarretando vazamento da pasta úmida (eletrólito) e danificando o aparelho.

Quando você utiliza continuamente uma pilha, a amônia (NH_3) formada na semi-reação do cátodo envolve o bastão de grafita, dificultando a descarga e, com isso, diminuindo a voltagem. Retirando essa pilha do aparelho, após certo tempo ela irá funcionar de novo relativamente bem, pois os íons Zn^{2+} removem o NH_3 :

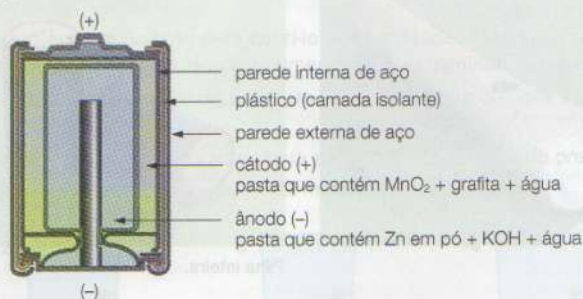


Colocando uma pilha, depois de utilizada, num refrigerador, a diminuição da temperatura irá favorecer a solubilidade da amônia que está envolvendo a grafita na pasta úmida e, assim, a descarga ocorre mais facilmente, o que garante um melhor funcionamento temporário.

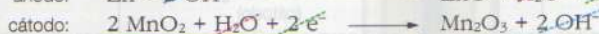
Essa pilha pára de funcionar quando todo o MnO_2 se transforma em Mn_2O_3 , não sendo recarregável.

Pilha alcalina

Este tipo de pilha é semelhante à de Leclanché. A diferença é que a sua mistura eletrolítica contém hidróxido de potássio, uma base fortemente alcalina, que substitui o NH_4Cl das pilhas comuns.



As reações que ocorrem nessa pilha são:



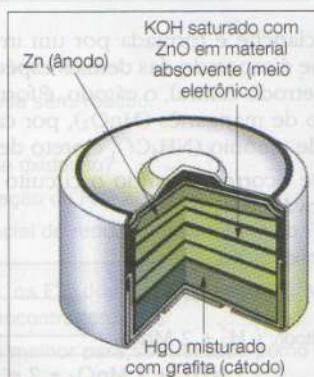
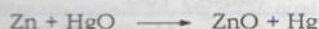
Este tipo de pilha apresenta uma durabilidade maior que as pilhas comuns, mas também não é recarregável.

Pilha de mercúrio

As pilhas de mercúrio são muito utilizadas em relógios, câmaras fotográficas, aparelhos para melhorar a audição, calculadoras etc.

O ânodo desse tipo de pilha é constituído de zinco; o cátodo é o óxido de mercúrio II, HgO , e a solução eletrolítica é o hidróxido de potássio, $\text{KOH}_{(aq)}$.

A reação global que ocorre na pilha de mercúrio é representada por:



Pilha de lítio

As pilhas de lítio são leves e originam uma grande voltagem ($\approx 3,4$ volts), sendo muito usadas em marcapassos.

O ânodo dessa pilha é o lítio, enquanto o cátodo é uma mistura complexa de substâncias, entre elas o cloreto de sulfúria, SOCl_2 .

A reação global dessa pilha pode ser representada por:



Layne Kennedy/CORBIS

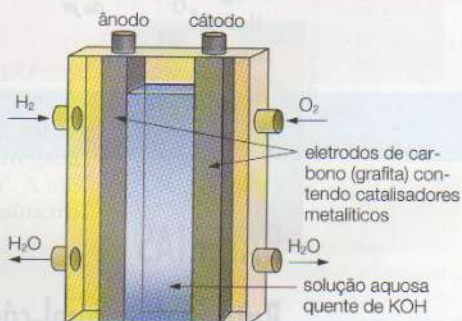
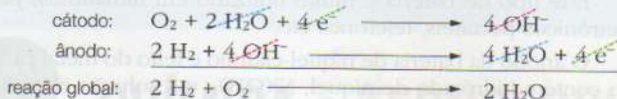
Marca-passos são aparelhos que funcionam por meio de pilhas de lítio. Esses aparelhos são implantados no organismo e enviam impulsos elétricos ao coração, auxiliando o seu funcionamento adequado.

Pilhas de combustíveis

Este tipo de pilha utiliza combustíveis gasosos, como o gás hidrogênio, H_2 , e o gás oxigênio, O_2 , os quais irão reagir em um ambiente apropriado, podendo-se obter energia elétrica. Essas pilhas são muito utilizadas em veículos espaciais.

As pilhas de combustíveis apresentam três compartimentos separados uns dos outros por eletrodos porosos e inertes. O H_2 é injetado num compartimento e o O_2 , em outro. Esses gases se difundem pelos eletrodos e reagem com uma solução eletrolítica de caráter básico contida no compartimento central.

Os eletrodos são inertes, formados de grafita e impregnados de platina. As semi-reações que ocorrem são:



Todas as pilhas estudadas até agora não são recarregáveis. As pilhas recarregáveis são denominadas **baterias**.



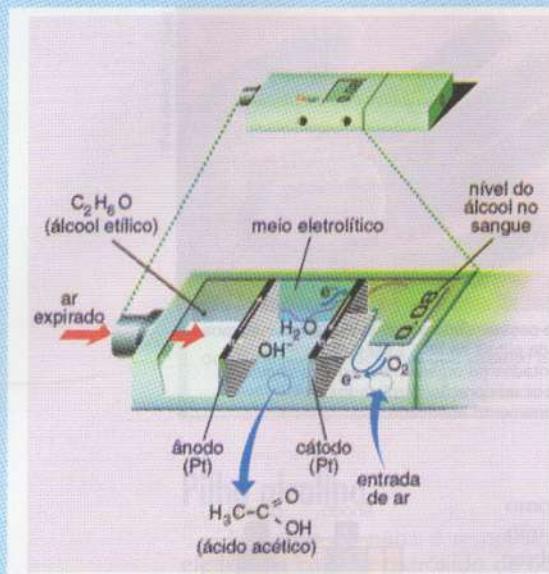
QUÍMICA e TECNOLOGIA

Bafômetro e pilha de combustível

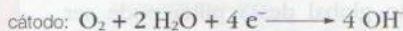
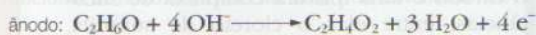
O bafômetro é um aparelho utilizado para medir a quantidade de álcool etílico na corrente sanguínea. É comumente utilizado em motoristas suspeitos de dirigir alcoolizados.

A quantidade de álcool presente no ar expirado é proporcional à quantidade de álcool presente no sangue.

Os bafômetros mais modernos funcionam com pilhas de combustível.



O álcool é oxidado a ácido acético no ânodo, enquanto no cátodo o oxigênio é reduzido:



A quantidade de corrente elétrica é proporcional à quantidade de álcool que reage.

BATERIAS

Bateria de níquel-cádmio

Este tipo de bateria é muito utilizado em filmadoras, *flashes*, aparelhos eletrônicos portáteis, telefones etc.

O ânodo da bateria de níquel-cádmio é feito do metal cádmio, Cd, o cátodo contém hidróxido de níquel, $Ni(OH)_2$, e a solução eletrolítica é hidróxido de potássio. A reação global dessa bateria durante a sua descarga é:



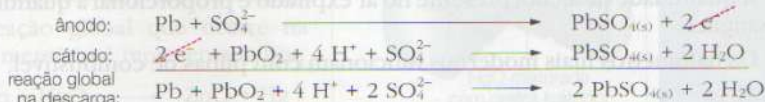
Como os hidróxidos de Ni e Cd são insolúveis, eles acabam se depositando nos eletrodos. Quando isso ocorre, a bateria pára de funcionar, mas, se fornecermos energia elétrica de uma fonte externa, a reação ocorre no sentido oposto, regenerando o Cd e o $Ni(OH)_2$. Assim, a bateria funciona novamente.

Baterias ou acumuladores de chumbo

A bateria comum de automóvel geralmente gera 6 ou 12 volts, dependendo do número de células usadas em sua construção. Internamente, a bateria contém um certo número de células, ligadas em série, cada uma gerando 2 volts.

Nessa bateria o ânodo é feito de chumbo e o cátodo, de óxido de chumbo IV, PbO_2 , ambos mergulhados em uma solução aquosa de ácido sulfúrico, $H_2SO_{4(aq)}$, de concentração igual a 30% em massa, o que corresponde a uma densidade de $1,28 \text{ g/cm}^3$.

Quando o circuito externo está completo e a bateria está em operação (descarregando), ocorrem as seguintes reações:

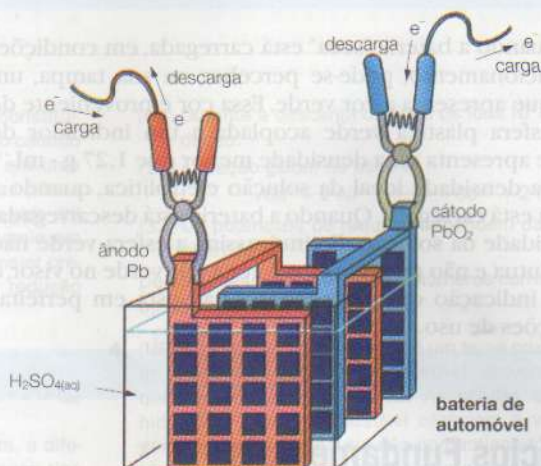


Note que o ácido sulfúrico está sendo consumido durante a descarga e, com isso, a concentração da solução diminui gradativamente. Além disso, o PbSO_4 deposita-se, aos poucos, sobre os eletrodos. A recarga da bateria é feita pela aplicação de uma diferença de potencial de uma outra fonte, invertendo-se os pólos. Desse modo, grande parte do H_2SO_4 consumido na descarga será regenerada, o que é feito pelo dínamo ou alternador do automóvel.

A reação global que apresenta a descarga e a carga da bateria pode ser representada pela equação:



Para se poder estimar o grau de descarga de uma bateria, mede-se a densidade da solução ácida. Caso a bateria esteja descarregada, essa solução apresentará uma densidade inferior a $1,20 \text{ g/cm}^3$. A medida da densidade pode ser feita com a utilização de um densímetro.



Thales Trigo



QUÍMICA e TECNOLOGIA

Baterias “secas” (freedom)

As baterias de automóvel que não necessitam de reposição periódica de água são semelhantes às baterias comuns. Em ambas, há uma solução eletrolítica aquosa de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , a 30% em massa. Também há, nos dois tipos de bateria, um conjunto formado por celas, onde existem dois pólos: um deles corresponde a uma placa de chumbo (pólo negativo) e o outro, a uma placa de óxido de chumbo IV (pólo positivo).

A diferença entre essas duas baterias está na grade metálica que serve de suporte para os eletrodos. Na bateria convencional, essa grade é feita de uma liga de chumbo-antimônio (Pb e Sb) e, nas baterias *freedom*, a grade é feita de uma liga de chumbo-cálcio, a qual apresenta algumas vantagens:

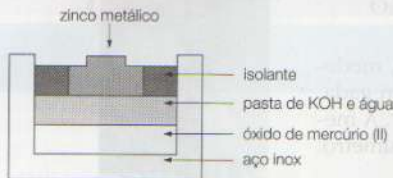
- aumenta a condutividade elétrica;
- diminui a autodescarga, que ocorre normalmente nas baterias;
- resiste melhor à elevação de temperatura;
- evita ou diminui a ocorrência de reações secundárias ou com possíveis impurezas, que poderiam alterar a solução eletrolítica.

Quando a bateria “seca” está carregada, em condições de funcionamento, pode-se perceber, na sua tampa, um visor que apresenta a cor verde. Essa cor é proveniente de uma esfera plástica verde acoplada a um indicador de carga e apresenta uma densidade menor que $1,27 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$, que é a densidade ideal da solução eletrolítica, quando a bateria está carregada. Quando a bateria está descarregada, a densidade da solução diminui; assim, a esfera verde não mais flutua e não podemos mais ver a cor verde no visor, o que é indicação de que a bateria não está em perfeitas condições de uso.

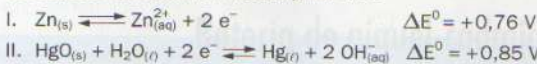


Exercícios Fundamentais

O esquema a seguir é de uma pilha utilizada em relógios:



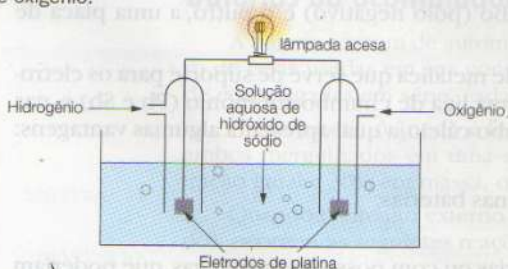
As reações que ocorrem nessa pilha são:



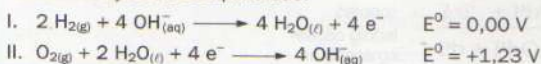
Com base nessas informações, responda às questões **1 a 7**:

1. A reação I é de oxidação ou de redução?
2. A reação II é de oxidação ou de redução?
3. Indique o agente oxidante e o redutor das reações I e II.
4. Escreva a reação global.
5. Determine o ΔE° dessa reação.
6. De qual eletrodo partem os elétrons?
7. Com o funcionamento da pilha, indique se as quantidades das espécies Zn, HgO, Hg e OH^{-} vão aumentar ou diminuir.

O diagrama representa, simplificada, uma pilha a combustível, que envolve a reação entre os gases hidrogênio e oxigênio:



As semi-reações dessa pilha são:

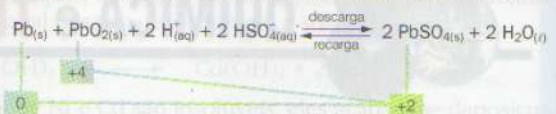


Com base nessas informações, responda às questões de **8 a 13**:

8. A semi-reação I é de oxidação ou de redução?
9. A semi-reação II é de oxidação ou de redução?
10. A semi-reação I ocorre no ânodo ou no cátodo?
11. A semi-reação II ocorre no ânodo ou no cátodo?
12. O fluxo de elétrons ocorre no sentido da semi-reação I para a semi-reação II. Esta afirmação está correta? Justifique sua resposta.
13. Escreva a reação global e determine o seu ΔE° .

Uma bateria de carro é, fundamentalmente, formada por placas de chumbo (Pb) e de chumbo recobertas com óxido de chumbo IV (PbO_2) mergulhadas em uma solução aquosa de H_2SO_4 .

A equação que representa o funcionamento de uma bateria é:

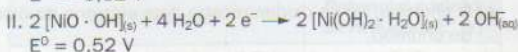
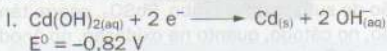


Com base nessas informações, responda às questões de **14 a 22**.

14. Na descarga, a transformação de $\text{Pb}_{(s)}$ em $\text{PbSO}_{4(s)}$ é uma oxidação ou uma redução?
15. Na descarga, a transformação de $\text{PbO}_{2(s)}$ em $\text{PbSO}_{4(s)}$ é uma oxidação ou uma redução?
16. Na descarga, indique a espécie que perde elétrons.
17. Na descarga, indique a espécie que ganha elétrons.
18. Na descarga, a quantidade de chumbo (Pb) aumenta ou diminui?
19. Na descarga, a quantidade de $\text{PbSO}_{4(s)}$ aumenta ou diminui?
20. Na descarga, a concentração de H^{+} aumenta ou diminui?
21. Na recarga, a transformação de $\text{PbSO}_{4(s)}$ em $\text{Pb}_{(s)}$ é uma oxidação ou uma redução?
22. Na recarga, a quantidade de $\text{PbO}_{2(s)}$ aumenta ou diminui?

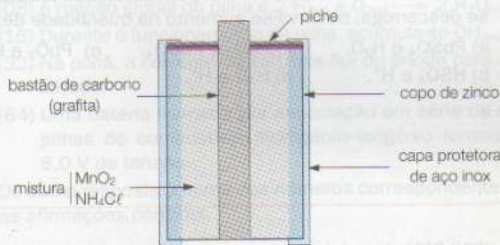
Testando seu Conhecimento

1. (UnB-DF) As pilhas alcalinas níquel/cádmio são constituídas por um ânodo formado por uma liga contendo cádmio e um cátodo de oxí-hidróxi de níquel, imersos em uma solução aquosa de hidróxi de potássio. Essas pilhas caracterizam-se por apresentar correntes altas e vida útil longa. No entanto, pelo fato de empregarem cádmio em sua composição, elas são consideradas as de maior prejuízo ambiental. Os valores dos potenciais de redução para esse tipo de pilha são:



Com base nessas informações, calcule, em volts, a diferença de potencial entre o ânodo e o cátodo nesse tipo de pilha. Multiplique o valor calculado por 50 e despreze a parte fracionária de seu resultado, caso exista.

2. (UFV-MG) O esquema abaixo representa uma pilha comum, dessas utilizadas em aparelhos elétricos como rádios, brinquedos etc.



Quando a pilha está em uso, ocorre a reação química representada pela equação abaixo, resultando na produção de corrente elétrica.



Em função das informações dadas, responda qual é a alternativa correta:

- a) O N do NH_4^+ sofre redução.
 b) Com o uso da pilha, a massa do copo de zinco aumenta.
 c) O zinco se oxida e o manganês se reduz.
 d) O MnO_2 é oxidado pelo Zn.
 e) No MnO(OH) o estado de oxidação do manganês é +2.
3. (UFSC) Uma pilha "recarregável" alcalina de uso comercial é formada pelos elementos químicos níquel e cádmio. Participam também o hidróxi de níquel (III) e o hidróxi de potássio. Os potenciais-padrão de redução das semi-reações envolvidas são os seguintes:
- $$\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cd}^0 \quad E^0 = -0,4 \text{ volt}$$
- $$\text{Ni}^{3+} + 1 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}^{2+} \quad E^0 = 1,0 \text{ volt}$$
- Considerando os dados acima, é correto afirmar que:
- (01) O fluxo de elétrons, no circuito externo, vai do eletrodo de cádmio para o eletrodo de hidróxi de níquel (III).
 (02) A diferença de potencial da pilha Ni-Cd vale 0,6 volt.
 (04) Na pilha Ni-Cd o metal cádmio é o agente redutor dos íons Ni^{2+} .

- (08) Durante a descarga da pilha os íons Ni^{3+} sofrem oxidação.

- (16) A reação global da pilha é:



- (32) Os potenciais de redução dependem da massa dos eletrodos.

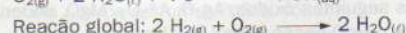
De como resposta a soma dos números correspondentes às afirmações corretas.

4. (UFMG) A produção de energia é um tema crucial nos dias de hoje. As células a combustível convertem energia química em energia elétrica. As células que usam o hidrogênio como combustível oferecem a vantagem de gerar água como produto, não contaminando o meio ambiente. A equação que representa a reação global para esse tipo de célula a combustível é:



Considerando-se essas informações, é correto afirmar que:

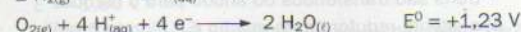
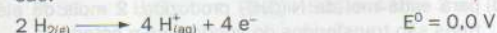
- a) o oxigênio oxida e ganha elétrons.
 b) o oxigênio reduz e perde elétrons.
 c) o hidrogênio reduz e ganha elétrons.
 d) o hidrogênio oxida e perde elétrons.
5. (PUC-RJ) A indústria automobilística está desenvolvendo, para a movimentação de veículos, novas tecnologias que são mais limpas e econômicas do que as usadas atualmente com os atuais combustíveis fósseis. Uma das possibilidades é uma pilha composta por dois terminais onde são injetados oxigênio e hidrogênio. Esses gases passam por um material poroso (níquel) para um meio rico em íons OH^- que catalisam o processo a 200 °C. Abaixo, são mostradas as meia-reações-padrão de redução que ocorrem na pilha e os respectivos potenciais-padrão e a reação global da pilha.



- a) Identifique o ânodo e o cátodo e calcule o potencial padrão da pilha.
 b) Considerando que durante 1 hora de operação dessa pilha foram gerados 54 g de água como subproduto, calcule a quantidade de mols de $\text{O}_{2(\text{g})}$ injetado na pilha durante esse período.
6. (UFSM-RS) O desenvolvimento da tecnologia para a produção de células de combustível está tendo um grande crescimento, com a fabricação de veículos de "emissão zero", isto é, não-poluentes. As células de combustível de hidrogênio são as mais utilizadas, pois têm como único produto a água:



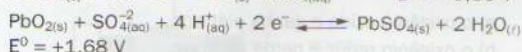
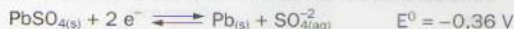
Os potenciais-padrão das semi-reações da célula, a 25 °C, são:



Para ser gerada energia a partir da cela de combustível, responda qual é a alternativa correta.

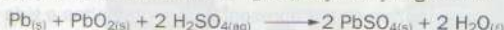
- O O_2 é o agente redutor e o H_2 é o agente oxidante.
- O hidrogênio se oxida no cátodo.
- O potencial-padrão da cela é + 1,23 V, o que indica que seu funcionamento é espontâneo.
- No final de determinado tempo de reação, há aumento da concentração de O_2 e H_2 .
- Na geração de energia, a concentração de água diminui.

7. (PAS-UnB-DF) Após o jantar, o grupo resolveu ouvir música, mas, ao ligar o rádio, percebeu que as pilhas estavam muito fracas. Alguém perguntou se havia a possibilidade de usar a energia da bateria do ônibus, que é recarregada periodicamente com o funcionamento do motor. Para responder a essa pergunta, um estudante, considerando que a bateria usada no ônibus é construída com chumbo, cujos potenciais de redução padrão são apresentados nas equações abaixo, calculou corretamente, em volts, o valor máximo da fem fornecida por uma célula da bateria.



Multiplique por 10 o valor calculado pelo estudante e despreze, caso exista, a parte fracionária desse resultado.

8. (PSS-UFPB) Em relação à poluição ambiental, tornou-se necessária a fabricação de veículos com baixa emissão de poluentes. Uma das maneiras encontradas para amenizar o problema é utilizar motores elétricos alimentados por baterias de chumbo. Essas baterias são constituídas de ânodos de chumbo, Pb, e cátodos de óxido de chumbo, PbO_2 , sendo ambos os eletrodos imersos em uma solução de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , cuja reação global é:



Com respeito às baterias de chumbo, é incorreto afirmar:

- O chumbo é o agente redutor e o óxido de chumbo é o agente oxidante.
 - A formação de sulfato de chumbo, $PbSO_4$, ocorre tanto na redução, no cátodo, quanto na oxidação, no ânodo.
 - O chumbo, ao se oxidar, recebe dois elétrons do óxido de chumbo.
 - O chumbo, ao se oxidar, cede dois elétrons ao óxido de chumbo.
 - A reação global é uma reação de óxido-redução.
9. (Puccamp-SP) Uma das reações que ocorre nas baterias de chumbo pode ser representada pela semi-reação:
- $$PbO_{2(s)} + HSO_{4(aq)}^- + 3 H^+_{(aq)} + 2 e^- \longrightarrow PbSO_{4(s)} + 2 H_2O_{(l)}$$
- De acordo com a equação dada, à medida que a bateria se descarrega, observa-se aumento na quantidade de:
- $PbSO_4$ e H_2O .
 - PbO_2 e $PbSO_4$.
 - PbO_2 e H^+ .
 - HSO_4^- e H^+ .
 - H_2O e H^+ .

Aprofundando seu Conhecimento

1. (UFGO) As equações químicas das semi-reações, que ocorrem em uma pilha utilizada em aparelhos de audição, são:



$$E^0 = -0,76 \text{ V}$$



$$E^0 = +0,85 \text{ V}$$

- Qual a equação global e o potencial-padrão da pilha?
- Qual dos seguintes óxidos, Ag_2O , Al_2O_3 , MgO , poderia substituir o HgO nessa pilha? Justifique.

Dados:

$$Ag^+ / Ag \quad E^0 = +0,80 \text{ V}$$

$$Al^{3+} / Al \quad E^0 = -1,66 \text{ V}$$

$$Mg^{2+} / Mg \quad E^0 = -2,36 \text{ V}$$

2. (UFPE) Uma bateria de telefone celular muito comum é a bateria de níquel-hidreto metálico. Nesta bateria, a reação global, escrita no sentido de descarga, é:



Onde M é um metal capaz de se ligar ao hidrogênio e formar um hidreto metálico (MH). A partir desta equação química, podemos afirmar que:

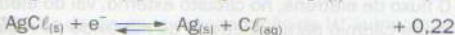
- o estado de oxidação do hidrogênio em MH é +1.
- o $NiOOH$ é o cátodo da célula.
- o estado de oxidação do níquel em $Ni(OH)_2$ é +2.
- para cada mol de $Ni(OH)_2$ produzido, 2 mols de elétrons são transferidos do ânodo para o cátodo.
- o agente redutor nesta reação é o hidreto metálico.

3. (UNI-RIO) A poluição do ar é um assunto que está atualmente, muito presente na mídia, pois a liberação de CO_2 e CH_4 na atmosfera provoca o chamado "efeito estufa".

Da mesma forma, a liberação dos gases emanados dos veículos automotores também é alvo de preocupação. Os veículos mais modernos possuem dispositivos que possibilitam reduzir a emissão de gases nocivos ao ambiente: os conversores catalíticos. O conversor catalítico de um automóvel reduz a emissão de CO, de hidrocarbonetos e de óxidos de nitrogênio (NO_x).

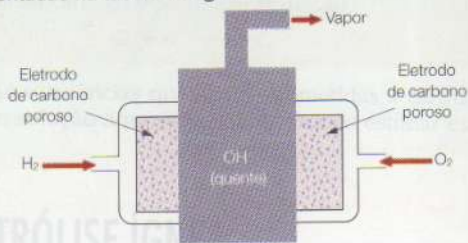
O balanço entre oxidação e redução requer uma otimização da razão ar-combustível. Elevados níveis de ar impedem a redução dos óxidos de nitrogênio, e muito pouco ar impede a combustão completa do CO e dos hidrocarbonetos.

Um sensor eletroquímico de oxigênio, também chamado de eletrodo de Clark, permite manter uma razão ar-combustível correta. As reações envolvidas no eletrodo são:



Explique o fenômeno citado no texto através da equação geral da pilha existente no sensor eletroquímico. Indique, também, o ânodo e o cátodo e determine a força eletromotriz do processo.

4. (UFBA) A figura representa uma pilha de combustível hidrogênio-oxigênio, muito utilizada em veículos espaciais. Esse tipo de pilha tem por base as semi-reações apresentadas na tabela a seguir.

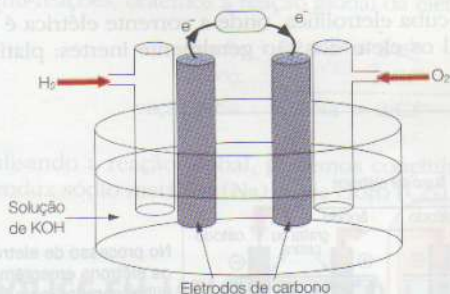


Semi-reação	Potencial padrão de redução, E° (V)
$2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + 2 \text{OH}^-_{(aq)}$	-0,83
$\text{O}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 4 \text{OH}^-_{(aq)}$	+0,40

Considerando-se essas informações, pode-se afirmar:

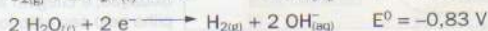
- (01) A diferença de potencial da pilha é +1,23 V.
 (02) No cátodo da pilha, forma-se água e, no ânodo, $\text{OH}^-_{(aq)}$.
 (04) Na pilha, a água é o agente redutor.
 (08) A reação global da pilha é $2 \text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$.
 (16) Durante o funcionamento da pilha, acumula-se $\text{OH}^-_{(aq)}$.
 (32) Na pilha, a corrente de elétrons flui do ânodo para o cátodo.
 (64) Uma bateria formada por associação em série de 6 pilhas de combustível hidrogênio-oxigênio fornece 6,0 V de tensão.
 Dê como resposta a soma dos números correspondentes às afirmações corretas.

5. (UFJF-MG) Intensas pesquisas em eletroquímica apontam para baterias cada vez mais duráveis e com baixa manutenção. Muitos cientistas acreditam que as pilhas de combustível, recentemente descobertas, serão importantes fontes de energia para nossa sociedade. Pilhas de combustível são equipamentos onde os reagentes são continuamente introduzidos durante o processo de oxidação-redução. A pilha de combustível H_2/O_2 , esquematizada abaixo, é usada em programas espaciais e a água produzida é utilizada pelos astronautas.



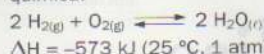
Baseando-se no texto e na figura acima, responda aos seguintes itens:

- I. Sabendo-se que as semi-reações de redução desta pilha são:



qual dos reagentes introduzidos na pilha sofrerá oxidação e qual sofrerá redução?

- II. Se introduzirmos na pilha de combustível de H_2/O_2 50 mols de hidrogênio, quantos mols de O_2 serão necessários para consumir todo o hidrogênio? Quantos mols de água serão formados?
 III. Determine o valor do ΔE^0 dessa pilha.
 IV. Esta pilha produz água através da seguinte reação química:



Calcule a entalpia de formação da água líquida, a 25 °C e 1 atm.

6. (UFMG) Uma bateria de carro é, basicamente, constituída de placas de chumbo metálico e placas de chumbo recobertas com óxido de chumbo IV, em uma solução de H_2SO_4 . Esta equação representa o funcionamento de uma bateria:

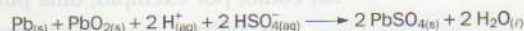


Considerando-se essas informações, é incorreto afirmar que:

- a) a densidade da solução aumenta no processo de recarga.
 b) o óxido PbO_2 sofre redução no processo de descarga.
 c) o pH da solução de uma bateria que está descarregando aumenta.
 d) os elétrons migram, na descarga, do eletrodo de PbO_2 para o eletrodo de Pb.

Observação: o pH aumenta quando a concentração de H^+ diminui.

7. (Fuvest-SP) A bateria comum de automóvel é constituída de ânodos de chumbo e cátodos de óxido de chumbo. Esses eletrodos são imersos em uma solução de ácido sulfúrico de título 38%. Na bateria em operação ocorre a seguinte reação:

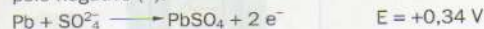


- a) Escreva as semi-reações de oxidação e de redução que ocorrem em cada um dos eletrodos, sabendo que em ambos se forma PbSO_4 sólido.
 b) Explique por que a determinação da densidade da solução de ácido sulfúrico permite estimar a carga da bateria.

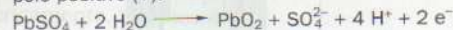
8. (Unesp-SP) As baterias dos automóveis são cheias com solução aquosa de ácido sulfúrico. Sabendo-se que essa solução contém 38% de ácido sulfúrico em massa e densidade igual a 1,29 g/cm³, pergunta-se:

- a) Qual é a concentração do ácido sulfúrico em mol por litro (massa molar do $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$)?
 b) Uma bateria é formada pela ligação em série de 6 pilhas eletroquímicas internas, onde ocorrem as semi-reações representadas a seguir:

pólo negativo (-):



pólo positivo (+):



$E = -1,66 \text{ V}$

Qual a diferença de potencial (voltagem) dessa bateria?

CAPÍTULO 21

Eletrólise



Dedim Martins/Pulsar

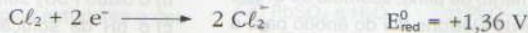
Por que os cátions sódio (Na^+) e os ânions cloreto (Cl^-), que constituem o sal de cozinha, não reagem entre si, originando sódio metálico (Na) e gás cloro (Cl_2)?



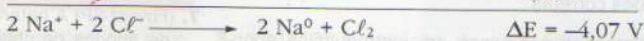
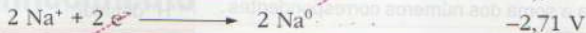
Por que essa reação não ocorre espontaneamente?

Inicialmente, devemos nos lembrar de que os íons Na^+ e Cl^- são mais estáveis que os seus átomos de origem (Na e Cl).

Para entendermos a não-espontaneidade dessa reação, devemos também conhecer os potenciais de redução dos íons Na^+ e Cl^- :



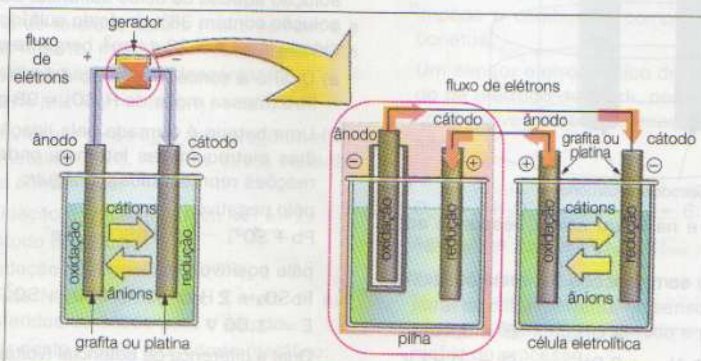
As semi-reações que deveriam ocorrer para formar Na^0 e Cl_2 são:



Como o ΔE é negativo ($-4,07 \text{ V}$), a reação **não é espontânea**. No entanto, podemos provocá-la se submetermos o sistema a uma corrente elétrica proveniente de fonte externa, como, por exemplo, uma pilha.

Nas pilhas, ocorrem algumas reações químicas capazes de produzir espontaneamente corrente elétrica. O processo inverso, em que a passagem de corrente elétrica através de um sistema líquido onde existem íons produz reações químicas, não é espontâneo e é denominado **eletrólise**, tendo sido estudado pela primeira vez por Michael Faraday, em meados do século XIX.

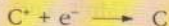
As eletrólises são realizadas em uma cuba eletrolítica, onde a corrente elétrica é produzida por um gerador (pilha), e na qual os eletrodos são geralmente inertes: platina e grafita (carvão).



No processo de eletrólise, os elétrons emergem da pilha (gerador) pelo ânodo \ominus e entram na célula eletrolítica pelo cátodo \ominus , no qual produzem redução. Na célula eletrolítica, os elétrons emergem pelo ânodo \oplus , no qual ocorre oxidação, e chegam à pilha pelo seu cátodo \oplus .

Na célula eletrolítica, temos:

Cátions (C⁺) migrando para o **cátodo** (pólo ⊖) e sofrendo **redução**:



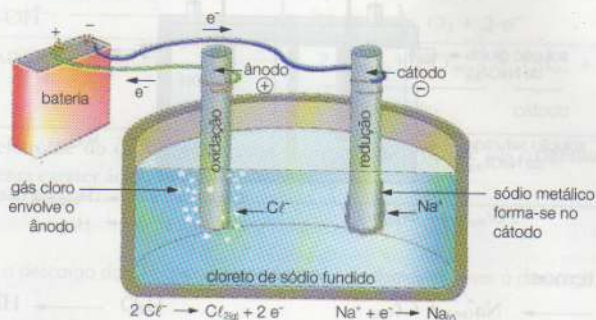
Ânions (A⁻) migrando para o **ânodo** (pólo ⊕) e sofrendo **oxidação**:



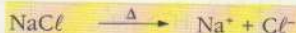
As substâncias que serão submetidas à eletrólise podem estar liquefeitas (fundidas) ou em solução aquosa. A seguir, vamos estudar essas duas possibilidades.

ELETRÓLISE ÍGNEA

Na eletrólise ígnea, a substância pura está liquefeita (fundida) e não existe água no sistema. Vejamos, como exemplo desse tipo de eletrólise, a que ocorre com o cloreto de sódio (NaCl), utilizando eletrodos de platina.



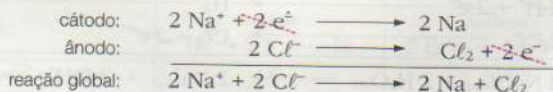
Nesse sistema, temos o cloreto de sódio dissociado:



As semi-reações que ocorrem nos eletrodos são:



Estabelecendo a igualdade entre o número de elétrons perdidos e recebidos e somando as semi-reações, obtemos a reação global da eletrólise:



Analisando a reação global, podemos concluir que a eletrólise ígnea do cloreto de sódio produz sódio metálico (Na) e gás cloro (Cl₂).

ELETRÓLISE EM MEIO AQUOSO

Nesse tipo de eletrólise, devemos considerar não só os íons provenientes do soluto, mas também os da água, provenientes de sua ionização. Genericamente, temos:

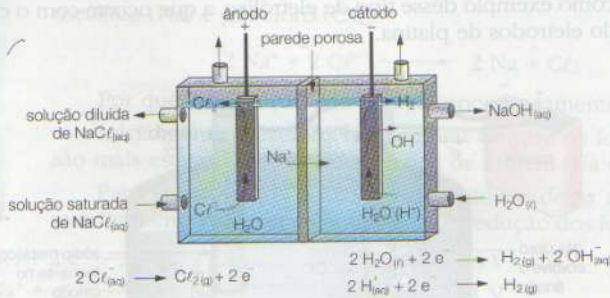


Experimentalmente, verificou-se que somente um dos cátions e somente um dos ânions sofrem descarga nos eletrodos e que essa descarga segue a seguinte ordem de prioridade:

<ul style="list-style-type: none"> • Metais alcalinos (Li⁺, Na⁺, K⁺ ...) • Metais alcalino-terrosos (Be²⁺, Mg²⁺, Ca²⁺ ...) • Alumínio (Al³⁺) 	H⁺	<ul style="list-style-type: none"> • Demais metais (Mn²⁺, Zn²⁺, Fe²⁺, Ni²⁺, Cu²⁺, Ag²⁺, Hg²⁺, Au³⁺ ...)
facilidade de descarga crescente →		
<ul style="list-style-type: none"> • Ânions oxigenados (NO₃⁻, SO₄²⁻, CO₃²⁻ ...) • Fluoreto (F⁻) 	OH⁻	<ul style="list-style-type: none"> • Ânions não-oxigenados (Cl⁻, Br⁻, I⁻) • Hidrogeno-sulfato (HSO₄⁻)

Vamos estudar, agora, algumas eletrólises em meio aquoso.

1. Eletrólise aquosa do cloreto de sódio, NaCl(aq)

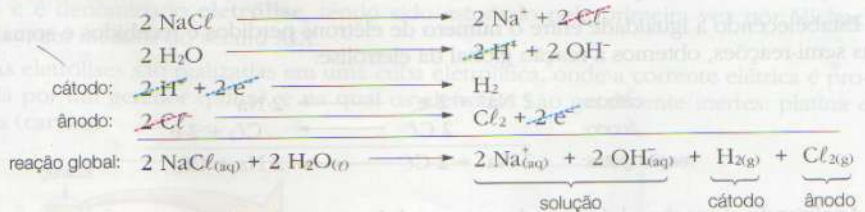


Na solução, temos:



	Cátodo	Ânodo
Migração de íons	H ⁺ e Na ⁺	Cl ⁻ e OH ⁻
Facilidade de descarga	H ⁺ > Na ⁺	Cl ⁻ > OH ⁻
Semi-reação	redução $2 H^+ + 2 e^- \longrightarrow H_2$	oxidação $2 Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2 e^-$
Íons presentes na solução	Na ⁺	OH ⁻

Somando as quatro equações, temos a reação global do processo:

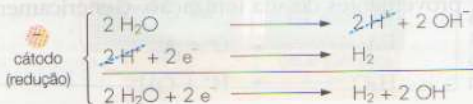


A eletrólise do NaCl(aq) é um processo que permite obter soda cáustica (NaOH), gás hidrogênio (H₂) e gás cloro (Cl₂).

Note que a presença de OH⁻ na solução final da eletrólise caracteriza soluções básicas.

OBSERVAÇÃO:

Em vez de escrevermos a descarga do H⁺ proveniente da água, podemos escrever a descarga da própria água, cuja reação é dada por:



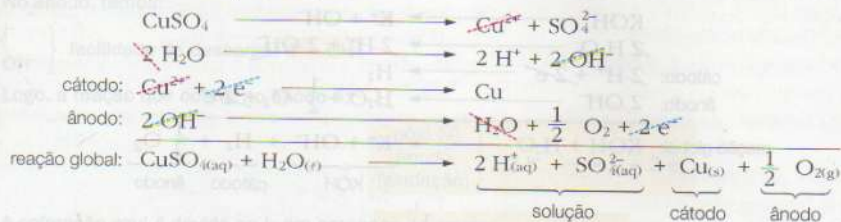
2. Eletrólise aquosa do sulfato de cobre, $\text{CuSO}_4(\text{aq})$

Na solução, temos:



	Cátodo	Ânodo
Migração de íons	Cu^{2+} e H^+	OH^- e SO_4^{2-}
Facilidade de descarga	$\text{Cu}^{2+} > \text{H}^+$	$\text{OH}^- > \text{SO}_4^{2-}$
Semi-reação	redução $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$	oxidação $2\text{OH}^-_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \frac{1}{2}\text{O}_2 + 2\text{e}^-$
Íons presentes na solução	H^+	SO_4^{2-}

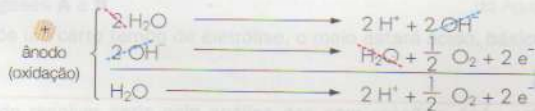
Somando as quatro equações, temos:



Note que, pela eletrólise do CuSO_4 , obtivemos cobre metálico (Cu) e gás oxigênio (O_2), e que a solução final apresenta caráter ácido devido aos íons $\text{H}^+_{(\text{aq})}$.

OBSERVAÇÃO:

Em vez de escrevermos a descarga do OH^- proveniente da água, podemos escrever a descarga da própria água, cuja reação é dada por:



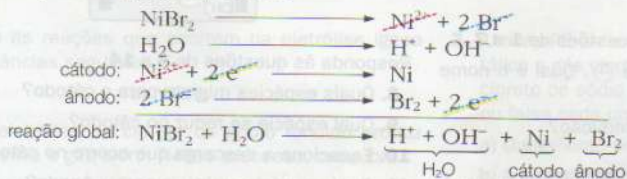
3. Eletrólise aquosa do brometo de níquel, $\text{NiBr}_2(\text{aq})$

Na solução, temos:



	Cátodo	Ânodo
Migração de íons	Ni^{2+} e H^+	Br^- e OH^-
Facilidade de descarga	$\text{Ni}^{2+} > \text{H}^+$	$\text{Br}^- > \text{OH}^-$
Semi-reação	redução $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}$	oxidação $2\text{Br}^- \longrightarrow \text{Br}_2 + 2\text{e}^-$
Permanece na solução	H^+	OH^-

Somando as quatro equações, temos:



ou, simplificadamente: $\text{NiBr}_2 \longrightarrow \text{Ni} + \text{Br}_2$

Note que só o soluto brometo de níquel (NiBr_2) foi consumido durante a eletrólise, o que irá acarretar uma diminuição na concentração da solução à medida que ocorre a reação.

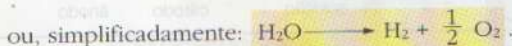
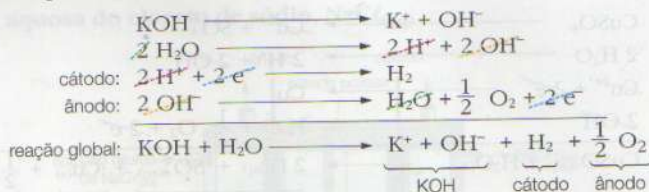
4. Eletrólise aquosa do hidróxido de potássio, $\text{KOH}_{(aq)}$

Na solução, temos:



	Cátodo	Ânodo
Migração de íons	H^+ e K^+	OH^- da água e OH^- da base
Facilidade de descarga	$\text{H}^+ > \text{K}^+$	OH^-
Semi-reação	redução $2 \text{H}^+_{(aq)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(g)}$	oxidação $2 \text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} + 2 \text{e}^-$
Permanece na solução	K^+	OH^- da água

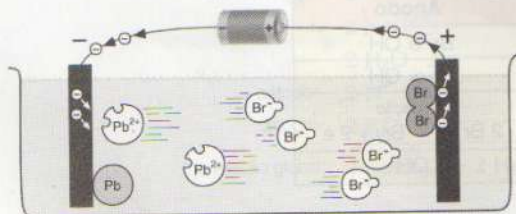
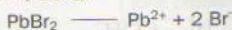
Somando as quatro equações, temos:



Note que o KOH não participa da eletrólise, que está realmente ocorrendo com a água, produzindo gás hidrogênio (H_2) e gás oxigênio (O_2). Logo, ao final da reação, a solução de hidróxido de potássio (KOH) estará mais concentrada do que no início.

Exercícios Fundamentais

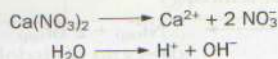
O esquema mostra uma analogia da eletrólise ígnea do brometo de chumbo II (PbBr_2):



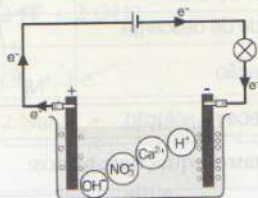
Com base na ilustração, responda às questões de **1 a 7**.

- Os cátions Pb^{2+} migram para o pólo \ominus . Qual é o nome desse eletrodo?
- No pólo \ominus ocorre uma oxidação ou redução?
- Equacione a descarga do Pb^{2+} .
- Os ânions Br^- migram para o pólo \oplus . Qual é o nome desse eletrodo?
- No pólo \oplus ocorre uma oxidação ou redução?
- Equacione a descarga do Br^- .
- Equacione a reação global dessa eletrólise.

A ilustração mostra uma eletrólise em meio aquoso do nitrato de cálcio:



Prioridade de descarga: $\text{H}^+ > \text{Ca}^{2+}$; e $\text{OH}^- > \text{NO}_3^-$



Responda às questões de **8 a 14**:

- Quais espécies migram para o cátodo?
- Qual espécie se reduz no cátodo?
- Equacione a descarga que ocorre no cátodo.
- Quais espécies migram para o ânodo?
- Qual espécie se oxida no ânodo?
- Equacione a descarga que ocorre no ânodo.
- A solução ao final da eletrólise ficará mais diluída ou mais concentrada?

Exercícios Resolvidos

1. (Fuvest-SP) Michael Faraday (1791-1867), eletroquímico cujo 2º centenário de nascimento foi comemorado em 1991, comentou que "uma solução de iodeto de potássio e amido é o mais admirável teste de ação eletroquímica" pelo aparecimento de uma coloração azul, quando da passagem de corrente contínua.

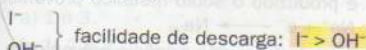
- a) Escreva a equação que representa a ação da corrente elétrica sobre o iodeto.
 b) Em que pólo surge a coloração azul? Justifique sua resposta.

SOLUÇÃO

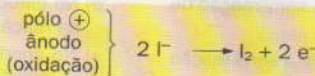
a) Considerando uma solução aquosa de iodeto de potássio (KI), temos:



No ânodo, temos:



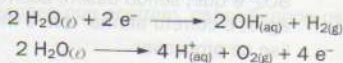
Logo, a reação que ocorre no ânodo é:



b) A coloração azul é devida ao I_2 em presença do amido.

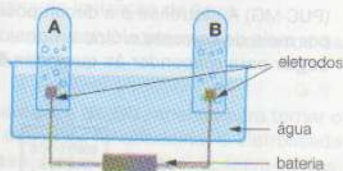
2. (Unicamp-SP) Observe o esquema ao lado, representativo da eletrólise da água.

As semi-reações que ocorrem nos eletrodos são:



A partir dessas informações:

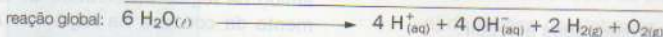
- a) Identifique os gases **A** e **B**.
 b) Indique se, após um certo tempo de eletrólise, o meio estará ácido, básico ou neutro. Por quê?



SOLUÇÃO

a) Uma maneira de resolver seria pela análise das semi-reações, após estarem devidamente balanceadas, e da reação global, lembrando que:

$$n^{\circ} \text{ de } \text{e}^- \text{ cedidos} = n^{\circ} \text{ de } \text{e}^- \text{ recebidos}$$



Note que são produzidos $2 \text{H}_{2(g)}$ para $1 \text{O}_{2(g)}$; logo, o volume de H_2 produzido será maior que o de O_2 .

b) Observando a equação da reação global, notamos que a quantidade (concentração) de H^+ é igual à de OH^- .

Assim, **pela equação:** $4 \text{H}^+ \longleftrightarrow 4 \text{OH}^-$, ou seja, a solução final é **neutra**.

Testando seu Conhecimento

- Equacione as reações que ocorrem na eletrólise ígnea das substâncias seguintes:
 - KI;
 - NiCl_2 .
- (UFPE) A eletrólise de cloreto de sódio fundido produz sódio metálico e gás cloro. Nesse processo, cada íon:
 - sódio recebe dois elétrons.
 - cloro recebe dois elétrons.
 - sódio recebe um elétron.
 - cloro perde dois elétrons.
 - sódio perde um elétron.
- (Unicap-PE — mod.) A produção industrial de sódio metálico e gás cloro faz uso de processo de Dowus, no qual cloreto de sódio fundido é eletrólizado. Julgue verdadeira ou falsa cada uma das alternativas seguintes:
 - O elemento produzido pela oxidação é o sódio.
 - A substância produzida no ânodo é o cloro.
 - A substância produzida no cátodo é o hidrogênio.
 - A substância produzida pela redução é o cloro.
 - A equação referente à eletrólise é



4. Equacione as reações que ocorrem na eletrólise aquosa das substâncias a seguir, indicando os produtos formados nos eletrodos e na solução:

- a) CuBr_2 ; c) CaCl_2 ;
b) AgNO_3 ; d) Na_2SO_4 .

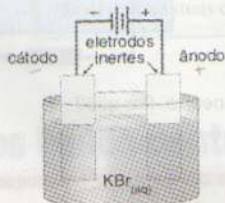
5. (PSS-UFPB) O estanho, utilizado como revestimento interno em embalagens de produtos alimentícios e na fabricação de ligas metálicas, como a solda e o bronze, pode ser obtido a partir da eletrólise do cloreto de estanho (II) dissolvido em água, conforme a equação:



A partir dessa equação, é correto afirmar que

- a) a redução do $\text{Cl}_{(\text{aq})}^-$ a $\text{Cl}_{2(\text{g})}$ ocorre no ânodo.
b) a oxidação do $\text{Sn}_{(\text{aq})}^{2+}$ a $\text{Sn}_{(\text{s})}$ ocorre no cátodo.
c) o $\text{Cl}_{(\text{aq})}^-$ é o agente redutor e o $\text{Sn}_{(\text{aq})}^{2+}$ é o agente oxidante.
d) $\text{Sn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}_{(\text{s})}$ corresponde à semi-reação de oxidação.
e) $2 \text{Cl}_{(\text{aq})}^- \longrightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^-$ corresponde à semi-reação de redução.

(PUC-MG) A eletrólise é a decomposição de uma substância por meio de corrente elétrica. Considere a cuba eletrolítica a seguir para responder às questões 6 e 7:



6. É correto afirmar que no cátodo é produzido:

- a) K. b) H_2 . c) O_2 . d) Br_2 .

7. Considere as afirmações apresentadas a seguir:

- I. Os íons Br^- se deslocam em direção ao ânodo, e os íons K^+ se deslocam em direção ao cátodo.
- II. Os íons OH^- se deslocam em direção ao ânodo, e os íons H^+ , em direção ao cátodo.
- III. Os íons OH^- se deslocam em direção ao ânodo, e os íons Br^- , em direção ao cátodo.

A(s) afirmação(ões) está(ão) correta(s) em:

- a) I apenas. c) III apenas.
b) II apenas. d) I e II.

8. (UEL-PR) O cloro é usado como desinfetante no tratamento da água por ser um agente bactericida e pode ser obtido por meio de eletrólise da solução aquosa de cloreto de sódio, processo através do qual também são formados o gás hidrogênio e o hidróxido de sódio. Considere a célula eletrolítica a seguir, contendo uma solução aquosa de cloreto de sódio a 30% em massa. Na solução estão presentes as espécies químicas Na^+ e Cl^- , provenientes da dissociação aquosa do NaCl ; H^+ e OH^- , provenientes da auto-ionização da água; e a própria H_2O .



Ao passar uma corrente elétrica através de uma solução aquosa de cloreto de sódio, como mostrado na figura anterior, é correto afirmar:

- a) No cátodo é produzido o gás cloro proveniente da reação: $2 \text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^-$
b) No ânodo é produzido o sódio metálico proveniente da reação: $\text{Na}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}_{(\text{s})}$
c) No cátodo é produzido o gás oxigênio proveniente da reação: $4 \text{OH}^- \longrightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^-$
d) No cátodo é produzido o gás hidrogênio proveniente da reação: $2 \text{e}^- + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + 2 \text{OH}^-$
e) No ânodo é produzido o gás hidrogênio proveniente da reação: $2 \text{e}^- + 2 \text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_{2(\text{g})}$

9. (MACK-SP) Considerando-se que, na eletrólise de uma solução aquosa de MgSO_4 1,0 M, a prioridade de descarga do H^+ é maior que Mg^{2+} e do OH^- é maior que SO_4^{2-} e que, sendo assim, ocorre a eletrólise da própria água, é correto afirmar que a medida em que a eletrólise se processa:

- a) a concentração da solução não se altera.
b) a solução fica mais diluída.
c) a solução torna-se mais concentrada.
d) ocorre desprendimento de SO_3 .
e) ocorre deposição de magnésio metálico.

10. (Fuvest-SP) Uma solução aquosa de iodeto de potássio (KI) foi eletrolisada, usando-se a aparelhagem esquematizada na figura. Após algum tempo de eletrólise, adicionaram-se algumas gotas de solução de fenolftaleína na região do eletrodo A e algumas gotas de solução de amido na região do eletrodo B. Verificou-se o aparecimento da cor rosa na região de A e da cor azul (formação de iodo) na região de B.



Nessa eletrólise:

- I. no pólo negativo, ocorre redução da água com formação de OH^- e de H_2 .
 - II. no pólo positivo, o iodeto ganha elétrons e forma iodo.
 - III. a grafite atua como condutora de elétrons.
- Dessas afirmações, apenas:
- a) I é correta. d) I e a III são corretas.
b) II é correta. e) II e a III são corretas.
c) III é correta.

Aprofundando seu Conhecimento

1. (UESPI) Em relação à eletrólise, analise as afirmativas seguintes.

- 1) Em qualquer eletrólise, ocorre uma redução no cátodo e uma oxidação no ânodo.
- 2) Fundamentalmente, a eletrólise é um processo de oxirredução.
- 3) A eletrólise de sais só é possível quando os mesmos são dissolvidos em meio aquoso.
- 4) A eletrólise é uma reação de oxirredução espontânea.

Estão corretas apenas:

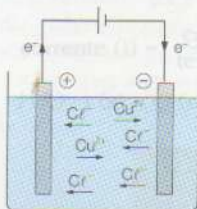
- a) 1 e 3.
 - b) 1, 2 e 3.
 - c) 1 e 2.
 - d) 2 e 3.
 - e) 3 e 4.
2. (Vunesp-SP) Utilizando-se eletrodos de platina, quais são os produtos e seus respectivos estados físicos (à temperatura ambiente) resultantes da eletrólise de:

I. cloreto de sódio fundido?

II. solução aquosa de ácido sulfúrico diluído?

Escreva as semi-reações que ocorrem, especificando os eletrodos.

3. (UFMT) Na eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de cobre (II) entre eletrodos inertes, os dois íons do soluto são "descarregados" nos eletrodos e a célula eletrolítica correspondente pode ser representada conforme figura abaixo.



Em relação a esse fenômeno, julgue os itens:

- a) Na solução aquosa, os íons Cu^{2+} e Cl^- são livres para se movimentar e responsáveis pelo transporte de cargas elétricas (condução eletrolítica).
 - b) A reação no cátodo pode ser representada pela equação $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$.
 - c) No cátodo, haverá produção de gás cloro.
4. (UEL-PR) Na obtenção de prata por eletrólise de solução aquosa de nitrato de prata, o metal se forma no:
- a) cátodo, por redução de íons Ag^+ .
 - b) cátodo, por oxidação de íons Ag^+ .
 - c) cátodo, por redução de átomos Ag.
 - d) ânodo, por redução de íons Ag^+ .
 - e) ânodo, por oxidação de átomos Ag.

5. (UFPR) O hidróxido de sódio, NaOH, o álcali industrialmente mais importante, é utilizado, entre outras aplicações, no tratamento da celulose para a fabricação da viscosa e do celofane. A preparação industrial de NaOH se dá através da eletrólise em solução aquosa do NaCl, de acordo com a reação abaixo:



Em relação à eletrólise do NaCl, é correto afirmar:

- (01) Na eletrólise, a oxidação ocorre no cátodo.
- (02) A eletrólise é uma reação não-espontânea, exigindo a passagem de uma corrente elétrica para se processar.
- (04) Somente compostos iônicos, como o NaCl, conduzem a corrente elétrica quando dissolvidos em água.
- (08) O hidróxido de sódio apresenta tanto ligação iônica como covalente.
- (16) O gás hidrogênio (H_2) é produzido durante a eletrólise pela redução preferencial do íon H^+ , em relação ao íon Na^+ . O cátion H^+ presente na solução aquosa se origina da ionização da água.

Dê como resposta a soma dos números associados às afirmações corretas.

6. (Fuvest-SP) Água, contendo Na_2SO_4 apenas para tornar o meio condutor e o indicador fenolftaleína, é eletrolisada com eletrodos inertes. Nesse processo, observa-se desprendimento de gás:

- a) de ambos os eletrodos e aparecimento de cor vermelha somente ao redor do eletrodo negativo.
- b) de ambos os eletrodos e aparecimento de cor vermelha somente ao redor do eletrodo positivo.
- c) somente do eletrodo negativo e aparecimento de cor vermelha ao redor do eletrodo positivo.
- d) somente do eletrodo positivo e aparecimento de cor vermelha ao redor do eletrodo negativo.
- e) de ambos os eletrodos e aparecimento de cor vermelha ao redor de ambos os eletrodos.

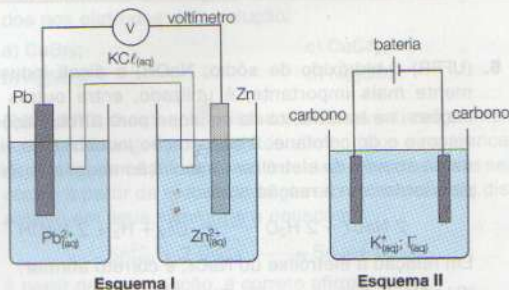
7. (UFPI) Pesquisas têm mostrado que os resíduos de dessalinizadores contêm alto teor de cloreto (Cl^-) que podem, por processo industrial eletroquímico, usando uma fonte de corrente elétrica, gerar cloro (Cl_2) para desinfecção de água de abastecimento. A reação direta no sistema acontece conforme segue-se:



Analise as afirmativas quanto ao processo eletroquímico e responda qual é a opção correta:

- a) O processo industrial é de natureza galvânica.
- b) O cloro é obtido no cátodo.
- c) Os elétrons fluem do cátodo para o ânodo.
- d) O cloro é obtido da reação de oxidação.
- e) A reação secundária de formação do hidrogênio acontece no ânodo.

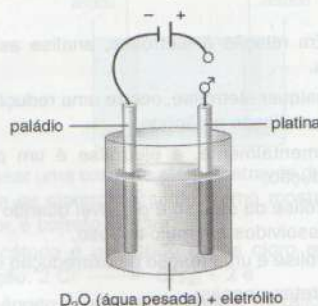
8. (UFFRJ) Os esquemas ilustram transformações químicas:



- Observando-se os esquemas, pode-se assegurar que:
- no esquema I, ocorre uma reação não espontânea de oxidação.
 - no esquema I, a energia elétrica é convertida em energia química.
 - no esquema II, os eletrodos de carbono servem para manter o equilíbrio iônico.
 - no esquema II, a energia elétrica é convertida em energia química.
 - no esquema II, ocorre uma reação espontânea de oxidação.

9. (Unifesp-SP) Mais de uma vez a imprensa noticiou a obtenção da chamada fusão nuclear a frio, fato que não foi comprovado de forma inequívoca até o momento. Por exemplo, em 1989, Fleishman e Pons anunciaram ter obtido a fusão de dois átomos de deutério formando átomos de He, de número de massa 3, em condições am-

bientais. O esquema mostra, de forma simplificada e adaptada, a experiência feita pelos pesquisadores.



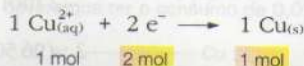
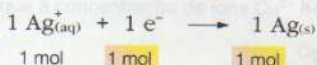
Uma fonte de tensão (por exemplo, uma bateria de carro) é ligada a um eletrodo de platina e a outro de paládio, colocados dentro de um recipiente com água pesada (D_2O) contendo um eletrólito (para facilitar a passagem da corrente elétrica). Ocorre eletrólise da água, gerando deutério (D_2) no eletrodo de paládio. O paládio, devido às suas propriedades especiais, provoca a dissociação do D_2 em átomos de deutério, os quais se fundem gerando 3He com emissão de energia.

- Escreva a equação balanceada que representa a semi-reação que produz D_2 no eletrodo de paládio. Explique a diferença existente entre os núcleos de H e D.
- Escreva a equação balanceada que representa a reação de fusão nuclear descrita no texto e dê uma razão para a importância tecnológica de se conseguir a fusão a frio.

CAPÍTULO 22

Aspectos quantitativos da eletrólise

Faraday descobriu que íons de um metal são depositados no estado sólido quando uma corrente elétrica circula através de uma solução iônica de um sal do metal. O metal prata, Ag, por exemplo, se deposita quando usamos uma solução salina de nitrato de prata, AgNO_3 , e o metal cobre, Cu, se deposita quando usamos uma solução salina de nitrato de cobre, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. As semi-reações que representam as deposições desses metais são:



Note que 1 mol de elétrons provoca a deposição de 1 mol de $\text{Ag}_{(\text{aq})}^+$, mas são necessários 2 mol de elétrons para depositar 1 mol de $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$. O número de elétrons que circula depende da corrente elétrica.

A unidade mais comumente usada para expressar a velocidade de fluxo de uma corrente elétrica é o **ampère (A)**, que se refere ao número de coulombs (carga) que passa por um ponto por unidade de tempo.

$$\text{corrente (i)} = \frac{\text{carga}}{\text{tempo}} = \frac{(Q)}{(t)} \Rightarrow A = \frac{\text{coulomb}}{\text{segundo}}$$

$$i \text{ (A)} \cdot t \text{ (s)} = Q \text{ (coulomb)}$$

$$\begin{array}{l} Q = i \cdot t \\ \text{carga} = \text{corrente} \cdot \text{tempo} \\ C = (\text{A}) \cdot (\text{s}) \end{array}$$

Em 1909, Millikan determinou que a carga elétrica de um elétron é igual a $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ e, como sabemos que 1 mol de elétrons corresponde a $6,02 \cdot 10^{23} \text{ e}^-$, a quantidade de carga transportada pela passagem de 1 mol de elétrons é dada pelo produto entre esses dois valores, ou seja:

$$1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$$

Assim, $9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$ ou 96 500 C é a quantidade de carga transportada por 1 mol de elétrons e essa quantidade é denominada **constante de Faraday (1 F)**:

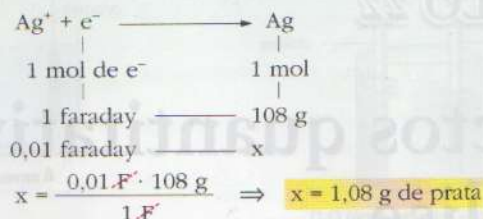
$$1 \text{ mol de elétrons } (= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ e}^-) \xrightarrow{\text{transporta}} 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} = 1 \text{ faraday} = 1 \text{ F}$$

Vejamos alguns exemplos relacionados com os aspectos quantitativos da eletrólise.

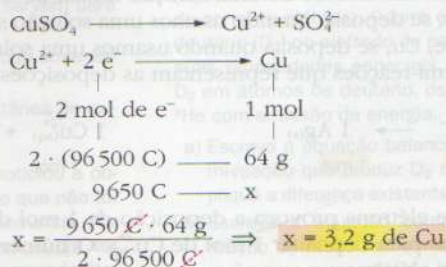


1º exemplo

Uma peça de bijuteria recebeu um “banho de prata” (prateação) por um processo eletrolítico. Sabendo que nessa deposição o Ag^+ se reduz a Ag e que a quantidade de carga envolvida no processo foi de 0,01 faraday, qual é a massa de prata depositada? (Massa molar: $\text{Ag} = 108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

**2º exemplo**

Se considerarmos que uma quantidade de carga igual a 9650 C é responsável pela deposição de cobre quando é feita uma eletrólise de $\text{CuSO}_{4(\text{aq})}$, qual será a massa de cobre depositada? (Massa molar: $\text{Cu} = 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

**3º exemplo**

Numa pilha de *flash* antiga, o eletrólito está contido numa lata de zinco que funciona como um dos eletrodos. Que massa de Zn é oxidada a Zn^{2+} durante a descarga desse tipo de pilha, por um período de 30 minutos, envolvendo uma corrente de $5,36 \cdot 10^{-1} \text{ A}$? (Massa molar: $\text{Zn} = 65 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

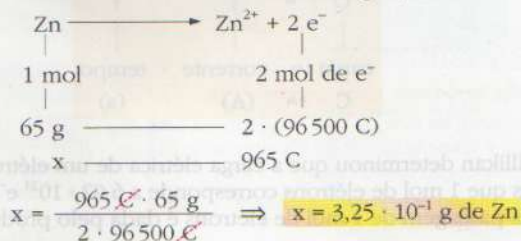
$$i = 5,36 \cdot 10^{-1} \text{ A}$$

$$t = 30 \text{ minutos} = 30 \cdot 60 \text{ s} = 1800 \text{ s}$$

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = 5,36 \cdot 10^{-1} \text{ A} \cdot 1800 \text{ s}$$

$$Q = 965 \text{ C}$$

**Exercícios Resolvidos**

1. (UFMG) Considere a eletrólise de 200 mL de solução 0,10 mol/L de sulfato de cobre II, numa cuba com eletrodos de platina, por uma corrente de 0,20 A. (1 faraday = 96 500 C/mol de e^- .)

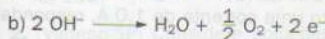
- Escreva a equação da semi-reação catódica.
- Escreva a equação da semi-reação anódica.
- Calcule o tempo necessário para reduzir à metade a concentração dos íons Cu^{2+} .

SOLUÇÃO

Devemos inicialmente escrever a dissociação do CuSO_4 e a ionização da água:



	Cátodo	Ânodo
Migração de íons	Cu^{2+} e H^+	SO_4^{2-} e OH^-
Facilidade de descarga	$\text{Cu}^{2+} > \text{H}^+$	$\text{OH}^- > \text{SO}_4^{2-}$
Semi-reação	redução $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$	oxidação $2\text{OH}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2}\text{O}_2 + 2\text{e}^-$
Permanece na solução	H^+	SO_4^{2-}



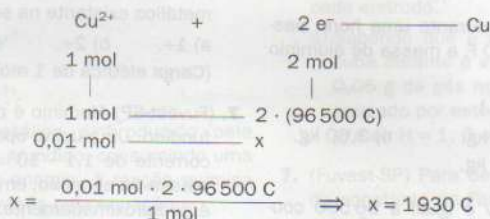
c) A solução inicial apresentava um volume de 200 mL (0,2 L) e concentração 0,10 mol/L de CuSO_4 por litro:

$$0,10 \text{ mol de CuSO}_4 = 0,10 \text{ mol de Cu}^{2+} \quad \text{---} \quad 1 \text{ L}$$

$$x = \frac{0,2 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol de Cu}^{2+}}{1 \text{ L}}$$

$$x = 0,02 \text{ mol de Cu}^{2+} \text{ (na solução inicial)}$$

Para que a concentração de íons Cu^{2+} se reduza à metade, deveremos ter o consumo de 0,01 mol de Cu^{2+} :

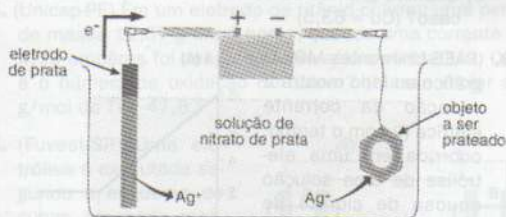


Como: $Q = i \cdot t$ $i = 0,20 \text{ A}$
 $(C) = (A) \cdot (s)$ $Q = 1930 \text{ C}$

temos: $t = \frac{Q}{i} = \frac{1930 \text{ C}}{0,20 \text{ A}} \Rightarrow t = 9650 \text{ s}$

Exercícios Fundamentais

A ilustração mostra como um objeto pode ser recoberto por prata:



Uma das reações que ocorrem nesse processo pode ser representada por:



A respeito desse processo, responda às questões de 1 a 3:

1. O esquema seguinte relaciona o número de mol, a carga e a massa nesse processo. (Massa molar da $\text{Ag} = 108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

$\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$	
1 mol	1 mol
x C	1 mol
x C	108 g
193 000 C	y g

Determine os valores de x e y.

2. Foi feita uma prateação durante 1000 s utilizando uma corrente de 0,965 A. Determine a carga que circulou no sistema.

3. Calcule a massa de prata depositada na prateação descrita no exercício 2.

Testando seu Conhecimento

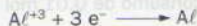
1. (UFR-RJ) A prateação pelo processo galvânico é de grande utilidade, tendo em vista que com um gasto relativamente pequeno consegue-se dar uma perfeita aparência de prata aos objetos tratados.

A massa de prata (em gramas), depositada durante a prateação de uma pulseira de bijuteria, na qual foi envolvida uma carga equivalente a 4825 C, corresponde aproximadamente a:

(Massa molar de Ag = 108 g/mol.)

- a) 54 g. c) 10,8 g. e) 1,08 g.
b) 27 g. d) 5,4 g.

2. (PUC-SP) O alumínio é um metal leve e muito resistente, tendo diversas aplicações industriais. Esse metal passou a ser explorado economicamente a partir de 1886, com a implementação do processo Héroult-Hall. O alumínio é encontrado geralmente na bauxita, minério que apresenta alto teor de alumina (Al_2O_3). O processo Héroult-Hall consiste na redução do alumínio presente na alumina (Al_2O_3) para alumínio metálico, por meio de eletrólise. A semi-reação de redução é representada por:



Se uma cela eletrolítica opera durante uma hora, passando carga equivalente a 3600 F, a massa de alumínio metálico produzida é:

(Massa molar do Al = 27 g/mol.)

- a) 32,4 kg. c) 27,0 kg. e) 3,60 kg.
b) 97,2 kg. d) 96,5 kg.

3. (UFRS) Sabendo que 1 faraday é igual a 96500 coulombs, o tempo, em segundos, necessário para eletrodepositar 6,3 g de Cu^{2+} utilizando uma corrente de 2 ampères é de:

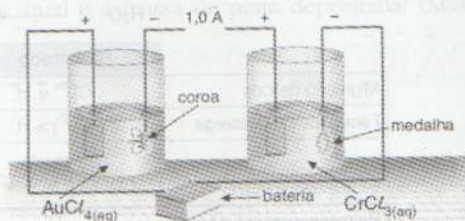
(Massa molar do Cu = 63 g/mol.)

- a) 6,3. c) 4825. e) 19300.
b) 12,6. d) 9650.

4. (UFR-RJ) Por uma solução aquosa de H_2SO_4 , contida em uma cuba eletrolítica, faz-se passar durante 965 segundos uma corrente de 10 A. Nas CNTP, os volumes de O_2 e de H_2 produzidos no ânodo e cátodo, respectivamente, são:

- a) 1,12 e 0,56 litros. d) 0,56 e 1,12 litros.
b) 0,56 e 0,56 litros. e) 1,12 e 1,12 litros.
c) 5,6 e 11,2 litros.

5. (UFRN) Já quase na hora da procissão, Padre Inácio pediu a Zé das Jóias que dourasse a coroa da imagem da padroeira com meio grama de ouro. Pouco depois, ainda chegou Dona Nenzinha, também apressada, querendo cromar uma medalha da santa, para usá-la no mesmo evento religioso. Diante de tanta urgência, o ourives resolveu fazer, ao mesmo tempo, ambos os serviços encomendados. Então, ligou, em série, duas celas eletroquímicas que continham a coroa e a medalha, mergulhadas nas respectivas soluções de tetracloreto de ouro ($AuCl_4$) e cloreto crômico ($CrCl_3$), como se vê na figura a seguir.



Sabendo que durante a operação de galvanoplastia circulou no equipamento uma corrente de 1,0 A, responda as solicitações abaixo:

- I. Escreva as semi-reações de redução dos cátions aos quais ocorreram durante os processos de douração e cromação.

- II. Calcule quantos minutos serão gastos para dourar a coroa com meio grama de ouro.

6. (UEL-PR) A eletrólise de solução aquosa contendo íons M^{x+} requereu $2,895 \cdot 10^5$ C para depositar um mol do metal M. Pode-se afirmar que o número de carga x do íon metálico existente na solução é:

- a) 1+. b) 2+. c) 3+. d) 2-. e) 3-.

(Carga elétrica de 1 mol de elétrons = $9,65 \cdot 10^4$ C.)

7. (Fuvest-SP) Alumínio é produzido pela eletrólise de Al_2O_3 fundido. Uma usina opera com 300 cubas eletrolíticas e corrente de $1,1 \cdot 10^5$ ampères em cada uma delas. A massa de alumínio, em toneladas, produzida em um ano é de aproximadamente:

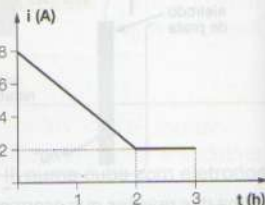
- a) $1,0 \cdot 10^5$. c) $3,0 \cdot 10^5$. e) $2,0 \cdot 10^8$.
b) $2,0 \cdot 10^5$. d) $1,0 \cdot 10^8$.

(Dados: 1 ano = $3,2 \cdot 10^7$ segundos; carga elétrica necessária para neutralizar um mol de íons monovalentes = $9,6 \cdot 10^4$ coulombs/mol; massa molar do Al = 27 g/mol.)

8. (Unicamp-SP) Em um determinado processo eletrolítico, uma pilha mostrou-se capaz de fornecer $5,0 \cdot 10^{-3}$ mols de elétrons, esgotando-se depois.

- a) Quantas pilhas seriam necessárias para se depositar 0,05 mol de cobre metálico, a partir de uma solução de Cu^{2+} , mantendo-se as mesmas condições do processo eletrolítico?
b) Quantos gramas de cobre seriam depositados, nesse caso? (Cu = 63,5)

9. (PAES-Unimontes-MG) O gráfico ao lado mostra a variação da corrente elétrica (I) com o tempo, ocorrida em uma eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de cobre (II) com eletrodos, durante três horas.



A quantidade de carga elétrica, em coulomb, que circula pelos eletrodos durante 3 horas é:

- a) 50 400. b) 43 200. c) 21 600. d) 7 200.

Aprofundando seu Conhecimento

1. (UFPE) Dário Belo, um torcedor fanático e vibrador, no ano em que seu time foi campeão, ouviu seguidas vezes a narração do gol da vitória, narrado pelo saudoso e inigualável "Gandulão de Ouro". Admita que o desgaste sofrido pela cápsula de zinco da pilha, apenas para Dário Belo ouvir as várias repetições da narração do gol, foi de 0,327 g.

Sabendo-se que a corrente elétrica fornecida pela pilha é constante e igual a 0,2 ampère, e que a narração do gol levou exatos 25 s, qual o número de vezes que o fanático Dário Belo ouviu a narração do gol? (Dado: $Zn = 65,4 \mu$.)

- a) 100. c) 1 000. e) 300.
b) 193. d) 10 000.
2. (Unesp-SP) Considere soluções aquosas dos íons Ag^+ , Pb^{2+} , Cu^{2+} , Fe^{3+} e Al^{3+} , de igual concentração em mol/L, colocadas em recipientes isolados. Em condições ideais, aplica-se a mesma quantidade de eletricidade a cada sistema isolado.

Quando todos os íons Cu^{2+} em solução forem reduzidos a cobre metálico, o que é evidenciado pelo desaparecimento de sua cor azul característica, pode-se concluir que a mesma quantidade de eletricidade reduzirá:

- a) todos os íons Pb^{2+} .
b) todos os íons Al^{3+} e Fe^{3+} .
c) um terço dos íons Fe^{3+} e Al^{3+} .
d) metade dos íons Ag^+ .
e) metade dos íons Al^{3+} e Fe^{3+} .

3. (Unesp-SP) O alumínio metálico é produzido pela eletrólise do composto Al_2O_3 , fundido, consumindo uma quantidade muito grande de energia. A reação química que ocorre pode ser representada pela equação:



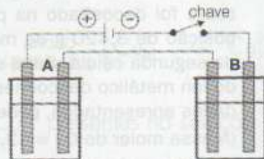
Em um dia de trabalho, uma pessoa coletou 8,1 kg de alumínio nas ruas de uma cidade, encaminhando-os para reciclagem.

- a) Calcule a quantidade de alumínio coletada, expressa em mols de átomos.
b) Quanto tempo é necessário para produzir uma quantidade de alumínio equivalente a 2 latinas de refrigerante, a partir do Al_2O_3 , sabendo que a célula eletrolítica opera com uma corrente de 1 A?

(Dados: 1 mol de elétrons = 96 500 C; 1 C = 1 A · 1 s; massa molar do alumínio = 27 g/mol; 2 latinas de refrigerante = 27 g.)

4. (Unicap-PE) Em um eletrodo de titânio ocorreu uma perda de massa 12,57 g em 6 horas, quando uma corrente de 4,70 ampères foi usada em uma célula eletrolítica. Qual é o número de oxidação do titânio? (Massa molar em g/mol do Ti = 47,8.)

5. (Fuvest-SP) Uma eletrólise é executada segundo o esquema de cubas em série mostrado ao lado:



circuito para a eletrólise com eletrodos inertes

A cuba **A** contém solução aquosa de nitrato de prata e a cuba **B**, solução aquosa de acetato de sódio. Fechando-se o circuito, as soluções são submetidas à eletrólise.

Verifica-se então a formação de 1 mol de prata metálica na cuba **A**:

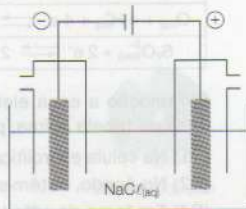


Na cuba **B** há formação de etano ($H_3C - CH_3$):



- a) Qual é a quantidade, em mol, de etano formado em **B**? Justifique sua resposta.
b) Em qual eletrodo (positivo ou negativo) ocorre formação de prata metálica e em qual, produção de etano? Justifique.

6. (UFRJ) Em uma aula demonstrativa, um professor fez passar, durante 60 minutos, uma corrente de 1,34 A por uma cuba eletrolítica que continha uma solução aquosa de cloreto de sódio; como resultado, obteve um gás em cada eletrodo.



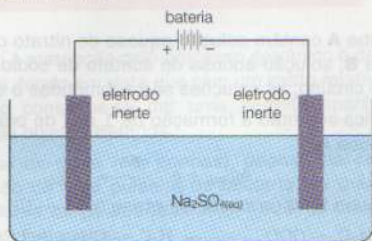
- a) Sabendo que a carga elétrica total que passa pela cuba durante a experiência é suficiente para produzir 0,05 g de gás no cátodo, calcule o volume em litros ocupado por este gás nas CNTP. (Massas molares em g/mol: H = 1; O = 16; Cl = 35,5.)

7. (Fuvest-SP) Para determinar experimentalmente o valor da constante de Faraday, submeteu-se à eletrólise uma solução aquosa de ácido sulfúrico durante 100 segundos, com uma corrente de 2,00 A. Recolheu-se no cátodo um volume de H_2 que, nas condições normais de temperatura e pressão, equivale a 22,4 mL. Qual o valor do faraday determinado através desta experiência? Indique os cálculos.

8. (Unicamp-SP) Como o vigia estava sob forte suspeita, nossos heróis resolveram fazer um teste para verificar se ele se encontrava alcoolizado. Para isso usaram um bafômetro e encontraram resultado negativo. Os bafômetros são instrumentos que indicam a quantidade de etanol presente no sangue de um indivíduo, pela análise do ar expelido pelos pulmões. Acima de 35 microgramas ($7,6 \cdot 10^{-7}$ mol) de etanol por 100 mL de ar dos pulmões, o indivíduo é considerado embriagado. Os modelos mais recentes de bafômetro fazem uso da reação de oxidação do etanol sobre um eletrodo de platina. A semi-reação de oxidação corresponde à reação do etanol com água, dando ácido acético e liberando prótons. A outra semi-reação é a redução do oxigênio, produzindo água. Admitindo 35 microgramas de etanol, qual a corrente **I** (em ampères) medida no instrumento, se considerarmos que o tempo de medida (de reação) foi de 29 segundos? Dados: carga do elétron = $1,6 \cdot 10^{-19}$ coulombs; constante de Avogadro = $6 \cdot 10^{23}$ mol $^{-1}$; $Q = i \cdot t$ (tempo em segundos e $Q =$ carga em coulombs).



9. (UFBA) A figura abaixo representa uma célula eletrolítica onde é conduzida a eletrólise de uma solução aquosa de sulfato de sódio.



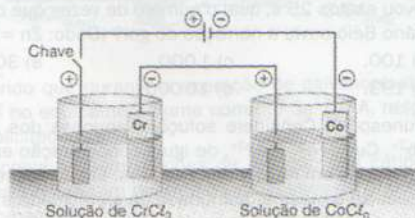
Semi-reação	Potencial padrão de redução, a 25 °C, E° (V)
$\text{Na}^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons \text{Na}_{(s)}$	-2,71
$2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + 2 \text{OH}^-_{(aq)}$	-0,83
$\text{O}_{2(g)} + 4 \text{H}^+_{(aq)} + 4 e^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	1,23
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons 2 \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$	2,05

Em relação a essa eletrólise e com base nas informações da tabela acima, pode-se afirmar:

- (01) Na célula eletrolítica, os ânions migram para o cátodo.
 (02) No ânodo, obtém-se sódio metálico.
 (04) Em torno do cátodo, o meio é básico.
 (08) No cátodo, 1 mol de água reage com 1 mol de elétrons.
 (16) A célula eletrolítica, operando continuamente com uma corrente elétrica de $1,0 \cdot 10^5$ A, durante 24 horas, produz aproximadamente 716,3 kg da substância liberada no ânodo.
 (32) O sentido da corrente elétrica é do cátodo para o ânodo.
 (64) À medida que ocorre a eletrólise, a densidade da solução de sulfato de sódio diminui.
 (Massas molares em g/mol: H = 1; O = 16; S = 32; Na = 23.)
 Dê como resposta a soma dos números associados às afirmativas corretas.
10. (UERJ) As novas moedas de centavos, que começaram a circular no mercado, apresentam uma tonalidade avermelhada obtida por eletrodeposição de cobre a partir de uma solução de sulfato de cobre II.
- Para recobrir um certo número de moedas foi efetuada a eletrólise, com uma corrente elétrica de 5 ampères, em 1 L de solução $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ em CuSO_4 , totalmente dissociado.
- a) Escreva a equação química que representa a dissociação do sulfato de cobre II e calcule a concentração dos íons sulfato, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, na solução inicial.
 b) Determine o tempo necessário para a deposição de todo o cobre existente na solução, considerando $1 \text{ F} = 96500 \text{ C}$.
11. (Cefet-PR) Um pedaço de cobre comercial, de massa igual a 0,5 g, foi dissolvido em ácido adequado e a solução resultante foi eletrolisada até deposição total do Cu, mediante uma corrente elétrica de 4 A, durante 5 minutos. A pureza desse cobre é, em %:
 (Massa atômica do Cu = 63,5)
 a) 99,8. b) 78,9. c) 65,5. d) 92,5. e) 75,0.

12. (Fuvest-SP) Qual a massa de cobre depositada na eletrólise de uma solução de CuSO_4 , sabendo-se que numa célula contendo AgNO_3 e ligada em série com a célula de CuSO_4 há um depósito de 1,08 g de Ag? (Ag = 108; Cu = 64)
 a) 0,32 g. c) 0,96 g. e) 6,4 g.
 b) 0,64 g. d) 3,2 g.

13. (Vunesp-SP) No laboratório, foi feita a montagem esquematizada na figura, utilizando placas de crômio e de cobalto, dois eletrodos inertes, uma chave interruptora e uma bateria. Os dois recipientes contêm, respectivamente, soluções aquosas de sais de crômio e de cobalto.



O circuito foi ligado durante um certo tempo, após o qual se verificaram aumentos de massa de 0,3467 g na placa de crômio e de 0,5906 g na placa de cobalto. A partir desses resultados, um estudante fez as seguintes afirmações:

- a) A carga do cobalto em seu sal é igual a +2.
 b) Considerando a eficiência do processo igual a 100%, pode-se calcular que circulou uma carga igual a 1930 coulombs pela montagem.

Com base nos dados fornecidos, discuta e justifique se as afirmações do estudante são verdadeiras ou falsas. (1 faraday = 96500 coulombs; massas molares, em g/mol: Cr = 52; Co = 59)

Sugestão para resolução: como as cubas estão ligadas em série, passa a mesma carga em ambas; com a massa de Cr, calcule a carga, e com esta calcule o valor de n no CoCl_n .

14. (ITA-SP) Uma cuba eletrolítica com eletrodos de cobre e contendo solução aquosa de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ é ligada em série com outra provida de eletrodos de prata e contendo solução aquosa de AgNO_3 . Este conjunto de cubas em série é ligado a uma fonte durante certo intervalo de tempo. Neste intervalo de tempo, um dos eletrodos de cobre teve um incremento de massa de 0,64 g. O incremento de massa em um dos eletrodos da outra célula deve ter sido:

- (Massas molares: Cu = $64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; Ag = $108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)
 a) 0,32 g. c) 0,64 g. e) 2,16 g.
 b) 0,54 g. d) 1,08 g.

15. (PUC-SP) Duas células eletrolíticas foram ligadas em série. A primeira continha uma solução aquosa de CuSO_4 e a segunda, uma solução aquosa de um sal metálico desconhecido. Verificou-se que, enquanto 1,272 g de cobre foi depositado na primeira célula, ocorreu a deposição de 3,420 g do metal desconhecido no cátodo da segunda célula. Sabe-se que o número de oxidação do íon metálico desconhecido é +2. Tendo em conta os dados apresentados, pedem-se:

- (Massa molar do Cu = $63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)
 a) o número de mol de elétrons que passaram pelas células;
 b) a massa atômica do metal desconhecido.

16. (UFES) Uma massa de 1,08 g de prata (massa molar $Ag = 107,9 \text{ g/mol}$) foi depositada a partir de uma solução de $AgCl$ passando-se uma determinada corrente elétrica. Essa mesma corrente foi utilizada na deposição de 0,65 g de ouro (massa molar $Au = 197,0 \text{ g/mol}$) a partir de um sal de ouro. O número de oxidação do ouro no sal é:

- a) I. b) II. c) III. d) IV. e) V.

17. (IME-RJ) Um certo fabricante produz pilhas comuns, nas quais o invólucro de zinco funciona como ânodo, en-

quanto que o cátodo é inerte. Em cada uma, utilizam-se 5,87 g de dióxido de manganês, 9,2 g de cloreto de amônio e um invólucro de zinco de 80 g. As semi-reações dos eletrodos são:



Determine o tempo que uma destas pilhas leva para perder 50% de sua carga, fornecendo uma corrente constante de 0,08 A. (Constante de Faraday: $F = 96500 \text{ C}$.)

COMPLEMENTO

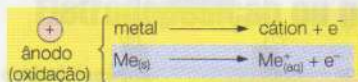
Eletrólise utilizando eletrodos não-inertes



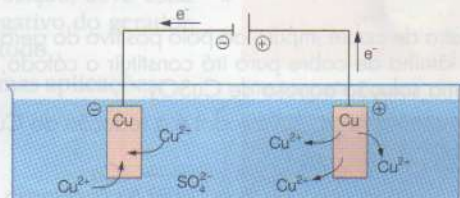
Eletrodeposição

Se realizarmos uma eletrólise utilizando eletrodos de um metal não-inerte, ele irá participar da reação química, funcionando como eletrodo positivo, o ânodo.

A reação que irá ocorrer no eletrodo pode ser representada por:



Vamos considerar a eletrólise de uma solução aquosa de $CuSO_4$, com eletrodos de cobre (Cu):



OBSERVAÇÃO:

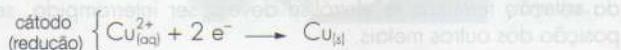
Para indicar um gerador, usamos a seguinte representação:



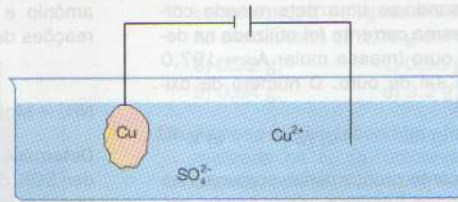
No ânodo, teremos a oxidação do cobre:



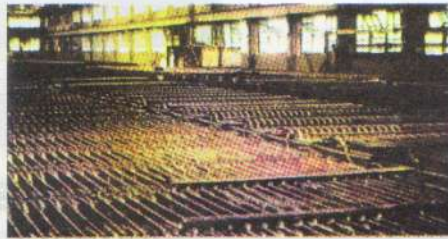
Já no cátodo, os íons Cu^{2+} presentes na solução se reduzem:



Após o término da eletrólise, teremos:



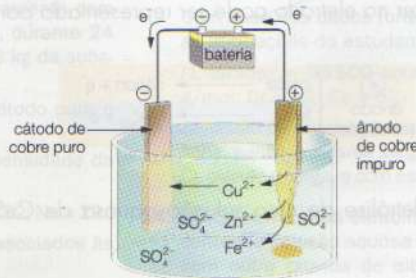
Esse processo, chamado **purificação eletrolítica**, pode ser utilizado para a purificação do cobre.



Nas instalações industriais, a purificação do cobre é feita em células eletrolíticas constituídas de lâminas alternadas de cobre puro e cobre impuro.

Para entender a purificação do cobre, vamos estudar uma célula eletrolítica contendo esse metal com diferentes impurezas.

- **cobre impuro (Cu + Fe + Zn)**



Devemos ligar a amostra de cobre impuro ao pólo positivo do gerador para que ela constitua o ânodo e uma lâmina de cobre puro irá constituir o cátodo, devendo os eletrodos estar mergulhados numa solução aquosa de CuSO_4 .

A reação que ocorre no pólo negativo (cátodo) é a redução do Cu^{2+} :



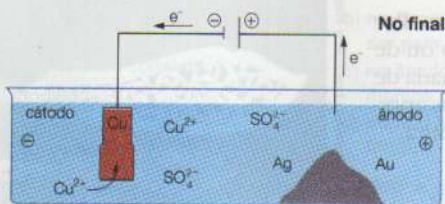
No ânodo ocorreu a oxidação tanto do cobre como do ferro e do zinco e por isso existem, na solução, Cu^{2+} , Zn^{2+} e Fe^{2+} ; porém, inicialmente ocorre a redução do Cu^{2+} . Isso se deve ao fato de que o Cu^{2+} apresenta maior tendência em receber elétrons, ou seja, possui maior potencial de redução do que os outros dois metais:



Enquanto existir cobre na solução irá ocorrer sua deposição no ânodo. Quando o cobre da solução terminar, a eletrólise deverá ser interrompida, senão poderá ocorrer a deposição dos outros metais.

• cobre impuro (Cu + Ag + Au)

Repetindo o mesmo procedimento feito com a amostra anterior, após um certo tempo, teremos ao final a situação abaixo.



No ânodo ocorre só a oxidação do cobre, que passa a Cu^{2+} , enquanto nem a prata nem o ouro sofrem oxidação, por apresentarem elevado potencial de redução. À medida que ocorre a eletrólise, os íons Cu^{2+} se reduzirão no cátodo (pólo negativo):



Os metais Ag e Au são depositados abaixo do ânodo, formando a "lama anódica".



QUÍMICA e TECNOLOGIA

Eletrodeposição ou galvanoplastia

A eletrodeposição está relacionada ao revestimento de superfícies; é esse o processo utilizado na prateação, na douração, na niquelação, na cromação etc.

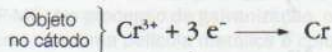
O objeto a ser revestido, durante a eletrodeposição, deve estar ligado ao pólo negativo do gerador, constituindo o cátodo.

Vejamos algumas aplicações:

Cromeação

Geralmente a cromeação é feita para recobrir objetos de ferro ou de aço.

Para se obter uma cromeação mais duradoura, inicialmente o objeto é recoberto com cobre; a seguir, com níquel e finalmente com cromo.



Jóia banhada a ouro.



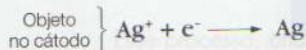
Objetos são niquelados para evitar a corrosão.



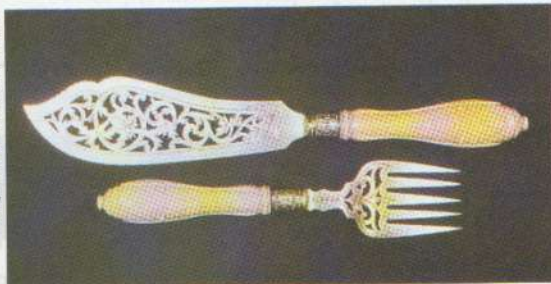
Algumas partes de motocicletas, bicicletas ou automóveis costumam ser cromados.

Prateação

A prata é um metal nobre e caro. Por esse motivo, muitos objetos de ferro ou de aço são recobertos por uma fina camada de prata, o que faz com que esses objetos apresentem um aspecto visual de prata pura.



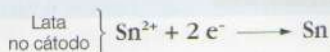
Bridgeman Art Library/Getty Images



Talheres prateados, com cabo em marfim.

Banho de estanho

As latas de ferro são revestidas por uma fina camada de estanho, com a finalidade de evitar a oxidação do ferro.



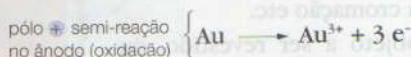
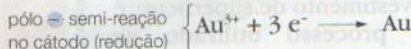
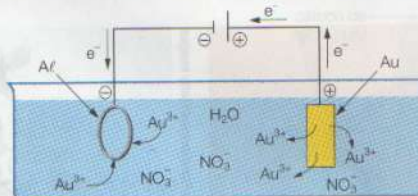
Allan H. Shoemaker/Getty Images



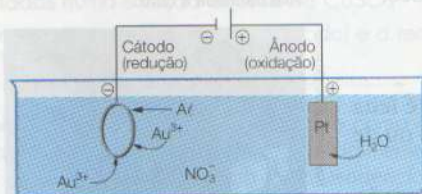
Linha de produção de latas de ferro.

Douração

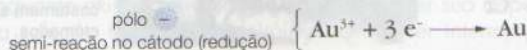
Podemos, por exemplo, aplicar um banho de ouro (douração) num anel feito de alumínio. O anel será o cátodo, que estará ligado ao pólo negativo do gerador; ligada ao pólo positivo, deverá haver uma lâmina de ouro. Esses eletrodos devem estar mergulhados numa solução aquosa de um sal de ouro, por exemplo, o nitrato de ouro III, $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$.



Também poderíamos usar um eletrodo inerte (platina) no ânodo, o anel de alumínio no cátodo e uma solução aquosa de $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$:



Nesse caso, a deposição de ouro sobre o anel não se origina no ânodo; o ouro está presente na solução e, então, é conveniente que ela esteja concentrada.

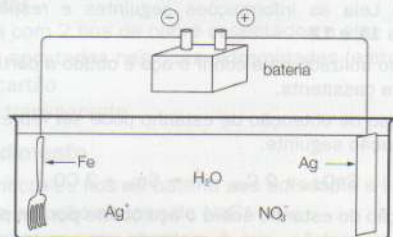


Exercícios

1. (PUC-PR) As semijóias são obtidas pelo revestimento de uma peça por ouro metálico, no processo conhecido como "banho de ouro". Esse processo consiste:

- num mergulho em ouro fundido.
- numa aplicação em *salt spray*.
- numa eletrodeposição.
- numa deposição catalítica.
- numa pintura eletrostática.

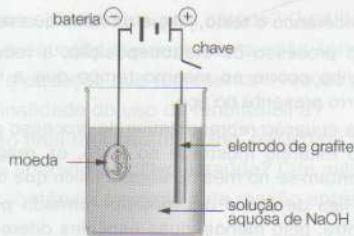
2. Considere o esquema abaixo:



Deseja-se fazer a prateação de um garfo de ferro.

Escreva as semi-reações que irão ocorrer no cátodo e no ânodo.

3. (Fuvest-SP) Moedas feitas com ligas de cobre se oxidam parcialmente pela ação do ambiente. Para "limpar" essas moedas, pode-se utilizar o arranjo esquematizado a seguir.



Ao se fechar o circuito, a semi-reação que ocorre na moeda é:

- $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$
- $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^+ + \text{e}^-$
- $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$
- $\text{Cu} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow 2 \text{Cu}^+$
- $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$

4. (PSS-UFAL) Esquematize uma célula eletrolítica (eletrolisador), utilizada para o refino de cobre, em que os eletrodos são de cobre e a solução eletrolítica é solução aquosa de CuSO_4 . O esquema deve indicar:

- o cátodo e o ânodo; justifique;
- as reações que ocorrem nos eletrodos;
- as posições relativas dos componentes da célula, bem como a fonte de energia.

5. (UFOP-MG) No processo de galvanização, o objeto a ser recoberto com uma película metálica é colocado:

- no cátodo, onde os íons metálicos são reduzidos a átomos metálicos.

- no ânodo, onde os íons metálicos são forçados a passar para o estado sólido.

- no ânodo, onde os íons não-metálicos são oxidados a átomos de não-metals.

- entre o ânodo e o cátodo, para recobrimento mais uniforme.

6. (UFRS) A galvanoplastia é uma técnica utilizada para revestir peças com um determinado metal por meio da eletrólise. Para cromar um chaveiro de ferro, foram realizados os procedimentos a seguir.

- Colocou-se o chaveiro de ferro como cátodo (eletrodo negativo).

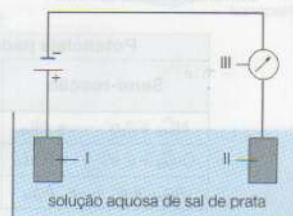
- Colocou-se um pedaço de cromo metálico como ânodo (eletrodo positivo).

- Utilizou-se uma solução aquosa que continha sais de ferro.

Quais estão corretos?

- Apenas I.
- Apenas II.
- Apenas III.
- Apenas I e II.
- I, II e III.

7. (Fuvest-SP) Para pratear eletroliticamente um objeto de cobre e controlar a massa de prata depositada no objeto, foi montada a aparelhagem esquematizada na figura ao lado.



Nessa figura, I, II e III são, respectivamente:

- o objeto de cobre, uma chapa de platina e um amperímetro.
 - uma chapa de prata, o objeto de cobre e um voltímetro.
 - o objeto de cobre, uma chapa de prata e um voltímetro.
 - o objeto de cobre, uma chapa de prata e um amperímetro.
 - uma chapa de prata, o objeto de cobre e um amperímetro.
8. (UFPI) Galvanização é um dos processos industriais mais utilizados na proteção à corrosão de materiais metálicos, e se processa por meio eletrolítico.

Em materiais ferrosos como pregos e parafusos, por exemplo, são eletrodepositados íons de zinco. Analise as afirmativas que se seguem sobre o processo acima descrito e marque a opção correta.

- A eletrodeposição é um processo espontâneo.

- No par zinco-prego exposto em meio agressivo, o zinco atua como cátodo.

- Durante a eletrólise, a massa de zinco eletrodepositada no prego é proporcional à carga elétrica.

- Apenas I está correta.

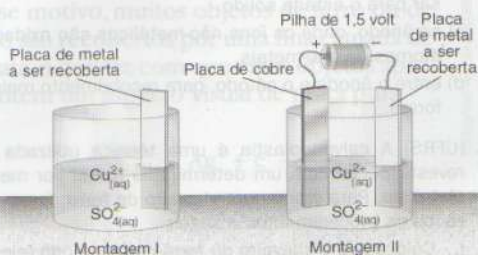
- I e II estão corretas.

- Apenas II está correta.

- II e III estão corretas.

- Apenas III está correta.

9. (UFMG) O cobre pode ser depositado sobre metais, de forma espontânea (montagem I) ou não-espontânea, com auxílio de uma fonte externa de energia elétrica (montagem II).



Na montagem I, a placa de metal a ser recoberta está imersa numa solução aquosa de sulfato de cobre.

Na montagem II, a placa de metal a ser recoberta está imersa na solução de sulfato de cobre e ligada ao pólo negativo da pilha de 1,5 volt; pelo pólo positivo, a pilha está ligada a uma placa de cobre, também imersa na solução de sulfato de cobre, que será desgastada durante o processo de deposição.

Considere esta tabela:

Potenciais padrão de redução	
Semi-reação	Potencial / Volt
$\text{Ni}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightarrow \text{Ni}_{(s)}$	-0,23
$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$	+0,34
$\text{Ag}^{+}_{(aq)} + e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$	+0,80

Com base nas informações contidas nessa tabela, faça o que se pede.

- Indique se a montagem I pode ser usada para a deposição de cobre sobre uma placa de níquel. Justifique sua resposta com base nos potenciais padrão de redução.
 - Indique se a montagem I pode ser usada para deposição de cobre sobre uma placa de prata. Justifique sua resposta com base nos potenciais padrão de redução.
 - A montagem II pode ser usada para depositar cobre tanto sobre uma placa de níquel quanto sobre uma placa de prata. Considerando o caso da placa de prata, represente as equações balanceadas das semi-reações de oxidação e redução que ocorrem nos eletrodos de cobre e de prata.
10. (Fuvest-SP) Com a finalidade de niquelar uma peça de latão, foi montado um circuito, utilizando-se fonte de corrente contínua, como representado na figura.



No entanto, devido a erros experimentais, ao fechar o circuito, não ocorreu a niquelação da peça. Para que essa ocorresse, foram sugeridas as alterações:

- Inverter a polaridade da fonte de corrente contínua.
- Substituir a solução aquosa de NaCl por solução aquosa de NiSO_4 .
- Substituir a fonte de corrente contínua por uma fonte de corrente alternada de alta frequência.

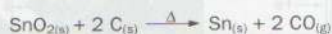
O êxito do experimento requereria apenas:

- a alteração I.
- a alteração II.
- a alteração III.
- as alterações I e II.
- as alterações II e III.

(UnB-DF) Leia as informações seguintes e responda às questões 11 e 12:

O estanho utilizado para cobrir o aço é obtido a partir de um minério, a cassiterita.

O processo de obtenção de estanho pode ser representado pela equação seguinte.



A aplicação do estanho sobre o aço ocorre por um processo de eletrodeposição, que é realizado em um tanque contendo um eletrólito, uma lâmina de aço que serve como cátodo e uma lâmina de estanho que serve como ânodo. Pela dissolução do ânodo, o estanho entra em solução e deposita-se sobre o aço. A densidade de corrente controla a espessura do revestimento. Sobre a camada de estanho depositada, aplica-se um verniz, para isolar o alimento do metal.

11. Considerando o texto, julgue os itens que se seguem.

- No processo de eletrodeposição, a redução do estanho ocorre ao mesmo tempo que a oxidação do ferro presente no aço.
- Na equação representativa do processo de produção do estanho mostrado no texto, os reagentes apresentam-se no mesmo estado físico que os produtos.
- A liga de aço é um material formado por interação entre, pelo menos, duas espécies diferentes de átomos, os de ferro e os de carbono.
- Na molécula de monóxido de carbono, três pares de elétrons são compartilhados entre os dois átomos dessa molécula.

12. Ainda considerando as informações do texto e sabendo que os potenciais de redução Sn^{2+}/Sn e Fe^{2+}/Fe são, respectivamente, iguais a $-0,14 \text{ V}$ e $-0,44 \text{ V}$, julgue os itens seguintes.

- Na equação representativa do processo de produção do estanho mostrada no texto, ocorre transferência de apenas 2 elétrons para cada espécie Sn (IV).
- A eletrodeposição de estanho em aço é um processo de eletrólise, com oxidação do estanho no ânodo e redução do mesmo no cátodo.
- Uma lata de folha-de-flandres amassada, contendo milho em água salgada, em que o verniz da lata se tenha rompido, expondo os metais ao solvente, pode formar uma pilha de corrosão devido ao contato do ferro e do estanho com um meio eletrolítico.
- O verniz é um meio material em que cargas elétricas têm facilidade de movimento.

Faça você mesmo

Eletrólise

As eletrólises são feitas com o auxílio de uma fonte externa de corrente elétrica. Para o experimento que faremos a seguir, utilizaremos uma bateria de 9 V, comumente usada em aparelhos de som, brinquedos, telefones etc.

Nesta eletrólise usaremos eletrodos inertes (grafite).

I — Eletrólise aquosa do NaCl

Material

Bateria com 2 fios de cobre conectados a ela
2 lápis apontados nas duas extremidades (eletrodos inertes)
Papel cartão
Frasco transparente

Água
Sal de cozinha (NaCl)
Fenolftaleína

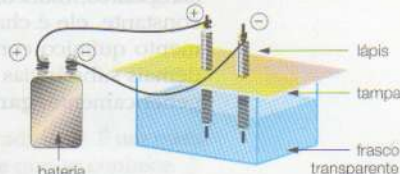
Procedimento

Conecte os fios da bateria aos dois lápis e introduza-os no frasco contendo a solução aquosa de NaCl.

Para manter os lápis na vertical, prepare uma "tampa" com papel cartão, fazendo nela dois furos. Nesses furos encaixe os eletrodos (lápis).

Observe o que acontece nos eletrodos, tomando cuidado para **não aspirar** os gases formados. Após certo tempo, adicione fenolftaleína. Observe a variação de cor e responda às questões:

- Quais íons são atraídos pelo ânodo? Qual deles tem prioridade de descarga?
- Escreva a equação que representa essa semi-reação.
- Quais íons são atraídos pelo cátodo? Qual deles tem prioridade de descarga?
- Escreva a equação que representa essa semi-reação.
- Escreva a equação que representa a reação global da eletrólise aquosa do NaCl.
- Qual a finalidade do uso da fenolftaleína?
- A solução final terá caráter ácido, básico ou neutro?
- Qual gás liberado é nocivo à saúde? Cite alguns de seus usos industriais.
- Qual a substância formada pela reação entre os dois gases liberados na eletrólise?



Orientar-se com o seu professor sobre os procedimentos de segurança para a realização dos experimentos.

II – Cobreação

Material

Bateria conectada aos dois fios
Sulfato de cobre (CuSO_4)

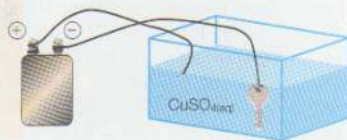
Chave
Frasco transparente

Procedimento

No frasco, prepare uma solução de CuSO_4 o mais concentrada possível. A seguir, prenda a chave ao fio ligado ao pólo negativo da bateria, introduzindo-a na solução. Finalmente, introduza a ponta do outro fio (pólo positivo) na solução.

Observe a cor da solução no início e no fim do processo e o que ocorre na chave. Resolva as questões:

- Equacione as semi-reações que ocorrem no cátodo e no ânodo.
- Descreva o que ocorreu com o fio imerso na solução.
- Descreva o que ocorreu com a chave.
- Equacione a reação global do processo.
- A concentração de $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ sofreu alguma alteração? Baseie sua resposta pelas semi-reações e pela cor da solução.
- Suponha que na cobreação da chave tenha ocorrido a deposição de 0,64 g de cobre, após um tempo de 30 minutos. Determine a quantidade da corrente, em ampères, que circulou nesse processo. (Massa molar: $\text{Cu} = 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)



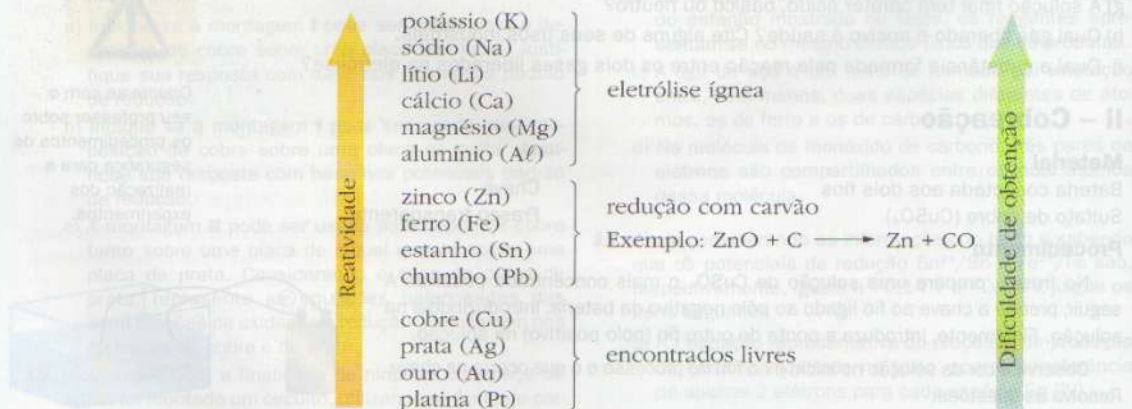
CAPÍTULO 23

Óxido-redução na obtenção de substâncias simples

A crosta terrestre é uma mistura heterogênea, muito complexa, formada por silicatos, carbonatos, óxidos, sulfetos. Quando um desses materiais é encontrado em proporção constante, ele é chamado **mineral** e, caso apresente uma porcentagem de um certo elemento químico com interesse comercial e econômico, este é denominado **minério**. As demais substâncias que compõem a mistura são consideradas impurezas e denominadas, genericamente, **ganga**.

OBTENÇÃO DE METAIS NA NATUREZA

A maioria dos metais aparece na crosta terrestre na forma de compostos, principalmente óxidos e sulfetos. Somente alguns deles — por exemplo, ouro (Au), prata (Ag), platina (Pt), cobre (Cu) e mercúrio (Hg) — são encontrados livres, no estado nativo. Isso se deve ao fato de esses metais serem pouco reativos e de seus potenciais de oxidação serem muito baixos. Quanto maior é a reatividade do metal, maior é a dificuldade para obtê-lo. Vejamos alguns métodos utilizados para a obtenção de alguns metais:



Ouro (Au)

Na natureza, o ouro pode ser encontrado misturado na areia do quartzo, incrustado no quartzo ou, ainda, livre na forma de grãos, chamados **pepitas**.

Quando misturado à areia (ganga), ele é separado por meio de **levigação**, na qual a água arrasta as partículas de areia, menos densas, deixando depositados os grãos de ouro, mais densos, no fundo do recipiente (bateia).

O ouro é um metal amarelo, brilhante, e suas principais características são:

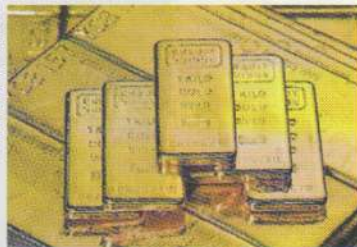
- **maleabilidade** — podem-se obter lâminas finas, com espessura menor que 0,0002 mm;
- **ductibilidade** — com 1,0 grama de ouro pode-se obter um fio de 3,5 km.



Pepita de ouro.



Separação do ouro por levigação.



Barras de ouro.

Esse metal é muito utilizado na produção de jóias, em ligas com prata (Ag) e cobre (Cu) e, ainda, em contatos elétricos, placas de computadores e circuitos elétricos em geral.

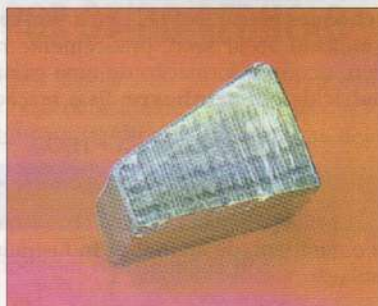
Prata (Ag)

Em algumas minas na América do Sul e no Canadá, a prata é encontrada livre. É um metal mole, maleável e dúctil, sendo o melhor condutor de calor e eletricidade que se conhece.

Normalmente, é utilizada na forma de ligas, principalmente com cobre, e é usada também para o revestimento de outros metais menos nobres com a finalidade de torná-los mais resistentes à corrosão ou apenas mais bonitos.



Prata nativa.



Prata.



Objetos de prata.

Apesar de pouco reativa, a prata oxida-se quando em contato com o gás sulfídrico (H₂S) presente no ar, o que provoca seu escurecimento devido à formação de sulfeto de prata (Ag₂S). A reação que escurece a prata pode ser representada por:



Platina (Pt)

A platina é encontrada livre, na forma de pepitas.

Na indústria, é utilizada na fabricação de peças resistentes à corrosão, como eletrodos, e na produção de catalisadores, pois acelera algumas reações, como a transformação de óleos vegetais em margarinas.



Platina nativa.

Dos metais conhecidos, quatro são resistentes ao ácido nítrico (HNO_3): ouro (Au), platina (Pt), ródio (Rh) e irídio (Ir) e, por isso, são denominados metais nobres.

No entanto, desde o século XIV os alquimistas já sabiam que a mistura de ácido nítrico e ácido clorídrico, na proporção de 1 : 3, poderia atacar qualquer metal nobre.

Essa mistura é conhecida com o nome de **água-régia**.

A reação entre a platina e a água-régia pode ser representada por:

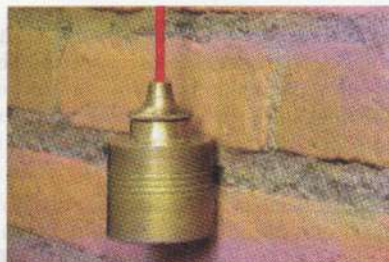


Cobre (Cu)

O cobre é encontrado livre na natureza na forma de pepitas. Foi o primeiro metal utilizado pelo ser humano, tanto puro como na forma de ligas, sendo as principais delas o bronze (Cu + Sn) e o latão (Cu + Zn).

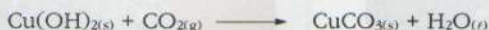
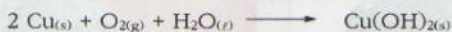


Cobre nativo.

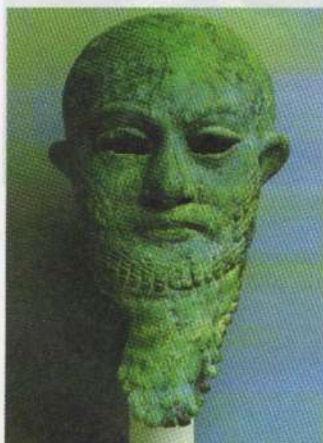


O prumo (instrumento de pedreiros, acima) é feito de latão.

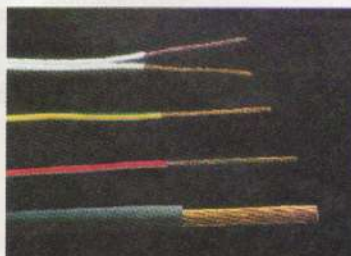
É um metal de cor avermelhada, dúctil, maleável e tenaz, ou seja, que apresenta grande resistência a choques mecânicos. É, ainda, um excelente condutor de calor e eletricidade e, quando exposto ao ar seco, praticamente não se altera. Na presença de ar úmido e gás carbônico, ocorre a formação de uma camada esverdeada de carbonato de cobre II (CuCO_3), conhecida por **azinhavre**. Essa reação pode ser representada por:



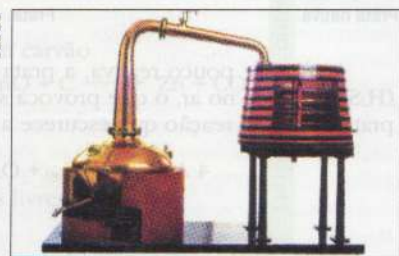
A principal aplicação do cobre é na fabricação de fios e cabos elétricos e, também, de aparelhos industriais, como caldeiras e aparelhos de destilação.



Máscara de cobre, feita na Mesopotâmia por volta de 3000 a.C., recoberta por uma camada de azinhavre.



Fios de cobre.



Aparelho de destilação antigo (alambique).

Mercúrio (Hg)

Às vezes, o mercúrio é encontrado livre em interstícios de rochas.

É o único metal líquido à temperatura ambiente e sua aplicação mais comum é na fabricação de termômetros.

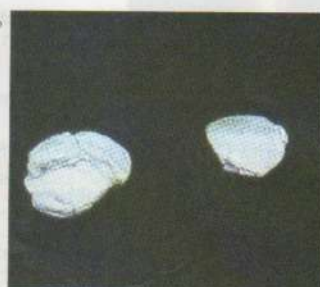
Uma das características mais notáveis do mercúrio é a sua capacidade de dissolver outros metais, originando ligas líquidas, chamadas **amalgamas**, ou, ainda, sólidas. Atualmente, é também utilizado para dissolver urânio (U), empregado em reações nucleares.



Mercúrio: metal líquido.



Termômetro de mercúrio.



Amalgamas dentário.

Nos garimpos de aluvião, o mercúrio é utilizado para dissolver o ouro. Em seguida, o amalgama formado é aquecido, e o mercúrio evapora-se, restando o ouro. Esse processo é muito perigoso, pois o mercúrio é altamente tóxico e pode ser introduzido no organismo através da respiração.

O amalgama de mercúrio, utilizado para o preenchimento de cavidades dentárias, é uma mistura formada por Hg (50 a 55%) + Ag (23 a 35%) + Sn (1 a 15%) + Zn (1 a 20%) + Cu (5 a 20%).

Apesar de o mercúrio ser muito tóxico, a amalgamação com metais sólidos diminui a sua volatilidade, tornando sua toxicidade menor que a do mercúrio líquido.

OBTENÇÃO DE METAIS POR ÓXIDO-REDUÇÃO

Muitos dos metais que utilizamos no dia-a-dia são obtidos a partir de seus minérios por meio de um processo chamado, genericamente, **metalurgia**. Na metalurgia, são utilizadas várias reações de óxido-redução, sendo a **ustulação** uma delas.

Ustulação: Aquecimento de sulfetos metálicos na presença de oxigênio (O₂), produzindo o metal na sua forma elementar e, ainda, dióxido de enxofre (SO₂).

Genericamente, essa reação pode ser representada por:



Veja, a seguir, o nome e a fórmula de alguns sulfetos metálicos e os respectivos metais obtidos por meio da ustulação.

Minério		ustulação →	Metal obtido	
Nome	Fórmula			
Argentita	Ag ₂ S		Prata (Ag)	
Cinábrio	HgS		Mercúrio (Hg)	
Calcosita	Cu ₂ S		Cobre (Cu)	
Calcopirita	FeS · Cu ₂ S		Cobre e ferro (Cu e Fe)	
Galena	PbS		Chumbo (Pb)	
Blenda*	ZnS		Zinco (Zn)	

* Na ustulação da blenda obtém-se inicialmente monóxido de zinco (ZnO), que, a seguir, reage com carvão, produzindo zinco (Zn).

Para se obter um metal através da ustulação, utiliza-se sempre o sulfeto desse mesmo metal; porém, nem todos os minérios são sulfetos. Então, além da ustulação, usam-se outros processos para obtenção de metais que também envolvem reações de óxido-redução.

Ferro (Fe)

Os principais minérios de ferro são:

- magnetita (pedra-ímã natural), Fe_3O_4 ;
- hematita, Fe_2O_3 ;
- limonita, $2 \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$;
- siderita, FeCO_3 ;
- pirita ("ouro dos tolos"), FeS_2 .

Dentre esses minérios, o mais utilizado para a obtenção do ferro é a hematita, e o processo mais empregado é o **alto-forno**. Nesse processo, deve-se inicialmente carregar o alto-forno com carvão-coque, C, que, através da combustão, irá aquecer o alto-forno antes de ele receber sucessivas camadas de minério.

O material que irá sofrer combustão é lançado no alto-forno pela parte superior e consiste em uma mistura formada por hematita, Fe_2O_3 , carvão-coque, C, e calcário, CaCO_3 , que serve como fundente, ou seja, uma substância que diminui o ponto de fusão do minério. Uma corrente de ar quente é injetada na parte inferior, o que favorece a combustão do carvão-coque:

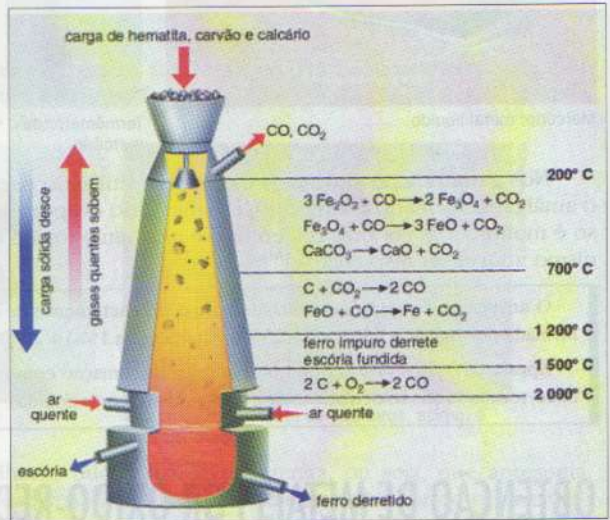


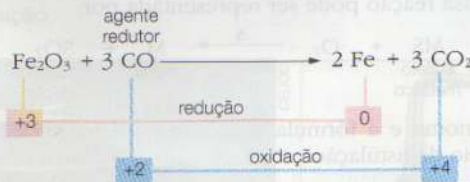
Foto Colantini



Hematita.

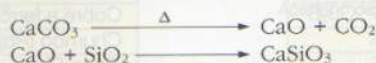


À medida que o monóxido de carbono, CO, se forma, ele reage com a hematita, Fe_2O_3 , reduzindo-a. Dizemos, então, que o CO é o agente redutor do minério de ferro, e essa reação pode ser representada pela equação:



Durante a operação do alto-forno, na parte inferior formam-se duas camadas líquidas, com densidades diferentes:

1. A camada menos densa é a **escória**, constituída por várias impurezas e por metassilicato de cálcio, CaSiO_3 , formado quando o calcário reage com a sílica (impureza do minério).



2. A camada mais densa é formada por **ferro** e contém uma pequena quantidade de carbono.

Essas duas fases são retiradas por condutos separados.

O ferro obtido diretamente do alto-forno é denominado **ferro-gusa** e contém de 2 a 5% de carbono. Para a fabricação do aço, que é uma liga contendo de 0,1% a 1,7% de carbono, o ferro-gusa deve ser purificado, ou seja, deve-se diminuir o seu teor de carbono.

Existem várias técnicas que possibilitam a purificação do ferro-gusa, e uma delas consiste em injetar gás oxigênio, O_2 , puro, a altas pressões, no interior do alto-forno. Desse modo, o carbono é transformado em gás carbônico, CO_2 , que se desprende.

Quando todo o carbono e as outras impurezas são removidos, obtém-se o **ferro-doce**, que é praticamente puro ($\approx 100\%$).

O quadro a seguir nos mostra a composição, a propriedade e o uso de alguns tipos de aço:



Juca Martiny/Piscar

A transformação da hematita em ferro ocorre nos altos-fornos, como o da foto, da Companhia Siderúrgica Nacional (Volta Redonda, RJ).

Tipo de aço	Composição	Propriedade	Uso
inox	73% Fe, 18% Cr, 8% Ni, 1% C	resiste à corrosão	faqueiros, painelas
tungstênio	94% Fe, 5% W, 1% C	extremamente duro	ferramentas de corte
manganês	86% Fe, 13% Mn, 1% C	dureza	trilhos

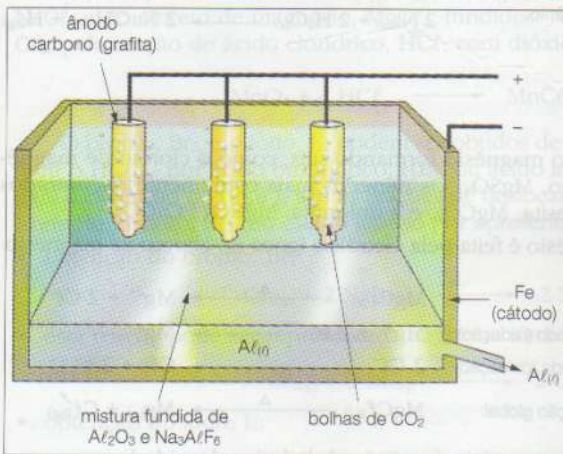
A escória, $CaSiO_3$, pode ser usada para a fabricação de cimento, que é uma mistura de silicatos e aluminatos anídras. Quando recebe a adição de água, essa mistura forma uma pasta, possibilitando a ocorrência de reações químicas, que produzem compostos hidratados e formam uma massa rígida.

Cimento Portland

Esse é o cimento usado atualmente. O nome foi dado por seu inventor, Joseph Aspdin, no século XVIII, porque o material era semelhante, em cor e resistência, à pedra calcária de Portland (Inglaterra), muito usada nas construções.

Alumínio (Al)

O minério de alumínio mais comum é a **bauxita**, $Al_2O_3 \cdot x H_2O$ ou, simplesmente, Al_2O_3 . Para sua produção é utilizado, principalmente, o processo de Hall, inventado e patenteador por Charles M. Hall, em 1886. Esse processo baseia-se na eletroquímica e consiste em fazer a eletrólise ígnea da bauxita, Al_2O_3 , na presença da criolita, Na_3AlF_6 , que atua como fundente. A cuba eletrolítica apresenta o cátodo de ferro e o ânodo de carbono (grafita), sendo que eles são mergulhados na mistura fundida ($Al_2O_3 + Na_3AlF_6$).

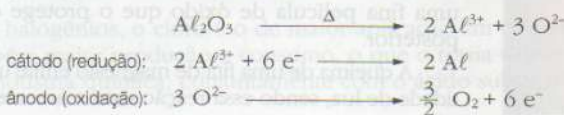


O alumínio fundido é colocado em moldes, nos quais se solidifica.

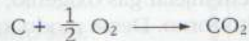


Barras de alumínio puro sendo retiradas do molde.

As semi-reações que ocorrem nos eletrodos são:



À medida que o oxigênio se forma, ele reage com o carbono do ânodo, produzindo gás carbônico, CO_2 :



A reação global que caracteriza, então, a produção de alumínio é dada pela equação:



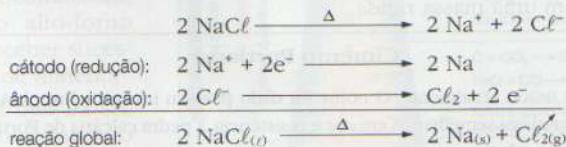
O alumínio é um metal muito utilizado em estruturas devido a sua alta resistência, baixa densidade e baixa corrosividade.

Quando exposto ao ar, o alumínio reage com o oxigênio formando uma película fina de Al_2O_3 . Essa película fica aderida ao alumínio, impedindo a continuação da oxidação.

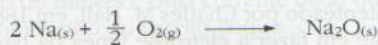
Ele ainda faz parte de várias ligas, sendo que a mais conhecida é o **duralumínio**, constituída por 95% de alumínio e 5% de cobre, manganês e prata, que possui extrema maleabilidade, ductibilidade e tenacidade.

Sódio (Na)

O processo utilizado para sua produção é a eletrólise ígnea do cloreto de sódio, que é o sal mais comumente encontrado na água do mar.



O sódio, assim como os demais metais alcalinos, é extremamente reativo. Deve ser guardado em frascos com querosene, pois reage facilmente com o oxigênio do ar, originando óxido de sódio.



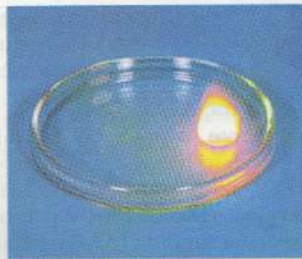
O sódio reage também com a água e essa reação é extremamente violenta, podendo até ser explosiva:



Fonte: USSAL



O sódio, um metal mole, é facilmente cortado.

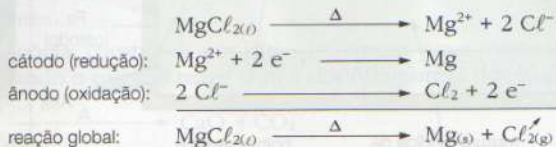


O sódio reage violentamente com a água, liberando gás hidrogênio.

Magnésio (Mg)

Na água do mar encontramos o magnésio formando sais, como o cloreto de magnésio, MgCl_2 , e o sulfato de magnésio, MgSO_4 . Os minerais mais comumente encontrados que contêm magnésio são a magnesita, MgCO_3 , e a dolomita, $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$.

A obtenção industrial do magnésio é feita pela eletrólise ígnea do cloreto de magnésio:



O magnésio é um metal de baixa densidade que, quando exposto ao ar, se altera muito pouco, pois se cobre com uma fina película de óxido que o protege contra oxidação posterior.

A queima de uma fita de magnésio emite uma grande quantidade de luz, sendo essa reação extremamente exotérmica.



CEDOC

OBTENÇÃO DE AMETAIS

Os ametais que podem ser encontrados livres na natureza são:

- carbono, C, na forma de carvão, grafita, diamante;
- nitrogênio, N, na forma de gás nitrogênio ($N_2 = 78\%$ em volume do ar);
- oxigênio, O, na forma de gás oxigênio ($O_2 = 21\%$ em volume do ar) e gás ozônio, O_3 ;
- enxofre, S, na forma mais comum de enxofre rômboico (sólido amarelo).

Entre os ametais restantes, alguns são obtidos industrialmente através de processos eletrolíticos.

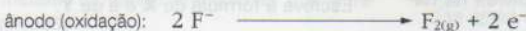
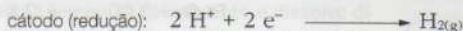
Halogênios

Nas condições ambientes, temos:

- flúor, F_2 , gás amarelo pálido;
- cloro, Cl_2 , gás esverdeado;
- bromo, Br_2 , líquido vermelho;
- iodo, I_2 , sólido violeta.

Os halogênios no estado gasoso têm um odor muito forte, e sua aspiração, mesmo em pequenas quantidades, provoca uma forte irritação nas vias respiratórias e conseqüente inflamação das mucosas.

O minério em que mais comumente se encontra o flúor, F_2 , é a fluorita, CaF_2 , mas a obtenção do $F_{2(g)}$ é feita pela eletrólise do ácido fluorídrico, HF, no estado líquido, na presença de fluoreto de potássio, KF, fundido. As semi-reações que ocorrem nesse processo são:

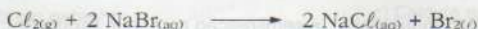


A obtenção industrial do cloro, Cl_2 , é feita por meio da eletrólise do cloreto de sódio, $NaCl$, e do cloreto de magnésio, $MgCl_2$, fundidos. No laboratório, podemos obter cloro, Cl_2 , pela reação de ácido clorídrico, HCl , com dióxido de manganês, MnO_2 :



O bromo, Br_2 , e o iodo, I_2 , podem ser obtidos de maneira semelhante, bastando substituir o $HCl_{(aq)}$ por ácido bromídrico, HBr , ou ácido iodídrico, HI , aquosos. Outro método para a obtenção de Br_2 e I_2 são as reações de deslocamento, nas quais se pode utilizar, por exemplo, o cloro, Cl_2 , no estado gasoso por apresentar maior potencial de redução:

- obtenção do bromo, Br_2 :



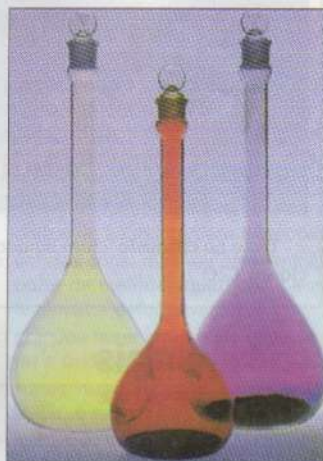
- esta reação pode ser representada na forma iônica:



- obtenção do iodo, I_2 :



Dentre os halogênios, o cloro é o de maior aplicação em diferentes indústrias, apresentando também maior produção e consumo, o que o torna um dos produtos mais importantes na indústria química, conjuntamente com o ácido sulfúrico, a amônia e a soda.



“Cloro líquido” e “cloro sólido”



Thebes Inigo

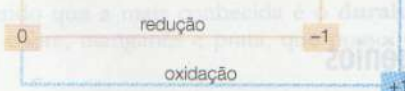


Thebes Inigo

Tanto no chamado “cloro líquido” como no “cloro sólido”, o agente bactericida e alvejante é o hipoclorito, ClO^- .

Nas condições ambiente, o cloro (Cl_2) é um gás. Por isso, ao lermos a propaganda “temos cloro líquido” — muito comum em lojas de materiais para piscina —, devemos entender que o produto anunciado é o cloro gasoso dissolvido em água.

A reação do cloro com a água é de auto-óxido-redução, podendo ser representada por:



Essa solução de cloro também é utilizada na produção de desinfetantes domésticos, que podem ser usados como alvejantes.

Outro exemplo de nome comercial é o do “cloro sólido”, denominação dada aos sais hipoclorito de sódio, $NaClO$, e hipoclorito de cálcio, $Ca(ClO)_2$.

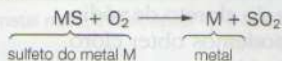
Exercícios Fundamentais

1. Dentre os metais a seguir:

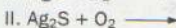
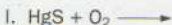
Na, Ag, Ca, Cu, Fe, Au, Pt, Al, Sn e Zn

Quais são encontrados no estado natural (livres na natureza)?

2. A ustulação pode ser representada pela seguinte equação genérica:



Complete as reações a seguir e faça o seu balanceamento:



3. A equação global que ocorre no alto-forno para a produção de ferro é:



Escreva a fórmula de **X** e a de **Y**.

4. Escreva a fórmula da hematita e da bauxita.

5. Faça a associação correta:

(I) Duralumínio

(A) Cu + Zn

(II) Bronze

(B) Fe + C

(III) Latão

(C) Cu + Sn

(IV) Aço

(D) Al + Cu

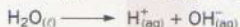
6. O cloro, Cl_2 , é um gás verde em temperatura ambiente. Quando borbulhado em água, origina ácido clorídrico e ácido hipocloroso. Escreva a equação que representa essa reação.

Exercícios Resolvidos

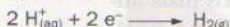
1. (Fuvest-SP) O hipoclorito de sódio é obtido industrialmente por eletrólise de soluções aquosas de cloreto de sódio. Escreva as reações químicas envolvidas nessa eletrólise e que conduzem à formação do hipoclorito.

SOLUÇÃO

Na eletrólise do cloreto de sódio, em meio aquoso, temos:



- semi-reação no cátodo (redução):



- semi-reação no ânodo (oxidação):



A reação global pode ser representada por:



O gás cloro (Cl_2) reage com a água:



O ácido hipocloroso ($HClO$) formado reage com o $NaOH_{(aq)}$:

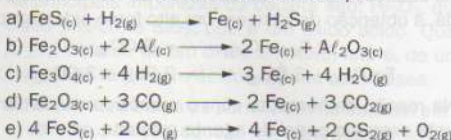


Testando seu Conhecimento

1. (Fuvest-SP) Em um bate-papo na Internet, cinco estudantes de química decidiram não revelar seus nomes, mas apenas as duas primeiras letras, por meio de símbolos de elementos químicos. Nas mensagens, descreveram algumas características desses elementos.
- É produzido, a partir da bauxita, por um processo que consome muita energia elétrica. Entretanto, parte do que é produzido, após utilização, é reciclado.
 - É o principal constituinte do aço. Reage com água e oxigênio, formando um óxido hidratado.
 - É o segundo elemento mais abundante na crosta terrestre. Na forma de óxido, está presente na areia. É empregado em componentes de computadores.
 - Reage com água, desprendendo hidrogênio. Combina-se com cloro, formando o principal constituinte do sal de cozinha.
 - Na forma de cátion, compõe o mármore e a cal.
- Os nomes dos estudantes, na ordem em que estão apresentadas as mensagens, podem ser:
- Silvana, Carlos, Alberto, Nair, Fernando.
 - Alberto, Fernando, Silvana, Nair, Carlos.
 - Silvana, Carlos, Alberto, Fernando, Nair.
 - Nair, Alberto, Fernando, Silvana, Carlos.
 - Alberto, Fernando, Silvana, Carlos, Nair.
2. (PUC-SP) Os metais são conhecidos pela sua maleabilidade e ductilidade, por serem bons condutores térmicos e elétricos e apresentarem brilho característico. Propriedades mais específicas de alguns metais são descritas a seguir.
- O metal **I** é líquido à temperatura ambiente e dissolve diversos outros metais, formando amálgamas que apresentam larga aplicação.
- O metal **II** apresenta temperatura de fusão de 98 °C, é mole e reage violentamente com a água, liberando grande quantidade de energia.
- O metal **III** é certamente o metal mais utilizado no mundo, sendo o principal constituinte das ligas metálicas conhecidas genericamente como aço.
- O metal **IV** tem bastante aplicação na indústria civil e de embalagens. Além de pouco denso, tem a vantagem de ser coberto por uma fina camada de óxido que dificulta a sua corrosão pelo oxigênio.
- Os metais **I, II, III e IV** são, respectivamente,
- mercúrio, ouro, cobre e titânio.
 - césio, potássio, prata e alumínio.
 - mercúrio, sódio, ferro e alumínio.
 - mercúrio, sódio, cobre e estanho.
 - gálio, ouro, ferro e alumínio.
3. (Fuvest-SP) As esculturas de Rodin, recentemente expostas em São Paulo, foram feitas em sua maioria em bronze e algumas em mármore. Os principais componentes dessas matérias são:

	Bronze	Mármore
a)	Cu, Zn	CaO
b)	Fe, Sn	CaCO ₃
c)	Fe, Zn	CaO
d)	Cu, Sn	CaSO ₄
e)	Cu, Sn	CaCO ₃

4. (ITA-SP) Qual das opções a seguir contém a equação que representa a produção de ferro num alto-forno convencional alimentado com hematita e coque?



5. Qual das substâncias é o redutor na produção do ferro?
- H₂O; b) CO₂; c) CO; d) NO; e) CH₄.

6. (Fuvest-SP) O alumínio é produzido a partir do minério bauxita, do qual é separado o óxido de alumínio que, em seguida, junto a um fundente, é submetido à eletrólise. A bauxita contém cerca de 50%, em massa, de óxido de alumínio. De modo geral, desde que o custo da energia elétrica seja o mesmo, as indústrias de alumínio procuram se estabelecer próximas a:

- zonas litorâneas, pela necessidade de grandes quantidades de salmoura para a eletrólise.
- centros consumidores de alumínio, para evitar o transporte de material muito dúctil e maleável e, portanto, facilmente deformável.
- grandes reservatórios de água, necessária para separar o óxido de alumínio da bauxita.
- zonas rurais, onde a chuva ácida, que corrói o alumínio, é menos freqüente.
- jazidas de bauxita, para não se ter de transportar a parte do minério (mais de 50%) que não resulta em alumínio.

7. (FEI-SP) O alumínio é obtido industrialmente pela eletrólise ígnea da alumina (Al₂O₃). Indique a alternativa falsa:

- O íon alumínio sofre redução.
- O gás oxigênio é liberado no ânodo.
- O alumínio é produzido no cátodo.
- O metal alumínio é agente oxidante.
- O íon O²⁻ sofre oxidação.

8. (UFF-RJ) As superfícies de alumínio, recentemente preparadas, reagem com o oxigênio para formar uma camada de óxido que protege o material de posterior corrosão. A reação pode ser representada como:



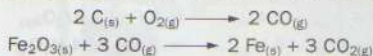
- Escreva a equação balanceada para a reação apresentada.
- Calcule quantos gramas de oxigênio serão necessários para reagir com 0,30 mol de alumínio.
- Calcule quantos gramas de óxido de alumínio poderão ser produzidos quando 12,50 g de oxigênio reagirem completamente com o alumínio.

(Massas atômicas: Al = 27; O = 16.)

9. (PAS-UnB-DF) A siderurgia, que visa à obtenção do ferro metálico a partir de seus minérios, utiliza altos-fornos, nos quais se despeja uma mistura de coque (carvão com alto teor de carbono), minério de ferro e calcário (CaCO₃). A combustão do coque produz CO, que reage com o minério de ferro. O calcário sofre decomposição e produz CaO, o qual reage com as impurezas do minério. O ferro que sai do alto-forno — ferro-gusa —, após um processo

de purificação, passa a ter cerca de 1,5% de carbono, quando então é chamado de aço. Com o auxílio dessas informações, julgue os seguintes itens:

- O minério de ferro usado na siderurgia apresenta propriedades físicas cujos valores são constantes.
- As equações abaixo representam, de forma simplificada, a obtenção do ferro em um alto-forno siderúrgico.



- Na reação da hematita com o monóxido de carbono, este exerce o papel de agente oxidante.
- O aço é uma liga.

- 10.** (Fuvest-SP) Em seu livro de contos *O sistema periódico*, o escritor italiano Primo Levi descreve características de elementos químicos e as relaciona a fatos de sua vida. Dois trechos desse livro são destacados a seguir:

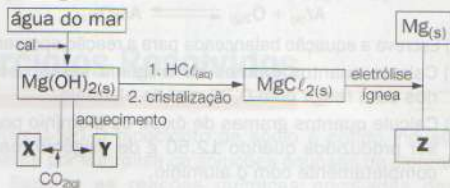
(I) "(Este metal) é mole como a cera e reage com a água onde flutua (um metal que flutua!), dançando freneticamente e produzindo hidrogênio."

(II) "(Este outro) é um elemento singular: é o único capaz de ligar-se a si mesmo em longas cadeias estáveis, sem grande desperdício de energia, e para a vida sobre a Terra (a única que conhecemos até o momento) são necessárias exatamente as longas cadeias. Por isso, ... é o elemento-chave da substância viva."

O metal e o elemento referidos nos trechos (I) e (II) são respectivamente:

- mercúrio e oxigênio.
 - mercúrio, magnésio e argônio.
 - mercúrio, argônio e cloro.
 - cloro, enxofre e iodo.
 - iodo, enxofre e magnésio.
- 11.** (PUC-MG) Com relação à eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de potássio, feita com eletrodos inertes, indique a afirmativa correta:
- Há liberação de gás hidrogênio no cátodo.
 - Há liberação de gás oxigênio no ânodo.
 - Forma-se ácido clorídrico.
 - A solução aquosa torna-se ácida, ficando incolor em presença do indicador fenolftaleína.
 - $2 \text{KCl} + 4 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{HCl} + 2 \text{KOH} + \text{O}_2 + 2 \text{H}_2$ é a equação global da eletrólise.

- 12.** (Fuvest-SP) Magnésio e seus compostos podem ser produzidos a partir da água do mar, como mostra o esquema a seguir:



- Identifique **X**, **Y** e **Z**, dando suas respectivas fórmulas.
- Escreva a equação que representa a formação do composto **X** a partir do $\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}$. Esta equação é de uma reação de oxirredução? Justifique.

- 13.** (Unesp-SP) Em qual das reações seguintes é produzido um gás esverdeado, oxidante e mais denso que o ar?



- 14.** (Fuvest-SP) Quando se classificam elementos químicos utilizando-se como critério o estado de agregação sob 1 atm e 25 °C, devem pertencer a uma mesma classe os elementos:

- cloro, mercúrio e iodo.
- mercúrio, magnésio e argônio.
- mercúrio, argônio e cloro.
- cloro, enxofre e iodo.
- iodo, enxofre e magnésio.

- 15.** (Fuvest-SP) Para exemplificar elementos químicos que à temperatura ambiente (~25 °C) reagem com a água, pode-se citar:

- prata e lítio.
- lítio e cloro.
- cloro e nitrogênio.
- nitrogênio e carbono.
- carbono e prata.

- 16.** (UnB-DF) O cobre, devido à sua baixa tendência à oxidação, é empregado na fabricação de tubulações para água quente, de utensílios domésticos, de moedas e de inúmeras ligas metálicas, entre as quais destacam-se o latão (cobre e zinco) e o bronze (cobre e estanho). No entanto, não é utilizado em embalagens de alimentos, pois quando exposto ao ar úmido contendo gás carbônico, o cobre lentamente se oxida, ficando coberto por uma camada esverdeada, o azinhavre, cuja composição é uma mistura de CuCO_3 e $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Considerando essas informações, julgue os itens abaixo.

- O cobre, a que se refere o texto, é uma substância simples.
- No latão e no bronze, as ligações entre os átomos são covalentes, o que explica suas baixas tendências à oxidação.
- O azinhavre contém as substâncias cobre (metal), água (umidade) e gás carbônico.
- No carbonato de cobre e no hidróxido de cobre, o estado de oxidação do cobre é o mesmo.
- A água presente no ar é um catalisador para a reação de oxidação do cobre.

Aprofundando seu Conhecimento

- 1.** (Fuvest-SP) A exploração econômica de alumínio, carvão, ferro e ouro é feita pela retirada de depósitos naturais, seguida de processamento para purificação. Por já se apresentarem isolados na natureza, não é necessário fazer transformações químicas na fase de purificação de:

- alumínio e ouro.
- carvão e ouro.
- ferro e ouro.
- alumínio e ferro.
- carvão e ferro.

2. (UFSE) Considere os processos de obtenção de alumínio a partir da alumina (Al_2O_3) e de ferro a partir da hematita (Fe_2O_3).

Ambos:

- I. envolvem oxirredução
- II. utilizam eletrólise
- III. requerem utilização de energia

É correto afirmar somente:

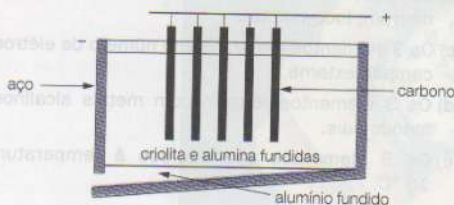
- a) I. b) II. c) III. d) I e II. e) I e III.

3. (Puccamp-SP) A hematita é um óxido natural, matéria-prima para a obtenção do aço. Dentre as seguintes fórmulas, qual corresponde à hematita?

- a) FeS_2 . c) Fe_2O_3 . e) Al_2O_3 .
b) SnO_2 . d) MnO_2 .

4. (Fuvest-SP) Dê a fórmula e o nome de um minério de ferro. Represente por meio de equações químicas a obtenção do metal a partir do minério citado.

5. (UFPR) O elemento químico alumínio é o terceiro mais abundante na Terra, depois do oxigênio e do silício. A fonte comercial do alumínio é a bauxita, um minério que, por desidratação, produz a alumina, Al_2O_3 . O alumínio metálico pode então ser obtido pela passagem de corrente elétrica através da alumina fundida, processo que, devido ao seu elevado ponto de fusão ($2050^\circ C$), requer um considerável consumo de energia. Acrescente-se ainda o alto custo envolvido na extração do alumínio de seu óxido e tem-se um processo energeticamente muito dispendioso. Somente a partir de 1886, quando Charles Hall descobriu que a mistura de alumina com criolita (Na_3AlF_6) fundia a $950^\circ C$, o que tornava o processo de obtenção de alumínio menos dispendioso, foi possível a utilização desse elemento em maior escala.



A figura acima representa o dispositivo empregado para a extração do alumínio pela passagem de corrente elétrica. As semi-reações que ocorrem são:

- I. $Al^{3+}_{(fund)} + 3 e^- \rightarrow Al^{(liq)}$
- II. $2 O^{2-}_{(fund)} + C_{(s)} \rightarrow CO_{2(g)} + 4 e^-$

(Massa molar: $Al = 27,0 \text{ g.}$)

Com base nas informações acima, é correto afirmar:

- a) A fusão dos minérios é necessária para permitir o deslocamento dos íons para os respectivos eletrodos.
- b) A reação II indica que o cátodo é consumido durante o processo.
- c) A redução do alumínio ocorre no eletrodo de aço.
- d) O processo de obtenção do alumínio metálico é uma eletrólise.
- e) A soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros na reação total de obtenção do alumínio é 20.
- f) A produção de uma lata de refrigerante ($13,5 \text{ g}$ de alumínio) absorve $0,500 \text{ mol}$ de elétrons.

6. (Fuvest-SP) Industrialmente, alumínio é obtido a partir da bauxita. Esta é primeiro purificada, obtendo-se o óxido de alumínio, Al_2O_3 , que é, em seguida, misturado com um fundente e submetido a uma eletrólise ígnea, obtendo-se, então, o alumínio.

As principais impurezas da bauxita são: Fe_2O_3 , que é um óxido básico, e SiO_2 , que é um óxido ácido. Quanto ao Al_2O_3 , trata-se de um óxido anfótero, isto é, de um óxido que reage tanto com ácidos quanto com bases.

- a) Na primeira etapa de purificação da bauxita, ela é tratada com solução aquosa concentrada de hidróxido de sódio.

Neste tratamento, uma parte apreciável do óxido de alumínio solubiliza-se, formando $NaAl(OH)_4$. Escreva a equação química balanceada que representa tal transformação.

- b) Se a bauxita fosse tratada com solução aquosa concentrada de ácido clorídrico, quais óxidos seriam solubilizados? Justifique por meio de equações químicas balanceadas.

- c) Na eletrólise do óxido de alumínio fundido, usam-se várias cubas eletrolíticas ligadas em série, através das quais passa uma corrente elétrica elevada. Se n cubas são ligadas em série e a corrente é I , qual deveria ser a corrente, caso fosse usada apenas uma cuba, para produzir a mesma quantidade de alumínio por dia? Justifique, com base nas leis da eletrólise.

7. (UFPA) O alumínio, uma raridade no século XIX, passou a ser um dos metais mais empregados no século XX. Entre as diversas formas de emprego, destaca-se a confecção de latas de cervejas e de refrigerantes. É extraído industrialmente por meio de eletrólise ígnea do minério bauxita ($Al_2O_3 \cdot x H_2O$) misturado com a criolita (Na_3AlF_6) fundida. A equação química simplificada representativa desse processo é:

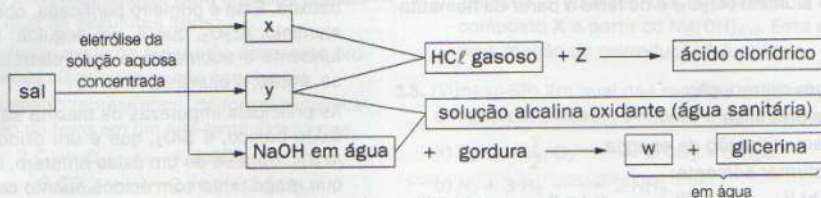


O processo industrial de extração do alumínio consome grande quantidade de energia e, por isso, não é barato. Na obtenção de 27 gramas desse metal, são consumidos 297 kJ de energia. Portanto, é bastante vantajoso recuperá-lo por reciclagem, uma vez que nesse processo são consumidos somente $26,1 \text{ kJ}$ de energia para a obtenção dessa mesma massa do metal.

No último PARAFOLIA, foram descartadas ao lixo milhares de latas de cervejas e de refrigerantes que, após recicladas, levaram a obtenção de 135 kg de alumínio metálico. Analise as informações e responda:

- a) que quantidade de energia, $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, é economizada quando se obtém essa massa (135 kg) de alumínio por reciclagem, em vez de extraí-lo da bauxita?
 - b) é possível obter o alumínio metálico por meio da eletrólise de uma solução aquosa ácida contendo íons Al^{3+} , já que o potencial padrão de redução (E^0_{red}) do Al^{3+} é igual a $-1,66 \text{ V}$ e do H^+ é igual a $0,00 \text{ V}$? Justifique.
 - c) qual o número de oxidação do alumínio no óxido de alumínio?
8. (Fuvest-SP) Mercúrio pode ser obtido por ustulação de seu sulfeto, o cinábrio.
- a) Indique uma aplicação do mercúrio.
 - b) Escreva a reação de ustulação do cinábrio.

9. (Fuvest-SP) Da água do mar, podem ser obtidas grandes quantidades de um sal que é a origem das seguintes transformações:



Neste esquema, **x**, **y**, **z** e **w** representam:

	x	y	z	w
a)	oxigênio	cloro	hidrogênio	sabão
b)	sódio	oxigênio	dióxido de carbono	triglicerídeo
c)	hidrogênio	cloro	água	sabão
d)	cloro	hidrogênio	água	carboidrato
e)	hidrogênio	cloro	dióxido de carbono	triglicerídeo

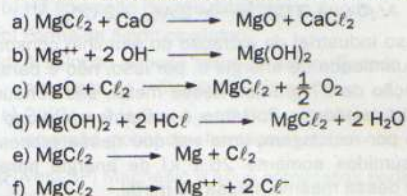
10. (Fuvest-SP) O íon magnésio está presente na água do mar em quantidade apreciável. O íon Mg^{2+} é precipitado da água do mar como hidróxido, que é convertido a cloreto por tratamento com ácido clorídrico.

Após evaporação da água, o cloreto de magnésio é fundido e submetido à eletrólise.

- Escreva as equações de todas as reações que ocorrem.
- Quais os produtos da eletrólise e seus estados físicos?

11. (ITA-SP - Mod.) A obtenção do magnésio a partir da água do mar envolve três reações principais.

- Precipitação do hidróxido de magnésio com cal extinta.
 - Conversão do hidróxido em cloreto de magnésio.
 - Eletrólise ígnea do cloreto de magnésio.
- São dadas as seguintes equações químicas:



Quais as equações que melhor representam as três reações principais, na ordem dada?

12. (Fuvest-SP) É comum encontrar nas lojas de materiais para piscinas o anúncio: "Temos cloro líquido".

- Há erro em tal anúncio? Explique.
- Quando se obtém cloro por eletrólise de solução aquosa de cloreto de sódio, também se forma hidrogênio. Mostre como se formam o cloro e o hidrogênio nessa eletrólise.

13. (Fuvest-SP) Amostras dos gases nitrogênio, oxigênio e cloro foram recolhidas, não necessariamente nessa ordem, em recipientes rotulados **A**, **B** e **C**. Cada recipiente contém apenas um desses gases.

A fim de ilustrar algumas propriedades dessas substâncias, com cada recipiente foram feitas as seguintes experiências:

- Introduziram-se raspas de ferro aquecidas ao rubro. Apenas nos recipientes **A** e **B** observaram-se transformações das raspas de ferro.
- Cheiraram-se os conteúdos. O de **A**, assim como o de **C**, era inodoro. O de **B** provocou forte irritação na mucosa nasal.
 - Identifique os gases dos recipientes **A**, **B** e **C**. Justifique.
 - Escreva a equação balanceada da reação do conteúdo do recipiente **B** com o ferro.

14. (Fuvest-SP) Indique a afirmação incorreta sobre os elementos químicos Cloro, Bromo e Iodo.

- Os 3 elementos são halogênios.
- Os 3 elementos são coloridos (Cloro-verde; Bromo-marrom; Iodo-violeta).
- Os 3 elementos têm o mesmo número de elétrons na camada externa.
- Os 3 elementos reagem com metais alcalinos formando sais.
- Os 3 elementos são líquidos à temperatura de $18^\circ C$.

15. (UFBA) Entre suas características, o iodo (I_2) apresenta como propriedades químicas (a resposta é dada pela soma dos números associados aos itens corretos):

- brilho metálico.
- odor característico.
- vapores de tonalidade violeta.
- solubilidade em álcool.
- baixa solubilidade em água.
- não-combustibilidade.

UNIDADE 6

Cinética química

Capítulo 24 — Estudo da velocidade das reações

Capítulo 25 — Condições para a ocorrência de reações

Capítulo 26 — Fatores que influem na velocidade ou rapidez das reações

Capítulo 27 — Lei da velocidade

Mark Tomalty/Masterfile



CAPÍTULO 24

Estudo da velocidade das reações

INTRODUÇÃO

Bavaria/Getty Images



O hidrogênio líquido é usado como combustível em alguns foguetes.

R. Hackenberg/zotia/Corbis



Estalactites (no teto da caverna) e estalagmites (no solo).

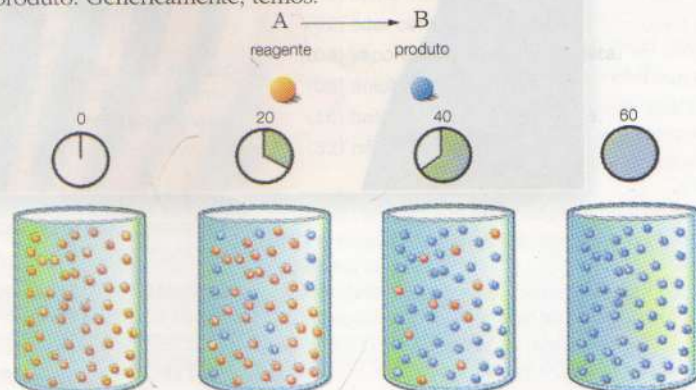
O conhecimento e o estudo da velocidade das reações, além de ser muito importante em termos industriais, também está relacionado ao nosso dia-a-dia, por exemplo, quando guardamos alimentos na geladeira para retardar sua decomposição ou usamos panela de pressão para aumentar a velocidade de cozimento dos alimentos. As reações químicas ocorrem com velocidades diferentes e estas podem ser alteradas.

Alguns foguetes utilizam hidrogênio líquido como combustível e oxigênio líquido como comburentes. Essas substâncias estavam contidas separadamente em tanques externos do tamanho de um prédio de 10 andares e eram injetadas separadamente em três turbinas, nas quais sofriam ignição, o que provocava uma reação de combustão instantânea, liberando vapor de água, à temperatura aproximada de 3000 °C.

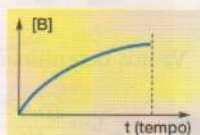
Se a mistura de hidrogênio e oxigênio não sofrer a ação de uma faísca elétrica ou de uma chama, a sua reação ocorre tão lentamente que é impossível determinar sua velocidade.

Em outros casos, a reação pode demorar meses ou anos para ocorrer, como no caso da formação das estalactites e estalagmites: demora anos para que ocorra a formação e a deposição de carbonato de cálcio.

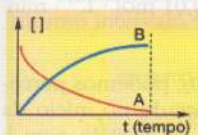
O exemplo mais simples de uma reação é quando um único reagente se transforma em um único produto. Genericamente, temos:



Pelas figuras podemos perceber que, no instante inicial, a concentração ou a quantidade do reagente **A** é máxima e vai diminuindo com o decorrer do tempo. Já a concentração do produto **B**, no instante inicial, é igual a zero e vai aumentando com o decorrer do tempo. Normalmente, a concentração é indicada em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (molaridade), sendo representada por um colchete ([]) contendo a fórmula da substância.



Também podemos representar, em um único gráfico, as variações ocorridas na concentração dos participantes das reações em função do tempo:



Observando os gráficos, verificamos que, no tempo **t**, o reagente **A** foi totalmente consumido; logo, a reação terminou. Nesse mesmo tempo **t**, a concentração do produto **B** formado é máxima.

VELOCIDADE OU RAPIDEZ DE UMA REAÇÃO

A velocidade ou a rapidez de uma reação pode ser calculada pela quantidade de reagentes ou pela quantidade de produtos num dado instante.

Velocidade média

Habitualmente trabalhamos com a velocidade média de uma reação em que relacionamos a variação da concentração e o intervalo de tempo (Δt).

$$V_m = \text{velocidade média de uma reação} = \frac{\text{variação da concentração}}{\text{variação de tempo (intervalo)}}$$

Além da concentração em mol/L, as variações das quantidades de reagentes e produtos podem ser expressas em massa, volume (gases), número de mol etc., enquanto o tempo pode ser expresso em hora, minuto e segundo. Quando a concentração de reagentes e produtos for expressa em mol/L, a expressão da velocidade média será dada por:

$$V_m = \frac{\Delta []}{\Delta t} = \frac{[\text{final}] - [\text{inicial}]}{t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}}$$

Ao calcularmos o Δ [reagentes], notamos que ele apresenta um valor menor do que zero, ou seja, um valor negativo, pois a concentração final é menor do que a inicial. Para não trabalhar com valores negativos, usamos $-\Delta$ [reagentes] na expressão da velocidade média dos reagentes.

Assim, a velocidade média é expressa por:

$$V_m = \frac{-\Delta[\text{reagentes}]}{\Delta t} \quad \text{ou} \quad V_m = \frac{\Delta[\text{produtos}]}{\Delta t}$$

Vejamos um exemplo de aplicação dessa expressão. O gráfico a seguir mostra a variação da concentração molar (mol/L) da água oxigenada em função do tempo. A decomposição da água oxigenada é dada pela equação:

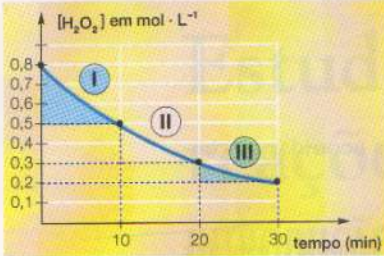


Velocidade de Decomposição do N_2O_5



Aplicando a equação, temos:

$$V_m = \frac{-([\text{H}_2\text{O}_2]_{\text{final}} - [\text{H}_2\text{O}_2]_{\text{inicial}})}{t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}} \Rightarrow V_m = \frac{-\Delta[\text{H}_2\text{O}_2]}{\Delta t}$$



Vamos determinar a velocidade média nos três trechos:

$$\text{I} \quad V_m = \frac{-(0,5 - 0,8)}{10 - 0} \Rightarrow V_m = \frac{-(-0,3)}{10} = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$\text{II} \quad V_m = \frac{-(0,3 - 0,5)}{20 - 10} \Rightarrow V_m = \frac{-(-0,2)}{10} = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$\text{III} \quad V_m = \frac{-(0,2 - 0,3)}{30 - 20} \Rightarrow V_m = \frac{-(-0,1)}{10} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Analisando os valores das velocidades médias de consumo do H_2O_2 , podemos perceber que elas não são constantes e que o seu valor máximo é encontrado no início da reação. Esse fato permite concluir que a velocidade média diminui de acordo com a diminuição da concentração. A partir desse gráfico também podemos construir outro, representando a formação dos produtos (H_2O e O_2). Para isso, devemos conhecer a proporção estequiométrica da reação:

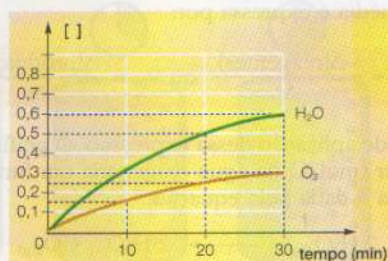


Interpretação: a decomposição de 2 mol de H_2O_2 produz 2 mol de H_2O e 1 mol de O_2 .

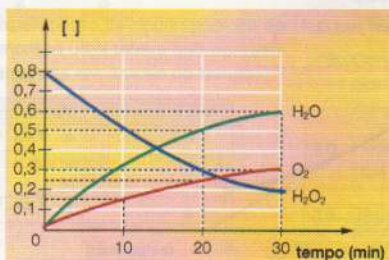


Trecho I	t = 0	0,8 mol/L	0	0
	t = 10 min	0,5 mol/L	0,3 mol/L	0,15 mol/L
Trecho II	t = 10 min	0,5 mol/L	0,3 mol/L	0,15 mol/L
	t = 20 min	0,3 mol/L	0,5 mol/L	0,25 mol/L
Trecho III	t = 20 min	0,3 mol/L	0,5 mol/L	0,25 mol/L
	t = 30 min	0,2 mol/L	0,6 mol/L	0,3 mol/L

Com base nos dados obtidos, podemos agora fazer a representação gráfica das concentrações em mol/L da H_2O e do O_2 , em função do tempo:



Podemos representar as variações das concentrações das três substâncias num único gráfico:



Analisando a velocidade média das três substâncias envolvidas na reação num mesmo intervalo de tempo, por exemplo, de 0 a 10 min ($\Delta t = 10$ min), temos:

$$V_m = \frac{\text{consumo de H}_2\text{O}_2}{\Delta t} = \frac{-(0,5 - 0,8)}{10}$$

$$V_m = \frac{\text{formação de H}_2\text{O}}{\Delta t} = \frac{(0,3 - 0)}{10}$$

$$V_m = \frac{\text{formação de O}_2}{\Delta t} = \frac{(0,15 - 0)}{10}$$

$$V_m = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$V_m = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$V_m = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Ao analisarmos os valores das velocidades médias, concluímos que eles obedecem à proporção estequiométrica da reação: **2 : 2 : 1**.

Se dividirmos os valores das velocidades médias pelos respectivos coeficientes estequiométricos, encontraremos o mesmo valor, que será considerado o valor da velocidade média da reação.

$$V_{m \text{ reação}} = \frac{V_m \text{ H}_2\text{O}_2}{2} = \frac{V_m \text{ H}_2\text{O}}{2} = \frac{V_m \text{ O}_2}{1} = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Genericamente, para a reação dada:



temos:

$$V_{m \text{ reação}} = \frac{V_{m \text{ A}}}{a} = \frac{V_{m \text{ B}}}{b} = \frac{V_{m \text{ C}}}{c}$$

Essa definição foi convencionada pela IUPAC e permite calcular a velocidade média de uma reação sem especificar a substância participante.

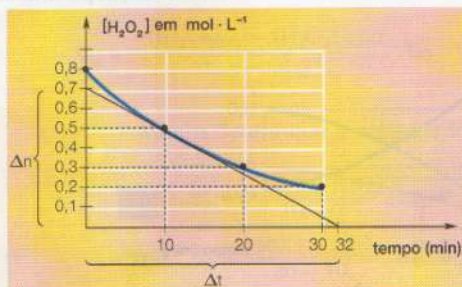
Atualmente existe uma tendência em denominar a velocidade de formação como **taxa de formação**, e a velocidade de consumo como **taxa de consumo**.

Velocidade instantânea

Normalmente, usa-se determinar a velocidade média da reação; porém, podemos calcular a velocidade em um determinado momento ou em uma dada concentração. Isso pode ser feito por meio de um gráfico de variação de concentração, e essa velocidade dá-se o nome de **velocidade instantânea**, que corresponde à velocidade da reação num intervalo de tempo muito pequeno ($\Delta t \approx 0$).

Para determinar a velocidade instantânea em um ponto específico, devemos traçar uma tangente à curva nesse ponto.

No exemplo da decomposição da água oxigenada, a velocidade instantânea no tempo de 10 minutos pode ser determinada da seguinte maneira:

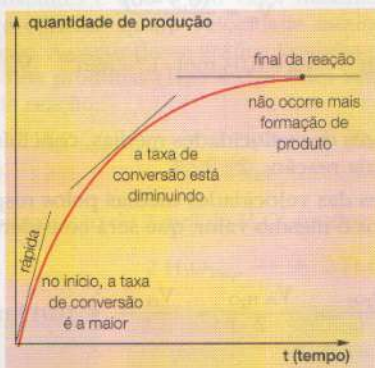


$$V_{\text{inst}} = \frac{\Delta n}{\Delta t}$$

$$V_{\text{inst}} = \frac{0,7 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{32 \text{ min}}$$

$$V_{\text{inst}} = 0,022 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Pela análise do gráfico e pelo cálculo da velocidade instantânea, podemos determinar os pontos onde a reação é mais rápida, ou seja, onde ocorre a maior taxa de conversão:

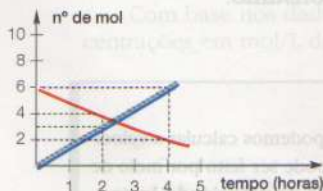


Exercícios Fundamentais

Vários fatores contribuem para a destruição da camada de ozônio (O_3) que protege a superfície da Terra dos raios ultravioleta provenientes do Sol. Esse fenômeno consiste na transformação de ozônio em gás oxigênio:



O gráfico a seguir representa esse processo em determinadas condições.



Com base nesses dados, responda às questões de 1 a 7:

- Associe as curvas do gráfico ao O_3 e ao O_2 .
- Após 5 horas, essa reação terminou? Justifique sua resposta.

- Indique os valores **x**, **y** e **z**:

Tempo (h)	0	2	4
Nº de mol de O_3	x	y	z

- Calcule a velocidade média (taxa de decomposição) do O_3 nos seguintes intervalos de tempo:

- 0 h — 2 h;
- 2 h — 4 h;
- 0 h — 4 h.

- Indique os valores **a**, **b** e **c**:

Tempo (h)	0	2	4
Nº de mol de O_2	a	b	c

- Calcule a velocidade média (taxa de formação) do O_2 nos seguintes intervalos de tempo:

- 0 h — 2 h;
- 2 h — 4 h;
- 0 h — 4 h.

7. Determine a velocidade média da reação no intervalo 0 h — 4 h, lembrando que:

$$V_{m \text{ reação}} = \frac{V_{m \text{ O}_2}}{2} = \frac{V_{m \text{ O}_2}}{3}$$

Durante a realização de um experimento de decomposição da amônia (NH₃), um estudante montou uma tabela que apresenta o número de mol dos participantes em função do tempo:

	2 NH ₃	→	N ₂	+	3 H ₂
início t = 0	10 mol		a		b
	consumidos		formados		formados
	(c)		(d)		(e)
t = 20 min	6 mol		f		g

Utilizando as informações, resolva as questões de 8 a 11:

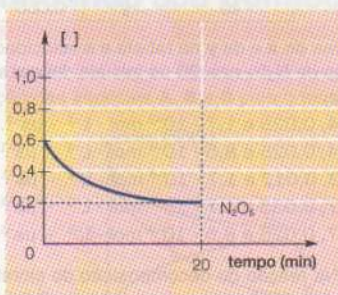
8. Indique os valores numéricos correspondentes às letras **a, b, c, d, e, f e g** que completam corretamente a tabela.
9. Construa um gráfico representando o número de mol dos participantes da reação na ordenada e o tempo, em minutos, na abscissa.
10. Determine a velocidade média de consumo da amônia (NH₃) e de formação do N₂ e do H₂.
11. Determine a velocidade média da reação.

Exercícios Resolvidos

1. O composto pentóxido de dinitrogênio (N₂O₅) decompõe-se segundo a equação:



O gráfico a seguir mostra a variação da concentração em mol/L do N₂O₅ em determinado intervalo de tempo:



Com base nessas informações, responda:

- a) Qual é o valor da velocidade média do N₂O₅ no intervalo de tempo indicado?
- b) Qual é o valor das concentrações em mol/L do NO₂ e do O₂ após 20 minutos?
- c) Qual é o valor da velocidade média de formação do NO₂ no intervalo de tempo indicado?
- d) Sabendo que a pressão parcial é proporcional ao número de mol e que a pressão parcial do O₂ é igual a 0,5 atm, qual é a pressão parcial do NO₂, nas mesmas condições, após 20 minutos?

SOLUÇÃO

- a) A velocidade do N₂O₅ pode ser calculada pela expressão:

$$V_{m \text{ N}_2\text{O}_5} = \frac{-\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]}{\Delta t} = \frac{-(0,2 - 0,6) \text{ mol/L}}{20 \text{ min}}$$

$$V_{m \text{ N}_2\text{O}_5} = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

- b) De acordo com a equação estequiométrica, para cada 2 mol de N₂O₅ consumidos são formados 4 mol de NO₂ e 1 mol de O₂:

	2 N ₂ O ₅	→	4 NO ₂	+	O ₂
t = 0	0,6 mol/L		0		0
	consumidos		formados		formados
	0,4 mol/L		0,8 mol/L		0,2 mol/L
t = 20 min	0,2 mol/L		0,8 mol/L		0,2 mol/L

Após 20 min $\left\{ \begin{array}{l} [\text{NO}_2] = 0,8 \text{ mol/L} \\ [\text{O}_2] = 0,2 \text{ mol/L} \end{array} \right.$

- c) A velocidade média de formação do NO₂ no intervalo de tempo indicado é dada por:

$$V_{m \text{ NO}_2} = \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} \Rightarrow V_{m \text{ NO}_2} = \frac{(0,8 - 0) \text{ mol/L}}{20 \text{ min}}$$

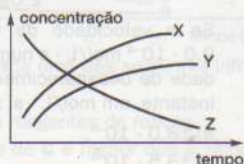
$$V_{m \text{ NO}_2} = 0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

- d) Como o número de mol/L do NO₂ é 4 vezes maior que o do O₂, a pressão parcial do NO₂ será 4 vezes maior que a do O₂, ou seja:

$$4 \cdot 0,5 \text{ atm} = 2 \text{ atm}$$

Testando seu Conhecimento

1. (Cesgranrio-RJ) O gráfico ao lado representa a variação das concentrações das substâncias **X, Y e Z** durante a reação em que elas tomam parte.



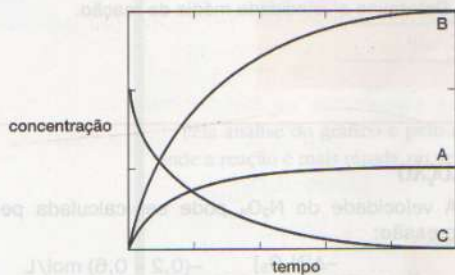
A equação que representa a reação é:

- a) $X + Z \longrightarrow Y$.
- b) $X + Y \longrightarrow Z$.
- c) $X \longrightarrow Y + Z$.
- d) $Y \longrightarrow X + Z$.
- e) $Z \longrightarrow X + Y$.

2. (UFPE) No início do século XX, a expectativa da Primeira Guerra Mundial gerou uma grande necessidade de compostos nitrogenados. Haber foi o pioneiro na produção de amônia, a partir do nitrogênio do ar. Se a amônia for colocada num recipiente fechado, sua decomposição ocorre de acordo com a seguinte equação química não-balançada:

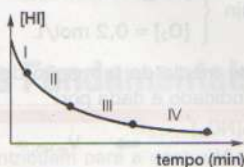


As variações das concentrações com o tempo estão ilustradas na figura a seguir:



A partir da análise da figura acima, podemos afirmar que as curvas **A**, **B** e **C** representam a variação temporal das concentrações dos seguintes componentes da reação, respectivamente:

- a) H_2 , N_2 e NH_3 .
 b) NH_3 , H_2 e N_2 .
 c) NH_3 , N_2 e H_2 .
 d) N_2 , H_2 e NH_3 .
 e) H_2 , NH_3 e N_2 .
3. (Fuvest-SP) O gráfico mostrado a seguir foi construído com dados obtidos no estudo da decomposição de iodeto de hidrogênio, à temperatura constante. Em qual dos quatro trechos assinalados na curva a reação ocorre com maior velocidade média?



4. (Fuvest-SP) A reação de acetato de fenila com água, na presença de catalisador, produz ácido acético e fenol. Os seguintes dados de concentração de acetato de fenila, [A], em função do tempo de reação, t, foram obtidos na temperatura de 5 °C:

t (min)	0	0,25	0,50	0,75	1,00	1,25	1,50
[A] em mol · L ⁻¹	0,80	0,59	0,43	0,31	0,23	0,17	0,12

- a) Com esses dados, construa um gráfico da concentração de acetato de fenila (eixo y) em função do tempo de reação (eixo x).
 b) Calcule a velocidade média de reação no intervalo de 0,25 a 0,50 min e no intervalo de 1,00 a 1,25 min.
5. (PAES-Unimontes-MG) O ferro (Fe) reage com ácido clorídrico (HCl), de acordo com a equação representada a seguir:

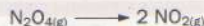


Para calcular a velocidade dessa reação, a concentração de HCl, em função do tempo, foi medida e os valores obtidos foram tabelados:

Tempo (min)	[HCl] em mol · L ⁻¹
0	0,200
5	0,115
8	0,100

Assinale a alternativa que apresenta o valor correto da velocidade média da reação (mol · L⁻¹ · min⁻¹) no intervalo de 5 a 8 min.

- a) $3,8 \cdot 10^{-2}$.
 b) $3,0 \cdot 10^{-3}$.
 c) $1,9 \cdot 10^{-3}$.
 d) $5,0 \cdot 10^{-3}$.
 e) $2,5 \cdot 10^{-3}$.
6. (Unifesp-SP) Tetróxido de dinitrogênio se decompõe rapidamente em dióxido de nitrogênio, em condições ambientais.



A tabela mostra parte dos dados obtidos no estudo cinético da decomposição do tetróxido de dinitrogênio, em condições ambientais.

Tempo (μs)	[N ₂ O ₄]	[NO ₂]
0	0,050	0
20	0,033	x
40	y	0,050

Os valores de x e de y na tabela e a velocidade média de consumo de N₂O₄ nos 20 μs iniciais devem ser, respectivamente,

- a) 0,034, 0,025 e $1,7 \cdot 10^{-3}$ mol · L⁻¹ · μs⁻¹.
 b) 0,034, 0,025 e $8,5 \cdot 10^{-4}$ mol · L⁻¹ · μs⁻¹.
 c) 0,033, 0,012 e $1,7 \cdot 10^{-3}$ mol · L⁻¹ · μs⁻¹.
 d) 0,017, 0,033 e $1,7 \cdot 10^{-3}$ mol · L⁻¹ · μs⁻¹.
 e) 0,017, 0,025 e $8,5 \cdot 10^{-4}$ mol · L⁻¹ · μs⁻¹.
7. (UFPB) Na reação de decomposição do clorato de potássio, abaixo, verifica-se a formação de 2,24 litros de O₂ em 40 segundos, medidos nas CNTP.



Calcule a velocidade média de produção de O₂, expressa em:

- a) litro · segundo⁻¹, L/s.
 b) grama · segundo⁻¹, g/s. (O = 16).
8. (Vunesp-SP) A decomposição de N₂O₅ em fase gasosa para formar NO₂ e O₂ está ocorrendo com o consumo de 3 mols de N₂O₅ por minuto. Calcule a velocidade de produção de NO₂:



9. (UECE) A camada de ozônio na atmosfera é um filtro solar natural que protege o ser humano da radiação ultravioleta que pode causar câncer de pele e catarata no globo ocular. O ozônio pode desaparecer a partir da seguinte reação:



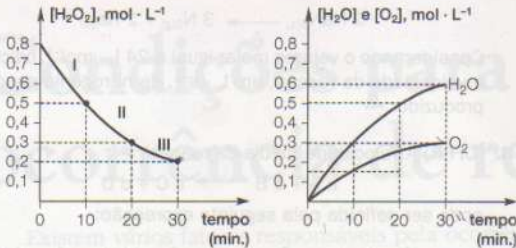
Se a velocidade de formação do O₂, Δ[O₂]/Δt for $9,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L · s num certo instante, o valor da velocidade de desaparecimento do O₃, -Δ[O₃]/Δt, no mesmo instante, em mol/L · s, será:

- a) $18,0 \cdot 10^{-4}$.
 b) $13,5 \cdot 10^{-4}$.
 c) $6,0 \cdot 10^{-4}$.
 d) $4,5 \cdot 10^{-4}$.

10. (UFSC) A água oxigenada (H_2O_2) se decompõe, produzindo água e gás oxigênio, de acordo com a equação:



Os gráficos a seguir foram construídos a partir de dados obtidos num determinado experimento em que a concentração inicial de H_2O_2 era de $0,8 \text{ mol} \cdot L^{-1}$. Assinale a(s) afirmação(ões) correta(s).



- (1) No intervalo II, a velocidade média da reação é menor que no intervalo III, mas é maior que no intervalo I.

- (2) A velocidade da reação atinge seu valor máximo ao final da reação.
 (4) A velocidade da reação diminui com a diminuição da concentração de água oxigenada.
 (8) No intervalo de 0-30 minutos, a velocidade média da decomposição da água oxigenada ($V_m H_2O_2$) é $3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.
 (16) Quando tiverem sido consumidos $0,5 \text{ mol/L}$ da concentração inicial de H_2O_2 , o tempo da reação será de 20 minutos, e a quantidade de oxigênio formado será de $0,25 \text{ mol}$.
 (32) O oxigênio tem velocidade média de formação ($V_m O_2$), que vale $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ no intervalo 0-30 minutos.

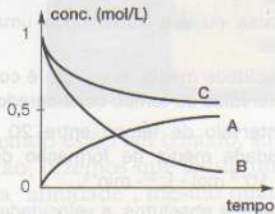
- (64) A velocidade média da reação, após 10 min, é:

$$V_m = \frac{V_m H_2O_2}{2} = \frac{V_m H_2O}{2} = \frac{V_m O_2}{1} = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Dê como resposta a soma dos números associados às afirmações corretas.

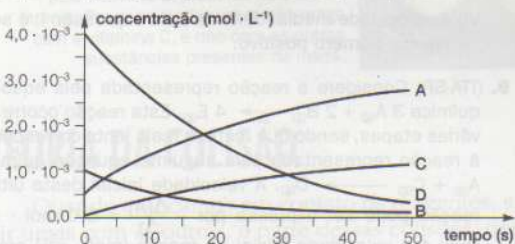
Aprofundando seu Conhecimento

1. (UFPE) O gráfico a seguir representa a variação de concentração das espécies **A**, **B** e **C** com o tempo:



Qual das alternativas a seguir contém a equação química que melhor descreve a reação representada pelo gráfico?

- a) $2 A + B \longrightarrow C$.
 b) $A \longrightarrow 2 B + C$.
 c) $B + 2 C \longrightarrow A$.
 d) $2 B + C \longrightarrow A$.
 e) $B + C \longrightarrow A$.
2. (UFPR) No gráfico abaixo, estão representadas as concentrações, ao longo do tempo, de quatro substâncias **A**, **B**, **C** e **D**, que participam de uma reação hipotética.

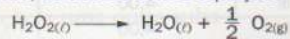


Julgue falsa ou verdadeira cada uma das seguintes informações:

- I. As substâncias **A** e **B** são reagentes da reação.
 II. A velocidade de produção de **C** é menor que a velocidade de produção de **A**.

- III. Transcorridos 50 s do início da reação, a concentração de **C** é maior que a concentração de **B**.
 IV. Nenhum produto se encontra presente no início da reação.
 V. A mistura das substâncias **A** e **D** resulta na produção de **B**.
 VI. As substâncias **A**, **B** e **D** estão presentes no início da reação.

3. (UFMG) A água oxigenada, H_2O_2 , decompõe-se para formar água e oxigênio, de acordo com a equação:



A velocidade dessa reação pode ser determinada recolhendo-se o gás em um sistema fechado, de volume constante, e medindo-se a pressão do oxigênio formado em função do tempo de reação.

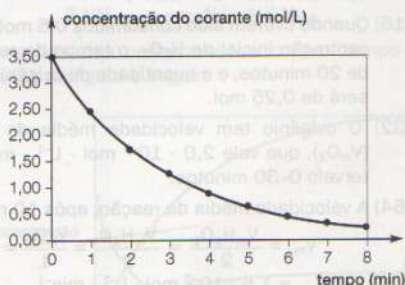
Em uma determinada experiência, realizada a $25^\circ C$, foram encontrados os resultados mostrados no gráfico.



Considerando-se o gráfico, pode-se afirmar que a velocidade de decomposição da água oxigenada:

- a) é igual a zero no início do processo de decomposição.
 b) tende para zero no final do processo de decomposição.
 c) aumenta durante o processo de decomposição.
 d) é constante durante todo o processo de decomposição.

4. (UFGO) O hipoclorito de sódio (NaOCl) é utilizado como alvejante. A ação desse alvejante sobre uma solução azul produz descolorimento, devido à reação com o corante. O gráfico a seguir representa a variação na concentração do corante em função do tempo de reação com o alvejante. A concentração inicial do alvejante é mil vezes maior que a do corante.



Analisando esse gráfico, julgue as proposições a seguir:

- A velocidade da reação aumenta com o tempo.
 - A velocidade média da reação, entre zero e três minutos, é $0,75 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.
 - Em 4 minutos a concentração do corante é a metade da inicial.
 - Após 24 horas a solução permanece azul.
5. (PUC-RS) Amostras de magnésio foram colocadas em soluções aquosas de ácido clorídrico de diversas concentrações e temperaturas, havendo total consumo do metal e desprendimento do hidrogênio gasoso.

Observaram-se os seguintes resultados:

Amostra	Massa de magnésio consumida (g)	Tempo de reação (min)
I	0,20	1
II	2,00	5
III	4,00	10
IV	4,00	20

Pela análise dos dados contidos na tabela anterior, é correto afirmar que

- a velocidade média da reação na amostra I é maior que na amostra II.
 - a quantidade de hidrogênio desprendida na amostra II é maior do que na amostra IV.
 - a velocidade média da reação na amostra III é igual à da amostra IV.
 - a velocidade média de reação na amostra IV é a metade da velocidade média de reação na amostra II.
 - a quantidade de hidrogênio desprendido na amostra III é menor do que na amostra IV.
6. (MACK-SP) A combustão da gasolina pode ser equacionada por:
- $$\text{C}_8\text{H}_{18} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \text{ (equação não-balanceada)}$$
- Considere que após uma hora e meia de reação foram produzidos 36 mols de CO_2 . Dessa forma, a velocidade de reação, expressa em número de mols de gasolina consumida por minuto, é de:
- 3,0.
 - 4,5.
 - 0,1.
 - 0,4.
 - 0,05.

7. (UERJ) Air-bags são dispositivos de segurança de automóveis que protegem o motorista em caso de colisão. Consistem em uma espécie de balão contendo 130 g de azida de sódio em seu interior. A azida, submetida a aquecimento, decompõe-se imediata e completamente, inflando o balão em apenas 30 milissegundos. A equação abaixo representa a decomposição da azida:



Considerando o volume molar igual a $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$, calcule a velocidade da reação, em $\text{L} \cdot \text{s}^{-1}$, de nitrogênio gasoso produzido.

8. (UFPR) A velocidade média da reação



pode ser definida pela seguinte expressão:

$$V_m = -\frac{1}{a} \cdot \frac{\Delta[\text{A}]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \cdot \frac{\Delta[\text{B}]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \cdot \frac{\Delta[\text{C}]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \cdot \frac{\Delta[\text{D}]}{\Delta t}$$

t (min)	0	10	20	30
$[\text{H}_2\text{O}_2]$ em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	0,80	0,50	0,30	0,20

Considere agora a reação de decomposição da água oxigenada.



A tabela fornece as concentrações, em mol por litro, da água oxigenada, em função do tempo da reação.

Julgue falsa ou verdadeira cada uma das afirmações seguintes:

- A velocidade média da reação é constante em todos os intervalos de tempo considerados.
 - No intervalo de tempo entre 20 e 30 minutos, a velocidade média de formação do gás oxigênio é $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.
 - Em valores absolutos, a velocidade média de decomposição da água oxigenada é igual à velocidade média de formação da água, qualquer que seja o intervalo de tempo considerado.
 - Entre 0 e 10 minutos, a velocidade média da reação, definida pela expressão I acima, é de $1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.
 - No intervalo de 10 a 20 minutos, a velocidade média de decomposição da água oxigenada é de $0,30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.
 - A velocidade média, definida pela expressão I, é sempre um número positivo.
9. (ITA-SP) Considere a reação representada pela equação química $3 \text{A}_{(\text{g})} + 2 \text{B}_{(\text{g})} \longrightarrow 4 \text{E}_{(\text{g})}$. Esta reação ocorre em várias etapas, sendo que a etapa mais lenta corresponde à reação representada pela seguinte equação química: $\text{A}_{(\text{g})} + \text{C}_{(\text{g})} \longrightarrow \text{D}_{(\text{g})}$. A velocidade inicial desta última reação pode ser expressa por $-\frac{\Delta[\text{A}]}{\Delta t} = 5,0 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$. Qual é a velocidade inicial da reação ($\text{mol} \cdot \text{s}^{-1}$) em relação à espécie E?
- 3,8.
 - 5,0.
 - 6,7.
 - 20.
 - 60.

CAPÍTULO 25

Condições para a ocorrência de reações

Existem vários fatores responsáveis pela ocorrência de uma reação. Entre eles, temos: a natureza dos reagentes, o contato entre eles e os choques eficazes e a energia de ativação.

A condição mais evidente para que uma reação ocorra é que os reagentes estejam em contato. O contato entre os reagentes permite que ocorram interações entre eles, originando os produtos.



O iodeto de potássio reage ao entrar em contato com o acetato de chumbo II, formando o iodeto de chumbo II (PbI_2), um precipitado amarelo.

Mesmo quando estão em contato, substâncias diferentes podem ou não reagir. Quando ocorre reação, dizemos que existe uma "afinidade" entre os reagentes. É muito difícil quantificar essa "afinidade", mesmo quando sabemos que ela existe.

Substâncias diferentes apresentam afinidades diferentes em relação a uma outra substância.

Se cortarmos uma maçã em duas partes, e a uma delas aplicarmos suco de laranja, verificamos que essa parte não escurece (não se oxida). O escurecimento da outra parte é consequência da reação do gás oxigênio (O_2), presente no ar, com substâncias presentes na maçã. O gás oxigênio tem uma afinidade maior pela vitamina C, presente no suco de laranja. Por esse motivo, esse gás reage com a vitamina C, e não com as outras substâncias presentes na maçã.



Christof Gunkel

TEORIA DA COLISÃO

Quando colocamos em contato os reagentes, as partículas que os compõem irão colidir umas com as outras, e parte dessas colisões, dependendo da sua orientação e energia, poderão originar produtos.

Em todas as reações, os átomos que formam os reagentes se rearranjam, originando os produtos. No entanto, nem todos os choques entre as partículas que compõem os reagentes dão origem a produtos (**choques não-eficazes**). Os choques que resultam em quebra e formação de novas ligações são denominados **eficazes** ou **efetivos**.

No momento em que ocorre o choque em uma posição favorável, forma-se uma estrutura intermediária entre os reagentes e os produtos, denominada **complexo ativado**.

Complexo ativado: é o estado intermediário (estado de transição) formado entre reagentes e produtos, em cuja estrutura existem ligações enfraquecidas (presentes nos reagentes) e formação de novas ligações (presentes nos produtos).

Vejam um exemplo que ilustra a formação do complexo ativado:



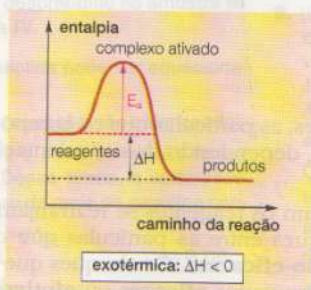
Para que ocorra a formação do complexo ativado, as moléculas dos reagentes devem apresentar energia suficiente, além da colisão em geometria favorável. Essa energia denominamos **energia de ativação (E_a)**.

Energia de ativação (E_a): é a menor quantidade de energia necessária que deve ser fornecida aos reagentes para a formação do complexo ativado e, conseqüentemente, para a ocorrência da reação.

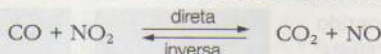
Então, para que ocorra a formação do complexo ativado, as moléculas dos reagentes devem absorver uma quantidade de energia no mínimo igual à energia de ativação.



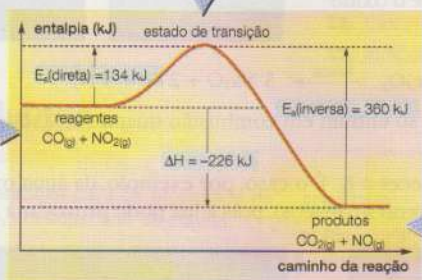
Esse fato ocorre tanto para as reações exotérmicas quanto para as endotérmicas, e seus diagramas, indicando o caminho da reação e a entalpia, podem ser representados por:



Para reações que podem ocorrer nos dois sentidos, como, por exemplo:



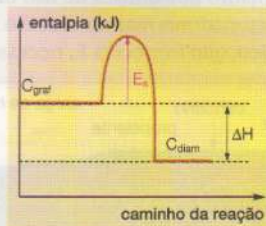
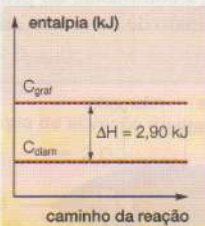
temos:



Experimentalmente, temos que reações diferentes apresentam energias de ativação diferentes, sendo que as reações que exigem uma **menor energia de ativação** ocorrem mais rapidamente, ou seja, ocorrem com **maior rapidez**.

A única grandeza que indica o grau de dificuldade da ocorrência de uma reação é a energia de ativação; nem o valor nem o sinal do ΔH têm qualquer influência nesse fato.

Como exemplo disso, podemos mencionar a transformação do C_{grafita} em C_{diamante} . Embora o ΔH da reação seja muito pequeno (2,90 kJ), é muito difícil obter-se esse processo porque ele exige uma E_a muito elevada. Compare:



A energia de ativação

Para que uma reação química possa ocorrer é necessário que os reagentes recebam certa quantidade de energia, chamada energia de ativação (E_a). A quantidade, assim como a forma da E_a , varia de uma reação para outra. Em um grande número de situações, ela é fornecida aos reagentes através de um aquecimento; porém, pode ser de outros tipos.

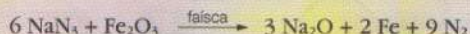


Na natureza, os relâmpagos fornecem a energia para que ocorra a reação entre N_2 e O_2 , componentes do ar.

A reação entre os gases nitrogênio (N_2) e oxigênio (O_2), componentes do ar, por exemplo, não ocorre em condições ambientes, embora exista um grande número de choques entre suas moléculas. A reação entre esses gases ocorre na atmosfera apenas quando associada a descargas elétricas dos relâmpagos, em dias chuvosos, e também no interior dos motores de explosões internas, quando a vela do automóvel libera uma faísca elétrica. Nesses casos, a E_a é fornecida pelas faíscas.

A E_a necessária para a combustão do gás contido num isqueiro também é proveniente de uma faísca. A faísca ainda é usada para fornecer a E_a a um dispositivo usado em carros para proteger os motoristas, o *airbag*.

Esse dispositivo é inflado pelo gás nitrogênio (N_2) produzido numa reação praticamente instantânea que ocorre entre o nitreto de sódio e o óxido de ferro III:



Já os fósforos que usamos diariamente só entram em combustão quando atritados; nesse caso, a E_a é obtida a partir do atrito.

Em algumas situações, a luz pode fornecer a E_a . É o caso, por exemplo, da água oxigenada ($\text{H}_2\text{O}_{2(aq)}$), que deve ser guardada em frascos não-transparentes (opacos), pois a luz pode provocar a sua decomposição.

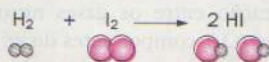


Tanto nas balas de armas de fogo quanto nos obuses de uso militar, a combustão do propelente é iniciada pela explosão do detonador. Um dos detonadores mais usados é o fulminato de mercúrio, cuja explosão é conseguida a partir de um choque mecânico, que fornece a E_a necessária.

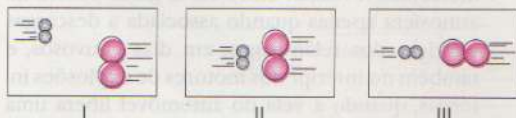


Exercícios Fundamentais

1. Considere a seguinte reação, entre hidrogênio e iodo:

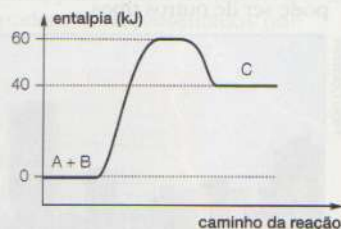


As figuras seguintes representam possíveis colisões entre os reagentes:



Indique qual(ais) dessas figuras representa(m) uma geometria apropriada para que a reação ocorra.

O diagrama ao lado representa uma reação:

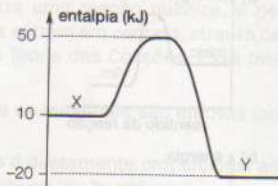
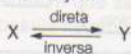


Observando o gráfico, responda às questões de 2 a 6:

- Dê o valor da entalpia dos reagentes.
- Dê o valor da entalpia dos produtos.

4. Determine o ΔH da reação.
5. A reação é endotérmica ou exotérmica?
6. Dê o valor da energia de ativação da reação.

O diagrama ao lado representa as reações:



Responda às questões de 7 a 12:

- A respeito da reação direta:
 7. A reação é exotérmica ou endotérmica?
 8. Calcule o ΔH da reação.
 9. Indique o valor da energia de ativação.
- A respeito da reação inversa:
 10. A reação é exotérmica ou endotérmica?
 11. Calcule o ΔH da reação.
 12. Indique o valor da energia de ativação.

Exercícios Resolvidos

(UFCE) Dado o diagrama de entalpia para os processos de adsorção e dissociação de O_2 , em superfície de platina:



a) Calcule os valores das variações de entalpia (ΔH) para as seguintes etapas:

- I. $O_{2(g)} \longrightarrow O_{2(adsorvido)}$
- II. $O_{2(adsorvido)} \longrightarrow 2 O_{(adsorvido)}$
- III. $O_{2(g)} \longrightarrow 2 O_{(adsorvido)}$

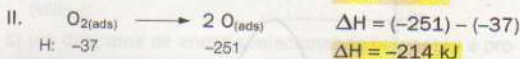
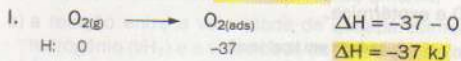
b) Calcule o valor da energia de ativação da etapa:



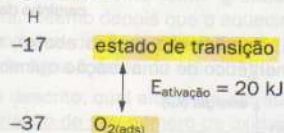
SOLUÇÃO

a) Para o cálculo do ΔH , devemos conhecer a entalpia de cada espécie, observando o gráfico.

$$\Delta H = H_f - H_i$$



b) A energia de ativação é a que deve ser fornecida ao reagente, $O_{2(ads)}$, até originar o complexo ativado (estado de transição). Logo, temos:



Testando seu Conhecimento

1. (UFRS) As figuras a seguir representam as colisões entre as moléculas reagentes de uma mesma reação em três situações:

situação I



situação II



situação III



Pode-se afirmar que:

- a) na situação I, as moléculas reagentes apresentam energia maior que a energia de ativação, mas a geometria da colisão não favorece a formação dos produtos.
- b) na situação II, ocorreu uma colisão com geometria favorável e energia suficiente para formar os produtos.
- c) na situação III, as moléculas reagentes foram completamente transformadas em produtos.
- d) nas situações I e III, ocorreram reações químicas, pois as colisões foram eficazes.
- e) nas situações I, II e III, ocorreu a formação do complexo ativado, produzindo novas substâncias.

2. (PUC-MG) A quantidade mínima de energia necessária para que as moléculas possam reagir chama-se:

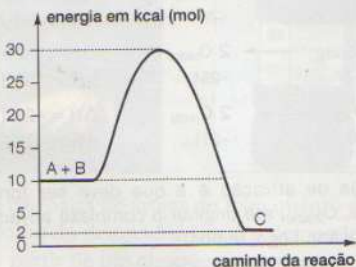
- a) energia de ionização.
- b) energia de ligação.
- c) energia de dissociação.
- d) energia de ativação.
- e) energia de excitação.

3. (UFMG) Um palito de fósforo não se acende, espontaneamente, enquanto está guardado. Porém basta um ligeiro atrito com uma superfície áspera para que ele, imediatamente, entre em combustão, com emissão de luz e calor. Considerando-se essas observações, é correto afirmar que a reação:

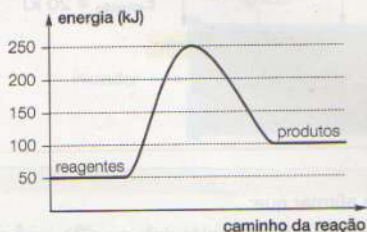
- a) é endotérmica e tem energia de ativação maior que a energia fornecida pelo atrito.
- b) é endotérmica e tem energia de ativação menor que a energia fornecida pelo atrito.
- c) é exotérmica e tem energia de ativação maior que a energia fornecida pelo atrito.
- d) é exotérmica e tem energia de ativação menor que a energia fornecida pelo atrito.

4. (MACK-SP) Analisando o gráfico representativo do caminho da reação $A + B \rightarrow C$, pode-se dizer que o valor da energia de ativação, em kcal/mol, e o tipo de reação são, respectivamente:

- a) 8 e exotérmica.
- b) 20 e endotérmica.
- c) 20 e exotérmica.
- d) 28 e endotérmica.
- e) 30 e endotérmica.



5. (PUC-MG) Considere o gráfico abaixo, referente ao diagrama energético de uma reação química.

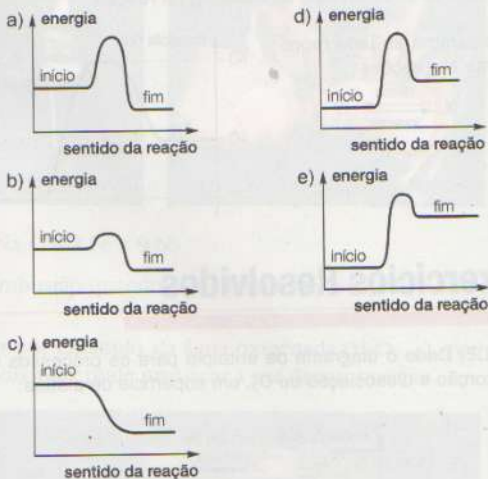


Assinale a afirmativa correta:

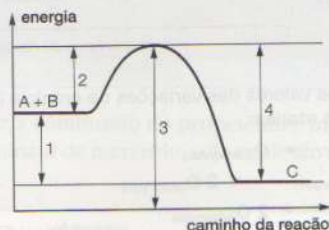
- a) A reação é endotérmica, e a energia liberada é 50 kJ.
- b) A reação é exotérmica, e a energia absorvida é 50 kJ.
- c) O ΔH da reação é -50 kJ, e sua energia de ativação é 150 kJ.
- d) O ΔH da reação é $+50$ kJ, e sua energia de ativação é 200 kJ.

6. (ENCE-UERJ-Cefet-UFRJ) É proibido, por lei, o transporte de materiais explosivos e/ou corrosivos em veículos coletivos. Na Tijuca, bairro da Zona Norte do município do Rio de Janeiro, um sério acidente causou vítimas fatais quando uma caixa contendo explosivos foi arrastada pelo piso de um ônibus. A energia resultante do atrito iniciou uma reação de grande velocidade, que liberou calor e promoveu reações em cadeia nos explosivos, provocando incêndio e liberando muitos gases tóxicos.

Dentre os gráficos a seguir, aquele que melhor representa o fenômeno ocorrido com a caixa de explosivos no interior do coletivo é:



7. (PUC-MG) O diagrama a seguir representa a evolução de energia potencial em função do caminho de uma reação química ($A + B \rightarrow C$):



Considere as afirmações:

- I. O intervalo 1 representa a variação de entalpia (ΔH) da reação.
- II. O intervalo 2 representa a energia de ativação da reação.
- III. O intervalo 3 representa a variação de entalpia (ΔH) da reação inversa.
- IV. O intervalo 4 representa a energia de ativação da reação inversa.

São corretas as afirmações:

- a) I e II apenas.
- b) I, III e IV.
- c) III, IV e V.
- d) I, II e IV.

8. (Unifesp-SP) Na tabela, são fornecidas as energias de ativação e as variações de entalpia, a 25°C , de três reações do tipo $A \rightarrow B$.

Reação	E_a (kJ/mol)	ΔH (kJ/mol)
I	85	-20
II	50	-30
III	25	$+20$

Para a reação que apresenta maior velocidade de conversão de A em B, a diferença entre a energia de ativação do complexo ativado e a entalpia do produto deve valer

- a) 5 kJ.
- b) 45 kJ.
- c) 65 kJ.
- d) 80 kJ.
- e) 105 kJ.

Aprofundando seu Conhecimento

1. (UFSM-RS) Para que ocorra uma reação química, é necessário que os reagentes entrem em contato, através de colisões, o que se chama Teoria das Colisões. Essa teoria baseia-se em que:

- todas as colisões entre os reagentes são efetivas (ou favoráveis).
- a velocidade da reação é diretamente proporcional ao número de colisões efetivas (ou favoráveis).
- existem colisões que não são favoráveis à formação do produto.
- maior será a velocidade de reação, quanto maior for a energia de ativação.

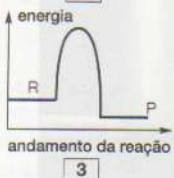
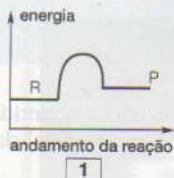
Estão corretas:

- apenas I, II e III.
 - apenas II e III.
 - apenas I e IV.
 - apenas I, II e IV.
 - apenas III e IV.
2. (Unesp-SP) A queima de um combustível como a gasolina, ou seja, sua reação com o oxigênio, é bastante exotérmica e, do ponto de vista termodinâmico, é espontânea. Entretanto, essa reação inicia-se somente com a ocorrência de um estímulo, como, por exemplo, uma faísca elétrica.
- Dizemos que o papel deste estímulo é:
- fornecer a energia de ativação necessária para a reação ocorrer.
 - deslocar o equilíbrio no sentido de formação de produtos.
 - aumentar a velocidade da reação direta e diminuir a velocidade da reação inversa.
 - favorecer a reação no sentido da formação de reagentes.
 - remover o nitrogênio do ar, liberando o oxigênio para reagir.

3. (Fuvest-SP) Dada a seguinte equação:

reagentes \rightleftharpoons complexo ativado \rightleftharpoons produto + calor, representar em um gráfico (entalpia em ordenada e caminho de reação em abscissa) os níveis das entalpias de reagentes, complexo ativado e produtos.

4. (UERJ) Reações químicas ocorrem, geralmente, como resultado de colisões entre partículas reagentes. Toda reação requer um certo mínimo de energia, denominada energia de ativação. Os gráficos a seguir representam diferentes reações químicas, sendo R = reagente e P = produto.



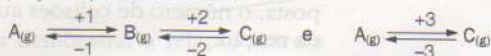
Aquele que representa um processo químico exotérmico de maior energia de ativação é o de número:

- 1.
 - 2.
 - 3.
 - 4.
5. (Fuvest-SP) Considere a reação $A \rightleftharpoons B$ que pode ocorrer nos dois sentidos. Sabendo que as energias de ativação para a reação de formação e de decomposição de B, representadas nos sentidos (\rightarrow) e (\leftarrow) nessa equação, são respectivamente 25,0 e 30,0 kJ/mol, qual será a variação de energia (ΔH) da reação direta? Justifique sua resposta com o auxílio de um gráfico.
6. (UFV-MG) Em relação à síntese da amônia (NH_3), a partir de seus elementos no estado normal de agregação a 25 °C e 1 atm, pedem-se:
- a equação balanceada da síntese da amônia;
 - a relação entre a velocidade de desaparecimento do hidrogênio (v_{H_2}) e a velocidade de formação da amônia (v_{NH_3});
 - um diagrama de energia relacionando reagentes e produtos, sabendo que a reação é exotérmica.

7. (Unesp-SP) O dicromato de amônio, $(NH_4)_2Cr_2O_7$, é um sólido alaranjado, que se mantém estável, quando exposto ao ar. Sua decomposição térmica necessita de um forte aquecimento para se iniciar mas, uma vez iniciada, prossegue espontaneamente com grande desprendimento de calor, mesmo depois que o aquecimento é removido. Os produtos da decomposição são nitrogênio gasoso, vapor de água e óxido de crômio (III).

- No processo descrito, qual elemento sofreu redução e qual foi a variação de seu número de oxidação?
- Por que a reação de decomposição térmica necessita de um forte aquecimento para se iniciar, mas prossegue espontaneamente depois que ele é removido?

8. (ITA-SP) Considere as reações representadas pelas equações químicas abaixo:



O índice positivo refere-se ao sentido da reação da esquerda para a direita e, o negativo, ao da direita para a esquerda. Sendo E_a a energia de ativação e ΔH a variação de entalpia, são feitas as seguintes afirmações, todas relativas às condições-padrão:

- $\Delta H_{+3} = \Delta H_{+1} + \Delta H_{+2}$
- $\Delta H_{+1} = -\Delta H_{-1}$
- $E_{a+3} = E_{a+1} + E_{a+2}$
- $E_{a+3} = -E_{a-3}$

Das afirmações acima está(ão) correta(s):

- apenas I e II.
- apenas I e III.
- apenas II e IV.
- apenas III.
- apenas IV.

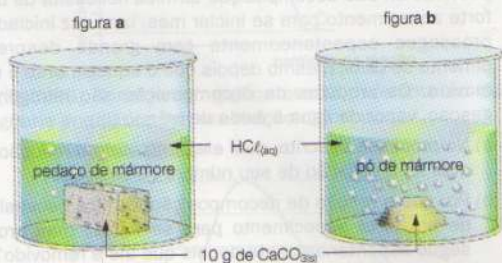
CAPÍTULO 26

Influências na rapidez das reações

Os principais fatores que alteram a rapidez das reações são: superfície de contato, temperatura, catalisadores e concentração de reagentes. Veremos, a seguir, cada um desses fatores separadamente.

SUPERFÍCIE DE CONTATO

Para investigar o efeito da superfície de contato na velocidade, vamos considerar a reação a seguir:



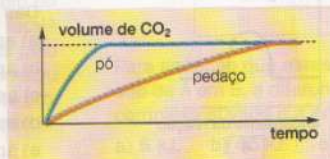
Observe os dois recipientes da figura ao lado: ambos contêm CaCO_3 (mármore), mas em situações diferentes: na forma de um pedaço (figura **a**) e em pó (figura **b**). Apesar de os dois recipientes conterem a mesma massa de $\text{CaCO}_{3(s)}$, o mesmo volume de $\text{HCl}_{(aq)}$, de igual concentração e temperatura, a efervescência no recipiente contendo mármore em pó foi mais intensa, indicando-nos que a velocidade da reação também foi maior.

Isso ocorre porque as colisões entre as partículas dos reagentes acontecem na superfície do sólido e, considerando que quanto mais fragmentado está o sólido, maior é a superfície exposta, o número de colisões aumenta, determinando também um aumento na velocidade da reação.

Assim, podemos concluir que:

Quanto maior a superfície de contato dos reagentes, maior a rapidez da reação.

O aumento da superfície intensificou a rapidez da reação, mas não a quantidade do produto formado. Portanto, o volume de CO_2 produzido será o mesmo ao final das duas reações. Graficamente, temos:



CEDOC



CEDOC



Tanto a palha de aço quanto o prego têm o ferro como principal componente; porém a palha de aço queima (reage com o oxigênio) com maior rapidez.

Sono após o almoço

Alimentos sólidos devem ser mastigados várias vezes antes de ser ingeridos. Os macrobióticos recomendam que se mastigue um alimento cerca de 100 vezes a cada "garfada". A recomendação não é por acaso: ao triturarmos os alimentos na boca, aumentamos sua superfície de contato, o que torna a digestão mais rápida.

Durante a digestão, íons H^+ são retirados do sangue para a produção de HCl . Essa retirada provoca o que se denomina **alcalose pós-prandial**, ou seja, um estado de sonolência após as refeições. Essa alcalose será mais intensa se os alimentos forem ingeridos em pedaços maiores, aumentando o tempo de digestão e a quantidade de íons H^+ retirados do sangue.

Kamrinsky/Corbis



Contusões

As contusões de atletas frequentemente são tratadas com a aplicação de gelo — o mais rápido possível — sobre o local atingido. As reações que causam inflamações ocorrem mais lentamente em temperaturas menores, causando, portanto, menos dano aos tecidos.

Após um ou mais dias, costuma-se aplicar compressas quentes nas áreas afetadas, o que favorece a dispersão dos fluidos acumulados no edema.

Joel Bernard/Masterfile



TEMPERATURA

Muitos acontecimentos cotidianos podem servir para demonstrar a relação entre a mudança na rapidez das reações e a mudança de temperatura.

Gabor Nemes/Kino.com.br



Um alimento cozinha mais rapidamente em uma panela de pressão, porque nela a água ferve a uma temperatura maior, o que favorece o cozimento mais rápido.



Para a melhor conservação de alimentos, eles são guardados em refrigeradores ou freezers, que produzem temperaturas menores do que a do ambiente, diminuindo a rapidez das reações responsáveis pela decomposição.



Em um ambiente onde a perda de calor é pequena — como o de uma floresta —, a temperatura aumenta e provoca um aumento na rapidez da reação de combustão. É isso que torna os incêndios, especialmente os florestais, tão devastadores.

O primeiro cientista a relacionar a variação de temperatura e a velocidade das reações foi Jacobus Van't Hoff, no final do século XIX. Ele percebeu que, em algumas reações, uma elevação de $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ fazia com que a velocidade dobrasse. A partir desse fato, estabeleceu a seguinte regra:

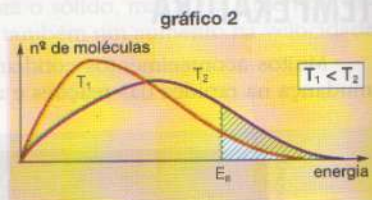
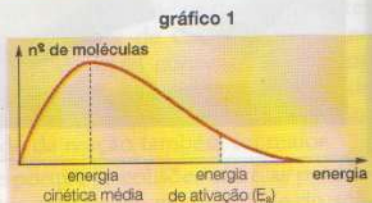
Regra de Van't Hoff: um aumento de $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ faz com que a velocidade da reação dobre.

Assim, temos, por exemplo:

Temperatura	$5\text{ }^{\circ}\text{C}$	$15\text{ }^{\circ}\text{C}$	$25\text{ }^{\circ}\text{C}$
Velocidade	V	2V	4V

Um aumento na temperatura provoca um aumento na energia cinética média das moléculas e, com isso, um aumento no número de colisões, o que acarretará aumento da velocidade da reação. Em um sistema, nem todas as moléculas apresentam a mesma energia cinética e somente uma fração delas (representada na área destacada do gráfico) possui energia suficiente para reagir (gráfico 1).

Como, com a elevação da temperatura, ocorre um aumento na energia cinética média das moléculas, há alteração na distribuição dessa energia. Dessa maneira, aumenta a quantidade de moléculas com energia suficiente para reagir e, conseqüentemente, há aumento na velocidade da reação (gráfico 2).



CATALISADORES

Nosso sistema digestório converte os nutrientes (proteínas, carboidratos e gorduras) em substâncias que podem ser absorvidas e usadas pelas células. Essas transformações ocorreriam com uma velocidade muito menor se não existissem, em nosso organismo, substâncias capazes de acelerar o metabolismo, ou seja, as reações do organismo, sem serem consumidas nessas reações. Essas substâncias são um tipo de proteínas altamente específicas denominadas **enzimas** e constituem os **catalisadores biológicos** ou **biocatalisadores**.



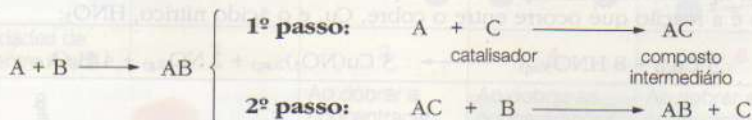
Uma amostra de açúcar exposta ao oxigênio do ar pode demorar séculos para reagir. Entretanto em nosso organismo o açúcar é consumido em poucos segundos quando entra em contato com oxigênio. Isso se deve à presença de enzimas que agem sobre as moléculas do açúcar e criam estruturas que reagem mais facilmente com o oxigênio, ou seja, nesse novo processo, a energia de ativação é menor.

Catalisadores: substâncias capazes de acelerar uma reação sem sofrerem alteração, isto é, não são consumidas durante a reação.

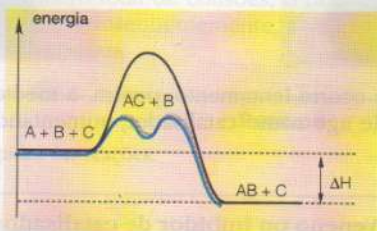
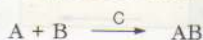
Os catalisadores criam um caminho alternativo, que exige menor energia de ativação, fazendo com que a reação se processe de maneira mais rápida.



O primeiro cientista a explicar a ação de um catalisador foi Arrhenius, em 1889. Ele constatou que o catalisador se combina com o reagente, originando um composto intermediário que, por sua vez, se transforma, originando o produto e se regenerando em seguida. Considerando a reação genérica a seguir, de acordo com esse raciocínio, temos:



Note que a soma dos dois passos corresponde à reação genérica que pode ser representada pela seguinte equação e pelo gráfico abaixo:



OBSERVAÇÕES:

1. Um catalisador acelera a reação, mas não aumenta seu rendimento, isto é, ele produz a mesma quantidade de produto, mas num período de tempo menor.
2. O catalisador não altera o ΔH da reação.
3. Um catalisador acelera tanto a reação direta quanto a inversa, pois diminui a energia de ativação de ambas.



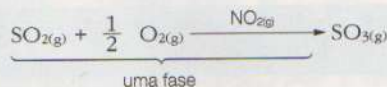
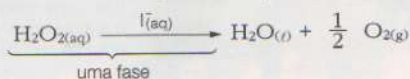
As reações que ocorrem na presença de catalisadores são denominadas **catálises**, que podem ser de dois tipos: **homogênea** e **heterogênea**.



Thales Trigo

Catálise homogênea

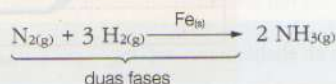
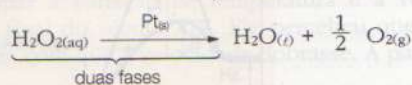
Nesse tipo de reação, os reagentes e o catalisador formam um sistema monofásico ou homogêneo. Veja os exemplos:



Thales Trigo

Catálise heterogênea

Nesse tipo de reação, os reagentes e o catalisador formam um sistema com mais de uma fase. Veja os exemplos:



Autocatálise

É um tipo de reação na qual um dos produtos formados atua como catalisador. Um exemplo é a reação que ocorre entre o cobre, Cu, e o ácido nítrico, HNO₃:



Fotos: Thales Trigo

Inicialmente, a reação ocorre lentamente; porém, à medida que o dióxido de nitrogênio, NO₂, é formado, ele age como catalisador, aumentando violentamente a velocidade da reação.

Veneno ou inibidor de catalisador

É uma substância que se combina com o catalisador, diminuindo ou anulando a sua ação.

O método industrial de produção de amônia, NH₃, conhecido por Haber-Bosch, só é vantajoso pela ação catalítica do ferro, Fe:



No entanto, sua eficiência se torna muito pequena se ocorrer a presença de arsênio (As), que inibe a ação do ferro, ou seja, é o **veneno de catalisador**.

CONCENTRAÇÃO DE REAGENTES

Em um pedaço de carvão em brasa, as moléculas de oxigênio, O_2 , presentes no ar estão colidindo com o carvão. No entanto, apenas 20% das moléculas do ar são de $O_2(g)$; as demais também estão colidindo com o carvão, mas não participam da reação. Nessa situação, o carvão queima lentamente.

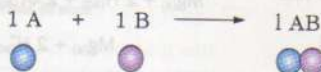
Se colocamos esse carvão em brasa em um frasco contendo gás oxigênio puro, ele se inflama. Isso se deve ao fato de que, nesse caso, todas as moléculas que se chocam com o carvão são de $O_2(g)$, o que permite concluir que o aumento da concentração de oxigênio, que passou de 20% para 100%, provocou um aumento na velocidade da reação.



lano Venâncio/Pixnio.com.br

Thales Trigo

A partir desse fato, podemos concluir que a velocidade de uma reação depende também da concentração dos reagentes, pois ela está relacionada com o número de choques entre as moléculas. Vamos aplicar esse conceito a uma reação genérica:



O número de choques e, conseqüentemente, a velocidade irão depender das concentrações de **A** e **B**. Vamos considerar quatro situações em que varia o número de moléculas de **A** e **B**, num mesmo volume e numa mesma temperatura:

	1ª situação	2ª situação	3ª situação	4ª situação
Possibilidades de colisão entre A e B	1	2	4	6
		Ao dobrar a concentração de B , dobram as colisões.	Ao dobrar as concentrações de A e B , o nº de colisões aumenta 4 vezes.	Ao dobrar a concentração de B e triplicar a concentração de A , o nº de colisões aumenta 6 vezes.

OBSERVAÇÃO:

Em reações envolvendo reagentes gasosos, quando se aumenta a pressão, ocorre uma diminuição de volume e conseqüentemente há aumento nas concentrações dos reagentes.

Isso demonstra que o número total de colisões, o número de colisões que resultam em reação (choques eficazes), e, conseqüentemente, a velocidade da reação são proporcionais ao produto das concentrações.

Resumo

Fatores que influem na rapidez das reações:

• Superfície de contato

maior a superfície de contato

maior o nº de choques

maior a velocidade da reação

• Temperatura

aumento da temperatura

aumento da energia cinética média das moléculas

aumento do nº de moléculas com energia maior que a de ativação

aumento do nº de choques eficazes

aumento da velocidade da reação

• Catalisador

presença de catalisador

diminuição da energia de ativação

aumento da velocidade da reação

• Concentração de reagentes

aumento da concentração

aumento do n° de choques

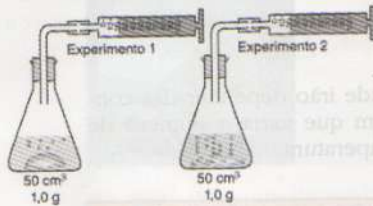
aumento da velocidade da reação

Exercícios Fundamentais

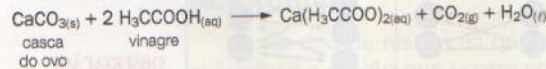
Nos experimentos representados a seguir, utiliza-se uma mesma massa de casca de ovo e de vinagre:

Experimento 1 – meia casca de ovo inteira (1,0 g);

Experimento 2 – meia casca de ovo triturada (1,0 g).

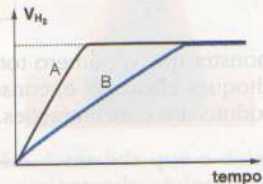
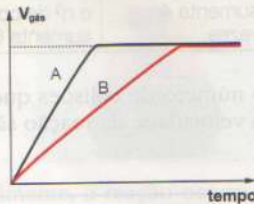


Sabendo que ocorre a reação:

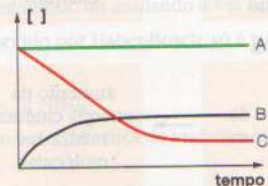
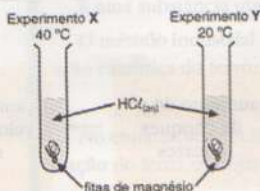


responda às questões de 1 a 3:

- Por que ocorre maior efervescência no experimento 2?
- Admitindo-se que em ambos os experimentos a casca de ovo foi totalmente consumida, indique em qual experimento se obteve o maior volume de gás. Justifique sua resposta.
- Associe as curvas representadas no gráfico ao lado com os dois experimentos apresentados acima.



Foram feitos dois experimentos, X e Y, utilizando-se fitas de magnésio (1,0 g) e uma solução aquosa de ácido clorídrico (0,1 mol/L), onde foram variadas as temperaturas. Em ambos os experimentos o magnésio foi totalmente consumido.



A reação pode ser representada pelas equações:

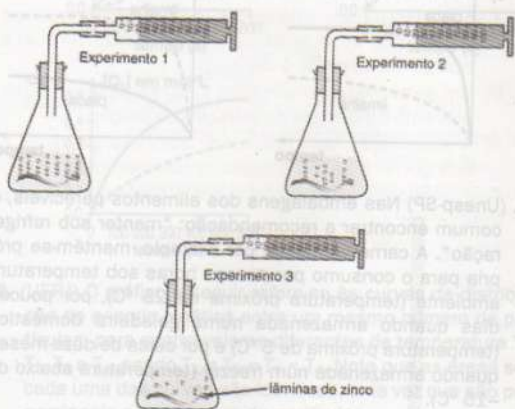


Com base nessas informações, responda às questões de 4 a 9:

- Em qual dos experimentos se pode observar efervescência? Justifique sua resposta.
- Em qual dos experimentos ocorre maior efervescência?
- Se um experimento apresenta maior efervescência que outro, isso significa que, ao final, a quantidade de gás produzida no primeiro é maior do que a produzida no segundo experimento? Justifique sua resposta.
- Em qual experimento a rapidez da reação foi maior? Justifique sua resposta.
- Associe as curvas do gráfico a seguir com os dois experimentos:

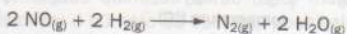
- Com base na equação apresentada, associe as curvas com as espécies H^+ , Cl^- e Mg^{2+} :

Com o uso de três soluções aquosas de ácido clorídrico (0,05 mol/L, 0,1 mol/L e 0,2 mol/L) foram realizados três experimentos, mergulhando-se nelas lâminas de zinco de mais de 20 g cada, à mesma temperatura. Em todos esses experimentos o zinco não foi totalmente consumido.



Com base nessas informações, responda às questões de 10 a 13:

10. Equacione a reação que ocorreu.
11. Para recolher um mesmo volume de gás, as reações ocorreram em tempos diferentes. Associe os seguintes tempos com as concentrações do ácido utilizadas: 20s, 30 s e 60 s.
12. Ao final dos experimentos, em qual deles foi produzido maior volume de gás?
13. Em qual deles a massa de zinco restante foi maior?
14. No estudo da reação



foram feitos três experimentos a 25 °C.

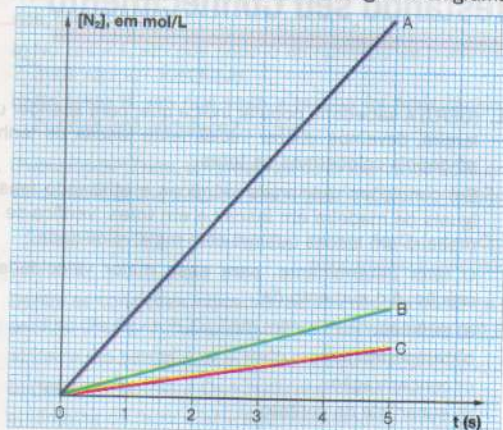
A tabela a seguir mostra as concentrações iniciais de NO e H₂ (em mol/L):

	[NO], em mol/L	[H ₂], em mol/L
experimento I	1	1
experimento II	2	1
experimento III	1	0,5

Exercícios Resolvidos

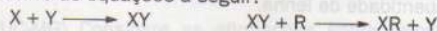
1. (UFPE) Em qual das condições a seguir o processo de deterioração de 1 kg de carne de boi será mais lento?
- Peça inteira colocada em nitrogênio líquido.
 - Fatiada e colocada em gelo comum.
 - Fatiada e colocada em gelo-seco (CO₂ sólido).
 - Peça inteira em gelo comum.
 - Fatiada, cada fatia envolvida individualmente em plástico e colocada em um freezer de uso doméstico.

Com os resultados, foi construído o seguinte diagrama:



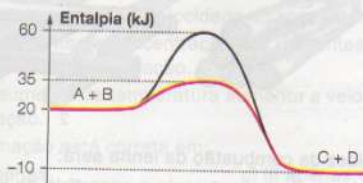
Associe as curvas **A**, **B** e **C** com os experimentos.

15. Observe as equações a seguir:



Dentre as substâncias mencionadas, qual é o catalisador?

Observe o seguinte diagrama:



Com base nesse diagrama e considerando a reação direta $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{C} + \text{D}$, responda às questões de 16 a 19:

16. É uma reação endotérmica ou exotérmica?
17. Determine o valor da energia de ativação dessa reação sem catalisador.
18. Determine o valor da energia de ativação dessa reação com catalisador.
19. Qual é o ΔH da reação?

Agora considere a reação inversa $\text{C} + \text{D} \longrightarrow \text{A} + \text{B}$ e responda às questões de 20 a 23:

20. Essa reação é endotérmica ou exotérmica?
21. Determine o valor da energia de ativação dessa reação sem catalisador.
22. Determine o valor da energia de ativação dessa reação com catalisador.
23. Qual é o ΔH da reação?

SOLUÇÃO

Para que o processo de deterioração de 1 kg de carne seja mais lento, a peça de carne não deve ser fatiada, pois isso aumentaria a superfície de contato da carne com o ambiente, e deve ser colocada na temperatura mais baixa possível (no caso, à temperatura do nitrogênio líquido, que é -196 °C).

Resposta: **a**.

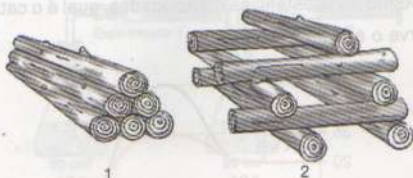
Testando seu Conhecimento

1. (UERJ) A sabedoria popular indica que, para acender uma lareira, devemos utilizar inicialmente lascas de lenha e só depois colocarmos as toras.

Em condições reacionais idênticas e utilizando massas iguais de madeira em lascas e em toras, verifica-se que madeira em lascas queima com mais velocidade.

O fator determinante, para essa maior velocidade da reação, é o aumento da:

- pressão.
 - temperatura.
 - concentração.
 - superfície de contato.
2. (Puccamp-SP) Considere as duas fogueiras representadas a seguir, feitas, lado a lado, com o mesmo tipo e quantidade de lenha.



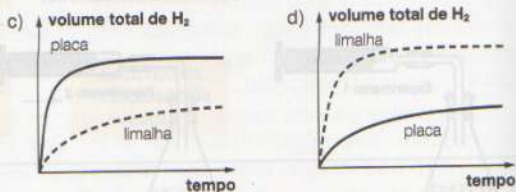
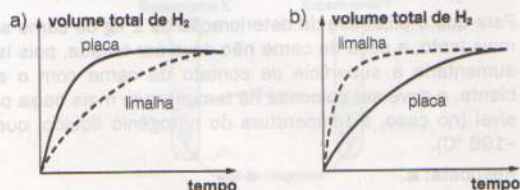
A rapidez da combustão da lenha será:

- maior na fogueira 1, pois a superfície de contato com o ar é maior.
- maior na fogueira 1, pois a lenha está mais compactada, o que evita a vaporização de componentes voláteis.
- igual nas duas fogueiras, uma vez que a quantidade de lenha é a mesma e estão no mesmo ambiente.
- maior na fogueira 2, pois a lenha está menos compactada, o que permite maior retenção de calor pela madeira.
- maior na fogueira 2, pois a superfície de contato com o ar é maior.

3. (UFMG) Em dois experimentos, massas iguais de ferro reagiram com volumes iguais da mesma solução aquosa de ácido clorídrico, à mesma temperatura. Num dos experimentos, usou-se uma placa de ferro; no outro, a mesma massa de ferro, na forma de limalha.

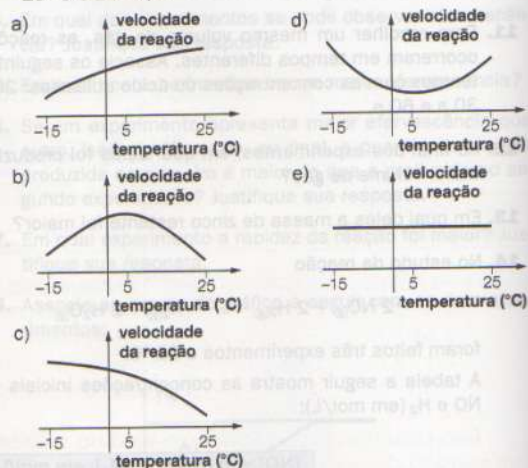
Nos dois casos, o volume total de gás hidrogênio produzido foi medido, periodicamente, até que toda a massa de ferro fosse consumida.

Assinale a alternativa cujo gráfico **melhor** representa as curvas do volume total do gás hidrogênio produzido em função do tempo.



4. (Unesp-SP) Nas embalagens dos alimentos perecíveis, é comum encontrar a recomendação: "manter sob refrigeração". A carne vermelha, por exemplo, mantém-se própria para o consumo por poucas horas sob temperatura ambiente (temperatura próxima de 25 °C), por poucos dias quando armazenada numa geladeira doméstica (temperatura próxima de 5 °C) e por cerca de doze meses quando armazenada num freezer (temperatura abaixo de -15 °C).

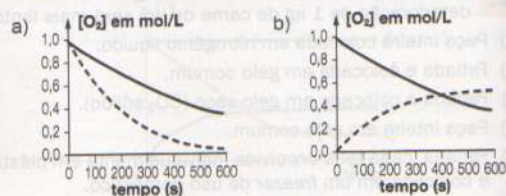
Dos gráficos apresentados a seguir, o que melhor representa a variação da velocidade das reações químicas responsáveis pela decomposição da carne, em função da temperatura de armazenamento, no intervalo entre -15 °C e 25 °C, é:

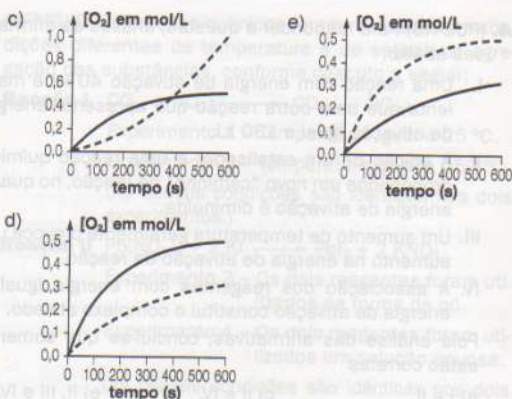


5. (PUC-SP) O pentóxido de dinitrogênio decompõe-se segundo a equação:

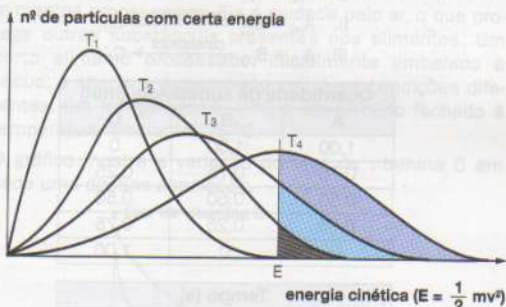


A cinética dessa decomposição é acompanhada a partir da variação da concentração de gás oxigênio (O_2) em função do tempo. Foram feitos dois experimentos, um a 45 °C (linha cheia) e outro a 55 °C (linha tracejada). O gráfico que representa corretamente os dois ensaios é:





6. (UERJ) O gráfico a seguir refere-se às curvas de distribuição de energia cinética entre um mesmo número de partículas, para quatro valores diferentes de temperatura T_1 , T_2 , T_3 e T_4 , sendo $T_1 < T_2 < T_3 < T_4$. Note que as áreas sob cada uma das curvas são idênticas, uma vez que são proporcionais aos números de partículas.



(Adaptado de GEPEQ. *Interações e Transformações II*. São Paulo: Edusp, 1998.)

As transformações químicas serão tanto mais rápidas quanto maior for o número de colisões possíveis.

Mas isso depende não só do valor do número de colisões, mas também do valor mínimo da energia, chamada energia de limiar ou de ativação (por exemplo, a energia E indicada no gráfico).

Assim, com relação ao gráfico apresentado, a transformação química torna-se mais rápida na seguinte temperatura:

- a) T_1 . b) T_2 . c) T_3 . d) T_4 .

7. (PSS-UFPB) Um dos capítulos interessantes da química relaciona-se à cinética, que estuda a velocidade das reações e os fatores que a influenciam, como temperatura, pressão e natureza dos reagentes.

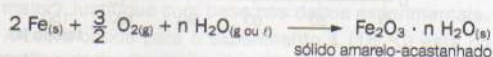
Para fixar o assunto com seus alunos, um professor, utilizando comprimidos de Sonrizal, antiácido efervescente à base de NaHCO_3 , realizou os seguintes experimentos:

- Em um copo com 100 mL de água fria dissolveu um comprimido. Num segundo copo com a mesma quantidade de água, porém morna, dissolveu outro comprimido.
- Utilizando mais uma vez dois comprimidos e copos com o mesmo volume de água, à mesma temperatura, comparou a velocidade da reação usando um comprimido inteiro e outro finamente triturado.

A partir das informações observadas nos testes realizados, responda:

- No teste I, em que copo o comprimido se dissolveu mais rápido? Justifique.
- No teste II, em que caso a reação foi mais rápida? Por que isto acontece?

8. (Puccamp-SP) Ferro, em presença de ar (contendo 20%, em mols, de oxigênio) e água sofre a seguinte transformação:



Dentre as condições indicadas, aquela em que se forma o produto ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}_{(s)}$) em menor intervalo de tempo é:

- ferro em barras + ar + H_2O resfriados a -10°C .
- ferro em barras + O_2 + H_2O resfriados a 0°C .
- limalha de ferro + ar + H_2O resfriados a 0°C .
- limalha de ferro + ar + H_2O aquecidos a 50°C .
- limalha de ferro + O_2 + H_2O aquecidos a 100°C .

9. (PUC-MG) Considere as afirmações sobre velocidade das reações químicas, apresentadas a seguir:

- O aumento da superfície de contato entre os reagentes aumenta a velocidade da reação.
- O aumento da concentração dos reagentes aumenta a velocidade da reação.
- O aumento da temperatura aumenta a velocidade da reação.

A afirmação está correta em:

- I apenas. c) III apenas.
- I e II apenas. d) I, II e III.

10. (UFPR) Peróxidos são compostos que apresentam o grupo ($-\text{O}-\text{O}-$), em que o estado de oxidação do elemento oxigênio é -1 .

O peróxido de hidrogênio (H_2O_2), também conhecido como água oxigenada, é um agente oxidante poderoso, daí sua utilização como anti-séptico ou alvejante. Com base nestas informações, responda:

- Por que, ao longo do tempo, a água oxigenada perde sua atividade? Explique o que ocorre e represente a equação do processo envolvido.
- Qual seria o melhor ambiente para conservar um frasco contendo água oxigenada: uma geladeira ou uma prateleira em uma sala cuja temperatura é de aproximadamente 35°C ? Justifique.

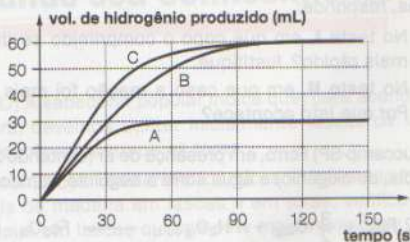
11. (Fatec-SP) Para se estudar a reação que ocorre entre magnésio e ácido clorídrico, três experimentos foram feitos:

Experimento I — adicionou-se uma certa massa de magnésio a excesso de solução de ácido clorídrico, a 25°C , medindo-se o volume de hidrogênio produzido a cada 30 segundos.

Experimento II — a massa de magnésio utilizada foi igual à metade da usada no experimento I, mantendo-se todas as outras condições inalteradas (volume do ácido, temperatura, tempo de recolhimento do gás).

Experimento III — utilizaram-se as mesmas quantidades de magnésio e de ácido do experimento I, aquecendo-se a solução de ácido a 35°C .

Os resultados obtidos foram colocados em um gráfico:



As curvas que correspondem aos experimentos I, II e III são respectivamente,

- a) B, A, C. c) C, B, A. e) A, C, B.
b) C, A, B. d) A, B, C.

12. (PSG-UFMA) No diagrama ao lado, estão representados os caminhos de uma reação na presença e na ausência de catalisador. Considere as afirmações abaixo, com base no referido diagrama e indique as afirmações corretas.



- I. A curva **1** refere-se à reação não catalisada e a curva **2** refere-se à reação catalisada.
II. Se a reação se processar pelo caminho **2**, ela será mais rápida.
III. Se a reação se processar pelo caminho **1**, ela será mais lenta.
IV. A altura indicada por **3** corresponde ao ΔH da reação.

13. (PUC-MG) As enzimas são catalisadores biológicos que proporcionam efeitos notáveis nas reações químicas que controlam. Por exemplo, a 300 K, a velocidade da hidrólise da sacarose é multiplicada por um fator 10^{12} na presença de sacarase, enzima que atua como catalisador dessa reação química.

É correto afirmar que o efeito de um catalisador sobre uma reação química é:

- a) aumentar a temperatura.
b) mudar o ΔH da reação.
c) diminuir a energia dos produtos.
d) oferecer uma via reacional que diminui a energia de ativação.

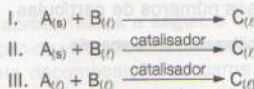
14. (PUC-RS) Para responder à questão, analise as afirmativas abaixo.

- I. Uma reação com energia de ativação 40 kJ é mais lenta que uma outra reação que apresenta energia de ativação igual a 130 kJ.
II. A adição de um catalisador a uma reação química proporciona um novo "caminho" de reação, no qual a energia de ativação é diminuída.
III. Um aumento de temperatura geralmente provoca um aumento na energia de ativação da reação.
IV. A associação dos reagentes com energia igual à energia de ativação constitui o complexo ativado.

Pela análise das afirmativas, conclui-se que somente estão corretas

- a) I e II. c) II e IV. e) II, III e IV.
b) I e III. d) I, III e IV.

15. (UFGO) As tabelas, a seguir, apresentam os dados da quantidade de reagentes e produtos, ao longo do tempo, para uma reação genérica realizada em três condições, como representado:



Quantidade de substância (mol)		
A	B	C
1,00	1,00	0
0,75	0,75	0,25
0,50	0,50	0,50
0,25	0,25	0,75
0	0	1,00

Tempo (s)		
reação I	reação II	reação III
0	0	0
3	2	1
6	4	2
9	6	3
12	8	4

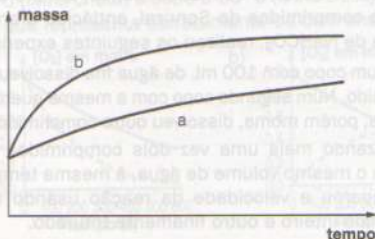
a) Esquematize um gráfico da quantidade de produto em função do tempo, para a reação que ocorre com maior velocidade.

b) Considerando que o produto é mais estável que os reagentes, esboce para as reações I e II, um único gráfico de energia em função da coordenada de reação.

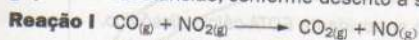
Aprofundando seu Conhecimento

1. (Unicamp-SP) O gráfico ao lado representa as variações das massas de um pequeno pedaço de ferro e de uma esponja de ferro (palha de aço usada em limpeza doméstica) expostos ao ar (mistura de nitrogênio, N_2 , oxigênio, O_2 , e outros gases) além de vapor d'água.

- a) Por que as massas da esponja e do pedaço de ferro aumentam com o tempo?
b) Qual das curvas diz respeito à esponja de ferro? Justifique.



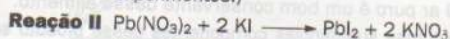
2. (UFMG) Duas reações químicas foram realizadas em condições diferentes de temperatura e de estado de agregação das substâncias, conforme descrito a seguir:



Experimento 1 – Temperatura igual a 25 °C.

Experimento 2 – Temperatura igual a 250 °C.

(As demais condições são idênticas nos dois experimentos.)



Experimento 3 – Os dois reagentes foram utilizados na forma de pó.

Experimento 4 – Os dois reagentes foram utilizados em solução aquosa.

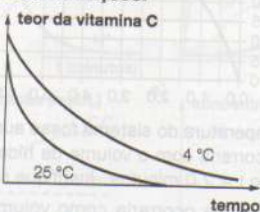
(As demais condições são idênticas nos dois experimentos.)

Comparando-se as velocidades de reação em cada par de experimentos (V_1 com V_2 ; V_3 com V_4), é correto afirmar que:

- a) $V_2 > V_1$ e $V_3 = V_4$. c) $V_2 > V_1$ e $V_4 > V_3$.
b) $V_1 > V_2$ e $V_3 > V_4$. d) $V_1 > V_2$ e $V_3 = V_4$.

3. (UFMS-RS) A vitamina C é muito usada como aditivo de alimentos processados. Ela é oxidada pelo ar, o que protege outras substâncias presentes nos alimentos. Um certo alimento processado, inicialmente embalado a vácuo, é aberto e armazenado sob duas condições diferentes: em refrigerador a 4 °C e em armário fechado à temperatura ambiente, 25 °C.

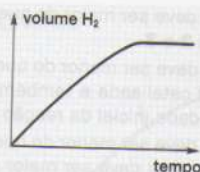
O gráfico mostra a variação do teor de vitamina C em cada uma dessas condições.



Analisando o gráfico, é correto afirmar que a velocidade de oxidação da vitamina C

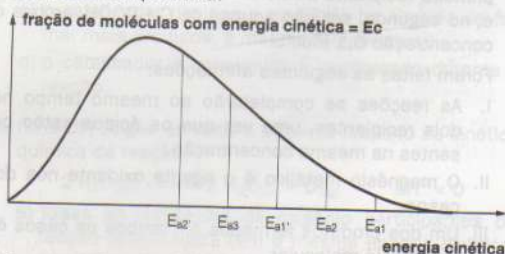
- a) é maior a 4 °C do que a 25 °C.
b) é diretamente proporcional à temperatura de armazenagem do produto.
c) é inversamente proporcional à temperatura de armazenagem do produto.
d) não depende da temperatura de armazenagem do produto.
e) é maior no refrigerador, por causa da umidade.
4. (Fuvest-SP) Para estudar a velocidade da reação que ocorre entre magnésio e ácido clorídrico, foram feitos dois experimentos a 15 °C utilizando a mesma quantidade de magnésio e o mesmo volume de ácido. Os dois experimentos diferiram apenas na concentração do ácido utilizado. O volume de hidrogênio produzido em cada experimento, em diferentes tempos, foi medido a pressão e temperatura ambientes. Os dados obtidos foram:

Experi-mento	Tempo (min)	0	1	2	3	4	5	6	7
1	Volume H_2 (cm^3)	0	18	33	48	60	63	63	63
2	Volume H_2 (cm^3)	0	28	49	60	62	63	63	63



experimento 1

- a) Em qual dos experimentos a velocidade da reação foi maior? Justifique com base nos dados experimentais.
b) A curva obtida para o experimento 1 (15 °C) está no gráfico dado. Copie esse gráfico e nele represente a curva que seria obtida se o experimento 1 fosse realizado a uma temperatura mais alta. Explique.
5. (UFCE) As reações químicas metabólicas são fortemente dependentes da temperatura do meio. Como consequência, os animais de sangue frio possuem metabolismo retardado, fazendo com que os mesmos se movimentem muito mais lentamente em climas frios. Isso os torna mais expostos aos predadores em regiões temperadas do que em regiões tropicais.
- Assinale a alternativa que justifica corretamente esse fenômeno.
- a) Um aumento na temperatura aumenta a energia de ativação das reações metabólicas, aumentando suas velocidades.
b) Um aumento na temperatura aumenta a energia cinética média das moléculas reagentes, aumentando as velocidades das reações metabólicas.
c) Em temperaturas elevadas, as moléculas se movem mais lentamente, aumentando a frequência dos choques e a velocidade das reações metabólicas.
d) Em baixas temperaturas, ocorre o aumento da energia de ativação das reações metabólicas, aumentando suas velocidades.
e) A frequência de choques entre as moléculas reagentes independe da temperatura do meio, e a velocidade da reação independe da energia de ativação.
6. (UFRS) O gráfico a seguir mostra a distribuição de energia cinética de qualquer população de moléculas a uma determinada temperatura.

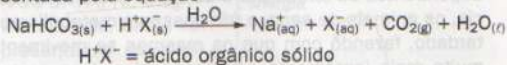


- E_{a1} = energia de ativação para a reação 1
 $E_{a1'}$ = energia de ativação para a reação 1 catalisada
 E_{a2} = energia de ativação para a reação 2
 $E_{a2'}$ = energia de ativação para a reação 2 catalisada
 E_{a3} = energia de ativação para a reação 3

Analisando o gráfico e considerando que as referidas reações ocorrem em sistemas homogêneos, com todos os reagentes tendo concentração inicial unitária, e estão ocorrendo na temperatura em questão, pode-se concluir que a velocidade inicial

- a) da reação **1** deve ser maior do que a velocidade inicial das reações **2** e **3**.
- b) da reação **3** deve ser menor do que a velocidade inicial da reação **2** catalisada e também deve ser menor do que a velocidade inicial da reação **1** catalisada.
- c) da reação **2** deve ser menor do que a velocidade inicial da reação **3**, mas deve ser maior do que a velocidade inicial da reação **1** catalisada.
- d) da reação **2** catalisada deve ser maior do que a velocidade inicial da reação **3**, mas deve ser menor do que a velocidade inicial da reação **1** catalisada.
- e) da reação **1** catalisada deve ser maior do que a velocidade inicial da reação **2**, mas deve ser menor do que a velocidade inicial da reação **3**.

7. (Unifesp-SP) Para investigar a cinética da reação representada pela equação



foram realizados três experimentos, empregando comprimidos de antiácido efervescente, que contém os dois reagentes no estado sólido. As reações foram iniciadas pela adição de iguais quantidades de água aos comprimidos, e suas velocidades foram estimadas observando-se o desprendimento de gás em cada experimento. O quadro a seguir resume as condições em que cada experimento foi realizado.

Experimento	Forma de adição de cada comprimido (2g)	Temperatura da água (°C)
I	inteiro	40
II	inteiro	20
III	moído	40

Assinale a alternativa que apresenta os experimentos em ordem crescente de velocidade de reação:

- a) I, II, III. c) III, I, II. e) III = I, II.
- b) II, I, III. d) II, III, I.
- 8.** (Vunesp-SP) Duas fitas idênticas de magnésio metálico são colocadas, separadamente, em dois recipientes. No primeiro recipiente adicionou-se solução aquosa de HCl e, no segundo, solução aquosa de CH₃COOH, ambas de concentração 0,1 mol/L.

Foram feitas as seguintes afirmações:

- I. As reações se completarão ao mesmo tempo nos dois recipientes, uma vez que os ácidos estão presentes na mesma concentração.
- II. O magnésio metálico é o agente oxidante nos dois casos.
- III. Um dos produtos formados em ambos os casos é o hidrogênio molecular.
- IV. As velocidades das reações serão afetadas se as fitas de magnésio forem substituídas por igual quantidade deste metal finamente dividido.

São verdadeiras as afirmações:

- a) I e II, apenas.
- b) II e III, apenas.
- c) I e III, apenas.
- d) III e IV, apenas.
- e) II, III e IV, apenas.

9. (UnB-DF) Em um supermercado, um consumidor leu o seguinte texto no rótulo da embalagem lacrada de um produto alimentício:

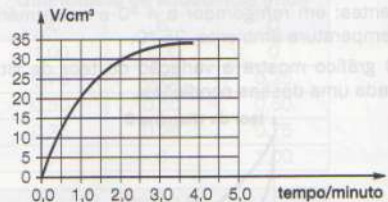
*Contém antioxidante EDTA-cálcio dissódico.
Conservar em geladeira depois de aberto.
Embalado a vácuo.*

Considerando que o prazo de validade do produto ainda não está vencido, julgue os itens que se seguem:

- a) O ar puro é um bom conservante desse alimento.
- b) Algumas substâncias componentes desse produto são impedidas de sofrer reações em que perderiam elétrons.
- c) Se a instrução contida no rótulo for devidamente seguida, haverá o retardamento das reações endotérmicas de decomposição do alimento.
- d) Se a embalagem estiver estufada, há indícios de que houve reação com formação de gases e que, nessas condições, o alimento é considerado impróprio para o consumo.

10. (UFMG) O magnésio reage com solução aquosa de ácido clorídrico produzindo gás hidrogênio. A velocidade dessa reação pode ser determinada medindo-se o volume total do gás formado (V) em função do tempo de reação (t).

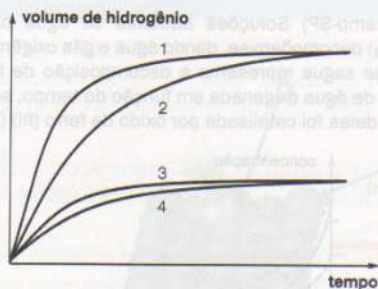
Em um experimento, utilizou-se magnésio e excesso de uma solução diluída de HCl aquoso. Todo o magnésio foi consumido. O gráfico a seguir ilustra o resultado obtido:



- a) Se a temperatura do sistema fosse aumentada, indique o que ocorreria com o volume de hidrogênio produzido no tempo $t = 2,0$ minutos. Justifique sua resposta.
- b) Indique o que ocorreria como volume de hidrogênio produzido no tempo $t = 1,0$ minuto, substituindo-se o ácido diluído por igual volume de ácido concentrado. Justifique sua resposta.
- c) Indique o que ocorreria com o volume de hidrogênio produzido no tempo $t = 5,0$ minutos na hipótese considerada no item anterior. Justifique sua resposta.

11. (Fuvest-SP) Foram realizados quatro experimentos. Cada um deles consistiu na adição de solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração 1 mol/L a certa massa de ferro. A 25 °C e 1 atm, mediram-se os volumes de hidrogênio desprendido em função do tempo. No final de cada experimento, sempre sobrou ferro que não reagiu. A tabela mostra o tipo de ferro usado em cada experimento, a temperatura e o volume da solução de ácido sulfúrico usado. O gráfico mostra os resultados.

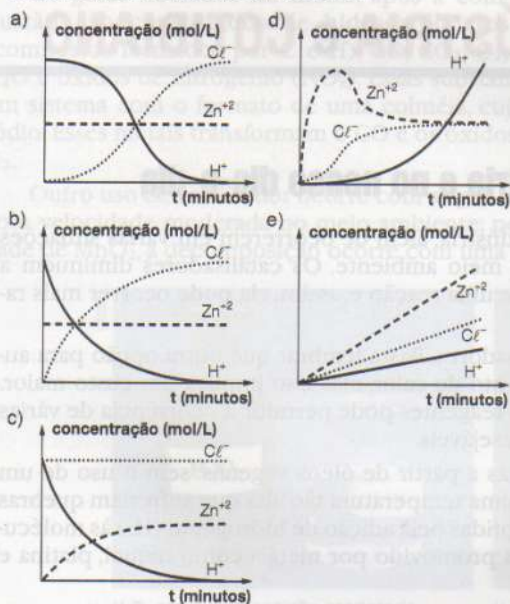
Experimento	Material	Temperatura/°C	Volume da solução de H ₂ SO ₄ /mL
A	pregos	60	50
B	limalha	60	50
C	limalha	60	80
D	limalha	40	80



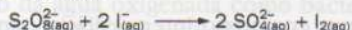
As curvas de 1 a 4 correspondem, respectivamente, aos experimentos:

	1	2	3	4
a)	D	C	A	B
b)	D	C	B	A
c)	B	A	C	D
d)	C	D	A	B
e)	C	D	B	A

12. (PUC-SP) Na reação de solução de ácido clorídrico com zinco metálico, o gráfico que melhor representa o comportamento das espécies em solução é:



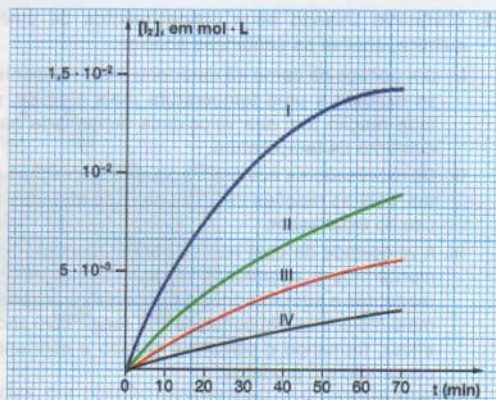
13. No estudo da reação



foram realizados 4 experimentos:

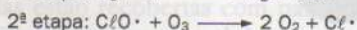
experimento	1	2	3	4
T, em °C	20	20	35	35
concentração inicial [I ⁻], em mmol · L ⁻¹	20	40	20	40
concentração inicial [S ₂ O ₈ ²⁻], em mmol · L ⁻¹	10	20	10	20

Os resultados obtidos, a respeito da formação do I₂ em função do tempo, permitiram a construção do seguinte gráfico:



Associe cada experimento a uma das curvas obtidas.

14. (Unesp-SP) Há décadas são conhecidos os efeitos dos CFCs, ou freons, na destruição da camada de ozônio da atmosfera terrestre. Acredita-se que a diminuição da quantidade de O₃ na atmosfera seja responsável pelo aumento na incidência de câncer de pele, pois a radiação ultravioleta não mais é bloqueada com a mesma eficiência. A ação destes gases, como o CF₂Cl₂, inicia-se com a produção de átomos de cloro livres (Cl·), pela interação das moléculas do gás com a radiação solar, seguindo-se as reações:



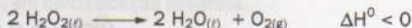
a) Escreva a equação global para esta reação e identifique o produto formado.

b) Considere a afirmação: "O mecanismo proposto para a destruição da camada de ozônio equivale a uma reação catalisada". Justifique essa afirmação e identifique o catalisador.

15. (UFMG) Considerando-se o papel do catalisador numa reação reversível, é correto afirmar que

- a) a velocidade da reação é independente da concentração do catalisador.
- b) o catalisador acelera apenas a reação direta.
- c) o catalisador desloca o equilíbrio no sentido de formar mais produtos, à mesma temperatura.
- d) o catalisador é consumido e regenerado durante a reação.

16. (UnB-DF) Julgue os itens a seguir, a respeito de cinética química da reação:



- a) Todas as moléculas de oxigênio participantes da reação apresentada têm a mesma energia cinética, que é proporcional à temperatura do sistema.
- b) Na reação apresentada, a elevação da temperatura aumenta o número de moléculas de peróxido de hidrogênio com energia suficiente para reagirem.
- c) O uso de catalisadores permite aumentar a velocidade de degradação do peróxido de hidrogênio por meio da formação de um estado ativado diferente daquele da reação não-catalisada.
- d) A reação apresentada possui energia de ativação diferente de zero, mesmo sendo ela uma reação exotérmica.

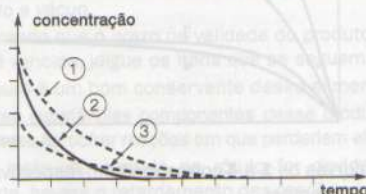
17. (Cefet-PR) Usando seus conhecimentos de cinética química, analise as sentenças abaixo:

- Um pedaço de carne irá deteriorar mais rapidamente se exposto a uma temperatura mais elevada, pois toda reação tem sua velocidade aumentada com o aumento da temperatura.
- Os catalisadores aceleram somente as reações diretas, pois as reações inversas não são afetadas pelo uso do catalisador.
- A velocidade de uma reação será aumentada se aumentarmos a quantidade de substância (mol) dos reagentes e aumentarmos a temperatura; af teremos mais moléculas em condições de reagir, com choque eficaz, formando o complexo ativado e ocorrendo a conversão em produtos.

Estão corretas:

- somente I.
- somente III.
- somente I e II.
- somente II e III.
- somente I e III.

18. (Unicamp-SP) Soluções aquosas de água oxigenada (H_2O_2) decompõem-se, dando água e gás oxigênio. A figura que segue representa a decomposição de três soluções de água oxigenada em função do tempo, sendo que uma delas foi catalisada por óxido de ferro (III) (Fe_2O_3).



- Qual das curvas representa a reação mais lenta? Justifique em função do gráfico.
- Qual das curvas representa a reação catalisada? Justifique em função do gráfico.



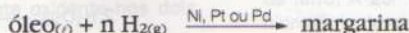
QUÍMICA, INDÚSTRIA e COTIDIANO

Os catalisadores na indústria e no nosso dia-a-dia

As reações de catálise são de uso comum na indústria, além de ocorrerem em várias situações do nosso dia-a-dia, no nosso organismo e no meio ambiente. Os catalisadores diminuem a energia de ativação necessária para a ocorrência de uma reação e, assim, ela pode ocorrer mais rapidamente.

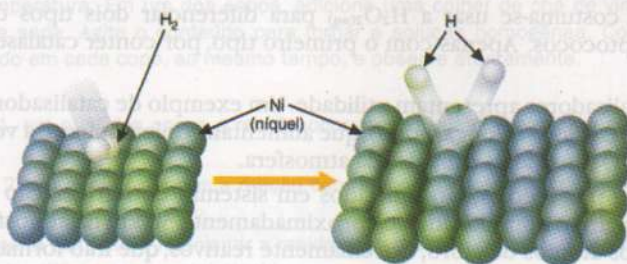
É fácil perceber as vantagens do uso de catalisadores. Basta lembrar que outra opção para aumentar a velocidade de uma reação é o fornecimento de calor, mas isso implica um custo maior. Além disso, o fornecimento de energia térmica aos reagentes pode permitir a ocorrência de várias reações paralelas, que produziriam substâncias indesejáveis.

Um exemplo disso é a produção de margarinas a partir de óleos vegetais: sem o uso de um catalisador, as moléculas de óleo necessitariam de uma temperatura tão alta que sofreriam quebras antes de serem transformadas. As margarinas são obtidas pela adição de hidrogênio (H_2) às moléculas de óleo, num processo de catálise heterogênea promovido por metais como níquel, platina e paládio.



Perceba que, nesse caso, não ocorre a formação de um composto intermediário constituído pelo catalisador. Há, apenas, uma interação entre as moléculas gasosas e a superfície do metal através da adsorção, que consiste na capacidade que alguns metais apresentam de reter gases na sua superfície. Convém lembrar que, para aumentar a eficiência desses metais, eles devem estar finamente divididos (em pó) para aumentar sua superfície de contato.

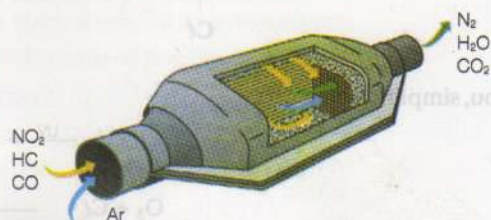
A adsorção provoca um enfraquecimento da ligação existente entre os átomos de hidrogênio ($H - H$), permitindo sua quebra em temperaturas mais baixas. Formam-se, então, átomos de H que se liberam do níquel e reagem muito mais facilmente com as moléculas de óleo do que as moléculas H_2 .



Assim, novas moléculas H_2 são adsorvidas e quebradas, e a reação prossegue. Ao fim da reação, o níquel é recuperado sem ter sofrido alterações quantitativas ou qualitativas.

Os conversores catalíticos são outro exemplo do uso de catalisadores que se torna cada dia mais importante. Eles são usados no tratamento dos gases liberados dos motores de combustão interna e dos gases liberados em alguns processos industriais.

Os gases liberados no motor, após a combustão, são constituídos de hidrocarbonetos (compostos formados por C e H), CO, CO_2 , O_2 , H_2O e óxidos de nitrogênio (NO_x). Essas substâncias passam através do conversor catalítico, que é um sistema com o formato de uma colméia, cujas celas estão recobertas com paládio, platina ou ródio. Esses metais transformam o CO e os óxidos de nitrogênio, agentes poluidores, em CO_2 , H_2O e N_2 .



Outro uso de catalisador ocorre com a água oxigenada, $H_2O_{2(aq)}$, que se decompõe em água e O_2 com velocidade moderada no meio ambiente; porém, se adicionarmos a ela uma pequena quantidade de MnO_2 , a decomposição ocorre com uma velocidade muito maior:



H_2O_2 em decomposição moderada.



H_2O_2 com MnO_2 em decomposição acelerada.

O uso da água oxigenada como bactericida é muito difundido e sua aplicação em ferimentos ou cortes produz uma intensa efervescência, que evidencia o aumento na sua velocidade de decomposição.

Muitas pessoas acreditam que essa efervescência indica a presença de infecção. Na verdade, o aumento na velocidade de decomposição é provocado por uma enzima existente no sangue, a *catalase*, que não é consumida nessa reação. Uma prova disso é que a efervescência continua mesmo após a aplicação repetida de $H_2O_{2(aq)}$.

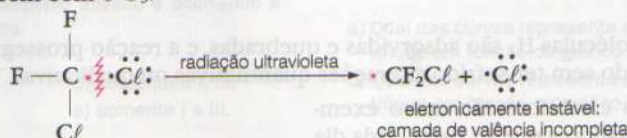


Uma gota de sangue foi adicionada à água (à esquerda) e à água oxigenada (à direita). Note a efervescência neste último frasco.

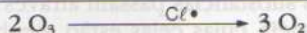
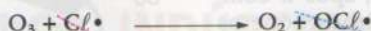
A catalase está presente também na batata, no fígado e em bactérias do tipo estafilococos. Em laboratórios de análise costuma-se usar a $H_2O_{2(aq)}$ para diferenciar dois tipos de bactérias: os estafilococos e os estreptococos. Apenas com o primeiro tipo, por conter catalase, ocorre reação (efervescência).

Nem sempre os catalisadores apresentam utilidade. Um exemplo de catalisador prejudicial são os compostos do tipo CFC (cloro-flúor-carbono), que aumentam violentamente a velocidade de decomposição do ozônio (O_3), nas altas camadas da atmosfera.

Os CFC, conhecidos por **freons**, são utilizados em sistemas de refrigeração e como propelentes de *sprays*. Ao atingirem uma altitude de aproximadamente 30 km na atmosfera, eles sofrem uma quebra, liberando os átomos de cloro, extremamente reativos, que irão formar compostos intermediários ao reagirem com o O_3 .



ou, simplificada:



Note que os átomos de cloro não foram consumidos após a decomposição do O_3 e, por isso, podem continuar agindo. A presença do ozônio na atmosfera é muito importante para a existência da vida na Terra, pois ele tem a capacidade de filtrar as radiações ultravioleta, provenientes do Sol, que podem causar destruição de vegetais, câncer de pele e problemas visuais.

Faça você mesmo

I – Testando a rapidez das reações

Material

3 comprimidos de antiácido efervescentes

Vinagre

Água

6 copos transparentes

Procedimento 1

Corte um comprimido de antiácido ao meio e triture uma das metades. Coloque volumes iguais de água, à mesma temperatura, em dois copos. Em um deles coloque a metade não-triturada e, no outro, a metade triturada. As duas ações devem ser executadas ao mesmo tempo.

Observe a velocidade de liberação das bolhas.

Procedimento 2

Corte outro comprimido de antiácido ao meio. Coloque volumes iguais de água em dois copos. Em um deles, a água deve estar na temperatura ambiente e, no outro, aquecida quase à ebulição. Coloque cada metade do comprimido em cada um dos copos, ao mesmo tempo, e observe atentamente.

Procedimento 3

Corte o terceiro comprimido de antiácido ao meio. Coloque volumes iguais de água em dois copos, à mesma temperatura. Em um dos copos, adicione uma colher de chá de vinagre e, ao outro, uma colher de sopa. Agite o conteúdo para tornar a solução homogênea. Coloque uma metade de comprimido em cada copo, ao mesmo tempo, e observe atentamente.

Resolva:

- No procedimento 1, em qual dos copos a reação ocorreu com maior rapidez? Justifique esse fato.
- No procedimento 2, em qual dos copos a reação ocorreu com maior rapidez? Justifique esse fato.
- Dê o nome do primeiro cientista a relacionar a rapidez das reações com a temperatura e descreva a relação matemática por ele estabelecida.
- Qual é o nome da substância encontrada na solução aquosa denominada vinagre? O vinagre é uma solução ácida ou básica?
- Identifique o único fator que está sendo modificado no procedimento 3. Qual a sua influência na rapidez da reação?

II – Testando a rapidez das reações**Material**

1 frasco de água oxigenada, $H_2O_{2(aq)}$, a 10 volumes

2 copos transparentes

Pedaços de batata crua ou de fígado cru

Procedimento

A água oxigenada, que pode ser comprada em farmácia, deve ser colocada em dois copos, em quantidades iguais. Em um dos copos, coloque um ou mais pedaços de batata crua ou de fígado cru. No outro copo, não acrescente nada. Observe atentamente a rapidez da liberação de bolhas que ocorre nos dois copos.

- Qual o tipo de reação que ocorre com a substância H_2O_2 ?
- Equacione essa reação.
- Qual o gás constituinte das bolhas? Como você pode provar?
- Em qual dos copos a rapidez da reação foi maior? Justifique esse fato.
- O pedaço de batata usado poderia ser reaproveitado, com o mesmo efeito, em outra reação semelhante? Por quê?
- Qual é o nome da enzima presente na batata ou no sangue do fígado responsável pelo aumento da rapidez da reação?
- A formação de bolhas que ocorre quando colocamos água oxigenada em um ferimento indica obrigatoriamente a existência de infecção?

onde:

	Velocidade	H_2O_2
I	$1,01 \cdot 10^{-4}$	0,10
II	$4,04 \cdot 10^{-4}$	0,40
III	0,40	

CAPÍTULO 27

Lei da velocidade

Um dos fatores que alteram a rapidez de uma reação é a concentração dos reagentes, sendo que essa influência pode ser comprovada experimentalmente.

Vamos considerar, por exemplo, a reação representada pela equação a seguir:



Determinamos, por meio de experiências, a velocidade de decomposição da água oxigenada (H_2O_2), relacionando-a com sua concentração, à temperatura constante (25°C), e tabelamos os valores:

Experimentos	$[\text{H}_2\text{O}_2]$ (em mol \cdot L $^{-1}$)	Velocidade (em mol \cdot L $^{-1}$ \cdot min $^{-1}$)
I	0,10	$1,01 \cdot 10^{-3}$
II	0,20	$2,02 \cdot 10^{-3}$
III	0,40	$4,04 \cdot 10^{-3}$
IV	0,60	$6,06 \cdot 10^{-3}$

Analisando e relacionando os resultados, temos:

• **I e II**

	H_2O_2	velocidade
I	0,10	$1,01 \cdot 10^{-3}$
II	0,20	$2,02 \cdot 10^{-3}$

Notamos que a concentração em **II** é o dobro da concentração em **I**, o mesmo acontecendo com a velocidade.

• **I e III**

	H_2O_2	velocidade
I	0,10	$1,01 \cdot 10^{-3}$
III	0,40	$4,04 \cdot 10^{-3}$

Notamos que a concentração em **III** é quatro vezes maior do que em **I**, o mesmo acontecendo com a velocidade.

Com isso, podemos concluir que a concentração em mol/L de $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}$ é proporcional à velocidade, e essa constatação pode ser expressa matematicamente por:

$$v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]$$

Essa equação é conhecida como **lei da velocidade para uma reação**, onde:

- k = constante de velocidade característica da reação e **varia com a temperatura**;
- $[\text{H}_2\text{O}_2]$ = concentração em mol/L do $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}$ elevada ao expoente 1.

Para determinar o valor de k pode-se usar, por exemplo, os dados obtidos no experimento I:

	[H ₂ O ₂], em mol · L ⁻¹	velocidade, em mol · L ⁻¹ · min ⁻¹
Experimento I ⇒	0,10	1,01 · 10 ⁻³

$$v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]$$

$$k = \frac{v}{[\text{H}_2\text{O}_2]} \Rightarrow k = \frac{1,01 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}}{0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} \quad k = 1,01 \cdot 10^{-2} \text{ min}^{-1}$$

Genericamente, a fórmula geral da lei da velocidade ou **equação da velocidade** é dada por:

$$v = k \cdot [\text{A}]^n \cdot [\text{B}]^m \cdot (\dots)$$

onde:

- n é a potência apropriada à qual se deve elevar a concentração de **A**;
- m é a potência à qual se deve elevar a concentração de **B**; e assim sucessivamente.

É importante observar que a lei da velocidade é determinada experimentalmente.

ORDEM DA REAÇÃO

É um erro comum supor que os coeficientes da equação balanceada são os expoentes na equação da velocidade. No exemplo dado, temos:



Note que o coeficiente do H₂O₂ é **2**, que não é o que aparece como expoente na equação da velocidade:

$$v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]^1 \longrightarrow \text{expoente}$$

Assim, a única maneira de determinar com certeza o expoente na equação da velocidade é fazendo vários experimentos.

Os expoentes da equação da velocidade caracterizam a **ordem da reação**. Consideremos uma equação de velocidade genérica:

$$v = k \cdot [\text{A}]^n [\text{B}]^m$$

onde:

- n = ordem da reação em relação a **A**;
- m = ordem da reação em relação a **B**;
- $m + n$ = ordem global da reação.

Analisando a equação da velocidade do H₂O₂:

$$v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]^1$$

dizemos que:

- a ordem da reação em relação ao H₂O₂ é **1** ou de 1^ª ordem;
- a ordem da reação é **1** ou de 1^ª ordem.



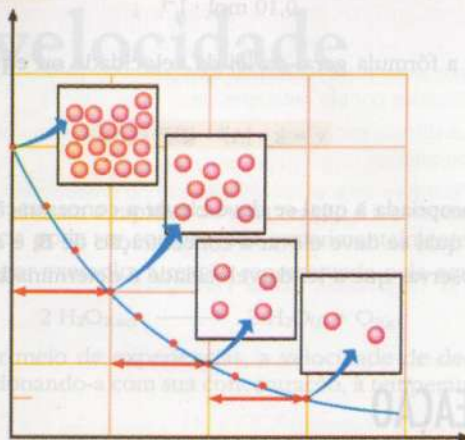
Meia-vida de uma reação de 1ª ordem

A meia-vida de uma reação ($t_{1/2}$ ou P) é o tempo necessário para que a concentração do reagente diminua para a metade do seu valor inicial.

Considerando uma reação de 1ª ordem:



e o gráfico que relaciona a concentração de A, [A], em função do tempo:



podemos notar que a meia-vida é constante e que não depende da concentração de A.

Considerando, agora, alguns dados coletados em uma série de experimentos com a reação do óxido nítrico (NO) e o bromo (Br_2), a 273 °C, temos:



Experimentos	Concentração inicial (em mol · L ⁻¹)		Velocidade inicial (em mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
	NO	Br ₂	
I	0,1	0,1	12
II	0,1	0,2	24
III	0,1	0,3	36
IV	0,2	0,3	144

Analisando os experimentos, temos:

• I e II

	NO	Br ₂	velocidade
I	0,1	0,1	12
II	0,1	0,2	24

Observações: "constante" indica que a concentração de NO não variou. "·2" indica que a velocidade dobrou quando a concentração de Br₂ dobrou.

Note que a concentração de NO não variou nos dois experimentos; logo, ela não influenciou na variação da velocidade. No entanto, quando dobrou a concentração de Br₂, a velocidade também dobrou; logo, o expoente para o Br₂ na equação da velocidade será **1**:

$$v = k \cdot [\text{Br}_2]^1$$

1ª ordem em relação ao Br₂

III e IV

	NO	Br ₂	velocidade
III	0,1	0,3	36
IV	0,2	0,3	144

Note que a concentração de Br₂ não variou nos dois experimentos; logo, ela não influenciou na variação da velocidade. No entanto, quando dobrou a concentração do NO, a velocidade quadruplicou; logo, o expoente para o NO na equação da velocidade será 2:

$$v = k \cdot [\text{NO}]^2$$

2º ordem em relação ao NO

Assim, a equação da velocidade pode ser expressa por:

$$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2]$$

e a ordem global da reação é 3 ou de 3º ordem.

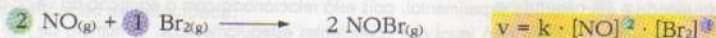
Para determinarmos o valor de **k**, vamos utilizar os dados do experimento I:

	[NO]	[Br ₂]	velocidade
I	0,1 mol · L ⁻¹	0,1 mol · L ⁻¹	12 mol · L ⁻¹ · s ⁻¹

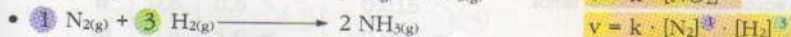
$$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2]$$

$$k = \frac{v}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2]} \Rightarrow k = \frac{12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 (0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})} \Rightarrow k = 12000 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

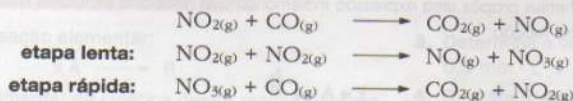
Um fato interessante que ocorreu nesse exemplo é que os coeficientes da equação da reação coincidiram (apenas coincidiram!) com os expoentes presentes na equação da velocidade.



Quando isso acontecer, as reações serão denominadas **reações elementares**, que sempre ocorrem em uma única etapa. Veja alguns exemplos de reações elementares e suas equações da velocidade.



No entanto, a grande maioria das reações não é elementar, ou seja, ocorre em mais de uma etapa. A reação a seguir, por exemplo, envolve no mínimo duas etapas, sendo a primeira lenta e a segunda rápida:



O conjunto de etapas por meio das quais uma reação ocorre é denominado **mecanismo de reação**. Vejamos, com esse exemplo, qual das etapas do mecanismo mais influencia na velocidade. Isso pode ser feito com resultados obtidos em três experimentos:

Experimentos	NO ₂ (em mol · L ⁻¹)	CO (em mol · L ⁻¹)	Velocidade (em mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
I	0,1	0,1	5,0 · 10 ⁻²
II	0,1	0,2	5,0 · 10 ⁻²
III	0,2	0,2	20 · 10 ⁻²



Analisando os experimentos, temos:

• **I e II**

	[NO ₂]	[CO]	velocidade
I	0,1	0,1	5,0 · 10 ⁻²
II	0,1	0,2	5,0 · 10 ⁻²

Note que, mesmo dobrando a concentração do CO, a velocidade não muda, o que permite concluir que ele não participa da equação da velocidade, ou seja, a sua ordem é **zero**.

• **II e III**

	[NO ₂]	[CO]	velocidade
II	0,1	0,2	5,0 · 10 ⁻²
III	0,2	0,2	20 · 10 ⁻²

Note que, quando dobramos a concentração de NO₂ e a do CO é mantida constante, a velocidade quadruplica; logo, o expoente para o NO₂ é igual a **2** na equação da velocidade, ou seja, a sua ordem é **2**.

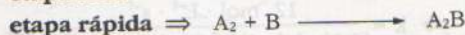
Assim, temos:

$$v = k \cdot [\text{NO}_2]^2$$

Isso permite concluir que a equação da velocidade é determinada pela **etapa lenta do mecanismo de reação**. Genericamente, temos:



- mecanismo:

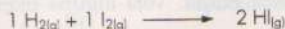


- equação da velocidade:

$$v = k \cdot [\text{A}][\text{A}] \quad \text{ou} \quad v = k \cdot [\text{A}]^2$$

OBSERVAÇÕES:

1. A ordem da reação é uma medida experimental, pois está relacionada com a equação da velocidade. Apenas numa reação elementar, a ordem será igual aos coeficientes estequiométricos. O número de mol (coeficientes) presente na equação que representa a reação é denominado **molecularidade**. Assim, para uma reação elementar, temos, por exemplo:



$$v = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

Com base na equação da velocidade, temos:

- 1º ordem em relação ao H₂;
- 1º ordem em relação ao I₂;
- 2º ordem na reação global.

Então, com base na equação e nos coeficientes, temos uma reação bimolecular ou de molecularidade igual a 2.

2. Em 1889, Svant Arrhenius propôs uma expressão matemática que relaciona os fatores que alteram a constante de velocidade de uma reação:

Nessa expressão, temos: $k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$

A = fator de frequência que relaciona o número de colisões por unidade de tempo e a geometria de colisão para ocorrência de um choque efetivo;

e = base do logaritmo natural (ln)

R = constante universal dos gases em J · mol⁻¹ · K⁻¹;

T = temperatura em Kelvin;

E_a = energia de ativação.

Essa expressão nos permite concluir, por exemplo, que para uma mesma reação:

- se aumentarmos a temperatura, aumentarão também o valor de k e, portanto, a velocidade da reação.
- se a energia de ativação diminuir, aumentarão o valor de k e, portanto, a velocidade da reação.



Exercícios Resolvidos

1. Os dados da tabela a seguir referem-se ao processo químico $A + B + C \rightarrow X$.

	[A], mol · L ⁻¹	[B], mol · L ⁻¹	[C], mol · L ⁻¹	Velocidade da reação, mol · L ⁻¹ · s ⁻¹
I	0,5	0,5	0,5	0,015
II	0,5	1,0	0,5	0,015
III	0,5	1,0	1,0	0,060
IV	1,0	0,5	0,5	0,030
V	1,0	1,0	1,0	0,120

Com base na tabela, resolva:

- Qual é a ordem da reação em relação a **A**, **B** e **C**, respectivamente?
- Qual é a ordem da reação?
- Qual é a equação da velocidade?
- Calcule o valor da constante de velocidade.

SOLUÇÃO

Vamos inicialmente relacionar os dados fornecidos nos experimentos **I** e **II**:

	[A]	[B]	[C]	velocidade
I	0,5	0,5	0,5	0,015
II	0,5	1,0	0,5	0,015

Podemos notar que as concentrações de **A** e **C** são constantes e a concentração de **B** dobrou, mas a velocidade não se alterou. Logo, podemos concluir que **B** não influencia na velocidade, ou seja, sua ordem é zero e, portanto, ele não fará parte da equação da velocidade.

Vamos agora relacionar, por exemplo, os experimentos **II** e **III** sem nos preocuparmos com **B**, pois já sabemos que ele não influencia na velocidade da reação.

	[A]	[C]	velocidade
II	0,5	0,5	0,015
III	0,5	1,0	0,060

Exercícios Fundamentais

Seja a seguinte reação elementar:



Um estudo experimental da cinética dessa reação apresentou os seguintes resultados:

[A], em mol · L ⁻¹	velocidade inicial, em mol · L ⁻¹ · min ⁻¹
0,1	0,02
0,4	0,08
0,8	0,16

Responda às questões de **1** a **3**:

- Determine a expressão da velocidade da reação.
- Determine o valor da constante de velocidade.

Percebemos que a concentração de **A** mantém-se constante, que a concentração de **C** em **III** é o dobro do que em **II** e, também, que a velocidade em **III** é quatro vezes maior do que em **II**.

Assim, se a velocidade é quatro vezes maior quando a concentração de **C** dobra, dizemos que a reação é de 2ª ordem em relação a **C** e seu expoente na equação da velocidade é **2**:

$$v = k \cdot [C]^2 \cdot (\dots)$$

Falta, ainda, verificar a ordem de **A**. Analisando, por exemplo, os experimentos **III** e **V**, notamos que a concentração de **C** se mantém constante, que a concentração de **A** em **V** é o dobro do que em **III** e, também, que a velocidade em **V** é o dobro do que em **III**:

	[A]	[C]	velocidade
III	0,5	1,0	0,060
V	1,0	1,0	0,120

Notamos que, quando dobra a concentração de **A**, a velocidade também dobra; então, dizemos que a reação é de 1ª ordem em relação a **A** e seu expoente na equação da velocidade é **1**:

$$v = k[C]^2[A]$$

Portanto, temos:

- Ordem da reação em relação a:
 - A = 1;
 - B = zero;
 - C = 2.
- Ordem da reação é **3** ou de **3ª ordem**.
- $v = k[C]^2[A]$
- Para o cálculo da constante **k**, vamos usar os dados do experimento **III**, substituindo os valores na equação da velocidade:

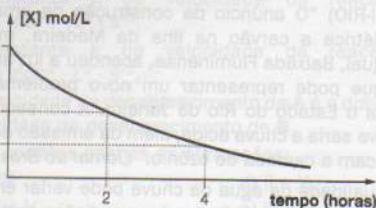
$$v = k[C]^2[A]$$

$$k = \frac{v}{[C]^2[A]} \Rightarrow k = \frac{0,060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot (0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})}$$

$$k = \frac{0,060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{1,0 \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \cdot 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$\Rightarrow k = 0,120 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

- Determine a velocidade da reação quando a [A] é igual a 0,5 mol · L⁻¹.
- O gráfico seguinte é de uma reação de 1ª ordem, $X \rightarrow$ produtos:



Determine o valor da meia-vida de **X**.

5. A tabela a seguir indica valores da velocidade da reação e da concentração em mol/L dos reagentes nas mesmas condições.

[A]	[B]	velocidade (mol · L ⁻¹ · min ⁻¹)
5	10	10
10	10	40
10	20	40

A reação em estudo é representada por:



Escreva a expressão da velocidade da reação.

6. No estudo cinético de uma reação representada por:

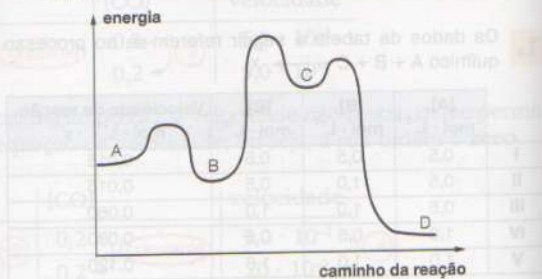


foram obtidos os seguintes resultados:

[X], em mol · L ⁻¹	[Y], em mol · L ⁻¹	velocidade inicial, em mol · L ⁻¹ · s ⁻¹
0,10	0,10	2,5 · 10 ⁻⁵
0,10	0,20	5,0 · 10 ⁻⁵
0,20	0,10	20,0 · 10 ⁻⁵

Escreva a expressão da velocidade dessa reação.

7. O gráfico abaixo ilustra uma reação não-elementar:

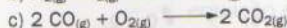


A → B
B → C
C → D

- I. Qual reação corresponde à etapa lenta? Justifique sua resposta.
II. A reação global é endotérmica ou exotérmica?

Testando seu Conhecimento

1. Considere as reações elementares:



Escreva as equações de velocidade dessas reações.

Considere a seguinte reação elementar:



Responda às questões de 2 a 7:

2. Escreva a expressão da velocidade dessa reação.
3. Qual é a ordem dessa reação em relação ao CO?
4. Qual é a ordem dessa reação em relação ao O₂?
5. O que irá acontecer com a velocidade se a concentração do CO for dobrada e a concentração do O₂ permanecer constante?
6. O que irá acontecer com a velocidade se a concentração do O₂ for dobrada e a concentração do CO permanecer constante?
7. O que irá acontecer com a velocidade se ambas as concentrações, a do CO e a do O₂, forem dobradas?
8. (UNI-RIO) "O anúncio da construção de uma usina termelétrica a carvão na ilha da Madeira, município de Itaquaí, Baixada Fluminense, acendeu a luz amarela para o que pode representar um novo problema ambiental para o Estado do Rio de Janeiro. A consequência mais grave seria a chuva ácida, além da emissão de gases que atacam a camada de ozônio." (*Jornal do Brasil*)

A qualidade da água da chuva pode variar em função do tipo de carga poluidora e das condições meteorológicas. O dióxido de nitrogênio é um dos principais poluentes da

atmosfera. A reação entre o dióxido de nitrogênio e o ozônio, encontrado na troposfera, foi estudada a 231 K. A experiência mostrou que a reação é de primeira ordem em relação ao dióxido de nitrogênio e ao ozônio.



- a) Escreva a equação de velocidade da reação.
b) Como se alterará a velocidade da reação se a concentração de dióxido de nitrogênio for duplicada?
9. (PUC-RJ) Sabendo que a velocidade da reação de decomposição do pentóxido de nitrogênio, N₂O₅, aumenta duas vezes quando sua concentração é duplicada, assinale o item que apresenta a afirmativa incorreta:

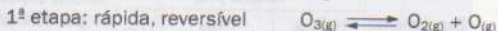


- a) A reação de decomposição do pentóxido de nitrogênio é uma reação cuja cinética é de segunda ordem.
b) A equação de velocidade que rege a decomposição do dióxido de nitrogênio é igual a $v = k[\text{N}_2\text{O}_5]$, onde v é a velocidade da reação, e k é a constante de velocidade.
c) Se o uso de um catalisador acarretasse o aumento da velocidade da reação, isso seria consequência da diminuição da energia de ativação da reação.
d) Se a velocidade da reação é $3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ quando a concentração de N₂O₅ é 0,1 mol/litro, a constante de velocidade da reação é igual a 0,3 s⁻¹.
e) Após a reação de decomposição do N₂O₅ em um balão de volume fixo, a pressão do sistema é maior do que a pressão inicial.
10. (UFRN) A camada de ozônio é considerada a camada protetora do planeta Terra, pois controla a passagem de raios ultravioleta, que, em excesso, são considerados prejudiciais aos seres vivos. Ambientalistas, pesquisadores e outros grupos da sociedade vêm observando o aumento da incidência desses raios sobre a Terra. A decomposição do ozônio constitui um processo natural

que pode ser acelerado pela presença de poluentes atmosféricos. A equação a seguir representa o equilíbrio da transformação espontânea do ozônio em oxigênio:



Supõe-se que o processo dessa reação de decomposição ocorra em duas etapas, segundo o mecanismo:



A lei que expressa a velocidade da decomposição do ozônio é:

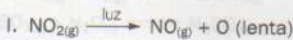
a) $v = k[\text{O}_2]^2$ c) $v = k[\text{O}_3][\text{O}]$

b) $v = k[\text{O}_3]$ d) $v = k[\text{O}_2][\text{O}]$

- 11.** (UEL-PR) O ozônio próximo à superfície é um poluente muito perigoso, pois causa sérios problemas respiratórios e também ataca as plantações através da redução do processo da fotossíntese. Um possível mecanismo que explica a formação de ozônio nos grandes centros urbanos é através dos produtos da poluição causada pelos carros, representada pela equação química a seguir:



Estudos experimentais mostram que essa reação ocorre em duas etapas:



De acordo com as reações apresentadas, a lei da velocidade é dada por:

a) $v = k[\text{O}_2][\text{O}]$ d) $v = k[\text{NO}][\text{O}_3]$

b) $v = k[\text{NO}_2]$ e) $v = k[\text{O}_3]$

c) $v = k[\text{NO}_2] + k[\text{O}_2][\text{O}]$

- 12.** (UFPE) Em determinadas condições de temperatura e pressão, a decomposição térmica do éter dimetílico (ou metoxietano ou oxibismetano), dada pela equação



exibe a seguinte dependência da velocidade com a concentração:

Experimento	Concentração inicial de $(\text{CH}_3)_2\text{O}$ em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	Velocidade inicial em $10^6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
1	0,20	1,60
2	0,40	6,40
3	0,60	14,40

Considerando que a concentração da espécie química X seja denominada como [X], a velocidade (v) para essa reação será expressa como:

a) $v = k[(\text{CH}_3)_2\text{O}]$

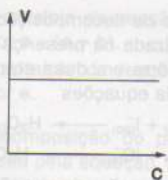
b) $v = k[\text{CH}_4][\text{H}_2][\text{CO}]$

c) $v = k$

d) $v = k[(\text{CH}_3)_2\text{O}]^2$

e) $v = k[\text{CH}_4][\text{H}_2][\text{CO}]/[(\text{CH}_3)_2\text{O}]$

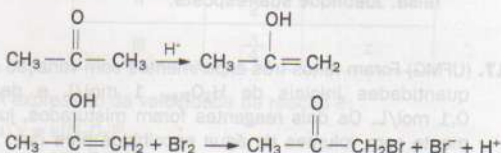
- 13.** (UEL-PR) O gráfico a seguir mostra o que acontece com a velocidade (v) de determinada reação química quando se altera a concentração inicial (C) de determinado reagente.



Na equação da velocidade da reação, o expoente da concentração do reagente deve ser:

- a) 4. b) 3. c) 2. d) 1. e) 0.

- 14.** (UFES) A reação de bromação da acetona, com catálise ácida, ocorre em duas etapas, conforme representado nas seqüências abaixo:



Um estudo experimental da cinética da reação de bromação apresentou os seguintes resultados:

Concentrações iniciais			
$[\text{CH}_3\text{COCH}_3]$ mol/L	$[\text{Br}_2]$ mol/L	$[\text{H}^+]$ mol/L	Velocidade inicial mol/L · s
0,30	0,05	0,05	$5,70 \cdot 10^{-5}$
0,30	0,10	0,05	$5,70 \cdot 10^{-5}$
0,30	0,05	0,10	$1,14 \cdot 10^{-4}$
0,40	0,05	0,20	$3,04 \cdot 10^{-4}$
0,40	0,05	0,05	$7,60 \cdot 10^{-5}$

Com base no que foi apresentado, determine:

- I. a lei da velocidade;
- II. o valor da constante de velocidade;
- III. a etapa lenta. Justifique.

- 15.** (UFSC) As velocidades iniciais foram obtidas para a reação global $2 \text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$, conforme representado abaixo:

Experimento	[A], em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	[B], em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	v_0 , em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
1	0,1	0,2	0,1
2	0,2	0,2	0,2
3	0,2	0,4	0,8

Com base nos resultados apresentados, é correto afirmar que a

- I. lei de velocidade para a reação dada é: $v = k[\text{A}]^2[\text{B}]$.
- II. lei de velocidade para a reação dada é: $v = k[\text{A}][\text{B}]^2$.
- III. constante k de velocidade da reação vale $25 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$.
- IV. constante k de velocidade da reação vale $50 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$.
- V. velocidade de desaparecimento da A é o dobro da velocidade de desaparecimento de B.

Estão corretas apenas as afirmações:

- a) I e IV. d) II e V.
b) I, IV e V. e) III e V.
c) II, III e V.

16. (UFMG) A reação de decomposição de água oxigenada, $\text{H}_2\text{O}_{2(aq)}$, foi realizada na presença do catalisador $\text{KI}_{(aq)}$. Essa reação ocorre em duas etapas consecutivas, representadas pela equações



- Escreva a equação da reação global da decomposição da água oxigenada.
 - É comum afirmar-se que "um catalisador não participa da reação, embora aumente a velocidade dela". Considerando as equações das duas etapas e a equação da reação global solicitada no item I desta questão, indique se essa afirmação é verdadeira ou falsa. Justifique sua resposta.
17. (UFMG) Foram feitos três experimentos com variação das quantidades iniciais de $\text{H}_2\text{O}_{2(aq)}$ 1 mol/L e de KI 0,1 mol/L. Os dois reagentes foram misturados, juntamente com volumes de água escolhidos para que, nas três situações, fosse constante o volume total da solução.

Nesta tabela, estão representadas as condições em que os experimentos foram realizados e, na última coluna, os volumes de líquido expelidos por minuto pelo bico da garrafa lavadeira:

Experimento	Volume (mL)			Volume expelido por minuto (mL/min)
	$\text{H}_2\text{O}_{2(aq)}$ em 1 mol/L	$\text{KI}_{(aq)}$ em 0,1 mol/L	H_2O	
I	50	100	150	8,5
II	100	100	100	17,0
III	100	50	150	8,5

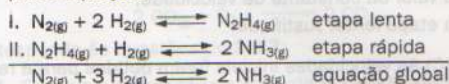
A equação da velocidade da reação tem esta forma: velocidade = constante \cdot (concentração de H_2O_2)^m \cdot (concentração de KI)ⁿ.

Nessa expressão, **m** e **n** são números inteiros constantes, determinados experimentalmente.

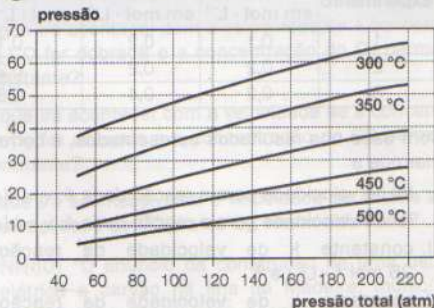
Considerando os resultados desses experimentos, indique os valores das constantes **m** e **n**.

Aprofundando seu Conhecimento

1. (UFSC) O processo industrial de produção da amônia (NH_3) envolve os equilíbrios químicos representados pelas equações:



A figura a seguir mostra, aproximadamente, as porcentagens de amônia em equilíbrio com os gases nitrogênio e hidrogênio na mistura da reação:



De acordo com as informações do enunciado e com o gráfico acima, está(ão) correta(s) a(s) proposição(ões):

- A formação da amônia é favorecida em condições de alta pressão e baixa temperatura.
- A equação de velocidade da reação é $v = k[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3$.
- A reação de formação da amônia é um processo endotérmico.

(08) Em recipiente fechado, à pressão constante, o aumento da temperatura favorece a decomposição da amônia.

(16) A curva, cuja temperatura não é indicada no gráfico, pode representar uma reação realizada a 500 °C na presença de um catalisador.

(32) A equação de velocidade da reação é $v = k[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^2$. Dê como resposta a soma dos números correspondentes às proposições corretas.

2. (UFES) A reação entre persulfato e iodeto, a 25 °C, é representada pela equação química



e apresenta uma lei de velocidade, determinada experimentalmente, dada pela expressão abaixo.

$$v = k \cdot [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(aq)}] \cdot [\text{I}^-_{(aq)}]$$

A partir dessas informações, considere as afirmações a seguir.

- A reação é de oxirredução.
 - A reação apresenta uma cinética de segunda ordem.
 - A velocidade da reação é diretamente proporcional à concentração dos reagentes.
 - A velocidade de consumo do $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(aq)}$ é três vezes maior que a de $\text{I}^-_{(aq)}$.
- Quais estão corretas?

- Apenas I.
- Apenas II e IV.
- Apenas III e IV.
- Apenas I, II e III.
- Apenas II, III e IV.

10. (UFMT) A velocidade inicial da reação



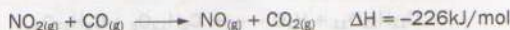
foi determinada numa série de experimentos realizados com diferentes concentrações de reagentes, a 20 °C. Os resultados obtidos foram os seguintes:

Experimento	Concentrações iniciais (· 10 ⁻³ mol · L ⁻¹)			Velocidade inicial (· 10 ⁻⁷ mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
	[H ₂ O ₂]	[I ⁻]	[H ⁺]	
1	5,0	5,0	5,0	2,8
2	10,0	5,0	5,0	5,6
3	5,0	10,0	5,0	5,6
4	5,0	5,0	10,0	2,8

A partir desses dados, julgue os itens:

- I. Na reação de oxirredução dos experimentos, o peróxido de hidrogênio e o iodeto atuam como redutor e oxidante, respectivamente.
- II. A reação é de primeira ordem em relação aos reagentes peróxido de hidrogênio e iodeto.
- III. A equação de velocidade para a reação é $v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2] \cdot [\text{I}^-]^3 \cdot [\text{H}^+]^2$.
- IV. O valor da constante de velocidade (k) para essa reação, a 20 °C, é 0,112 mol⁻¹ · L · s⁻¹.

11. (PUC-SP) Considere a reação:



Ao realizar essa reação a 700 °C e com pressões parciais de NO₂ (pNO₂) e CO (pCO) iguais a 1 atm, determinou-se uma taxa de formação para o CO_{2(v)} iguais a x.

Sabendo-se que a lei de velocidade para essa reação é $v = k[\text{NO}_2]^2$, foram feitas as seguintes previsões sobre a taxa de formação de CO_{2(v)}.

Experimento	pNO ₂ (atm)	pCO (atm)	t (°C)	v
I	2	1	700	2x
II	1	2	700	x
III	1	1	900	> x

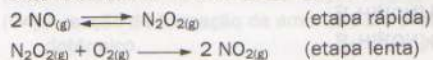
Está(ão) correta(s) a(s) previsã(o)es feita(s) para:

- a) I, apenas.
- b) I e II, apenas.
- c) I e III, apenas.
- d) II e III, apenas.
- e) I, II e III.

12. (UEM-PR) Os conversores catalíticos automotores, baseados em ligas metálicas sólidas contendo ródio, paládio ou molibdênio, são dispositivos antipoluição existentes na maioria dos carros. Sua função é absorver moléculas de gases poluentes e, através de um processo chamado catálise, oxidar ou decompor esses gases, como mostra o exemplo abaixo. Para a reação global



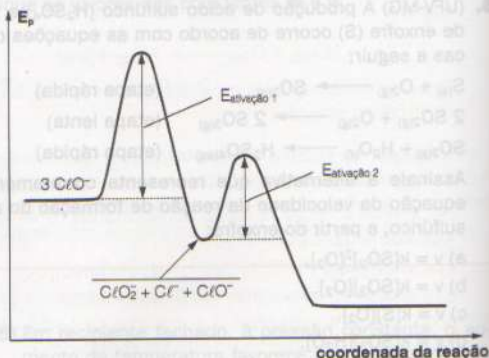
na qual NO₂ atmosférico é gerado a partir de NO expelido dos escapamentos de automóveis, é proposto o seguinte mecanismo, em duas etapas:



É correto afirmar que:

- (01) A lei de velocidade da etapa lenta é igual a $v = k[\text{O}_2][\text{NO}]^2$.
 - (02) As reações das etapas rápida e lenta podem ser chamadas de reações bimoleculares.
 - (04) A catálise descrita acima é um exemplo de catálise homogênea.
 - (08) À temperatura e à concentração de NO_(g) constantes, se a concentração de O_{2(g)} duplicar, a reação global será 4 vezes mais rápida.
 - (16) Sendo a lei de velocidade da etapa lenta, obtida experimentalmente, igual a $v = k[\text{N}_2\text{O}_2][\text{O}_2]$, sua ordem de reação é igual a 2.
- Dê como resposta a soma dos números correspondentes às afirmações corretas.

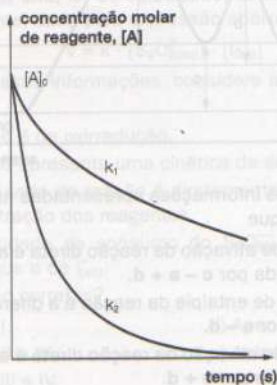
13. (IME-RJ) A reação $3 \text{ClO}^- \longrightarrow \text{ClO}_3^- + 2 \text{Cl}^-$ pode ser representada pelo seguinte diagrama de energia potencial (EP) pela coordenada da reação:



Pede-se:

- a) propor um mecanismo para a reação, composto por reações elementares;
- b) a expressão da velocidade de reação global. Justifique a resposta.

14. (UFPE) A figura adiante mostra como a concentração de um reagente A varia com o tempo em duas reações que apresentam cinética de primeira ordem. k₁ e k₂ são as constantes de velocidade.



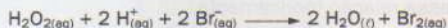
Julgue falsa ou verdadeira cada uma das afirmações seguintes:

- I. A lei de velocidade das reações em estudo é dada por $v = k[A]$.
 - II. A unidade da constante de velocidade é dada por $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
 - III. Pelo gráfico dado, $k_1 < k_2$ e, portanto, a reação **1** é mais rápida que a reação **2**.
 - IV. O tempo de meia-vida da reação **2** é menor que o da reação **1**.
 - V. Se a concentração de **A** duplicar, a velocidade da reação quadruplicará.
- 15.** (ITA-SP) Certa reação química exotérmica ocorre, em dada temperatura e pressão, em duas etapas representadas pela seguinte seqüência de equações químicas:



Represente, em um único gráfico, como varia a energia potencial do sistema em transformação (ordenada) com a coordenada da reação (abscissa), mostrando claramente a variação de entalpia da reação, a energia de ativação envolvida em cada uma das etapas da reação e qual destas apresenta a menor energia de ativação. Neste mesmo gráfico, mostre como a energia potencial do sistema em transformação varia com a coordenada da reação, quando um catalisador é adicionado ao sistema reagente. Considere que somente a etapa mais lenta da reação é influenciada pela presença do catalisador.

- 16.** (UFES) Considere a equação química e os dados experimentais de concentração inicial $[X]_0$ em mol/L, e de velocidade inicial v_0 , em mol/L · s, apresentados a seguir:



Experimento	$[\text{H}_2\text{O}_2]_0$	$[\text{H}^+]_0$	$[\text{Br}^-]_0$	v_0
1	0,10	0,10	0,10	1,0
2	0,01	0,10	0,10	0,1
3	0,10	0,01	0,10	0,1
4	0,10	0,10	0,01	0,1

Equação de Arrhenius

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT}$$

- a) Determine a ordem da reação em relação a cada um dos reagentes da equação acima.
 - b) Dada a equação de Arrhenius, mostrada anteriormente, que relaciona a constante de velocidade da reação k com a energia de ativação E_a e com a temperatura T , explique como a temperatura e a utilização de catalisadores afetam a velocidade da reação.
- 17.** (ITA-SP) Um recipiente aberto, mantido à temperatura ambiente, contém uma substância $A_{(s)}$ que se transforma em $B_{(g)}$ sem a presença de catalisador. Sabendo-se que a reação acontece segundo uma equação de velocidade de ordem zero, responda com justificativas às seguintes perguntas:
- a) Qual a expressão algébrica que pode ser utilizada para representar a velocidade da reação?
 - b) Quais os fatores que influenciam na velocidade da reação?
 - c) É possível determinar o tempo de meia-vida da reação sem conhecer a pressão de $B_{(g)}$?

Faça você mesmo

Velocidade das reações químicas — reação relógio

Com o auxílio de um cronômetro, podemos medir o tempo necessário para ocorrer uma mesma reação, em várias condições. Existem vários fatores que alteram a velocidade de uma reação e, nos experimentos a seguir, iremos trabalhar com dois deles: temperatura e concentração.

O término da reação é visualmente perceptível pela mudança brusca de coloração da solução.

Material

3 tubos de ensaio

2 copos

Água

Lamparina

Pregador

Solução de bissulfito de sódio — $\text{NaHSO}_{3(aq)}$

Solução de iodato de potássio — $\text{KIO}_{3(aq)}$

Solução de amido de milho

Procedimento

Prepare as soluções da seguinte maneira:

- 2 g de NaHSO_3 e água suficiente para um volume de 200 mL de solução;
- 2,5 g de KIO_3 e água suficiente para um volume de 300 mL de solução;
- 1 g de amido de milho dissolvido a quente em 100 mL de água.

Uma vez preparadas, adicione a solução de amido à de $\text{NaHSO}_3(\text{aq})$ e agite até tornar-se homogênea. Essa será a **solução I** e a de $\text{KIO}_3(\text{aq})$ será a **solução II**.

Quando as soluções **I** e **II** são misturadas, ocorre uma reação que pode ser representada por:



O I_2 formado, devido à presença do amido, dá à solução uma coloração característica: azul-escuro.

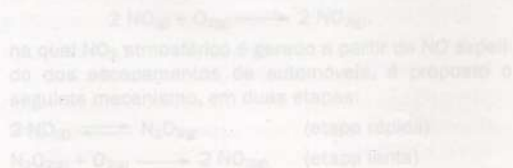
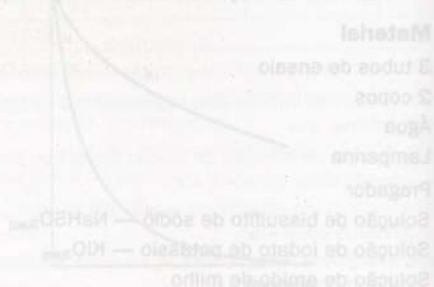
- **1º experimento** — Em temperatura ambiente, misture em um tubo de ensaio volumes iguais aos das soluções **I** e **II**. Meça o tempo gasto para a ocorrência da reação.
- **2º experimento** — Em um tubo de ensaio, coloque um pequeno volume de água e adicione um volume igual ao da solução **II**. A seguir, adicione a este tubo o mesmo volume da solução **I**. Meça o tempo de reação.
- **3º experimento** — Aqueça na lamparina, com o auxílio de um pregador, um certo volume da solução **I**, quase até a ebulição, e imediatamente a seguir coloque nesse tubo um volume igual ao da solução **II**. Meça o tempo da reação.

- a) Faça o balanceamento da equação que representa a reação, pelo método da óxido-redução.
- b) Compare o tempo de reação do 1º experimento com os tempos referentes aos outros dois. Ele é maior ou menor?
- c) Qual é o nome da operação de adicionar água a uma solução? Nesse processo, a concentração aumenta ou diminui?
- d) No 2º experimento, a variação de concentração influi na velocidade da reação. Explique qual a relação entre [] e velocidade. Justifique essa relação teoricamente.
- e) Qual é o fator que influi na velocidade da reação ocorrida no 3º experimento? Explique a relação entre esse fator e a velocidade da reação. Justifique essa relação teoricamente.
- f) Se as soluções **I** e **II** fossem preparadas com um volume menor de água, o que você acha que deveria ocorrer com a velocidade da reação?

Faça você mesmo

Velocidade das reações químicas — reação relógio

Com o auxílio de um cronômetro, podemos medir o tempo necessário para ocorrer uma mudança química de coloração da solução. Nos experimentos a seguir, tentamos estabelecer com dois dados: temperatura e concentração, em várias condições, os fatores que influem a velocidade de uma reação. O tempo de reação é inversamente proporcional à velocidade da reação.



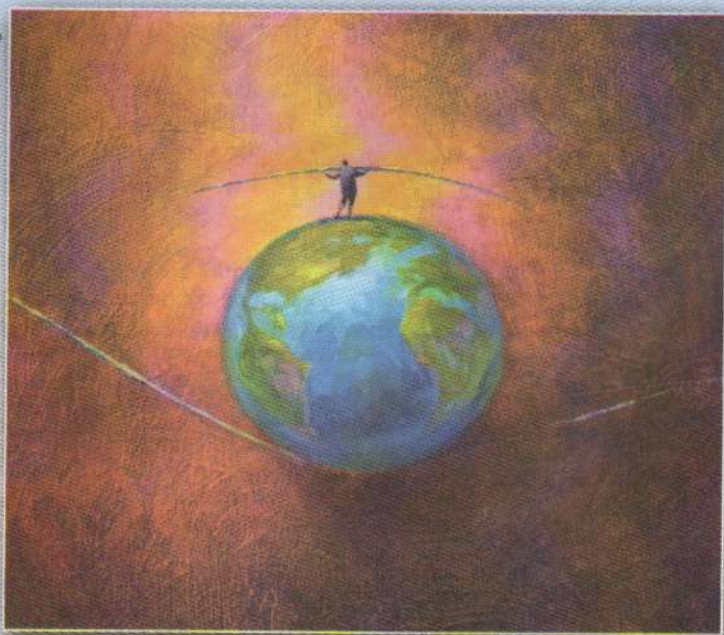
UNIDADE 7

Equilíbrios químicos

Capítulo 28 — Processos reversíveis

Capítulo 29 — Deslocamento de equilíbrio

Andrew Judd/Office Images



CAPÍTULO 28

Processos reversíveis

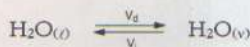
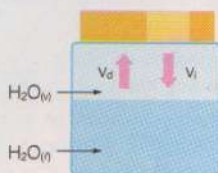
INTRODUÇÃO

Muitas reações ocorrem mediante o consumo total dos reagentes envolvidos ou de pelo menos um deles. Podemos citar, como exemplos, a reação que se dá quando adicionamos um antiácido à água ou quando queimamos um palito de fósforo.

No entanto, há reações e processos reversíveis em que “reagentes” e “produtos” são consumidos e formados simultaneamente; algumas reações e processos são vitais à manutenção da vida, como, por exemplo, o transporte do oxigênio atmosférico a várias partes do organismo.

A representação \rightleftharpoons indica reações que ocorrem simultaneamente nos dois sentidos.

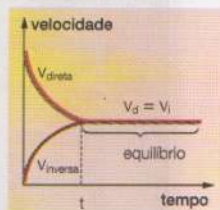
Outro exemplo de processo reversível é o que ocorre com a água líquida contida num frasco fechado. Nesse sistema, temos moléculas de água passando continuamente do estado líquido para o de vapor e do de vapor para o líquido:



v_d = velocidade de vaporização

v_i = velocidade de condensação

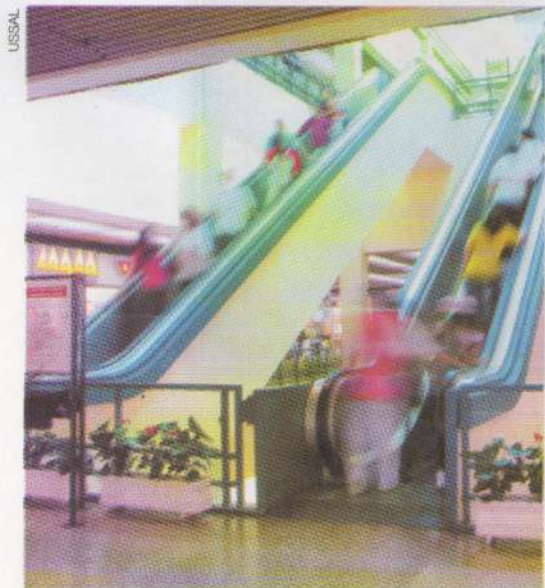
Quando a velocidade de vaporização (v_d) se iguala à de condensação (v_i), dizemos que o sistema atingiu o equilíbrio. Graficamente, podemos representar esse e outros equilíbrios por:



Uma conseqüência importante do fato de as duas velocidades serem iguais na situação de equilíbrio é que as quantidades dos participantes permanecem constantes, porém não obrigatoriamente iguais.

concentrações não alteram.

Considere a presença de X pessoas no piso inferior e de Y pessoas no superior. Se a velocidade de locomoção de pessoas para o piso superior for igual à velocidade de pessoas que se dirigem para o inferior, o número de pessoas em cada pavimento será constante, mantendo-se o equilíbrio dinâmico do sistema.



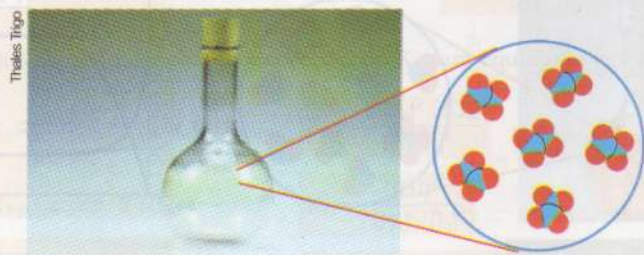
Vejamos agora um processo químico em que ocorre um equilíbrio:



Na verdade, essa equação corresponde à ocorrência simultânea de duas reações opostas:

- reação direta — decomposição do N_2O_4 : $\text{N}_2\text{O}_4 \longrightarrow 2 \text{NO}_2$
- reação inversa — associação do NO_2 : $2 \text{NO}_2 \longrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$

Vamos estudar esse equilíbrio partindo de um frasco contendo somente N_2O_4 (incolor).



À medida que as moléculas de N_2O_4 se decompõem, originando NO_2 , começa a aparecer uma coloração castanha no frasco.



No início, a velocidade de decomposição é máxima, pois temos a maior concentração de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$. No entanto, à medida que sua concentração diminui, a sua velocidade de decomposição também diminui.

$$v_{\text{direta}} = k_d[\text{N}_2\text{O}_4]$$

Com o passar do tempo, aumenta a concentração de NO_2 , que era igual a zero, e conseqüentemente aumenta o número de choques entre suas moléculas que, com isso, regeneram o N_2O_4 . A velocidade dessa reação, representada pela equação:

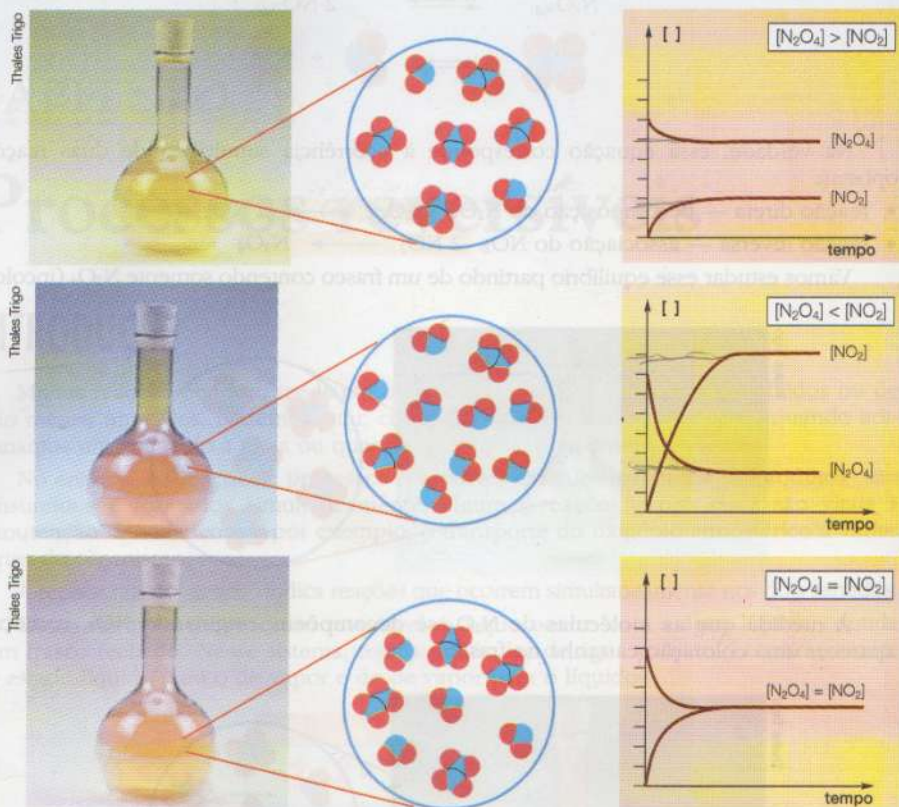
$$v_{\text{inversa}} = k_i[\text{NO}_2]^2,$$

aumenta à medida que aumenta a concentração do NO_2 , sendo perceptível pelo aumento da intensidade da coloração castanha. Após um certo tempo, notamos que a coloração do frasco não mais se altera ao longo do tempo, o que se deve ao fato de a velocidade da reação direta ser igual à velocidade da inversa, ou seja, foi atingido o equilíbrio químico.



Equilíbrio Químico
2 NO₂ e N₂O₄

Dependendo das condições em que se estabelece o equilíbrio, podemos ter três possibilidades:



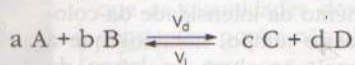
Em qualquer uma das três situações de equilíbrio temos algumas características dos equilíbrios:

- as reações direta e inversa continuam ocorrendo simultaneamente;
- nos equilíbrios, a velocidade da reação direta é sempre igual à velocidade da inversa;
- a não-ocorrência de mudança no sistema significa que as concentrações no equilíbrio permanecem constantes;
- esse tipo de equilíbrio somente é obtido em **sistema fechado**, a uma dada temperatura.

CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

A expressão da constante de equilíbrio foi formulada pela primeira vez pelos noruegueses Guldberg e Waage, em 1863, e enunciada como a **Lei da ação das massas**.

Para um equilíbrio em que todos os participantes formam um sistema homogêneo, isto é, um equilíbrio homogêneo, genericamente representado por:



a velocidade das reações pode ser expressa por:

$$v_d = K_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b \quad \text{velocidade da direta} = v_d$$

$$v_i = K_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d \quad \text{velocidade da inversa} = v_i$$

No equilíbrio, as velocidades são iguais, logo:

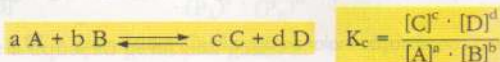
$$v_d = v_i$$

$$K_1 [A]^a \cdot [B]^b = K_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

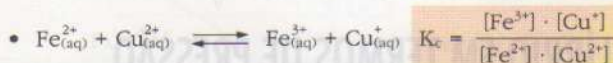
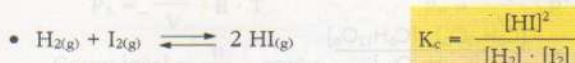
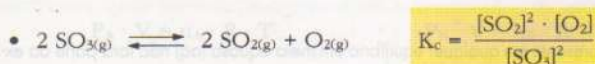
$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Como K_1 e K_2 são constantes, a relação K_1/K_2 também é constante. A essa nova constante foi dado o nome de **constante de equilíbrio**, que é representada por K_c ou ainda K_e (constante de equilíbrio em termos de concentração).

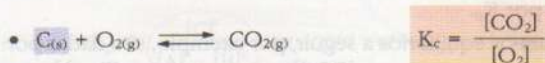
No equilíbrio, temos a expressão do K_c em termos de concentração:



Vejam alguns exemplos da expressão do K_c para equilíbrios homogêneos:



Em equilíbrios heterogêneos em que existem participantes sólidos, eles não devem ser representados na expressão da constante de equilíbrio (K_c), pois suas concentrações são sempre constantes. Logo, nos equilíbrios a seguir, temos:



OBSERVAÇÕES:

1. Em muitos casos, as substâncias presentes no equilíbrio formam um sistema heterogêneo, como, por exemplo, a decomposição do $\text{CaCO}_{3(s)}$:



Nesse sistema, temos um gás em equilíbrio com dois sólidos. Se a expressão da constante de equilíbrio fosse escrita com a concentração dos "produtos" (numerador) sobre a concentração dos "reagentes" (denominador), teríamos:

$$K_c = \frac{[\text{CaO}] \cdot [\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]} \quad \begin{array}{l} \text{numerador} \\ \text{denominador} \end{array}$$

Essa expressão nos levaria a um novo problema: como expressar a concentração de um sólido?

A concentração molar de uma substância pura sólida ou líquida depende de sua densidade e massa molar:

$$\left. \begin{array}{l} d = \frac{m}{V} \quad (m) = dV \\ m = \frac{m}{M} \end{array} \right\} m = \frac{dV}{M} \Rightarrow m = \frac{d}{M}$$

Como a uma dada temperatura a densidade de uma substância pura sólida ou líquida é uma constante, a sua concentração molar também é uma constante.

No nosso exemplo, temos:

$$[\text{CoO}] = \text{constante I}$$

$$[\text{CoO}_3] = \text{constante II}$$

$$K_c = \frac{[\text{constante I}] \cdot [\text{CO}_2]}{\text{constante II}}$$

Por esse motivo, a relação constante I/constante II é incorporada ao K_c . Assim, as concentrações molares de um sólido ou líquido puros não fazem parte da expressão do K_c . Logo, a expressão do K_c para nosso exemplo é:

$$K_c = [\text{CO}_2]$$

2. No equilíbrio:



O volume de uma solução aquosa diluída é praticamente igual ao volume da água. 1 L de água tem massa aproximada 1.000 g.

Assim, podemos calcular a concentração molar da água (H_2O : massa molar = $18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$):

$$m = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1 \text{ L}} = 55,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Esse valor é uma constante.

Logo, podemos concluir que a $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ presente em qualquer equilíbrio em meio aquoso (aq) não fará parte da expressão do K_c . Assim, a expressão do K_c é:

$$K_c = \frac{[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6] \cdot [\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6]}{[\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}]}$$

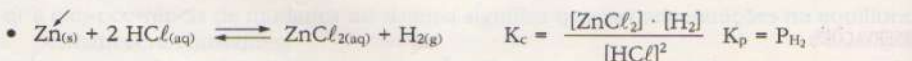
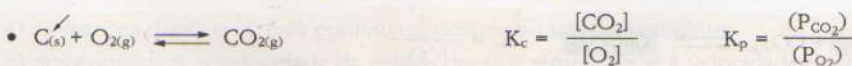
CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE PRESSÃO

Até agora, a expressão do equilíbrio foi dada em termos de concentração mol/L (K_c). No entanto, em equilíbrios nos quais pelo menos um dos participantes é um gás, a constante de equilíbrio pode ser expressa em termos de pressões parciais dos gases envolvidos e, nesse caso, será representada por K_p .

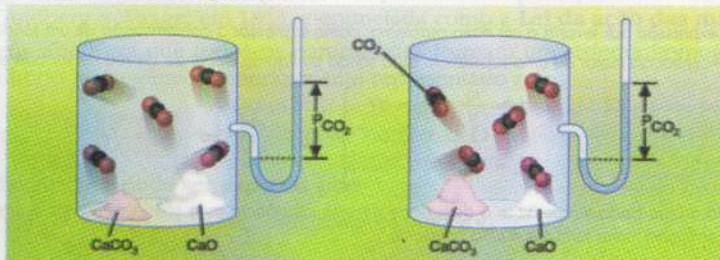
Assim, as expressões de K_c e K_p para os equilíbrios a seguir, por exemplo, são dadas por:



onde P_{CO} , P_{O_2} e P_{CO_2} são as pressões parciais dos gases.



Veja a representação deste equilíbrio:



OBSERVAÇÕES:

1. Na expressão de K_c não devem ser representados os componentes sólidos.
2. Na expressão de K_p só devem ser representados os componentes gasosos.
3. Tanto K_c quanto K_p (constantes de equilíbrio) só variam com a temperatura.

Note que nos dois frascos, mantidos na mesma temperatura, as quantidades dos sólidos $\text{CaCO}_3(s)$ e $\text{CaO}(s)$ são diferentes, porém a pressão do CO_2 é a mesma. Assim, temos:

$$K_c = [\text{CO}_2] \quad K_p = P_{\text{CO}_2}$$

Relação entre K_c e K_p

Dada a equação de uma reação genérica:



temos:

$$K_c = \frac{[\text{C}]^c}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} \quad K_p = \frac{(P_C)^c}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

Lembrando que a equação geral dos gases é:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

e aplicando essa expressão para os componentes da reação genérica, obtemos:

$$P_A \cdot V = n_A \cdot R \cdot T$$

$$P_B \cdot V = n_B \cdot R \cdot T$$

$$P_C \cdot V = n_C \cdot R \cdot T$$

$$P_A = \frac{n_A}{V} \cdot R \cdot T$$

$$P_B = \frac{n_B}{V} \cdot R \cdot T$$

$$P_C = \frac{n_C}{V} \cdot R \cdot T$$

Como $[\text{gás}] = \frac{n}{V}$, então:

$$P_A = [\text{A}] \cdot R \cdot T$$

$$P_B = [\text{B}] \cdot R \cdot T$$

$$P_C = [\text{C}] \cdot R \cdot T$$

Substituindo esses dados na expressão do K_p , obtemos:

$$K_p = \frac{([\text{C}] \cdot R \cdot T)^c}{([\text{A}] \cdot R \cdot T)^a \cdot ([\text{B}] \cdot R \cdot T)^b} \Rightarrow$$

$$K_p = \frac{[\text{C}]^c \cdot (R \cdot T)^c}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b \cdot (R \cdot T)^a \cdot (R \cdot T)^b}$$

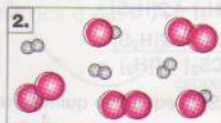
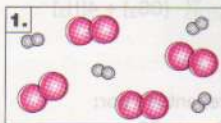
$$K_p = \frac{[\text{C}]^c}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} (R \cdot T)^{c-(a+b)} \Rightarrow$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

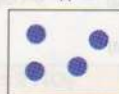
em que Δn indica a variação do número de mol.

Exercícios Fundamentais

Observe as ilustrações e responda às questões de 1 a 3:



1. A partir de que instante o sistema atingiu o equilíbrio?*
2. Escreva a expressão do K_c .
3. Esboce um gráfico, indicando o número de moléculas de todos os participantes nas ordenadas e o tempo em minutos do início até 45 minutos nas abscissas.
4. As substâncias A e B, inicialmente contidas em frascos separados,



são colocadas em contato e reagem estabelecendo um equilíbrio:



Indique, dentre os esquemas seguintes, o que mais bem representa o equilíbrio:



5. Escreva a expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração (K_c) para os seguintes equilíbrios, classificando-os em homogêneos ou heterogêneos.

- I. $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$
- II. $\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$
- III. 1 ácido + 1 álcool \rightleftharpoons 1 éster + 1 água
- IV. $4 \text{HCl}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)} + 2 \text{Cl}_{2(g)}$
- V. $\text{C}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(g)} + \text{H}_2_{(g)}$
- VI. $\text{Mg}_{(s)} + 2 \text{H}^+_{(aq)} \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}_{(aq)} + \text{H}_{2(g)}$

6. Escreva o equilíbrio apresentado pela seguinte K_c :

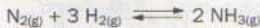
$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

7. Escreva as expressões das constantes de equilíbrio em termos de concentração (K_c) e pressão (K_p), classificando os equilíbrios em homogêneos ou heterogêneos.


- a) $2 \text{NH}_{3(g)} \rightleftharpoons \text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)}$
- b) $3 \text{Fe}_{(s)} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_{4(s)} + 4 \text{H}_{2(g)}$
- c) $2 \text{BaO}_{2(s)} \rightleftharpoons 2 \text{BaO}_{(s)} + \text{O}_{2(g)}$

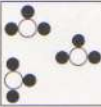
Testando seu Conhecimento


1. (Fuvest-SP) Em condições industrialmente apropriadas para se obter amônia, juntaram-se quantidades estequiométricas dos gases N_2 e H_2 :

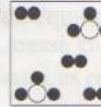


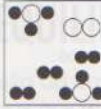
Depois de alcançado o equilíbrio químico, uma amostra da fase gasosa poderia ser representada corretamente por:

a) 

b) 

c) 

d) 

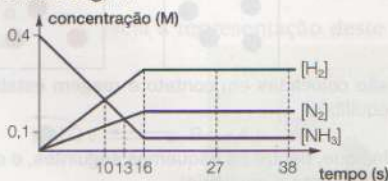
e) 

legenda:
N ... ○
H ... ●

2. (UFRR) Uma reação química atinge o equilíbrio químico quando:

- a) ocorre simultaneamente nos sentidos direto e inverso.
- b) as velocidades das reações direta e inversa são iguais.
- c) os reagentes são totalmente consumidos.
- d) a temperatura do sistema é igual à do ambiente.
- e) a razão entre as concentrações de reagentes e produtos é unitária.

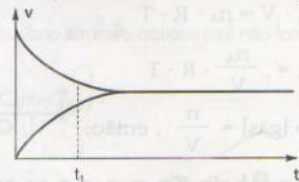
3. (UFCE) Um estudante introduziu 0,4 mol de NH_3 gasoso em um recipiente fechado de 1,0 L a 25 °C e observou as variações de concentração das espécies que participam do equilíbrio químico $2 \text{NH}_{3(g)} \rightleftharpoons 3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)}$, ilustradas no gráfico a seguir:



Com base nestas observações, é correto afirmar que o equilíbrio é inicialmente estabelecido no tempo:

- a) $t = 0$ s.
- b) $t = 10$ s.
- c) $t = 13$ s.
- d) $t = 16$ s.
- e) $t = 27$ s.

4. (UFRR) O gráfico a seguir representa a evolução de um sistema onde uma reação reversível ocorre até atingir o equilíbrio.



Sobre o ponto t_1 , neste gráfico, pode-se afirmar que indica:

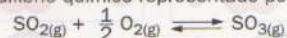
- a) uma situação anterior ao equilíbrio, pois as velocidades das reações direta e inversa são iguais.
- b) um instante no qual o sistema já alcançou o equilíbrio.
- c) uma situação na qual as concentrações de reagentes e produtos são necessariamente iguais.
- d) uma situação anterior ao equilíbrio, pois a velocidade da reação direta está diminuindo e a velocidade da reação inversa está aumentando.
- e) um instante no qual o produto das concentrações dos reagentes é igual ao produto das concentrações dos produtos.

5. (UFMA) Indique a expressão correta, com base na lei da ação das massas, para a reação a seguir:



- a) $\frac{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{CS}_2][\text{H}_2]^4}$
- b) $\frac{[\text{CS}_2] + 4[\text{H}_2]}{[\text{CH}_4] + 2[\text{H}_2\text{S}]}$
- c) $\frac{[\text{CH}_4] \cdot 2[\text{H}_2\text{S}]}{[\text{CS}_2] \cdot 4[\text{H}_2]}$
- d) $\frac{[\text{CS}_2] \cdot 4[\text{H}_2]}{[\text{CH}_4] \cdot 2[\text{H}_2\text{S}]}$
- e) $\frac{[\text{CH}_4] + 2[\text{H}_2\text{S}]}{[\text{CS}_2] + 4[\text{H}_2]}$

6. (UFRR) O equilíbrio químico representado por:



corresponde a uma das etapas possíveis na formação de chuva ácida.

Indique a expressão da constante do equilíbrio K_c para a equação dada.

- a) $\frac{[\text{SO}_2] \cdot [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]}$
- b) $\frac{[\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2]}$
- c) $\frac{[\text{SO}_2] \cdot [\text{O}_2]^{1/2}}{[\text{SO}_3]}$
- d) $\frac{[\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2] \cdot [\text{O}_2]^{1/2}}$
- e) $\frac{[\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2] \cdot \frac{1}{2} [\text{O}_2]}$

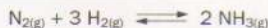
7. (FCAP) A equação da constante de equilíbrio químico:

$$K_c = \frac{[C]^{1/2} \cdot [D]^5}{[A]^2 \cdot [B]^4}$$

corresponde à reação contida em qual alternativa?

- a) $C_{1/2} + D_5 \rightleftharpoons A_2 + B_4$
- b) $A_2 + B_4 \rightleftharpoons C_{1/2} + \frac{1}{5} D$
- c) $\frac{1}{2} C + D_5 \rightleftharpoons 2 A + 4 B$
- d) $2 A + 4 B \rightleftharpoons \frac{1}{2} C + 5 D$
- e) $\frac{1}{2} C + 5 D \rightleftharpoons 2 A + 4 B$

8. (Unifor-CE) O equilíbrio químico



tem constante em termos de pressões parciais, K_p , expressa pela relação:

- a) $\frac{p_{N_2} + (p_{H_2})^2}{(p_{NH_3})^2}$
- b) $\frac{2 p_{NH_3}}{p_{N_2} \cdot 3 p_{H_2}}$
- c) $\frac{(p_{NH_3})^2}{p_{N_2} \cdot (p_{H_2})^3}$
- d) $\frac{(p_{NH_3})^2}{p_{N_2} + (p_{H_2})^3}$
- e) $\frac{p_{NH_3}}{p_{N_2} + p_{H_2}}$

9. (Puccamp-SP) Para o sistema em equilíbrio:



o valor da constante de equilíbrio (K_p) é calculado pela expressão:

- a) $K_p = \frac{p_{CaO}}{p_{CaCO_3}}$
- b) $K_p = p_{CO_2}$
- c) $K_p = p_{CaO} \cdot p_{CO_2}$
- d) $K_p = p_{CaCO_3}$
- e) $K_p = p_{CaO}$

CÁLCULO DA CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

Acabamos de analisar o aspecto qualitativo que envolve uma situação de equilíbrio. Vamos, agora, abordar os aspectos quantitativos, considerando dois experimentos.



Constante de Equilíbrio

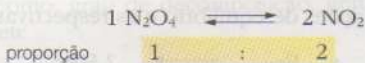
1º experimento

início	após atingir o equilíbrio	equilíbrio
10 mol de N_2O_4		N_2O_4 e 4 mol de NO_2
1 L a 100 °C		1 L a 100 °C

Com base nestes dados, vamos construir uma tabela:

	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2$	
Início	10 mol	0
Proporção	gasta x mol	forma y mol
Equilíbrio	z mol	4 mol

Como a quantidade de NO_2 no início era igual a zero e no equilíbrio há 4 mol, podemos concluir que ocorreu um consumo de 2 mol de N_2O_4 , pois a proporção estequiométrica é de:



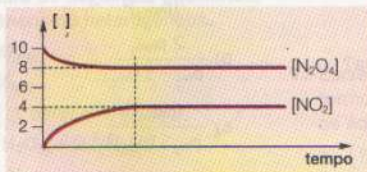
Assim, temos:

	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2$	
Início	10 mol	0
Proporção	gasta 2 mol	forma 4 mol
Equilíbrio	8 mol	4 mol

Logo, as concentrações em mol/L no equilíbrio são:

$$[N_2O_4] = \frac{8 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad [NO_2] = \frac{4 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Graficamente, temos:



Se substituirmos esses valores na expressão do K_c , temos:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \Rightarrow K_c = \frac{(4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2}{(8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})} \Rightarrow K_c = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2º experimento

início	após atingir o equilíbrio	equilíbrio
20,00 mol de N_2O_4		N_2O_4 e 5,86 mol de NO_2
1 L a 100°C		1 L a 100°C

Vamos construir uma tabela mostrando as variações de concentração durante a reação e determinar a concentração de N_2O_4 no equilíbrio:

	$\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$	
Início	20,00 mol	0
Proporção	gasta 2,93 mol	forma 5,86 mol
Equilíbrio	17,07 mol	5,86 mol

No equilíbrio, temos que:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \Rightarrow K_c = \frac{(5,86 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2}{(17,07 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})} \Rightarrow K_c = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

ou simplesmente

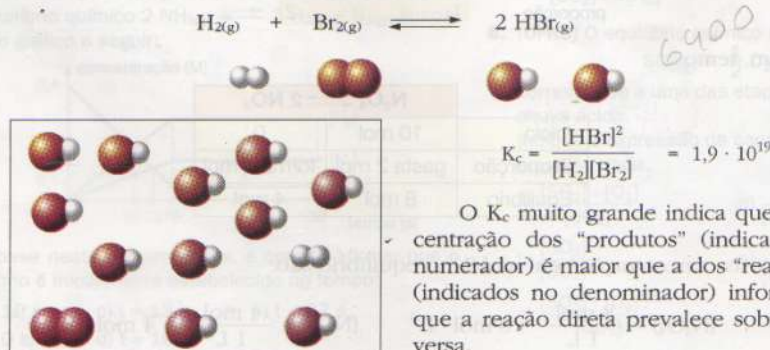
$$K_c = 2$$

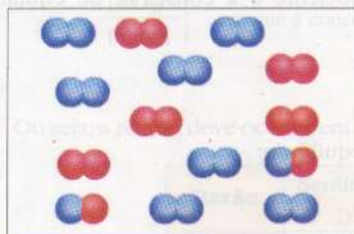
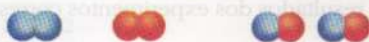
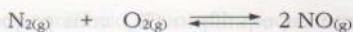
OBSERVAÇÃO:

No Ensino Superior, a dedução do K_c envolve conceitos termodinâmicos mais profundos, que evidenciam que K_c é adimensional (não tem unidade). Devido a isso, você notará que o K_c aparecerá em vários exercícios como um número puro.

INTERPRETAÇÃO DO VALOR DE K_c E EXTENSÃO DA REAÇÃO

Considere as seguintes situações de equilíbrio e as respectivas constantes a 25°C :





$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]} = 4,1 \cdot 10^{-31}$$

O K_c muito pequeno indica que a concentração dos "reagentes" (denominador) é maior que a dos "produtos" (numerador), indicando que a reação inversa prevalece sobre a direta.

Genericamente:

Quanto maior for o valor de K_c , maior será a extensão da ocorrência da reação direta.

Quanto menor for o valor de K_c , maior será a extensão da ocorrência da reação inversa.

GRAU DE EQUILÍBRIO (α)

O grau de equilíbrio consiste na razão entre o número de mol consumido de um certo reagente e o seu número de mol inicial:

$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ de mol consumido}}{\text{n}^\circ \text{ de mol inicial}}$$

O valor do grau de equilíbrio pode variar de 0 a 1: $0 < \alpha < 1$. Logo, ele pode ser expresso em porcentagem.

Consideremos o equilíbrio a seguir:

	$2 \text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$		
Início	10 mol	0	0
Proporção	gasta 6 mol	forma 6 mol	forma 3 mol
Equilíbrio	4 mol	6 mol	3 mol

Note que foram consumidos 6 mol de SO_3 e que o seu número de mol inicial era igual a 10 mol. Então, o grau de equilíbrio é dado por:

$$\alpha = \frac{6}{10} = 0,6 \text{ ou } 60\%$$

O grau de equilíbrio (α) irá variar em função da concentração e da temperatura e pode receber nomes específicos, tais como: grau de decomposição, grau de ionização, grau de dissociação, grau de hidrólise etc.

QUOCIENTE DE EQUILÍBRIO (Q_c)

O **quociente de equilíbrio** (Q_c) é a relação entre as concentrações molares dos participantes e é expresso da mesma maneira que a constante de equilíbrio (K_c):



O Q_c pode ser determinado não só no equilíbrio, mas também em qualquer instante. Portanto ele não é constante.

Relacionando a constante de equilíbrio (K_c) com o quociente de equilíbrio (Q_c), podemos determinar se os resultados dos experimentos correspondem ou não a uma situação de equilíbrio.

Quando estabelecemos a relação entre o quociente e a constante de equilíbrio, podem ocorrer três situações:

- se $\frac{Q_c}{K_c} = 1$, o sistema está em equilíbrio;
- se $\frac{Q_c}{K_c} > 1$ ou $\frac{Q_c}{K_c} < 1$, o sistema não está em equilíbrio.

Vamos considerar o seguinte equilíbrio a 100 °C:



O valor da sua constante é 0,2:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 0,2$$

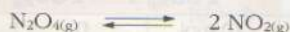
Considerando três experimentos realizados à temperatura de 100 °C, temos:

	[NO ₂]	[N ₂ O ₄]
Experimento I	2 mol/L	2 mol/L
Experimento II	0,2 mol/L	0,2 mol/L
Experimento III	0,1 mol/L	0,1 mol/L

No experimento **I**, temos:

$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \Rightarrow Q_c = \frac{(2)^2}{2} \Rightarrow \left. \begin{array}{l} Q_c = 2 \\ K_c = 0,2 \end{array} \right\} \frac{Q_c}{K_c} = \frac{2}{0,2} = 10$$

Logo, o sistema não está em equilíbrio. Para que o equilíbrio de



seja atingido, devemos ter uma diminuição na concentração em mol/L de NO₂ e um aumento na concentração em mol/L de N₂O₄, ou seja, a reação deve ocorrer em maior extensão para o lado esquerdo.

$$Q_c = 2 \xrightarrow{\text{tende a}} K_c = 0,2$$

$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \left\{ \begin{array}{l} \text{em que a concentração de } \left. \begin{array}{l} \text{NO}_2 \text{ tende a diminuir, ocorrendo} \\ \text{maior consumo de NO}_2; \\ \text{N}_2\text{O}_4 \text{ deve aumentar, ocorrendo} \\ \text{maior formação de N}_2\text{O}_4. \end{array} \right. \end{array} \right.$$

No experimento **II**, temos:

$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \Rightarrow Q_c = \frac{(0,2)^2}{0,2} \Rightarrow \left. \begin{array}{l} Q_c = 0,2 \\ K_c = 0,2 \end{array} \right\} \frac{Q_c}{K_c} = \frac{0,2}{0,2} = 1$$

Logo, o sistema está em equilíbrio, e essas concentrações não irão se alterar com o decorrer do tempo.

No experimento **III**, temos:

$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \Rightarrow Q_c = \frac{(0,1)^2}{0,1} \Rightarrow \left. \begin{array}{l} Q_c = 0,1 \\ K_c = 0,2 \end{array} \right\} \frac{Q_c}{K_c} = \frac{0,1}{0,2} = 0,5$$

Logo, o sistema não está em equilíbrio. Para que o equilíbrio seja atingido:

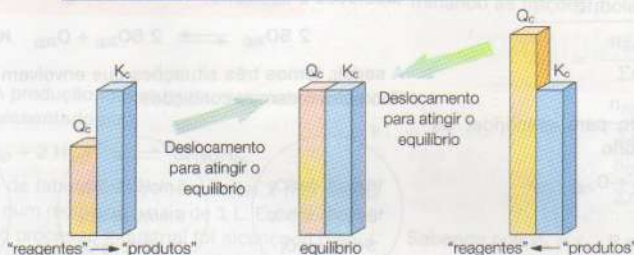
$$Q_c = 0,1 \xrightarrow{\text{tende a}} K_c = 0,2$$

$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

, em que a concentração de $\left\{ \begin{array}{l} \text{NO}_2 \text{ deve aumentar, ocorrendo} \\ \text{maior formação de NO}_2; \\ \text{N}_2\text{O}_4 \text{ tende a diminuir, ocorrendo} \\ \text{maior consumo de N}_2\text{O}_4. \end{array} \right.$

Ou seja, a reação deve ocorrer em maior extensão para o lado direito. Resumindo, temos:

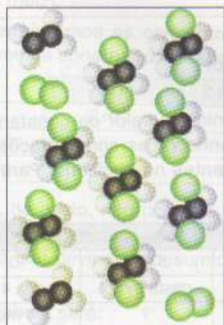
Razão	Sentido de deslocamento para atingir o equilíbrio
$\frac{Q_c}{K_c} = 1$	está em equilíbrio = não há deslocamento
$\frac{Q_c}{K_c} > 1$	←
$\frac{Q_c}{K_c} < 1$	→



Exercícios Fundamentais

Examine as ilustrações abaixo, referentes a 3 equilíbrios gasosos, à mesma temperatura, cada um deles em um frasco de 1,0 litro.

Para responder as questões 1 a 6, considere que cada molécula corresponda a 1 mol da substância.



I



II



III

- Escreva a expressão da constante do equilíbrio I.
- Determine o valor do K_c do equilíbrio I.
- Determine o valor do K_c do equilíbrio II.
- Determine o valor do K_c do equilíbrio III.
- Indique a ordem crescente de K_c para os três equilíbrios.
- Qual das três reações — cloração, bromação ou iodação — tem maior extensão?

Para o equilíbrio $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2 HI_{(g)}$, foram obtidos os seguintes resultados, a 445 °C num volume de 1,0 L.

	$H_{2(g)}$	$I_{2(g)}$	$2 HI_{(g)}$
Início	0,50 mol	0,50 mol	0
Proporção	gasta x	gasta x	forma 2x
Equilíbrio	0,11 mol	y	z

Responda as questões 7 e 8:

- Determine os valores de x, y e z.
- Calcule o valor do K_c .

Em um frasco de 2,0 litros foi colocado 1,50 mol de N_2O_4 , e se estabelece o seguinte equilíbrio:

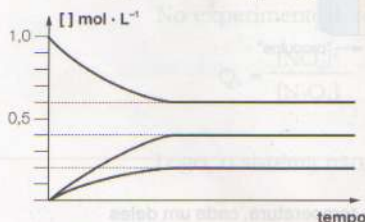


Sabendo que no equilíbrio existe 0,12 mol de NO_2 e utilizando a tabela, responda as questões 9 e 10:

	$N_2O_{4(g)}$	$2 NO_{2(g)}$
Início	1,50 mol	x
Proporção	y	2 y
Equilíbrio	z	0,12

- Determine os valores de x, y e z.
- Determine o valor do K_c .

O gráfico a seguir deve ser utilizado para responder as questões 11 e 12, referente ao equilíbrio



- Calcule o grau de decomposição (α) do CO_2 .
- Calcule o valor do K_c .

Exercícios Resolvidos

1. (Vunesp-SP) Na precipitação de chuva ácida, um dos ácidos responsáveis pela acidez é o sulfúrico. Um equilíbrio envolvido na formação desse ácido na água da chuva está representado pela equação:



- Calcule o valor da constante de equilíbrio nas condições em que reagindo-se $6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de SO_2 com $5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de O_2 , obtêm-se $4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de SO_3 quando o sistema atinge o equilíbrio.
- Construa um gráfico para este equilíbrio representando as concentrações em mol/L na ordenada e o tempo na abscissa, e indique o ponto onde foi estabelecido o equilíbrio.

SOLUÇÃO

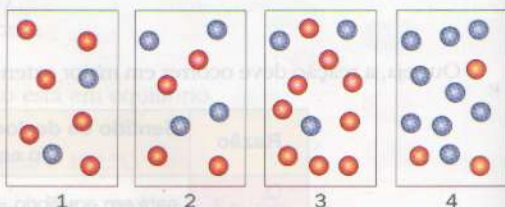
a) Pelos dados, temos que:

- concentrações iniciais:
 $[SO_2] = 6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $[O_2] = 5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

13. A ilustração (1) mostra o sistema



em equilíbrio. Qual das ilustrações abaixo mostra também um equilíbrio entre A e B na mesma temperatura?

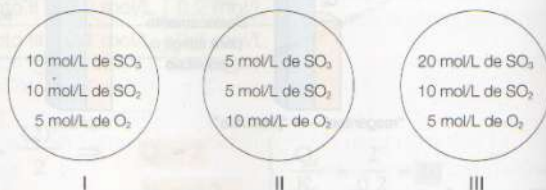


As informações a seguir devem ser utilizadas para responder as questões 14 a 16:

Em determinada condição de pressão e temperatura, se estabeleceu o equilíbrio:



A seguir, temos três situações que envolvem o mesmo equilíbrio nas mesmas condições:



- Determine o valor do Q_c das três situações.
- Qual das situações está em equilíbrio?
- O que deve acontecer às concentrações em mol/L das espécies SO_3 , SO_2 e O_2 com o passar do tempo, nas três situações?

• concentração no equilíbrio:

$$[SO_3] = 4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Para que possamos determinar o valor da constante de equilíbrio (K_c), devemos conhecer as concentrações em mol/L de todos os participantes no equilíbrio. Para isso, construímos a tabela:

	$2 SO_{2(g)}$	$+ O_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$2 SO_{3(g)}$
Início	6 mol	5 mol		0
Proporção	gasta 4 mol	gasta 2 mol		forma 4 mol
Equilíbrio	?	?		4 mol

Como, no início, a quantidade de SO_3 era igual a zero e, no equilíbrio, a sua quantidade é de 4 mol, isso significa que foram formados **4 mol de SO_3** . Para que isso aconteça, devem ser consumidos 4 mol de SO_2 e 2 mol de O_2 , devido à proporção 2:1:2, dada pelos coeficientes da equação.

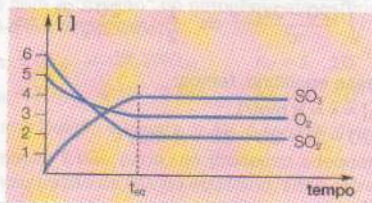
Assim, a tabela completa será:

	2 SO _{2(g)}	+ O _{2(g)}	⇌	2 SO _{3(g)}
Início	6 mol	5 mol		0
Proporção	gasta 4 mol	gasta 2 mol		forma 4 mol
Equilíbrio	2 mol	3 mol		4 mol

O número de mol determinado corresponde às concentrações em mol/L dos componentes da reação, conforme dado no enunciado. Logo:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} \Rightarrow K_c = \frac{(4)^2}{(2)^2 \cdot (3)} \Rightarrow K_c = \frac{4}{3} = 1,33$$

b)



2. (Fuvest-SP) A produção industrial de metanol envolve o equilíbrio representado por:



Numa experiência de laboratório colocaram-se 2 mol de CO e 2 mol de CH₃OH num recipiente vazio de 1 L. Em condições semelhantes às do processo industrial foi alcançado o equilíbrio. Quando a concentração de equilíbrio de H₂ for x mol/L, quais serão as concentrações de equilíbrio do CO e do CH₃OH?

SOLUÇÃO

São conhecidos:

- n° de mol no início $\left\{ \begin{array}{l} \text{CO} = 2 \text{ mol}; \\ \text{CH}_3\text{OH} = 2 \text{ mol}; \\ \text{H}_2 = \text{zero}; \end{array} \right.$
- n° de mol no equilíbrio $\Rightarrow \text{H}_2 = x \text{ mol}$.
[H₂] = x mol/L

Para determinarmos as concentrações em mol/L no equilíbrio, devemos construir uma tabela:

	CO _(g)	+ 2 H _{2(g)}	⇌	CH ₃ OH _(g)
Início	2 mol	0		2 mol
Proporção				
Equilíbrio		x mol		

Note que, no início, não ocorrerá a reação direta, pois não existe H₂ (zero mol). Logo, devemos considerar que o CH₃OH_(g) é que deve ser consumido para formar o CO_(g) e o H_{2(g)}.

Assim, a tabela será:

	CO _(g)	+ 2 H _{2(g)}	⇌	CH ₃ OH _(g)
Início	2 mol	0		2 mol
Proporção	forma $\frac{x}{2}$ mol	forma x mol		gasta $\frac{x}{2}$ mol
Equilíbrio	$(2 + \frac{x}{2})$ mol	x mol		$(2 - \frac{x}{2})$ mol

E as concentrações em mol/L serão:

$$[\text{CO}] = \frac{2 + \frac{x}{2} \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 2 + \frac{x}{2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{OH}] = \frac{2 - \frac{x}{2} \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 2 - \frac{x}{2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3. (FAAP-SP) Um recipiente fechado contém o sistema gasoso representado pela equação:



sob pressão de 6,0 atm e constituído por 0,4 mol de SO₂, 1,6 mol de O₂ e 2,0 mol de SO₃. Determine o valor da constante de equilíbrio do sistema em termos de pressões parciais.

SOLUÇÃO

Uma das maneiras para se resolver esse exercício é determinando as frações molares (x):

$$x_{\text{SO}_3} = \frac{n_{\text{SO}_3}}{\Sigma n} = \frac{2}{4} = 0,5$$

$$x_{\text{SO}_2} = \frac{n_{\text{SO}_2}}{\Sigma n} = \frac{0,4}{4} = 0,1$$

$$x_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{\Sigma n} = \frac{1,6}{4} = 0,4$$

Sabendo que P_A = x_A · P e que:

P_A = pressão parcial de A;

x_A = fração molar de A;

P = pressão total;

temos:

$$K_p = \frac{(P_{\text{SO}_3})^2}{(P_{\text{SO}_2})^2 \cdot (P_{\text{O}_2})} \Rightarrow K_p = \frac{(x_{\text{SO}_3} \cdot P)^2}{(x_{\text{SO}_2} \cdot P)^2 \cdot (x_{\text{O}_2} \cdot P)}$$

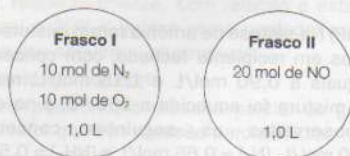
$$K_p = \frac{(0,5 \cdot 6)^2}{(0,1 \cdot 6)^2 \cdot (0,4 \cdot 6)} \Rightarrow K_p = \frac{5 \cdot 5}{0,4 \cdot 6}$$

$$\Rightarrow K_p = \frac{25}{2,4} \Rightarrow K_p = 10,4$$

4. Para o equilíbrio



foram realizados, nas mesmas condições, dois experimentos:

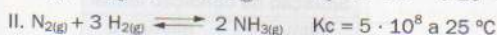


Estabelecido o equilíbrio no frasco II, constata-se a existência de 8 mol de N₂.

Determine as concentrações (mol · L⁻¹) de N₂, O₂ e NO no frasco II ao ser estabelecido o equilíbrio.

	Composição inicial em mols				Composição final em mols			
	X	Y	Z	W	X	Y	Z	W
a)	6	6	0	0	2	2	4	4
b)	6	5	0	0	4	3	2	2
c)	4	5	0	0	2	3	2	2
d)	3	3	1	0	1	1	3	2
e)	0	0	6	6	3	3	3	3

6. (UFRS) Conhecendo-se o valor da constante de equilíbrio (K_c) pode-se determinar a probabilidade de uma dada reação ocorrer na natureza. Considere duas reações possíveis para a "fixação" do nitrogênio atmosférico, convertendo-o em compostos:



Para uma fixação eficiente de N_2 , é correto afirmar-se que:

- a reação I não seria um processo adequado, pois a concentração de NO, no equilíbrio, seria extremamente pequena.
 - a reação II não seria um processo adequado, pois o sistema em equilíbrio consistiria, praticamente, do produto NH_3 .
 - a reação I seria um processo adequado, pois essa reação tende a se processar no sentido da formação de NO.
 - a reação II seria um processo adequado, pois no equilíbrio são grandes as concentrações do N_2 e do H_2 .
 - as duas reações são processos adequados, pois quando o equilíbrio é atingido nas duas reações, é grande a concentração de produtos.
7. (Fuvest-SP) Um recipiente fechado de 1 litro contendo inicialmente, à temperatura ambiente, 1 mol de I_2 e 1 mol de H_2 é aquecido a 300 °C. Com isto estabelece-se o equilíbrio



cujas constante é igual a $1,0 \cdot 10^2$. Qual a concentração, em mol/L, de cada uma das espécies $H_{2(g)}$, $I_{2(g)}$ e $HI_{(g)}$, nessas condições?

- 0, 0, 2.
 - 1, 1, 10.
 - 1/6, 1/6, 5/3.
 - 1/6, 1/6, 5/6.
 - 1/11, 1/11, 10/11.
8. (Fuvest-SP) O íon complexo $[Cr(C_2H_3N_2)_2 \cdot 2(OH)_2]^+$ pode existir na forma de dois isômeros geométricos A e B que estão em equilíbrio:



Numa experiência, realizada a temperatura constante, em que se partiu do isômero A puro, foram obtidos os seguintes dados da concentração desse isômero em função do tempo, em segundos:

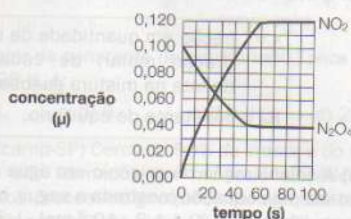
Tempo	[A]/ 10^{-3} mol · L ⁻¹	[B]/ 10^{-3} mol · L ⁻¹
0	11,6	
100	11,3	
200	11,0	
500	10,5	
1000	10,2	
2000	10,0	
2500	10,0	
3000	10,0	

- Obtenha os dados da concentração do isômero B e construa uma tabela desses dados para todos os tempos indicados.
- Qual o valor da constante desse equilíbrio? Justifique.

9. (Unesp-SP) Dentro de um recipiente fechado, contendo inicialmente apenas $N_2O_{4(g)}$, ocorre o seguinte processo, à temperatura constante:



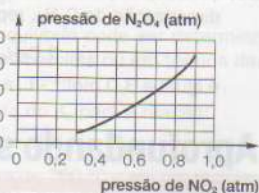
As concentrações dos participantes foram acompanhadas com o passar do tempo, conforme mostra o gráfico.



Analisando-se o gráfico, é correto afirmar que o grau de equilíbrio da reação (grau de dissociação do N_2O_4) nessa temperatura é, aproximadamente,

- 83%.
 - 75%.
 - 60%.
 - 40%.
 - 36%.
10. (Puccamp-SP) Uma mistura equimolar de nitrogênio (N_2) e oxigênio (O_2) aquecida a 2000 °C reage numa extensão de 1% (em mol) para formar óxido nítrico $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$. Nessa temperatura, o valor da constante desse equilíbrio é, aproximadamente,
- $4 \cdot 10^{-4}$.
 - $4 \cdot 10^{-2}$.
 - 4.
 - $4 \cdot 10^4$.
 - $4 \cdot 10^{+2}$.

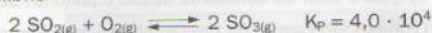
11. (Fuvest-SP) No gráfico, estão os valores das pressões parciais de NO_2 e de N_2O_4 , para diferentes misturas desses dois gases, quando, a determinada temperatura, é atingido o equilíbrio:



Com os dados desse gráfico, pode-se calcular o valor da constante (K_p) do equilíbrio atingido, naquela temperatura. Seu valor numérico é próximo de:

- 1.
 - 2.
 - 4.
 - 8.
 - 12.
12. (UFPE) A constante de equilíbrio a 298 K para a reação $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$, é igual a 1,0. Num recipiente fechado, a 298 K, foi preparada uma mistura dos gases N_2O_4 e NO_2 com pressões parciais iniciais de 2,0 e 1,0 bar, respectivamente. Com relação a esta mistura reacional a 298 K, julgue como verdadeira ou falsa cada uma das seguintes alternativas:
- está em equilíbrio
 - no equilíbrio, a pressão parcial do gás N_2O_4 será maior que sua pressão parcial inicial
 - no equilíbrio, a pressão parcial do gás NO_2 será maior que sua pressão parcial inicial
 - no equilíbrio, as pressões parciais do N_2O_4 e NO_2 serão as mesmas que as iniciais
 - no equilíbrio, a velocidade da reação direta será igual à velocidade da reação inversa

13. (Fuvest-SP) O Brasil produz, anualmente, cerca de $6 \cdot 10^6$ toneladas de ácido sulfúrico pelo processo de contacto. Em uma das etapas do processo há, em fase gasosa, o equilíbrio



que se estabelece à pressão total de P atm e temperatura constante. Nessa temperatura, para que o valor da relação

$$\frac{x_{\text{SO}_3}^2}{x_{\text{SO}_2}^2 \cdot x_{\text{O}_2}}$$

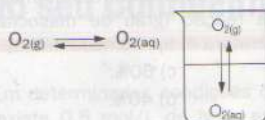
seja igual a $6,0 \cdot 10^4$, o valor de P deve ser:

- a) 1,5.
b) 3,0.
c) 15.
d) 30.
e) 50.

x = fração em quantidade de matéria (fração molar) de cada constituinte na mistura gasosa;

K_p = constante de equilíbrio.

14. (UFV-MG) A solubilização do oxigênio em água pode ser representada pela equação mostrada a seguir, cuja constante de equilíbrio a 25°C é $1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{atm}^{-1}$:



Considerando que a pressão parcial do oxigênio no ar seco é igual a 0,20 atm, a concentração do oxigênio dissolvido na água, expressa em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, é:

- a) $1,5 \cdot 10^{-2}$.
b) $6,5 \cdot 10^{-3}$.
c) 2,6.
d) 6,5.
e) $2,6 \cdot 10^{-4}$.

15. (Unifesp-SP) A constante de equilíbrio da reação de dimerização de C_5H_6 , representada pela equação



é igual a $3,0 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L}$, a 250°C .

Nessa temperatura, foram feitas duas misturas do monômero com o dímero, com as seguintes concentrações iniciais, expressas em mol/L:

Mistura 1: [monômero] = 0,50 e [dímero] = 0,75

Mistura 2: [monômero] = 1,00 e [dímero] = 2,50

Representando-se:

- situação de equilíbrio por \rightleftharpoons ,
- tendência do equilíbrio se deslocar para a formação do dímero por \rightarrow ,
- tendência do equilíbrio se deslocar para a formação do monômero por \leftarrow ,

responda qual é a alternativa que representa a situação correta das misturas 1 e 2 no instante em que elas foram preparadas.

	Situação na condição inicial	
	Mistura 1	Mistura 2
a)	\rightleftharpoons	\rightleftharpoons
b)	\rightarrow	\rightarrow
c)	\leftarrow	\leftarrow
d)	\rightarrow	\rightarrow
e)	\leftarrow	\leftarrow

16. (Unifesp-SP) A constante de equilíbrio para a reação na fase gasosa

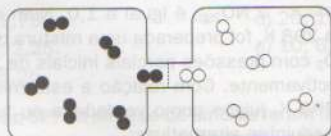


vale 25, a 600 K . Foi feita uma mistura contendo 1,0 mol de CO, 1,0 mol de H_2O , 2,0 mol de CO_2 e 2,0 mol de H_2 em um frasco de 1,0 L, a 600 K . Quais as concentrações de $\text{CO}(\text{g})$ e $\text{CO}_2(\text{g})$, em mol/L, quando for atingido o equilíbrio?

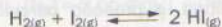
- a) 3,5 e 1,5.
b) 2,5 e 0,5.
c) 1,5 e 3,5.
d) 0,5 e 2,5.
e) 0,5 e 3,0.

Aprofundando seu Conhecimento

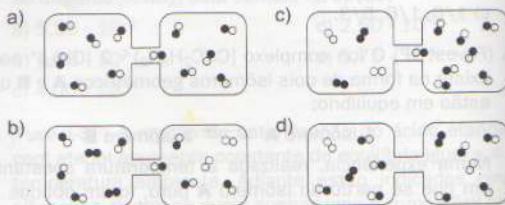
1. (UFMG) A figura representa dois recipientes de mesmo volume, interconectados, contendo quantidades iguais de $\text{I}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2(\text{g})$, à mesma temperatura. Inicialmente, uma barreira separa esses recipientes, impedindo a reação entre os dois gases.



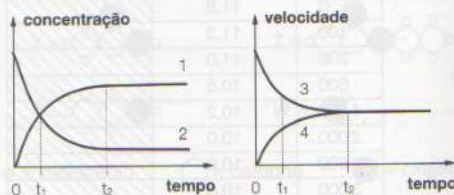
Retirada essa barreira, os dois gases reagem entre si, até que o sistema atinja um estado de equilíbrio, como descrito na equação:



Considerando o conceito de equilíbrio químico e as propriedades de moléculas gasosas, assinale a alternativa que contém a representação mais adequada do estado de equilíbrio nessa reação.



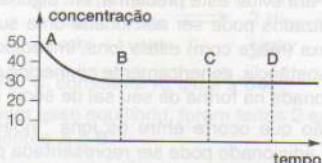
2. (UFGO) Os seguintes gráficos representam variáveis de uma reação química.



Os gráficos indicam que

- no instante t_1 , a velocidade da reação direta é igual à da inversa.
- após t_2 , não ocorre reação.
- no instante t_1 , a reação atingiu o equilíbrio.
- a curva 4 corresponde à velocidade da reação inversa.
- no ponto de intersecção das curvas 3 e 4, a concentração de produtos é igual à de reagentes.

3. (UC-PE) Analisando o gráfico que segue, relacionado a um equilíbrio químico, podemos concluir que:



- o ponto A corresponde à concentração inicial dos reagentes.
- no ponto B a reação está em equilíbrio.
- a constante de equilíbrio da reação é, obrigatoriamente, menor que 1.
- no ponto D a velocidade da reação direta é diferente da velocidade da reação inversa.
- somente no ponto C a reação está em equilíbrio.

4. (Fuvest-SP) A temperatura e pressão ambientes, considere n_1 mol de oxigênio em equilíbrio com n_2 mol de ozônio, em um volume V:

- Escreva a equação química representativa da transformação do ozônio em oxigênio.
- Escreva a constante desse equilíbrio em função da concentração de oxigênio e de ozônio.

5. (Puccamp-SP) Para o sistema em equilíbrio:



o valor da constante de equilíbrio (K_p) é calculado pela expressão:

- $K_p = \frac{p_{\text{CaO}}}{p_{\text{CaCO}_3}}$
- $K_p = p_{\text{CO}_2}$
- $K_p = p_{\text{CaO}} \cdot p_{\text{CO}_2}$
- $K_p = p_{\text{CaCO}_3}$
- $K_p = p_{\text{CaO}}$

6. (UFPA) A expressão da lei do equilíbrio $K = \frac{1}{[\text{O}_2]^3}$ pertence à seguinte reação:

- $3 \text{N}_{2(g)} + 3 \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 6 \text{NO}_{(g)}$
- $2 \text{Al}_2\text{O}_{3(g)} \rightleftharpoons 4 \text{Al}_{(s)} + 3 \text{O}_{2(g)}$
- $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_{3(l)} + 3 \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 3 \text{CO}_{2(g)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$
- $4 \text{Al}_{(s)} + 3 \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$

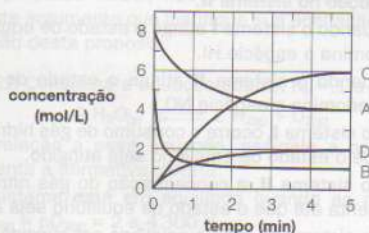
7. (UFRN) Sabendo-se que $K_p = K_c(RT)^\Delta n$, podemos afirmar que $K_p = K_c$, para:

- $\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- $\text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(g)}$
- $\text{NO}_{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{NO}_{2(g)}$
- $4 \text{FeS}_{(s)} + 7 \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} + 4 \text{SO}_{2(g)}$

8. (UC-BA) No sistema: $2 \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ a relação K_c/K_p é:

- RT
- $(RT)^{-1}$
- $(RT)^2$
- $(RT)^{-2}$
- $(RT)^3$

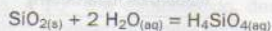
9. (UFRN) Observe o gráfico a seguir, relativo ao estabelecimento do equilíbrio de uma reação, a 298 K, do tipo:



O valor da constante de equilíbrio (K_c) para essa reação, a 298 K, é:

- 3
- 6
- 12
- 24

10. (Unicamp-SP) Cerca de 90% da crosta e do manto terrestres são formados por minerais silicáticos. Entender muitos processos geoquímicos significa conhecer bem o comportamento dessas rochas em todos os ambientes. Um caso particular desse comportamento na crosta é a solubilização da sílica (SiO_2) por água a alta temperatura e pressão. Esse processo de dissolução pode ser representado pela equação:



Em determinado pH a 300 °C e 500 atmosferas, a constante de equilíbrio para essa dissolução, considerando a água como solvente, é de 0,012.

- Escreva a expressão da constante de equilíbrio para esse processo de dissolução.
- Determine a concentração em $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ de H_4SiO_4 aquoso quando se estabelece o equilíbrio de dissolução nas condições descritas.

11. (PUC-PR) A constante de equilíbrio pode ser determinada em termos das pressões parciais ou em termos das concentrações molares.

Encontre o valor aproximado do K_c para a reação:



sabendo que na temperatura de 750 °C e em um recipiente de 1 litro estão em equilíbrio 0,5 mol de gás hidrogênio, 0,31 mol de enxofre e 17 g de sulfeto de hidrogênio.

(Dados: $M(\text{H}) = 1,00 \text{ g/mol}$; $M(\text{S}) = 32,00 \text{ g/mol}$.)

- $3,18 \cdot 10^{-2}$
- $2,10 \cdot 10^{-1}$
- $2,10 \cdot 10^{-1}$
- $3,10 \cdot 10^{-1}$
- $1,09 \cdot 10^{-3}$

12. (UFPR) Considere os sistemas químicos descritos a seguir:

I. Uma mistura de hidrogênio, iodo e iodeto de hidrogênio é introduzida num recipiente aquecido a 783 K. Cada um dos componentes da mistura encontra-se no estado gasoso e na concentração de $2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Nesse sistema ocorre a reação



cujas constante de equilíbrio é igual a 46.

II. Uma mistura de $\text{N}_{2(g)}$, $\text{O}_{2(g)}$ e $\text{NO}_{(g)}$ é introduzida num recipiente aquecido a 800 K. A concentração de cada um dos seus componentes é igual a $2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Nesse sistema ocorre a reação



cujas constante de equilíbrio é igual a $3,40 \cdot 10^{-21}$.

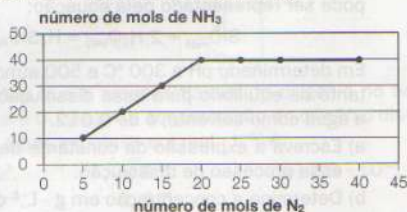
Sobre os sistemas I e II, é correto afirmar:

- As constantes de equilíbrio indicam que a velocidade da reação no sistema I é maior que a velocidade da reação no sistema II.
- Quando o sistema I atinge o estado de equilíbrio, predomina a espécie HI.
- Quando o sistema II atinge o estado de equilíbrio, predomina a espécie NO.
- No sistema I, ocorre o consumo de gás hidrogênio até que o estado de equilíbrio seja atingido.
- No sistema II, a concentração do gás nitrogênio aumenta até que o estado de equilíbrio seja atingido.
- No sistema II, após o equilíbrio ser atingido, a concentração de oxigênio é igual à concentração de nitrogênio.

- 13.** (PUC-RJ) Embora a fixação de N_2 por organismos vivos ocorra naturalmente, utiliza-se, na produção agrícola, a amônia como suplemento de nitrogênio para fertilizar o solo. O processo de fabricação desse produto está baseado em uma reação de síntese a 450°C :



A figura abaixo apresenta um gráfico de produção de $NH_{3(g)}$ em função do número de mols de $N_{2(g)}$ adicionado ao reator para uma quantidade fixa de $H_{2(g)}$.



Indique a única opção incorreta:

- 5 mols de $N_{2(g)}$ produzem 10 mols de $NH_{3(g)}$ no equilíbrio.
 - 38 mols de $N_{2(g)}$ produzem 40 mols de $NH_{3(g)}$ no equilíbrio.
 - O $H_{2(g)}$ é o reagente limitante do processo, a partir da adição de 20 mols de $N_{2(g)}$.
 - 25 mols de $N_{2(g)}$ produzem 50 mols de $NH_{3(g)}$ no equilíbrio.
 - Após o estabelecimento do equilíbrio, a adição de mais $H_{2(g)}$ altera o valor máximo na curva de produção de amônia.
- 14.** (UFRS) Num vaso de reação a 45°C e 10 atm foram colocados 1,0 mol de N_2 e 3,0 mols de H_2 . O equilíbrio que se estabeleceu pode ser representado pela equação abaixo.



Qual a composição da mistura no estado de equilíbrio se nessa condição são obtidos 0,08 mol de NH_3 ?

	N_2	H_2	NH_3
a)	1,00 mol	3,00 mols	0,08 mol
b)	0,96 mol	2,92 mols	0,16 mol
c)	0,84 mol	2,84 mols	0,16 mol
d)	0,84 mol	2,92 mols	0,08 mol
e)	0,96 mol	2,88 mols	0,08 mol

- 15.** (Unifesp-SP) Ácido acético e etanol reagem reversivelmente, dando acetato de etila e água.



A 100°C , a constante de equilíbrio vale 4.

- Calcule a quantidade, em mol, de ácido acético que deve existir no equilíbrio, a 100°C , para uma mistura inicial contendo 2 mol de acetato de etila e 2 mol de água.
- Partindo-se de 1,0 mol de etanol, para que 90% dele se transformem em acetato de etila, a 100°C , calcule a quantidade de ácido acético, em mol, que deve existir no equilíbrio. Justifique sua resposta com cálculos.

- 16.** (Unicamp-SP) Íons como Cu^{2+} , Fe^{3+} e Fe^{2+} , presentes em certos alimentos, como por exemplo maionese, podem causar a sua deterioração através da formação de peróxidos. Para evitar este problema, em alguns alimentos industrializados pode ser adicionada uma substância que complexa (reage com) estes íons, impedido a sua ação. Esta substância, genericamente conhecida como "EDTA", é adicionada na forma de seu sal de sódio e cálcio.

A reação que ocorre entre os íons "indesejáveis" e o "EDTA" adicionado pode ser representada pela equação:



Veja os valores dos logaritmos das constantes de equilíbrio para as reações de complexação desses íons com EDTA na tabela ao lado.

Me^{n+}	$\log K_{eq}$
Fe^{2+}	14,4
Cu^{2+}	18,8
Fe^{3+}	25,1

- Qual dos íons Me^{n+} será removido com mais eficiência? Justifique.
- Escreva a equação química que representa a reação entre $CaEDTA^{2-}$ e o íon escolhido no item a da questão.

- 17.** (Fuvest-SP) Considere o equilíbrio, em fase gasosa,



cujas constantes K , à temperatura de 430°C , é igual a 4.

Em um frasco de 1,0 L, mantido a 430°C , foram misturados 1,0 mol de CO , 1,0 mol de H_2O , 3,0 mol de CO_2 e 3,0 mol de H_2 . Esperou-se até o equilíbrio ser atingido.

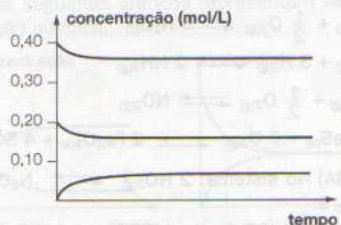
- Em qual sentido, no de formar mais CO ou de consumi-lo, a rapidez da reação é maior, até se igualar no equilíbrio? Justifique.
- Calcule as concentrações de equilíbrio de cada uma das espécies envolvidas (Lembrete: $4 = 2^2$).

Obs.: Considerou-se que todos os gases envolvidos têm comportamento de gás ideal.

- 18.** (Fuvest-SP) Em uma experiência, aqueceu-se, a uma determinada temperatura, uma mistura de 0,40 mol de dióxido de enxofre a 0,20 mol de oxigênio, contidos em um recipiente de 1 L e na presença de um catalisador. A equação química, representando a reação reversível que ocorre entre esses dois reagentes gasosos, é:



As concentrações dos reagentes e do produto foram determinadas em vários tempos, após o início da reação, obtendo-se o gráfico:



Em uma nova experiência, 0,40 mol de trióxido de enxofre, contido em um recipiente de 1 L, foi aquecido à mesma temperatura da experiência anterior e na presença do mesmo catalisador. Acompanhando-se a reação ao longo do tempo, deve-se ter, ao atingir o equilíbrio, uma concentração de SO_3 de aproximadamente:

- a) 0,05 mol/L. d) 0,35 mol/L.
b) 0,18 mol/L. e) 0,40 mol/L.
c) 0,20 mol/L.

19. (Fuvest-SP) O equilíbrio



tem, a 370 °C, constante K_c igual a 64.

Para estudar esse equilíbrio, foram feitas 2 experiências independentes **A** e **B**.

I. 0,10 mol de cada gás, H_2 e I_2 , foram colocados em um recipiente adequado de 1 L, mantido a 370 °C até atingir o equilíbrio (a intensidade da cor não muda mais).

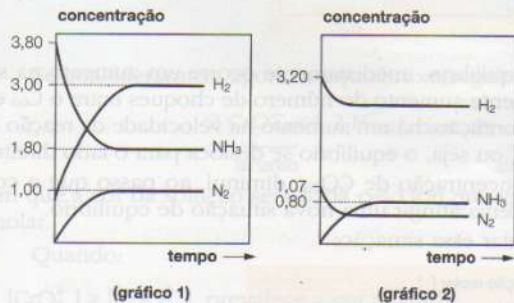
II. 0,20 mol do gás HI foi colocado em um recipiente de 1 L, idêntico ao utilizado em **A**, mantido a 370 °C até atingir o equilíbrio (a intensidade da cor não muda mais).

- a) Atendido o equilíbrio em **I** e em **II**, é possível distinguir os recipientes pela intensidade da coloração violeta? Justifique.
b) Para a experiência **I**, calcule a concentração de cada gás no equilíbrio. Mostre, em um gráfico de concentração, como variam, em função do tempo, as concentrações desses gases até que o equilíbrio seja atingido. Identifique as curvas no gráfico.

20. (UFCE) A amônia fabricada em larga escala para produção de fertilizante é obtida pelo processo Haber na presença de catalisador apropriado, através da reação:



Os gráficos **1** e **2** abaixo apresentam os resultados de duas experiências realizadas, na mesma temperatura, para estudo da condição de equilíbrio químico atingida nos dois casos.



- a) Calcule a constante de equilíbrio, considerando os dados obtidos na primeira experiência e apresentados no gráfico **1**.
b) Calcule a constante de equilíbrio, considerando os dados obtidos na segunda experiência, apresentados no gráfico **2**. Compare e justifique os valores obtidos para a constante de equilíbrio.

c) Suponha que alguém divulgue o desenvolvimento de um novo catalisador que converte uma maior quantidade de N_2 e H_2 a NH_3 do que o catalisador utilizado no processo Haber, nas mesmas condições. Apresente argumento que justifique sua aceitação ou a rejeição desta proposta.

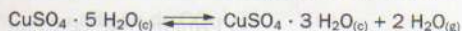
21. (PUC-RJ) Considere a equação abaixo, $K_p = 1$ a 4300 K



Com relação a essa equação, assinale a opção que apresenta a afirmativa correta.

- a) O sistema está em equilíbrio quando as $p_{\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}} = p_{\text{H}_2_{(\text{g})}} = p_{\text{O}_{2(\text{g})}} = 2$ a 4300 K.
b) O sistema está em equilíbrio quando as $p_{\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}} = p_{\text{H}_2_{(\text{g})}} = p_{\text{O}_{2(\text{g})}} = 1$ a 4300 K.
c) Se a $p_{\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}}$ diminuir em decorrência do deslocamento do equilíbrio para a direita, o volume do sistema diminui.
d) A adição de $\text{O}_{2(\text{g})}$ ocasiona a diminuição do $p_{\text{H}_2\text{O}}$.
e) Dobrando a $p_{\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}}$, $K_p = 2$ a 4300 K.

22. (ITA-SP) Sulfato de cobre sólido penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}_{(\text{s})}$, é colocado em um recipiente fechado, de volume constante, previamente evacuado, provido de um medidor de pressão e de um dispositivo de entrada/saída para reagentes. A 25 °C é estabelecido, dentro do recipiente, o equilíbrio representado pela equação química:



Quando o equilíbrio é atingido, a pressão dentro do recipiente é igual a 7,6 mmHg. A seguir, a pressão de vapor da água é aumentada para 12 mmHg e um novo equilíbrio é restabelecido na mesma temperatura. A respeito do efeito e aumento da pressão de vapor da água sobre o equilíbrio de dissociação do $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}_{(\text{s})}$, qual das opções seguintes contém a afirmação errada?

- a) O valor da constante de equilíbrio K_p é igual a $1,0 \cdot 10^{-4}$.
b) A quantidade de água na fase gasosa permanece praticamente inalterada.
c) A concentração (em mol/L) de água na fase $\text{CuSO}_4 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}_{(\text{s})}$ permanece inalterada.
d) A concentração (em mol/L) de água na fase sólida total permanece inalterada.
e) A massa total do conteúdo do recipiente aumenta.

23. A constante do equilíbrio $\text{Co}_{(\text{s})} + \text{Ni}_{(\text{aq})}^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}_{(\text{s})} + \text{Co}_{(\text{aq})}^{2+}$, em termos de concentrações em mol/L, a 25 °C, é igual a 10.

- a) Escreva a expressão matemática dessa constante de equilíbrio.
A 25 °C, monta-se uma pilha na qual um dos eletrodos é uma barra de cobalto mergulhada numa solução de sulfato de cobalto, e outro eletrodo é uma barra de níquel mergulhada numa solução de sulfato de níquel. As soluções estão ligadas por meio de uma ponte salina e o circuito é fechado por um voltímetro.
b) Qual é o pólo positivo da pilha quando as soluções de $\text{Co}_{(\text{aq})}^{2+}$ e $\text{Ni}_{(\text{aq})}^{2+}$ têm, ambas, concentração igual a 1,0 mol/L?
c) Qual será a relação entre as concentrações de $\text{Co}_{(\text{aq})}^{2+}$ e $\text{Ni}_{(\text{aq})}^{2+}$ quando esta pilha deixar de funcionar?
Justifique as respostas aos itens **b** e **c**, utilizando argumentos de constante de equilíbrio.

CAPÍTULO 29

Deslocamento de equilíbrio

PRINCÍPIO DE LE CHATELIER

Quando um sistema está em equilíbrio, a velocidade da reação direta é igual à velocidade da inversa, e as concentrações molares de todos os participantes permanecem constantes. Se, sobre esse equilíbrio, não ocorrer a ação de nenhum agente externo, ele tende a permanecer nessa situação indefinidamente. Porém, se for exercida uma ação externa sobre esse equilíbrio, ele tende a reagir de maneira a minimizar os efeitos dessa ação.

Esse é o tema do **Princípio de Le Chatelier**, publicado em 1884:

Princípio de Le Chatelier: “Quando se aplica uma força em um sistema em equilíbrio, ele tende a se reajustar no sentido de diminuir os efeitos dessa força”.

O Princípio de Le Chatelier é fácil de ser entendido quando se considera que **a constante de equilíbrio depende somente da temperatura**.

A constante de equilíbrio não se altera com variações das concentrações dos participantes, com variações do volume nem com a pressão exercida.

Os fatores que podem afetar a condição de equilíbrio de um sistema são: concentração, pressão, temperatura.

A seguir vamos analisar a influência de cada um dos fatores que podem afetar o equilíbrio.



Deslocamento de Equilíbrio

CONCENTRAÇÃO

Considere o seguinte equilíbrio:



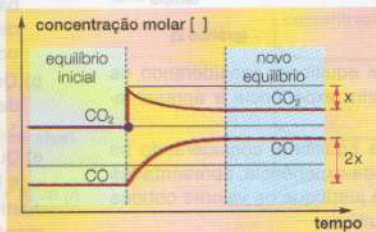
Ele servirá de exemplo para nosso estudo, e iremos analisar o seu comportamento em três situações.

1ª situação — Adição de $CO_{2(g)}$

Quando adicionamos $CO_{2(g)}$ ao equilíbrio, imediatamente ocorre um aumento na sua concentração, o que acarreta conseqüente aumento do número de choques entre o $C_{(s)}$ e o $CO_{2(g)}$. Reagindo a essa mudança de condição, há um aumento na velocidade da reação direta favorecendo a formação de $CO_{(g)}$, ou seja, o equilíbrio se desloca para o lado direito.

Com o decorrer da reação, a concentração de $CO_{2(g)}$ diminui, ao passo que a concentração de $CO_{(g)}$ aumenta até o sistema atingir uma nova situação de equilíbrio.

O gráfico a seguir pode representar essa situação:



• = adição de CO_2

Supondo, por exemplo, que em equilíbrio predomina a coloração amarela, dada pelo $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$, quando adicionamos ao sistema algumas gotas de limão ou outra solução ácida qualquer, temos:



Fotos: Thales Trigo



Como qualquer ácido libera H^+ em meio aquoso, com a sua adição aumentamos a concentração de H^+ do meio, o que provoca um deslocamento do equilíbrio para a direita. Nessa nova situação, o equilíbrio em solução apresenta cor alaranjada devido ao aumento da concentração de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

Nesse caso particular de deslocamento de equilíbrio, foi adicionada uma substância que originou um íon já presente no equilíbrio, um íon comum: o H^+ . A esse fato damos o nome de **efeito do íon comum**.

Quando adicionamos uma solução aquosa de soda cáustica (NaOH) a esse equilíbrio, ocorre um novo deslocamento:



Fotos: Thales Trigo



Na solução aquosa de NaOH existem íons OH^- que consomem os íons H^+ presentes no equilíbrio:



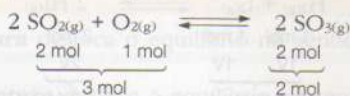
A remoção dos íons H^+ do equilíbrio provoca um deslocamento para a esquerda, resultando a cor amarela da solução.

PRESSÃO

De acordo com o Princípio de Le Chatelier, um sistema em equilíbrio, quando submetido a uma ação externa, reage no sentido de minimizar os efeitos dessa ação. Quando, a uma temperatura constante, aumentamos a pressão sobre o equilíbrio gasoso, ele se desloca no sentido da reação capaz de diminuir essa pressão e vice-versa.

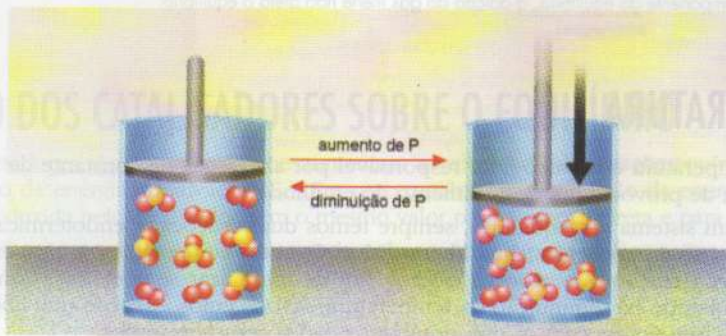


A fim de verificarmos os efeitos da variação de pressão em um equilíbrio, vamos considerar o equilíbrio seguinte, a uma temperatura constante:



Se aumentamos a pressão, o equilíbrio se desloca para a direita, favorecendo a formação do $\text{SO}_{3(g)}$, porque nesse sentido há uma diminuição do número de mol de gás e, conseqüentemente, uma diminuição da pressão.

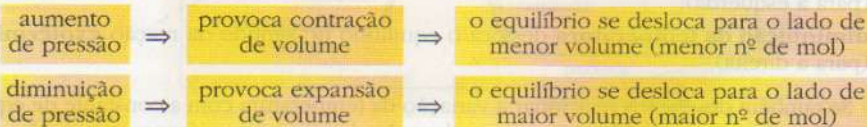
Se, no entanto, ocorre uma diminuição da pressão, o equilíbrio se desloca para a esquerda, favorecendo a formação de $\text{SO}_{2(g)}$ e $\text{O}_{2(g)}$, porque nesse sentido há um aumento do número de mol e, conseqüentemente, da pressão.



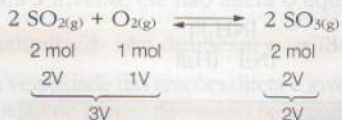
Outra maneira, mais simples, de analisarmos o efeito produzido pela variação de pressão em um equilíbrio é associar o número de mol ao volume. Assim, nas mesmas condições, temos:

- 1 mol = 1 volume (1V)
- 2 mol = 2 volumes (2V)

Logo:



No exemplo dado, temos:



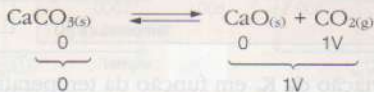
- **aumento de pressão** desloca o equilíbrio para a direita (menor volume);
- **diminuição de pressão** desloca o equilíbrio para a esquerda (maior volume).

Vejamos outro exemplo:



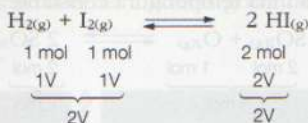
Nesse equilíbrio, as concentrações molares dos sólidos CaCO_3 e CaO não são afetadas por variações de pressão por serem incompressíveis.

A variação de pressão somente afetará a substância no estado gasoso, no caso, o CO_2 .



Assim, podemos concluir que o aumento da pressão desloca o equilíbrio para a esquerda.

Agora, observe o equilíbrio a seguir:



Qualquer que seja o sentido considerado, o número de mol gasoso ou de volume é o mesmo. Logo, o equilíbrio não sofre nenhum deslocamento por variação de pressão.

OBSERVAÇÃO:

Se adicionamos um **gás inerte**, ou seja, um gás que não reage a um sistema em equilíbrio, ocorre um aumento da pressão total do sistema. No entanto, como não há variação da concentração nem das pressões parciais de cada gás componente do equilíbrio, a adição do gás inerte não afeta o equilíbrio.

TEMPERATURA

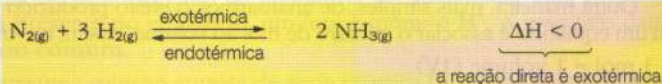
A temperatura é o único fator responsável por alterações na constante de equilíbrio (K_c), além de provocar um deslocamento do equilíbrio.

Em um sistema em equilíbrio, sempre temos duas reações: a endotérmica, que absorve calor; e a exotérmica, que liberta calor. Quando aumentamos a temperatura, favorecemos a reação que absorve calor, a fim de minimizar seus efeitos. Como consequência, quando há diminuição da temperatura, favorecemos a reação que liberta calor. Observe o que ocorre com os dois equilíbrios dados como exemplos:



Temperatura e Equilíbrio

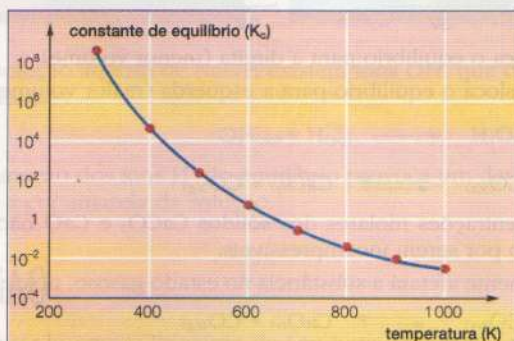
1º exemplo



- **aumento da temperatura** desloca o equilíbrio no sentido da reação **endotérmica** (para a esquerda);
- **diminuição da temperatura** desloca o equilíbrio no sentido da reação **exotérmica** (para a direita).

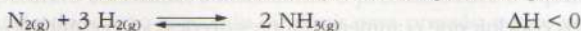
Se também desejamos relacionar a variação da temperatura com a constante de equilíbrio (K_c), devemos considerar que uma elevação da temperatura favorece a reação endotérmica. Então, $[\text{N}_2]$ e $[\text{H}_2]$ aumentam e $[\text{NH}_3]$ diminui:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} \Rightarrow K_c \text{ diminui}$$

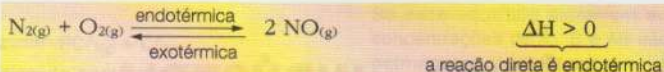


Temperatura	
(K)	K_c
300	$2,6 \cdot 10^8$
400	$3,9 \cdot 10^4$
500	$1,7 \cdot 10^2$
600	4,2
700	$2,9 \cdot 10^{-1}$
800	$3,9 \cdot 10^{-2}$
900	$8,1 \cdot 10^{-3}$
1000	$2,3 \cdot 10^{-3}$

O gráfico mostra a variação da K_c em função da temperatura para a reação:



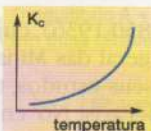
2º exemplo



- **aumento da temperatura** desloca o equilíbrio no sentido da reação **endotérmica** (para a direita);
- **diminuição da temperatura** desloca o equilíbrio no sentido da reação **exotérmica** (para a esquerda).

Em relação à constante de equilíbrio (K_c), temos um aumento da temperatura, favorecendo a reação endotérmica. Então, [NO] aumenta e [N₂] e [O₂] diminuem:

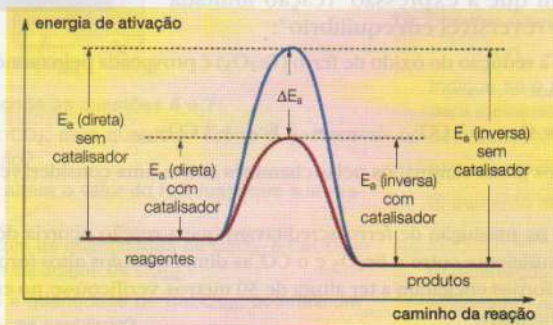
$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]} \Rightarrow K_c \text{ aumenta}$$



EFEITO DOS CATALISADORES SOBRE O EQUILÍBRIO

Catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade das reações químicas pela diminuição da energia de ativação (E_a). Em um equilíbrio, a diminuição da energia de ativação, produzida pelo catalisador, tem o mesmo valor para a reação direta e para a inversa.

Uma reação genérica está representada pela equação e pelo gráfico a seguir:

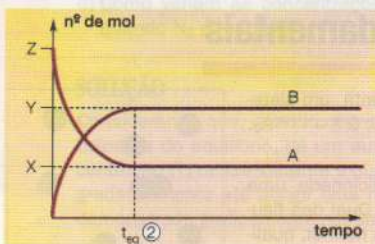
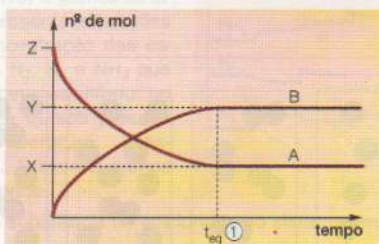
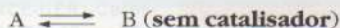


Como o aumento de velocidade da reação produzido pelo catalisador é o mesmo, tanto para a reação direta como para a inversa, ele não altera o equilíbrio.

Catalisadores não deslocam equilíbrio.

Se o catalisador aumenta a velocidade das reações direta e inversa, o único efeito que ele provoca num equilíbrio é a diminuição do tempo necessário para que esse equilíbrio seja atingido.

Observe nos gráficos que, tanto numa reação como na outra — com e sem catalisador —, o número de mol de **A** e de **B** no equilíbrio é igual:



$$t_{eq} 2 < t_{eq} 1$$



QUÍMICA e INDÚSTRIA

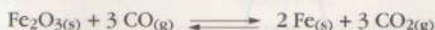
Assim falou Le Chatelier

Henry Louis Le Chatelier (1850-1936), cuja influência do pai, que trabalhava como inspetor geral das Minas, na França, fora fundamental no direcionamento de seus estudos, tornou-se, em 1877, professor da École des Mines, em Paris. No entanto, com o passar do tempo, o seu interesse começou a se voltar para outras áreas.

Le Chatelier foi um dos primeiros cientistas a relacionar os princípios da termodinâmica com as reações químicas. Seu mérito e importância foi ter percebido que nem todas as reações consomem totalmente os reagentes, ou seja, em muitas reações ocorre uma situação de equilíbrio, na qual reagentes e produtos permanecem juntos, reagindo e se transformando.

Em 1888, Le Chatelier escreveu um artigo em que, de maneira esclarecedora e irônica, comprou o equilíbrio das reações. A seguir, traduzimos parte desse artigo, em que a expressão “reação limitada” deve ser entendida como “reação reversível em equilíbrio”:

É sabido que nos altos-fornos a redução do óxido de ferro (Fe_2O_3) é provocada pelo monóxido de carbono (CO), de acordo com a reação:



Também é sabido que entre os gases eliminados pelas chaminés existe uma considerável quantidade de CO.

Como as pessoas envolvidas na produção de ferro acreditavam que a reação ocorria de maneira incompleta devido a um contato insuficiente entre o Fe_2O_3 e o CO, as dimensões dos altos-fornos foram aumentadas. Na Inglaterra, onde tais fornos chegaram a ter altura de 30 metros, verificou-se, no entanto, que a proporção de CO eliminada não diminuía.

Esse procedimento, que custou aos cofres ingleses centenas de milhares de libras, mostra-nos que a redução do Fe_2O_3 pelo CO é uma reação limitada [reação reversível em equilíbrio] e que um conhecimento básico do conceito de equilíbrio químico teria permitido chegar à mesma conclusão de maneira mais rápida e econômica.

Le Chatelier dedicou-se intensamente ao estudo de possíveis maneiras de se produzir deslocamentos nos equilíbrios químicos. A obtenção desses deslocamentos é fundamental para a indústria, permitindo a produção de maior quantidade de determinado produto de maneira mais rápida e com menor custo.

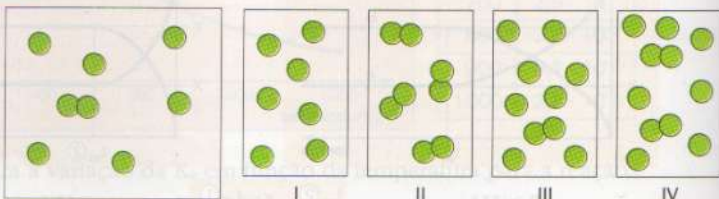


Science Photo Library

Exercícios Fundamentais

1. A figura ao lado representa um sistema gasoso em equilíbrio: $2 \text{A} \rightleftharpoons \text{A}_2$.

A este sistema foi adicionada uma certa quantidade de A. Qual das figuras a seguir representa melhor, qualitativamente, a nova situação de equilíbrio:



2. A respeito do equilíbrio:



responda aos itens, indicando para qual lado — direito (→) ou esquerdo (←) — ocorre o deslocamento do equilíbrio, nos seguintes casos:

- aumentando-se a concentração de PCl_5 ;
- aumentando-se a concentração de PCl_3 ;
- diminuindo-se a concentração de Cl_2 ;
- diminuindo-se a concentração de PCl_5 .

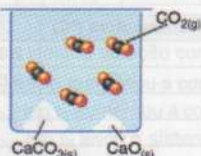
3. Considere o equilíbrio:



e responda aos itens:

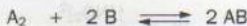
- Se for adicionado vinagre ao equilíbrio, ele irá se deslocar para qual lado? Justifique sua resposta.
- Se for adicionado NaOH ao equilíbrio, ele irá se deslocar para qual lado? Justifique sua resposta.

A figura abaixo representa um equilíbrio heterogêneo.



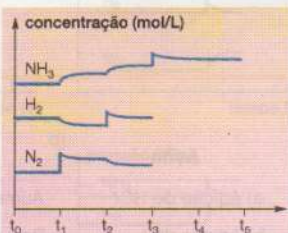
A seu respeito, responda às questões 4 a 7:

- Se adicionarmos CO_2 , para qual lado ocorre o deslocamento do equilíbrio?
- A adição de CO_2 , altera o valor do K_c ? Justifique sua resposta.
- Do que acontece com as quantidades de $CaO(s)$ e $CaCO_3(s)$ em consequência da adição de $CO_2(g)$?
- Se aumentarmos a quantidade de $CaCO_3(s)$, ocorrerá um deslocamento nesse equilíbrio?
- As figuras a seguir estão relacionadas a um equilíbrio gasoso:



Exercícios Resolvidos

1. (ENCE-UERJ-Cefet-UFRRJ) O gráfico ao lado representa alterações na concentração das espécies N_2 , H_2 e NH_3 que estão em equilíbrio no instante t_0 , sob pressão e temperatura constantes. Analise o gráfico e responda:

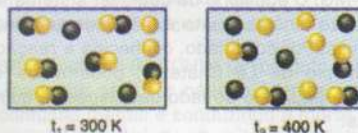


- Que substância foi adicionada ao sistema em t_1 ?
- Que variação sofre a constante de equilíbrio (K_c) quando variam as concentrações em t_2 ?

Se esse equilíbrio sofrer um aumento de pressão, as concentrações de A_2 , B e AB irão aumentar, diminuir ou permanecer constantes?



9. O equilíbrio $A + B \rightleftharpoons AB$ está, a seguir, representado em duas temperaturas diferentes:



A seu respeito, responda aos itens:

- Escreva a expressão do K_c .
- A reação direta é exotérmica ou endotérmica?
- A elevação da temperatura provocou um aumento ou uma diminuição no valor de K_c ?

10. Observe o seguinte equilíbrio:



Indique se o equilíbrio se desloca para a direita (→), para a esquerda (←) ou se ele não se desloca em cada uma das situações abaixo:

- aumento da concentração do CO ;
- aumento da concentração do H_3COH ;
- diminuição da concentração do H_2 ;
- diminuição da concentração do H_3COH ;
- aumento da pressão;
- aumento do volume;
- aumento da temperatura;
- diminuição da temperatura;
- adição de um catalisador.

- Como variam as concentrações de N_2 e H_2 em t_3 ?
- Como variam as concentrações de NH_3 e de H_2 em t_4 , quando N_2 é retirado?

SOLUÇÃO

Considerando que, quando ocorre a adição de qualquer participante do equilíbrio, há um aumento brusco em sua concentração (!) nesse instante e que sua concentração diminui gradativamente até atingir uma nova situação de equilíbrio, demonstrada graficamente por uma reta paralela à abscissa:

- No instante t_1 , ocorreu um aumento brusco na concentração do N_2 .

b) A variação de concentração não altera a constante de equilíbrio (K_c).

c) No instante t_3 ocorreu um aumento brusco na concentração de NH_3 , o que provocou um deslocamento do equilíbrio para a esquerda:



fazendo com que as concentrações de N_2 e H_2 aumentassem.

d) Se o N_2 for retirado no instante t_4 , o equilíbrio se desloca para a esquerda e, com isso, a concentração de NH_3 diminui e a de H_2 aumenta.

2. (UFV-MG) O equilíbrio de qualquer sistema reativo é de natureza dinâmica, isto é, não existem reações 100% quantitativas. Por outro lado, conhecida a reação e aplicando o Princípio de Le Chatelier, poderíamos deslocar a condição de equilíbrio do lado das espécies químicas mais desejáveis.

A adição de HNO_3 concentrado sobre cobre metálico produz o gás NO_2 , que, quando recolhido e fechado numa ampola, dimeriza-se de tal forma a apresentar o seguinte equilíbrio:



a) Quando a ampola é resfriada num banho com gelo picado, a cor alaranjada tende a desaparecer. Com base nessa experiência, escreva a reação no sentido em que é deslocada, indicando se é endotérmica ($\Delta H > 0$) ou exotérmica ($\Delta H < 0$).

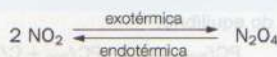
b) Imagine que nosso sistema seja transferido para uma outra ampola (inicialmente com vácuo) de capacidade maior, na mesma temperatura. Escreva a reação indicando o sentido em que é deslocada e a sua cor predominante. Justifique, também, a intensidade dessa cor.

c) Escreva a expressão da constante de equilíbrio da reação proposta anteriormente, em termos das pressões parciais.

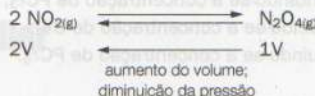
SOLUÇÃO

Um aumento de temperatura favorece a reação endotérmica, enquanto uma diminuição favorece a exotérmica. A partir disso, temos:

a) Como a cor alaranjada tende a desaparecer quando a ampola é resfriada, o equilíbrio está se deslocando para a direita, pois a concentração de NO_2 (alaranjado) diminui, favorecendo a formação de N_2O_4 . Assim, a reação direta foi favorecida por um abaixamento de temperatura, sendo, pois, exotérmica:



b) Se há um aumento de volume, temos uma diminuição de pressão, fazendo com que o equilíbrio se desloque no sentido do maior número de mol, ou seja, nesse caso, para a esquerda:



Devido à maior formação de $\text{NO}_{2(\text{g})}$, a cor alaranjada tende a se intensificar.

$$c) K_p = \frac{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}{(P_{\text{NO}_2})^2}$$

3. (Unifor-CE) São dados, na tabela abaixo, cinco valores de constantes de equilíbrio (K_c) para a reação:



a diferentes temperaturas.

	Temperatura (°C)	K_c
1	50	$2,0 \cdot 10^{-2}$
2	100	$3,6 \cdot 10^{-1}$
3	150	3,2
4	200	19
5	250	78

Qual das temperaturas favorece a decomposição do $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})}$?

a) 1. b) 2. c) 3. d) 4. e) 5.

SOLUÇÃO

Se a intenção é favorecer a decomposição do $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})}$, o equilíbrio deve ser deslocado para a direita, ou seja, a concentração de NO_2 deve prevalecer:



Assim, pela expressão do K_c , temos:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

Quanto maior for o $[\text{NO}_2]$, maior será o K_c , o que se verifica a uma temperatura de 250 °C.

Resposta: alternativa e.

Testando seu Conhecimento

1. (Unimontes-MG) Quatro substâncias gasosas, HCl , I_2 , HI , Cl_2 , são misturadas em um balão fechado, deixadas em repouso, resultando o equilíbrio da reação à temperatura constante.



Alterações realizadas nessa mistura podem ter efeitos que resultam em mudanças nesse equilíbrio. Ação e efeito estão corretamente relacionados em:

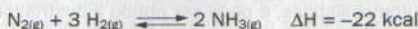
Ação	Efeito
a) Adição de HCl	Aumento da quantidade de HI
b) Adição de I_2	Redução da quantidade de Cl_2
c) Remoção de Cl_2	Não altera o equilíbrio
d) Remoção de HI	Aumenta o valor de K_c

8. (Unesp-SP) Sabendo que a reação representada pela equação



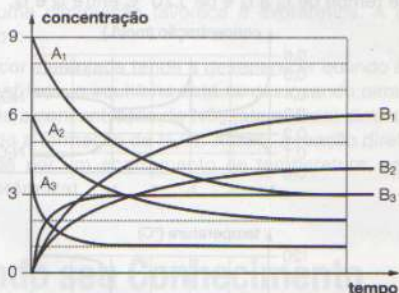
é exotérmica, é correto afirmar que o equilíbrio

- se deslocará para a esquerda, no sentido da formação do H_2 e do Br_2 , com o aumento da pressão.
 - se deslocará para a direita, no sentido de formação do HBr , com o aumento da pressão.
 - se deslocará para a direita, no sentido de formação do HBr , com o aumento da temperatura.
 - se deslocará para a direita, no sentido da formação do HBr , com a diminuição da temperatura.
 - não é alterado por mudanças apenas na temperatura do sistema.
9. (UnB-DF) A amônia tem uma grande importância na indústria de fertilizantes e na fabricação de explosivos. Considere que, em um sistema fechado, a 25°C , a reação de obtenção da amônia encontra-se em equilíbrio, conforme indicado a seguir:



Com o auxílio dessas informações, julgue os itens seguintes:

- O aumento da pressão no sistema favorece a formação de amônia.
 - O resfriamento do sistema favorece o consumo de nitrogênio.
 - Aplicando-se o Princípio de Le Chatelier, conclui-se que, a 25°C e a 1 atm, a entalpia de formação para o $\text{H}_{2(g)}$ é igual a zero.
 - A retirada de amônia do sistema não afeta o rendimento da reação.
10. (Fuvest-SP) A transformação de um composto **A** em um composto **B**, até se atingir o equilíbrio ($\text{A} \rightleftharpoons \text{B}$), foi estudada em três experimentos. De um experimento para o outro, variou-se a concentração inicial do reagente **A** ou a temperatura ou ambas. Registraram-se as concentrações de reagente e produto em função do tempo.



Com esses dados, afirma-se:

- Os experimentos **1** e **2** foram realizados à mesma temperatura, pois as constantes de equilíbrio correspondentes são iguais.
- O experimento **3** foi realizado numa temperatura mais elevada que o experimento **1**, pois no experimento **3** o equilíbrio que foi atingido em um tempo menor.
- A reação é endotérmica no sentido da formação do produto **B**.

Dessas afirmações,

- apenas I é correta.
 - apenas II é correta.
 - apenas II e III são corretas.
 - apenas I e III são corretas.
 - todas são corretas.
11. (UFRS) A presença de um catalisador numa reação reversível:
- desloca o equilíbrio para a formação dos produtos.
 - diminui o tempo necessário para o sistema atingir o estado de equilíbrio.
 - aumenta a energia de ativação do processo.
 - aumenta apenas a velocidade da reação direta.
 - altera o valor do ΔH da reação.
12. (PSS-UFAL) Considere a reação abaixo representada, realizada em recipiente de volume V , à temperatura T e pressão P
- $$2 \text{Cf}_{2(g)} + \text{Si}_{(s)} \rightleftharpoons \text{SiCl}_{4(g)} \dots \Delta H = -657 \text{ kJ/mol}$$
- De acordo com o Princípio de Le Chatelier, para se obter mais SiCl_4 , deve-se (julgue verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações):
- aumentar a temperatura.
 - aumentar o volume.
 - aumentar a pressão.
 - adicionar mais Si .
 - adicionar mais Cf_2 .

13. (PUC-RJ) Na crise energética, a produção de gás natural (metano) tem sido bastante incentivada. Além de combustível, o metano tem outras aplicações industriais, entre elas, a produção de hidrogênio com base na seguinte reação:



$$\Delta H^\circ = +216,9 \text{ kJ/mol}$$

- A reação absorve ou desprende calor? Justifique.
 - Escreva a equação que representa a constante de equilíbrio para essa reação.
 - Em que direção a reação se deslocará se, após o equilíbrio estabelecido, ocorrer uma falha de processo e a pressão de $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ diminuir? Justifique sua resposta.
14. (UFMG) A decomposição do carbonato de prata produz óxido de prata e dióxido de carbono, conforme indicado nesta equação:



Essa reação foi investigada em diferentes temperaturas, partindo-se, sempre, de 1 mol de Ag_2CO_3 .

Nesta tabela, estão indicadas as quantidades de dióxido de carbono presentes no estado de equilíbrio nas temperaturas investigadas:

Temperatura ($^\circ\text{C}$)	77	127	177	227
Quantidade de CO_2 (mol)	0,00014	0,0043	0,031	0,36

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que a decomposição de Ag_2CO_3 é

- endotérmica e um aumento da pressão aumentaria a quantidade de CO_2 produzida.
- endotérmica e um aumento da pressão diminuiria a quantidade de CO_2 produzida.
- exotérmica e um aumento da pressão aumentaria a quantidade de CO_2 produzida.

21. (UFPE) Uma reação foi preparada pela mistura de 0,100 mol de SO_2 , 0,200 mol de NO_2 , 0,100 mol de NO e 0,150 mol de SO_3 em um recipiente de reação de 5,00 L.

Deixa-se que a reação $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + \text{SO}_3(\text{g})$ atinja o equilíbrio a 460°C , quando $K_c = 85,0$.

Com relação a esta reação, podemos dizer que (julgue verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações):

- I. diminuindo o volume do recipiente, o equilíbrio se desloca para a direita.

II. aumentando a temperatura da reação, ocorre uma alteração na posição de equilíbrio, mas a constante de equilíbrio continua constante.

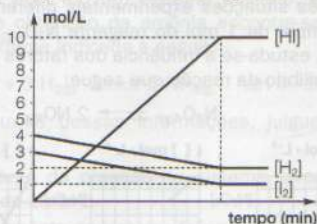
III. as concentrações iniciais de NO e SO_2 são iguais a $0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

IV. com as condições iniciais, o quociente da reação é $\frac{3}{4}$.

V. a partir das condições iniciais dadas, a reação ocorre da esquerda para a direita até atingir o equilíbrio.

Aprofundando seu Conhecimento

1. (UFFRJ) Em um recipiente de um litro, adicionam-se 4 mol de H_2 e 3 mol de I_2 . A temperatura é de 27°C . O equilíbrio é atingido, como mostra o gráfico a seguir:



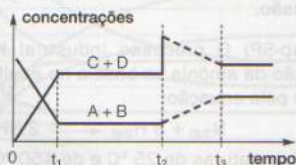
- a) Calcule a constante de equilíbrio (K_c) para essa reação.
b) Qual o sentido de deslocamento dessa reação quando um ligeiro excesso de H_2 é introduzido no sistema, após o equilíbrio?

2. (UFRJ) A obtenção do salicilato de metila em laboratório pode ser feita conforme a seguinte equação:



No intuito de se obter uma alta conversão do ácido salicílico ao salicilato de metila, realiza-se a reação utilizando-se o metanol como solvente. Baseado na equação de equilíbrio da reação apresentada, justifique este procedimento.

3. (UEFS-BA) Considere o gráfico a seguir, o qual se refere à reação:



O a t_1 — sistema em reação para atingir o equilíbrio.

t_1 a t_2 — sistema em equilíbrio.

t_2 — ação aplicada ao equilíbrio.

t_2 a t_3 — deslocamento do equilíbrio para compensar a ação aplicada.

Análise as proposições:

- I. No intervalo de tempo t_1 a t_2 , as concentrações dos produtos e dos reagentes permaneceram constantes.

II. Em t_2 , houve adição de produto(s) ao sistema em equilíbrio.

III. No intervalo de tempo t_2 a t_3 , ocorreu um aumento na concentração dos reagentes (A + B).

IV. O estado de equilíbrio foi destruído após t_3 .

Estão corretas as proposições:

- a) II e III, apenas. d) I, III e IV, apenas.
b) II e IV, apenas. e) I, II, III e IV.
c) I, II e III, apenas.

4. (UFSE) Para que um sistema constituído por dicromato de potássio (alaranjado) e água seja considerado em equilíbrio químico, de acordo com a equação:



- I. a temperatura do sistema deve permanecer constante.
II. a intensidade de cor da solução sobrenadante deve manter-se inalterada.
III. a água líquida deve vaporizar-se continuamente.
IV. o sólido deve dissolver-se completamente.

Dessas afirmações, são corretas somente:

- a) I e II. c) II e III. e) III e IV.
b) I e III. d) II e IV.

5. (UFC-CE) No estudo da ação do gás venenoso COCl_2 , usado como arma química, observa-se o processo de decomposição do mesmo de acordo com a reação:



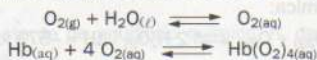
partindo de uma situação de equilíbrio, adicionou-se 0,10 mol de CO , e o sistema, após algum tempo, chegou a uma nova situação de equilíbrio.

Qual das seguintes alternativas indica como as novas concentrações do equilíbrio estão relacionadas com as antigas?

	$[\text{COCl}_2]$	$[\text{CO}]$	$[\text{Cl}_2]$
a)	nova > antiga	nova > antiga	nova < antiga
b)	nova > antiga	nova > antiga	nova > antiga
c)	nova < antiga	nova > antiga	nova < antiga
d)	nova > antiga	nova < antiga	nova < antiga
e)	mesma	mesma	mesma

6. (Fuvest-SP) O transporte adequado de oxigênio para os tecidos de nosso corpo é essencial para seu bom funcionamento. Esse transporte é feito através de uma substância chamada oxi-hemoglobina, formada pela combinação de hemoglobina (Hb) e oxigênio dissolvidos no nosso sangue. A seguir estão representados, de maneira

simplificada, os equilíbrios envolvidos nesse processo:



100 mL de sangue contém por volta de 15 g de hemoglobina e 80 g de água. Essa massa de hemoglobina (15 g) reage com cerca de 22,5 mL de oxigênio, medidos nas condições ambiente de pressão e temperatura.

Considerando o exposto acima,

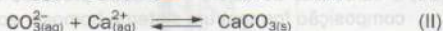
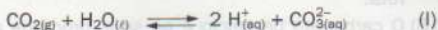
a) calcule a quantidade, em mols, de oxigênio que reage com a massa de hemoglobina contida em 100 mL de sangue.

b) calcule a massa molar aproximada da hemoglobina.

c) justifique, com base no Princípio de Le Châtelier, aplicado aos equilíbrios citados, o fato de o oxigênio ser muito mais solúvel no sangue do que na água.

(Dado: volume molar de O_2 , nas condições ambiente de pressão e temperatura: 25 L/mol.)

7. (UFJF-MG) As galinhas, assim como os cachorros, não transpiram e, por isto, respiram ofegantemente para diminuir a temperatura corporal no verão. Por causa dessa respiração ofegante, as galinhas botam ovos com casca mais fina do que o usual (o principal componente da casca do ovo é o CaCO_3). Este resultado surpreendente pode ser explicado com base no princípio de Le Chatelier, uma vez que, através da respiração ofegante, as galinhas liberam mais CO_2 do que na respiração comum.



Consultando o texto acima e assumindo que os sistemas representados pelas equações I e II encontram-se em equilíbrio, responda aos seguintes itens:

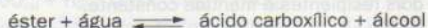
a) Supondo que as galinhas comecem a respirar ofegantemente, o que acontecerá com o equilíbrio representado pela **equação I**? Justifique sua resposta.

b) Se fornecermos água com gás (contendo CO_2) para as galinhas, durante o verão, os ovos produzidos terão casca mais fina ou mais grossa? Justifique sua resposta.

c) Sabendo que a fenolftaleína torna-se rósea na presença de base e incolor na presença de ácido, responda qual a cor que seria observada caso fosse misturado 1 mol de ácido carbônico com 3 mols de hidróxido de potássio. Justifique sua resposta, através da equação química balanceada.

d) Quando o carbonato de cálcio é submetido a aquecimento, há formação de dois óxidos. Escreva a equação química balanceada da decomposição do carbonato de cálcio. Classifique esta reação quanto a ser exotérmica ou endotérmica, sabendo que o ΔH da reação é igual a 1207 kJ/mol.

8. (Unifesp-SP) A reação



é utilizada tanto para a obtenção de ésteres como de ácidos carboxílicos. É uma reação de equilíbrio, cujo valor da constante apresenta valores baixos e próximos da unidade. Três experiências independentes, I, II e III, foram feitas, nas quais foram utilizadas as quantidades iniciais, em mol, mostradas na tabela.

Experiência	éster	água	ácido	álcool
I	1,0	1,0	—	—
II	—	—	1,0	1,0
III	2,0	1,0	—	—

Atingido o equilíbrio nas três experiências, qual das relações entre as quantidades de ácido é válida? (Não há necessidade de efetuar cálculos para encontrar alternativa correta.)

a) $n\text{I} = n\text{II} = n\text{III}$.

b) $n\text{I} = n\text{II} < n\text{III}$.

c) $n\text{I} = n\text{II} > n\text{III}$.

d) $n\text{I} < n\text{II} < n\text{III}$.

e) $n\text{I} > n\text{II} = n\text{III}$.

9. (UFMG) Minas Gerais tem muitas grutas, formadas, em geral, em rochas calcárias. A formação de uma gruta, nesse caso, ocorre pela reação entre o $\text{CaCO}_{3(\text{s})}$, principal componente do calcário, e os ácidos dissolvidos na água.

1. A chuva, mesmo em atmosfera não-poluída, é ligeiramente ácida. Isso se deve à dissolução, na água, do gás carbônico, $\text{CO}_{2(\text{g})}$, um componente normal da atmosfera.

Com base nessas informações,

a) escreva a equação balanceada da dissolução de gás carbônico, $\text{CO}_{2(\text{g})}$, em água, que forma um ácido;

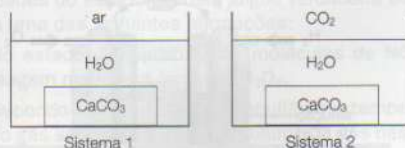
b) escreva a equação balanceada da dissociação iônica do ácido, formado na reação do subitem a desta questão, a qual libera apenas um íon $\text{H}^+_{(\text{aq})}$.

2. O processo de formação de grutas pode ser representado pela equação de equilíbrio:



Indique que efeito uma chuva ácida, causada pela poluição atmosférica, tem sobre esse equilíbrio. Justifique sua resposta com base no Princípio de Le Chatelier.

10. (Unesp-SP) Considere os dois sistemas, **1** e **2**, observados por iguais períodos de tempos, em que as partes aquosas estão em equilíbrio com o ar e com o CO_2 , respectivamente, à temperatura ambiente.



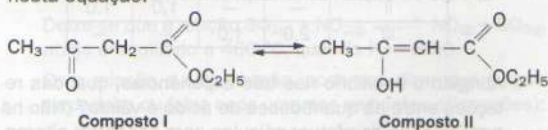
São dados os equilíbrios:



a) Explique o motivo pelo qual a solubilização do carbonato de cálcio no sistema **1** é consideravelmente menor do que no sistema **2**.

b) Explique por que, se o sistema **2** fosse resfriado, a quantidade de CaCO_3 dissolvida seria maior do que se o sistema fosse mantido à temperatura ambiente.

(UFMG) Quando o acetoacetato de etila – Composto I – é dissolvido em hexano, estabelece-se o equilíbrio representado nesta equação:

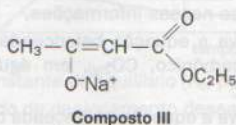


Com relação a esse equilíbrio, responda as questões 11 e 12:

11. Um mol de acetoacetato de etila foi dissolvido em uma quantidade de hexano suficiente para preparar 1 L de solução. Essa solução apresentou, no estado de equilíbrio, as seguintes concentrações:

Composto	Concentração/(mol/L)
I	0,90
II	0,10

- I. Calcule a constante de equilíbrio. (Deixe seus cálculos registrados, explicitando, assim, seu raciocínio.)
- II. À solução em hexano, descrita acima, adicionou-se 0,20 mol de sódio metálico, que reage, exclusivamente, com o composto II. Nessa reação, é formado o enolato de sódio, composto III.



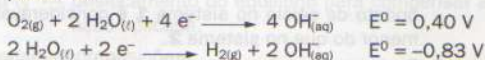
Considerando o equilíbrio entre os compostos I e II, indique a quantidade do composto III formado na reação com o sódio. Justifique sua resposta.

12. (UFJF-MG) Intensas pesquisas em eletroquímica apontam para baterias cada vez mais duráveis e com baixa manutenção. Muitos cientistas acreditam que as pilhas de combustível, recentemente descobertas, serão importantes fontes de energia para nossa sociedade. Pilhas de combustível são equipamentos onde os reagentes são continuamente introduzidos durante o processo de oxidação-redução. A pilha de combustível H_2/O_2 , esquematizada abaixo, é usada em programas espaciais e a água produzida é utilizada pelos astronautas.



Baseando-se no texto e na figura, responda aos seguintes itens:

a) Sabendo-se que as semi-reações de redução desta pilha são:



qual dos reagentes introduzidos na pilha sofrerá oxidação e qual sofrerá redução?

b) Esta pilha produz água através da seguinte reação química:

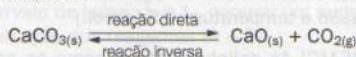


Considerando este sistema em equilíbrio, o aumento da temperatura favorece ou dificulta a formação de água? Justifique sua resposta.

c) Calcule a entalpia de formação da água líquida, a 25°C e 1 atm.

d) Se introduzirmos na pilha de combustível de H_2/O_2 50 mols de hidrogênio, quantos mols de O_2 serão necessários para consumir todo o hidrogênio? Quantos mols de água serão formados?

13. (UFSC) Responda qual(ais) das proposições está(ão) correta(s), a partir da análise da equação abaixo, que expressa a decomposição do carbonato de cálcio, em um sistema fechado.



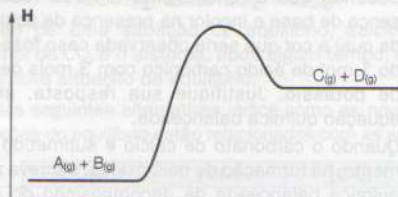
$$\Delta H = +177,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- (01) A decomposição do carbonato de cálcio ocorre com liberação de energia.
- (02) A produção de 224 L de $\text{CO}_{2(\text{g})}$, nas CNTP, requer o consumo de 100 g de $\text{CaCO}_{3(\text{s})}$.
- (04) A constante de equilíbrio, expressa em termos das pressões parciais, é indicada por $K_p = P_{\text{CO}_2}$.
- (08) O aumento da temperatura favorecerá a reação direta.
- (16) O carbonato de cálcio e os seus produtos de decomposição formam um sistema homogêneo.
- (32) A decomposição do carbonato de cálcio é favorecida por altas pressões.

Dê como resposta a soma dos números correspondentes às proposições corretas.

14. (UFPR) Considere a situação descrita e ilustrada a seguir.

A figura abaixo representa o diagrama de entalpia de uma reação, cuja equação balanceada, no estado de equilíbrio, é:



Suponha dois recipientes fechados, I e II, de volumes iguais e na mesma temperatura T. São colocados 1 mol de A e 1 mol de B no recipiente I; 1 mol de C e 1 mol de D no recipiente II (figura abaixo). A temperatura T nos dois recipientes é mantida constante.



Sobre a reação anterior, é correto afirmar:

- (01) A energia de ativação é a mesma nos dois sentidos da reação.

A catástrofe prevista por Ramsey não ocorreu graças ao trabalho de dois alemães: o químico Fritz Haber (1868-1934) e o engenheiro William Carl Bosch (1874-1940). Eles criaram um processo no qual conseguiram sintetizar a amônia a partir de seus elementos constituintes.

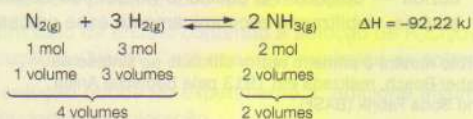


Austrian Archives/Corbis

Fritz Haber (1868-1934), Prêmio Nobel de Química, em 1918, por ter desenvolvido um método eficaz de síntese da amônia. O processo criado por Haber permitiu que a Alemanha reduzisse consideravelmente o custo de fabricação de explosivos durante a Primeira Guerra Mundial. Ele observou que a amônia, por oxidação, produz o ácido nítrico — essencial para a produção de pólvora.

Apesar dos serviços prestados à pátria, Haber, por ser judeu, foi perseguido pelos nazistas, tendo de fugir da Alemanha, em 1933, para não ser morto por seus compatriotas.

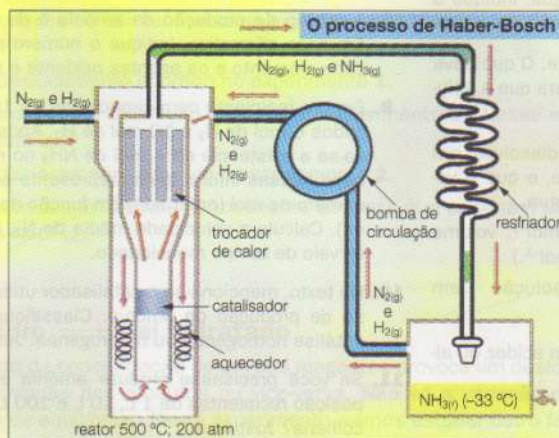
A equação e a figura a seguir mostram a reação de obtenção da amônia e as condições industriais nas quais ela ocorre:



temperatura: 400 a 600 °C

pressão: 140 a 340 atm

catalisador: Fe_2O_3 com pequenas impurezas de Al_2O_3 , MgO , CaO e K_2O



Introduz-se a mistura gasosa N_2 e H_2 no reator e, após o estabelecimento do equilíbrio, essa mistura é transferida para um condensador, onde o NH_3 liquefeito é retirado rapidamente do sistema. A parte da mistura de N_2 e H_2 que não reagiu é levada novamente para o reator, repetindo-se o processo.

No mercado internacional, o preço da amônia está na casa dos US\$ 150,00 (cento e cinquenta dólares) por tonelada.

A partir dessas informações e conhecendo o Princípio de Le Chatelier, podemos prever as condições que favorecem a produção de grandes quantidades de NH_3 :

a) baixas temperaturas

Como a reação é exotérmica, a diminuição da temperatura provoca um deslocamento do equilíbrio para a direita.

b) altas pressões

O aumento de pressão provoca contração de volume, o que desloca o equilíbrio para o lado direito, ou seja, para o lado de menor volume.

c) remoção do NH_3 formado

Quanto mais intensa e rápida for a retirada do NH_3 , mais intensamente o equilíbrio será deslocado para a direita.

d) catalisador

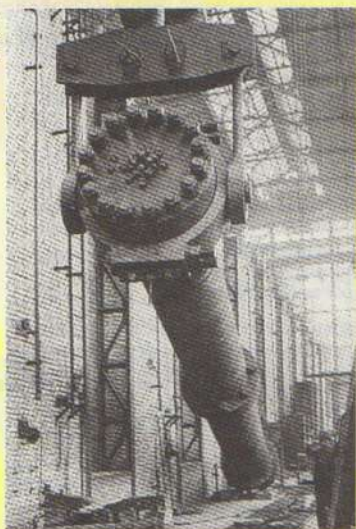
Embora o catalisador não desloque o equilíbrio, ele aumenta a velocidade das reações, permitindo que o equilíbrio seja alcançado mais rapidamente.



Charles E. Reilley/Corbis

A amônia líquida produzida pelo processo de Haber não só tem a capacidade de diminuir a acidez do solo, como pode ser adicionada diretamente a ele como fertilizante.

CEDOC



No processo de Haber-Bosch, a amônia é produzida a altas temperaturas, o que aparentemente contraria o Princípio de Le Chatelier. Mas essa aparente contradição pode ser explicada.

Teoricamente, a altas pressões e à temperatura ambiente, o rendimento da síntese da amônia é de 90%, porém, nessas condições, a reação é muito lenta e o tempo necessário para atingir o equilíbrio é tão grande que os custos de produção tornariam o processo economicamente inviável.

A reação, então, é realizada a altas temperaturas, o que aumenta a sua velocidade e, portanto, diminui consideravelmente o tempo necessário para alcançar o equilíbrio.

A 500 °C e 200 atm, embora o rendimento da reação seja de apenas 20%, o equilíbrio é alcançado em menos de 1 minuto. Se a elevação da temperatura diminui o rendimento da reação, os outros fatores que a favorecem — a pressão, o catalisador e a retirada rápida da amônia produzida — deslocam o equilíbrio no sentido de aumentar a produção de amônia, viabilizando economicamente esse processo.

A foto mostra o primeiro reator utilizado na síntese de Haber-Bosch, realizada em 1913 pela Badische Anilin und Soda Fabrik (BASF).

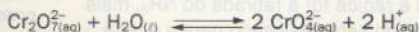
- Escreva a fórmula estrutural da amônia.
- Equacione a reação entre a amônia e a água. Indique a função inorgânica do produto obtido.
- A amônia é um gás à temperatura ambiente. O que deve ser feito com a pressão e a temperatura para que a solubilidade da amônia em água seja alta?
- Considere que 25 L de amônia gasosa se dissolvam em 500 mL de água, à temperatura ambiente, e que o volume da solução seja igual ao volume de água.
(Dados: massa molar do $\text{NH}_3 = 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; volume molar nas condições ambientes = $25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$)
Determine a concentração da solução em $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ e $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- A amônia pode ser utilizada para diminuir a acidez ou alcalinidade de solos. Justifique.
- Considere a reação:
$$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) \quad \Delta H = -92,22 \text{ kJ}$$

e represente no gráfico de entalpia a posição de reagentes e produto, indicando as suas respectivas entalpias.
- Calcule a energia liberada ou absorvida na produção de 3,4 toneladas de amônia.
- A reação de produção da amônia é de óxido-redução? Em caso afirmativo, indique o número de oxidação de cada elemento e os agentes oxidante e redutor.
- Em um recipiente com capacidade de 10 L foram colocados 6 mol de N_2 e 10 mol de H_2 . Após 2 horas, verifica-se a existência de 4 mol de NH_3 no recipiente. Com base nessas informações, represente em um gráfico o número de mol (ordenada) em função do tempo (abscissa). Calcule a velocidade média do N_2 , H_2 e NH_3 no intervalo de tempo mencionado.
- No texto, menciona-se o catalisador utilizado no processo de produção de amônia. Classifique a reação em catálise homogênea ou heterogênea. Justifique.
- Se você precisasse produzir amônia e tivesse à disposição recipientes de 1 L, 10 L e 100 L, qual deles escolheria? Justifique.
- Escreva a expressão do K_c e do K_p .
- Indique três fatores que favorecem a formação da amônia.

Faça você mesmo

I – Deslocamento de equilíbrio

A solução de dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$) apresenta coloração alaranjada e, em meio básico, estabelece o equilíbrio:



Como o íon $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$ apresenta coloração amarela, a cor da solução será determinada pelo íon que estiver em maior concentração na solução. A ação de ácidos e bases pode provocar um deslocamento nesse equilíbrio, perceptível pela variação de cor.

Material

Tubos de ensaio

Conta-gotas

Solução de dicromato de potássio: $K_2Cr_2O_7(aq)$ Solução de soda cáustica: $NaOH(aq)$ Solução de ácido clorídrico: $HCl(aq)$ **ATENÇÃO**

Oriente-se com o seu professor sobre os procedimentos de segurança necessários à realização segura dos experimentos.

Procedimento

Inicialmente, prepare as soluções conforme indicado a seguir:

- dicromato de potássio: 3,0 g de $K_2Cr_2O_7$ em água suficiente para preparar 200 mL de solução;
 - soda cáustica: 1,0 g de $NaOH$ em água suficiente para preparar 250 mL de solução;
 - ácido clorídrico: 2 mL de ácido clorídrico PA ou de ácido muriático (HCl impuro) dissolvidos em água suficiente para preparar 200 mL de solução.
- **Experimento 1** — A um tubo de ensaio contendo a solução de $K_2Cr_2O_7(aq)$, adicione lentamente algumas gotas da solução de $NaOH(aq)$ até observar mudança de coloração.
 - **Experimento 2** — À solução obtida no experimento 1, adicione algumas gotas da solução de $HCl(aq)$ até observar mudança de coloração.

Resolva as questões:

- a) Qual é o nome do químico que estabeleceu o comportamento de um equilíbrio quando sujeito a uma ação externa? Enuncie seu princípio.
- b) Qual é a mudança de cor verificada no experimento 1? Nesse equilíbrio haverá predominância de qual íon?
- c) Explique o deslocamento ocorrido no experimento 1.
- d) Qual é a mudança de coloração ocorrida no experimento 2? Nesse equilíbrio haverá predominância de qual íon?
- e) Explique o deslocamento ocorrido no experimento 2.
- f) Cite dois materiais existentes normalmente em casa que poderiam substituir respectivamente o $HCl(aq)$ e o $NaOH(aq)$.

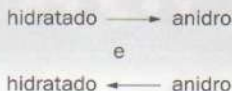
II – Sal anidro \rightleftharpoons sal hidratado

Um aumento de concentração de um dos reagentes provoca um deslocamento do equilíbrio no sentido de formação dos produtos ou vice-versa. Não só a variação de concentração provoca deslocamento de equilíbrios. Neste experimento, vamos estudar outro fator.

O sulfato de cobre apresenta a coloração azul, devido à presença de água de cristalização: $CuSO_4 \cdot n H_2O = \text{azul}$.

Porém, quando está totalmente anidro, ele apresenta coloração branca: $CuSO_4 = \text{branco}$.

Pelo fato de uma forma poder se transformar em outra, ou seja, por termos uma reação reversível:



podemos admitir a existência de um equilíbrio.

MaterialSulfato de cobre hidratado ($CuSO_4 \cdot n H_2O$)

Lamparina

Pregador de madeira

Tubo de ensaio

Procedimento

- **Experimento 1** — Coloque uma pequena quantidade do sal hidratado em um tubo de ensaio e, com o auxílio do pregador, aqueça-o na lamparina até observar mudança de cor.
- **Experimento 2** — A seguir, deixe o sistema em repouso durante um certo tempo até observar outra mudança de coloração.

Resolva as questões:

- a) Em função da variação de cor ocorrida no experimento **1**, podemos deduzir que ocorreu uma reação. Represente essa reação através de uma equação.
- b) Esse processo é exotérmico ou endotérmico?
- c) Represente o fenômeno ocorrido no experimento **2** através de uma equação.
- d) Esse processo deve ser exotérmico ou endotérmico?
- e) Represente o equilíbrio através de uma única equação química, indicando o sinal do ΔH da reação direta.
- f) Esse deslocamento obedece ao Princípio de Le Chatelier? Justifique.
- g) Um fenômeno semelhante é utilizado em alguns bibelôs:



As pétalas da rosa são revestidas por um sal de cobalto II (Co^{2+}) que apresenta coloração azul. Em dias chuvosos, a cor azul transforma-se em rosa devido à hidratação do sal ($\text{Co}^{2+} \cdot n \text{H}_2\text{O}$), provocada pela umidade do ar. Escreva uma equação que represente os dois processos que ocorrem simultaneamente.

UNIDADE 8

Equilíbrio em meio aquoso

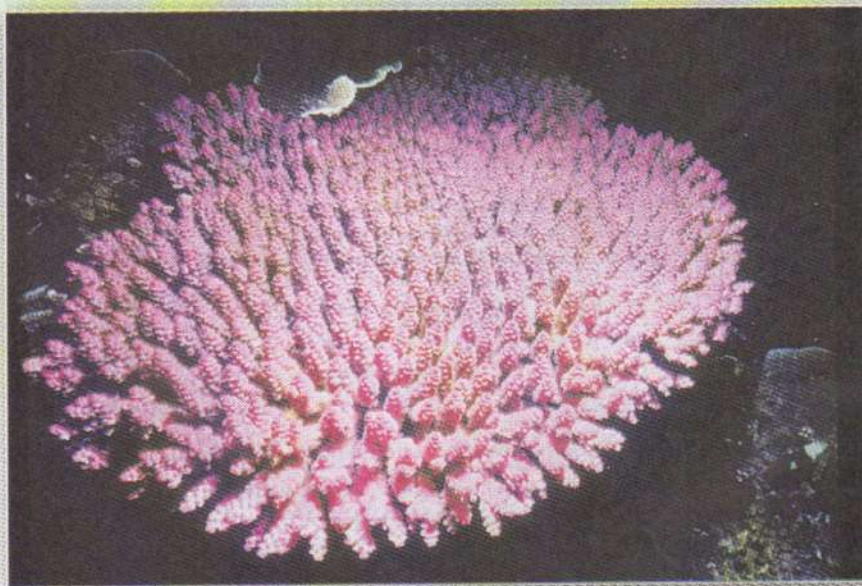
Capítulo 30 — Constante de ionização (K_i)

Capítulo 31 — Produto iônico da água e pH

Capítulo 32 — Hidrólise salina

Capítulo 33 — Constante do produto de solubilidade (K_s)

AGB/Photo Library



CAPÍTULO 30

Constante de ionização (K_i)

CONSTANTE DE IONIZAÇÃO DE ÁCIDOS (K_a)

De acordo com Arrhenius, ácidos são substâncias que, em solução aquosa, se ionizam e liberam o ion H^+ como único tipo de cátion. Na verdade, essa reação é uma reação reversível, na qual há um equilíbrio.

Considere um ácido genérico HA, cujo equilíbrio em solução aquosa pode ser representado de duas maneiras:



A expressão da constante de equilíbrio pode ser representada por:

$$K_c = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA] \cdot [H_2O]} \text{ constante}$$

Em soluções aquosas a concentração da $H_2O_{(l)}$ praticamente não se altera, isto é, ela permanece constante. Por esse motivo, o seu valor é combinado com o K_c originando uma nova constante: a **constante de ionização** (K_i ou, por se tratar de ácido, K_a):

$$K_c \cdot [H_2O] = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

Se o equilíbrio fosse representado de maneira simplificada, sem a indicação da presença da água, teríamos:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

Analisemos a expressão do K_a :

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} \quad \begin{array}{l} \text{--- ions em solução} \\ \text{--- moléculas não-ionizadas} \end{array}$$

Podemos perceber que: **quanto maior for a concentração em mol/L de íons na solução, maior será o valor de K_a .**

O esquema a seguir mostra o comportamento de um ácido fraco e de um ácido forte, de mesma concentração em mol/L e à mesma temperatura.

Note que o valor de K_1 é muito maior do que o valor de K_2 , o que permite concluir que a 1ª ionização é muito mais fácil de ocorrer do que a 2ª que, por ter uma constante muito baixa, será desprezada para efeito de cálculo. Isso é verificado para todos os ácidos que apresentam mais de um hidrogênio ionizável. Assim, deveremos considerar que a concentração de íons H^+ presente na solução aquosa de um poliócido é proveniente da sua 1ª ionização.

Generalizando, temos:

para poliócidos: $K_1 \gg K_2 \gg K_3 \dots$

CONSTANTE DE IONIZAÇÃO DE BASES (K_b)

Assim como definimos a constante de ionização para ácidos (K_a), também podemos definir a constante de dissociação, ou ionização, para as bases: K_b .

Veja o exemplo:



$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$$

A 25 °C, a K_b para a amônia é igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$, o que nos faz concluir que essa é uma base fraca.

Note que a concentração da água, por ser uma constante, não aparece na expressão de K_b .

Generalizando, temos:

Para uma base qualquer (BOH):



$$K_b = \frac{[B^+] \cdot [OH^-]}{[BOH]}$$

Quanto maior é o valor de K_b , maior é a sua força e maior é a $[OH^-]$.

LEI DE DILUIÇÃO DE OSTWALD

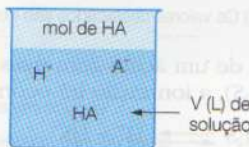
No final do século XIX, Friedrich Wilhelm Ostwald, químico de origem russo-germânica, deduziu pela primeira vez uma expressão matemática relacionando a constante de ionização, a concentração em mol/L e o grau de ionização para monoácidos e monobases.

Para compreendermos a expressão proposta por Ostwald, vamos elaborar o seguinte raciocínio:

Ao adicionarmos um ácido à água, podemos relacionar o número de mol adicionado com o número de mol ionizado:

$$\alpha = \frac{n^\circ \text{ de mol ionizado}}{n^\circ \text{ de mol inicial (n)}}$$

$$n^\circ \text{ de mol ionizado} = \alpha \cdot n$$



	HA	\rightleftharpoons	H ⁺	+ A ⁻
Início	n mol		0	0
Proporção	gasta $\alpha \cdot n$		forma $\alpha \cdot n$	forma $\alpha \cdot n$
Equilíbrio	$n - \alpha \cdot n$		$\alpha \cdot n$	$\alpha \cdot n$



Assim, o número de mol de cada espécie na condição de equilíbrio é:



Usando esses valores, vamos determinar o valor do K_i :

$$K_i = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow K_i = \frac{\frac{\alpha \cdot n}{V} \cdot \frac{\alpha \cdot n}{V}}{\frac{n \cdot (1 - \alpha)}{V}} \Rightarrow K_i = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot \frac{n}{V} \Rightarrow K_i = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot \mathcal{M}_L$$

Quando trabalhamos com ácidos ou com bases fracos, ou seja, pouco ionizados ($\alpha < 5\%$), o valor de α é muito pequeno e podemos considerar, então, que a expressão $(1 - \alpha)$ é aproximadamente igual a 1. Assim, para **ácidos e bases fracos**, a Lei de Ostwald pode ser expressa por:

$$K_i = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}_L$$

em que:

- K_i só se altera com uma variação de temperatura. Logo, o produto $\alpha^2 \cdot \mathcal{M}_L$ apresenta sempre o mesmo valor a uma dada temperatura:

$$\alpha^2 \cdot \mathcal{M}_L = \text{constante}$$

- se provocarmos uma diluição, estaremos diminuindo a concentração em mol/L da solução. Com isso, o ácido ou a base sofrerão uma maior ionização, ou seja, seus graus de ionização (α) aumentarão:

$$|\alpha^2 \cdot \mathcal{M}_L| = \text{constante}$$

RESUMO

Resumindo o que vimos sobre constante de ionização, temos:

- Solução aquosa de ácido com apenas um hidrogênio ionizável:



- Concentração em mol/L de cada espécie no equilíbrio:

$$\left. \begin{array}{l} [\text{H}^+] \\ [\text{A}^-] \end{array} \right\} = \alpha \cdot \frac{n}{V} = \alpha \cdot \mathcal{M}_L$$

$$[\text{HA}] = \frac{n \cdot (1 - \alpha)}{V} = \mathcal{M}_L \cdot (1 - \alpha) \quad \text{Se HA for ácido fraco, a } [\text{HA}] \approx \mathcal{M}_L.$$

- Constante de ionização: $K_i = \frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)} \cdot \mathcal{M}_L$

- Para ácidos e bases fracos: $1 - \alpha \approx 1 \quad K_i = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}_L$

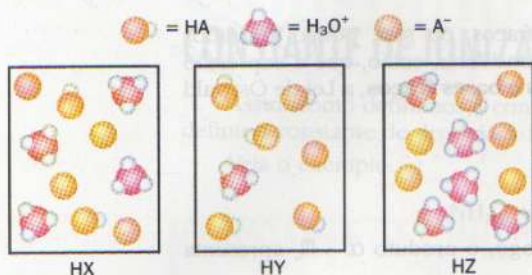
- Relação entre α e \mathcal{M}_L :

$$\begin{array}{c} \textcircled{K_i = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}_L} \\ \text{constante} \\ \textcircled{K_i = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}_L} \end{array}$$

- Diluição: Quanto maior a diluição (menor concentração), o α tende a 100%. Numa diluição infinita, com $\alpha = 100\%$, o equilíbrio deixa de existir e só existem íons em solução.

Exercícios Fundamentais

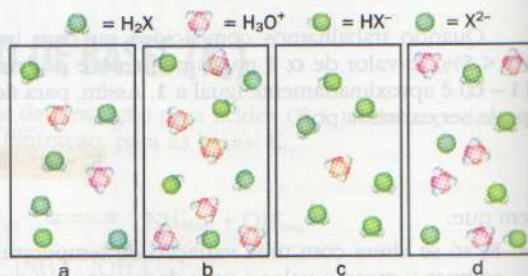
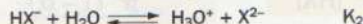
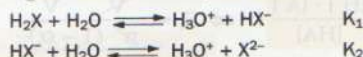
As ilustrações seguintes representam três soluções aquosas (a água foi omitida, para maior clareza) de três ácidos monoproticos, HX, HY e HZ, e suas ionizações podem ser representadas genericamente por:



Considere essas informações e responda as questões 1 a 4:

- Qual das soluções apresenta maior condutibilidade elétrica?
- Indique a ordem crescente de K_a para os três ácidos.
- Qual deles pode ser considerado um ácido forte?
- Em qual solução a concentração de H_3O^+ é maior?

5. Qual das ilustrações a seguir mais bem representa uma solução aquosa de ácido fraco diprotico (H_2X)? (As moléculas de água foram omitidas para facilitar a visualização.)



6. A respeito dos ácidos a seguir:

	Constante de ionização
HNO ₂	4,0 · 10 ⁻⁴
H ₃ CCOOH	1,8 · 10 ⁻⁵
HCN	7,0 · 10 ⁻¹⁰
HF	7,2 · 10 ⁻⁴

- equacione as suas ionizações;
- escreva as expressões de suas constantes de ionização;
- coloque-os em ordem crescente de força.

Exercícios Resolvidos

1. O ácido acetilsalicílico, mais conhecido como aspirina, é um ácido orgânico fraco, cuja fórmula será representada por HAs. Uma solução aquosa é preparada dissolvendo-se 0,1 mol de HAs por litro. A concentração de H^+ nessa solução é igual a 0,0057 mol/L. Calcule o K_a para a aspirina.

SOLUÇÃO

Inicialmente, devemos escrever a expressão do K_a , para o equilíbrio:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{As}^-_{(\text{aq})}]}{[\text{HAs}]}$$

Na ionização desse ácido, para cada íon H^+ produzido, também se forma um íon As^- , suas concentrações são iguais e apresentam o valor igual a 0,0057 mol/L. A concentração do HAs no equilíbrio é praticamente igual a sua concentração inicial, por ser um ácido fraco, e apresenta valor igual a 0,1 mol/L. Substituindo os valores na expressão do K_a , temos:

$$K_a = \frac{(0,0057) \cdot (0,0057)}{(0,1)} \Rightarrow K_a = 3,2 \cdot 10^{-4}$$

Outra maneira de resolver é utilizar a Lei de Ostwald para ácidos fracos, expressa por:

$$K_a = \alpha^2 \cdot \text{M}$$

A molaridade (M) é conhecida (0,1 mol/L) e o grau de ionização (α) pode ser calculado por:

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot \text{M}, \text{ onde } [\text{H}^+] = 0,0057 \text{ mol/L:}$$

$$\alpha = \frac{[\text{H}^+]}{\text{M}} \Rightarrow \alpha = \frac{0,0057}{0,1} \Rightarrow \alpha = 5,7 \cdot 10^{-2}$$

Substituindo os valores na expressão, temos:

$$K_a = \alpha^2 \cdot \text{M}$$

$$K_a = (5,7 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0,1 \Rightarrow K_a = 3,2 \cdot 10^{-4}$$

2. Um ácido HX apresenta uma constante de ionização igual a 10^{-6} , a 25 °C. Calcule o grau de ionização desse ácido numa solução 0,01 mol/L a 25 °C.

SOLUÇÃO

Como o HX é um ácido fraco, podemos calcular o seu grau de ionização (α) usando a expressão:

$$K_i = \alpha^2 \cdot \text{M}, \text{ onde } \begin{cases} K_i = 10^{-6} \\ \text{M} = 0,01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$\alpha^2 = \frac{K_i}{\text{M}} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{10^{-6}}{10^{-2}}} \Rightarrow \alpha = 10^{-2} \Rightarrow \alpha = 0,01$$

$$\Rightarrow \alpha = 1\%$$

Testando seu Conhecimento

1. (PUC-RS) Para responder à questão, analise a tabela a seguir, que apresenta soluções aquosas de ácidos de igual concentração, em mol/L, e suas respectivas constantes de dissociação.

	Solução	K_a (25 °C)
I	ácido acético	$1,8 \cdot 10^{-5}$
II	ácido cianídrico	$6,2 \cdot 10^{-10}$
III	ácido cloroso	$1,1 \cdot 10^{-2}$
IV	ácido fórmico	$1,8 \cdot 10^{-4}$
V	ácido hipocloroso	$3,0 \cdot 10^{-8}$

Pela análise da tabela, conclui-se que a ordem crescente de acidez das soluções aquosas é:

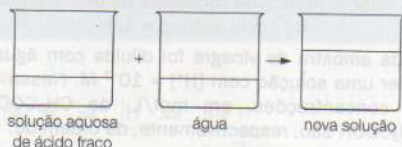
- a) I < IV < III < V < II.
 b) II < V < I < IV < III.
 c) III < I < IV < V < II.
 d) IV < I < V < II < III.
 e) V < III < II < I < IV.
2. (Cefet-PR) A constante de ionização do ácido acético, a 25 °C, numa solução $2 \cdot 10^{-2}$ molar, sabendo que nessas condições o seu grau de ionização é 30%, é:
- a) $2,5 \cdot 10^{-3}$.
 b) $3,7 \cdot 10^{-2}$.
 c) $1,4 \cdot 10^{-3}$.
 d) $3,2 \cdot 10^{-4}$.
 e) $3,1 \cdot 10^{-1}$.

3. Considere as duas soluções aquosas do ácido HA, cujo valor da constante de ionização é igual a $1,6 \cdot 10^{-7}$, a 20 °C:

- a) solução 0,01 M a 20 °C;
 b) solução 0,0001 M a 20 °C.

Determine o grau de ionização do ácido em ambas as soluções.

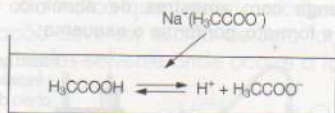
4. Considere o esquema:



Se, durante esse processo, a concentração em mol/L diminui 100 vezes, pode-se afirmar que o grau de ionização do ácido:

- a) diminui 10 vezes.
 b) diminui 100 vezes.
 c) aumenta 100 vezes.
 d) aumenta 10 vezes.
 e) não se altera.

A representação seguinte é de uma solução aquosa de ácido acético à qual foi adicionado acetato de sódio:



Responda às questões de 5 a 8:

5. Indique para qual lado o equilíbrio é deslocado.
 6. O grau de ionização do ácido aumenta, diminui ou não se altera?
 7. A $[\text{H}^+]$ aumenta, diminui ou não se altera?

8. A constante de ionização (K_a) aumenta, diminui ou não se altera?

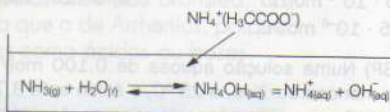
9. (PIAS - Uniube - MG) Os ácidos podem ser classificados em fortes e fracos. Um ácido fraco é aquele que apresenta um baixo valor de constante de ionização (K_a). Os ácidos fortes são aqueles que se ionizam completamente, não possuindo, inclusive, constante de ionização. O ácido acético (CH_3COOH) é uma substância encontrada no vinagre, sendo responsável pelo seu gosto azedo. A reação de equilíbrio químico envolvida na ionização do ácido acético é a seguinte:



Sendo dado o valor da constante de equilíbrio desta reação a 25 °C: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, responda qual é a alternativa correta:

- a) Após a adição de um ácido forte, a reação de equilíbrio sofre um deslocamento para a direita, aumentando a ionização do ácido acético.
 b) A variação da temperatura do meio reacional não altera o valor da constante de equilíbrio da reação.
 c) Na expressão matemática da constante de equilíbrio, não aparecem os termos de concentração dos produtos, mas, sim, apenas dos reagentes.
 d) De acordo com o valor da constante de equilíbrio (K_a), o ácido acético pode ser classificado como um ácido fraco.

A uma solução aquosa de amônia foi adicionado acetato de amônia:



Responda às questões de 10 a 14:

10. Indique para qual lado o equilíbrio é deslocado.
 11. O grau de ionização da base aumenta, diminui ou não se altera?
 12. A concentração de OH^- aumenta, diminui ou não se altera?
 13. A constante de ionização (K_b) aumenta, diminui ou não se altera?
 14. O cheiro de amônia, $\text{NH}_3(\text{g})$, aumenta, diminui ou não se altera?
 15. (UFPE) Analisando a tabela a seguir, com os valores constantes de basicidade, K_b , a 25 °C, para diversas bases, podemos afirmar que:

Base	K_b
dimetilamina, $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	$5,4 \cdot 10^{-4}$
amônia, NH_3	$1,8 \cdot 10^{-5}$
hidróxido de zinco, $\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1,2 \cdot 10^{-7}$
piridina, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$1,8 \cdot 10^{-9}$
anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$4,3 \cdot 10^{-10}$

- a) a amônia é uma base mais fraca que o hidróxido de zinco.
 b) a anilina é a base mais forte.
 c) a piridina e a amônia têm a mesma força básica.
 d) a dimetilamina é a base mais forte.
 e) a anilina é mais básica que a piridina.

Aprofundando seu Conhecimento

1. (PUC-MG) São dados os ácidos carboxílicos e suas respectivas constantes de ionização:

Nome	Ácido	K_a
acético	CH_3COOH	$1,80 \cdot 10^{-5}$
iodoacético	CH_2ICOOH	$7,50 \cdot 10^{-4}$
bromoacético	CH_2BrCOOH	$1,40 \cdot 10^{-3}$
cloroacético	CH_2ClCOOH	$1,55 \cdot 10^{-3}$
dicloroacético	CHCl_2COOH	$5,00 \cdot 10^{-2}$

A ordem crescente de acidez é:

- a) ácido acético, iodoacético, bromoacético, cloroacético e dicloroacético.
 b) ácido acético, iodoacético, cloroacético, bromoacético e dicloroacético.
 c) dicloroacético, cloroacético, bromoacético, iodoacético e ácido acético.
 d) dicloroacético, bromoacético, cloroacético, iodoacético e ácido acético.
 e) iodoacético, bromoacético, cloroacético, dicloroacético e ácido acético.
2. (MACK-SP) A reação de ionização do ácido nítrico, um ácido fraco, apresenta uma constante de ionização igual a $2,5 \cdot 10^{-4}$. Calcular a concentração hidrogeniônica, no equilíbrio, para uma solução 0,1 molar do ácido.
- a) $2,5 \cdot 10^{-4}$ mol/L. d) $25 \cdot 10^{-3}$ mol/L.
 b) $25 \cdot 10^{-6}$ mol/L. e) $5 \cdot 10^{-3}$ mol/L.
 c) $2,5 \cdot 10^{-6}$ mol/L.
3. (ITA-SP) Numa solução aquosa de 0,100 mol/L de um ácido monocarboxílico, a 25 °C, o ácido está 3,7% dissociado após o equilíbrio ter sido atingido. Assinale a opção que contém o valor correto da constante de dissociação desse ácido nesta temperatura.
- a) 1,4. d) $3,7 \cdot 10^{-2}$.
 b) $1,4 \cdot 10^{-3}$. e) $3,7 \cdot 10^{-4}$.
 c) $1,4 \cdot 10^{-4}$.
4. (UFGO) 200 mL de solução de ácido acético contêm 3,0 gramas do ácido puro. Essa solução foi transferida totalmente para um balão volumétrico aferido de 500 mL de capacidade. Em seguida, completou-se o volume com água destilada até o traço de aferição. Sabendo que na solução preparada (500 mL) o ácido acético está a 1,3% ionizado, calcule a constante de ionização do ácido acético.
 (Dado: peso atômico do O = 16; do C = 12; do H = 1.)
5. (UFMS-RS) Na construção de barragens, usa-se o concreto. Nos primeiros dias de confecção, o concreto tem pH alcalino, o que protege a ferragem da oxidação. Com o tempo, o pH diminui pela carbonatação do concreto que se dá pela reação com o H_2CO_3 .
 Em um teste de carbonatação feito em laboratório, foi usada uma solução de H_2CO_3 de concentração $0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, a qual apresenta um grau de dissociação de 0,45%, a 25 °C. O valor da primeira constante de ionização do H_2CO_3 , nessa temperatura, é, aproximadamente,
- a) $0,9 \cdot 10^{-5}$. c) $0,4 \cdot 10^{-7}$. e) $4 \cdot 10^{-7}$.
 b) $9 \cdot 10^{-5}$. d) $9 \cdot 10^{-7}$.

6. Qual (quais) das afirmações seguintes está(ão) correta(s)?

- a) Quanto mais diluída for a solução de um ácido ou de uma base, maior será o grau de ionização do ácido ou da base.
 b) Quanto maior for a molaridade de uma solução de um eletrólito, maior será o seu grau de ionização ou de dissociação iônica.
 c) À medida que a diluição de uma solução eletrolítica tende para o infinito, o valor de α tende para a unidade.

7. (UEL-PR) A constante de ionização do ácido nítrico é muito grande, tendendo ao ∞ (infinito). Assim, as concentrações de moléculas $\text{HNO}_{3(\text{aq})}$, de íons H^+ e de íons $\text{NO}_{3(\text{aq})}^-$ em uma solução aquosa 1 mol/L desse ácido são próximas, respectivamente, de:

- a) ∞ , 1 e 1. d) 0, 1 e 1.
 b) 1, ∞ e ∞ . e) ∞ , ∞ e ∞ .
 c) 1, 1 e ∞ .

8. Qual(quais) das afirmações seguintes está(ão) correta(s)?

- a) Sendo K_1 , K_2 , K_3 ... as constantes de ionização de um poliacido H_nA , podemos afirmar: $K_1 \gg K_2 \gg K_3$...
 b) Numa solução aquosa de um poliacido H_nA , a $[\text{H}^+]$ pode ser considerada como sendo proveniente apenas da 1ª etapa da ionização do poliacido.
 c) A $[\text{H}^+]$ numa solução 0,01 mol/L de H_2S é igual a $3 \cdot 10^{-5}$ mol/L. (Dados: $K_1 = 9 \cdot 10^{-10}$ e $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-15}$.)

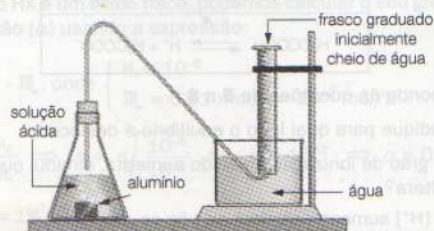
9. (Fuvest-SP)

Valor numérico da constante de dissociação do ácido acético = $1,8 \cdot 10^{-5}$

Dada amostra de vinagre foi diluída com água até se obter uma solução com $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ M. Nessa solução, as concentrações, em mol/L, de CH_3COO^- e de CH_3COOH são, respectivamente, da ordem de:

- a) $3 \cdot 10^{-1}$ e $5 \cdot 10^{-10}$.
 b) $3 \cdot 10^{-1}$ e $5 \cdot 10^{-2}$.
 c) $1 \cdot 10^{-3}$ e $2 \cdot 10^{-5}$.
 d) $1 \cdot 10^{-3}$ e $5 \cdot 10^{-12}$.
 e) $1 \cdot 10^{-3}$ e $5 \cdot 10^{-2}$.

10. (Unicamp-SP) O alumínio é um dos metais que reagem facilmente com íons H^+ , em solução aquosa, liberando o gás hidrogênio. Soluções em separado, dos três ácidos a seguir, de concentração 0,1 mol \cdot L $^{-1}$, foram colocadas para reagir com amostras de alumínio, de mesma massa e formato, conforme o esquema:



A reação no sentido 1:



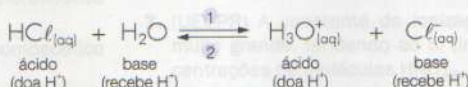
mostra que o HCl está doando um próton (H⁺) para a água; portanto, o HCl está agindo como um ácido. Como a água está recebendo um próton (H⁺), ela é classificada como uma base.

A reação no sentido 2:



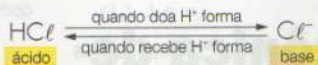
mostra que o íon hidrônio (H₃O⁺) está doando um próton (H⁺) ao Cl⁻; portanto, o H₃O⁺ está agindo como um ácido. Como o Cl⁻ está recebendo um próton (H⁺), ele é classificado como uma base.

Resumindo, temos:

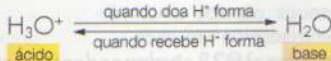


Repare que:

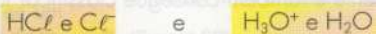
a) quando o HCl doa um próton (H⁺), origina o íon Cl⁻, e este, ao receber um próton (H⁺), regenera o HCl.



b) fenômeno semelhante ocorre com H₃O⁺ e H₂O.



c) as espécies:

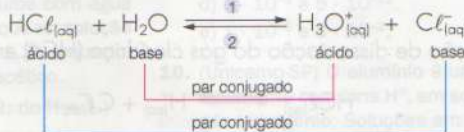


diferem entre si por apenas um próton (H⁺).

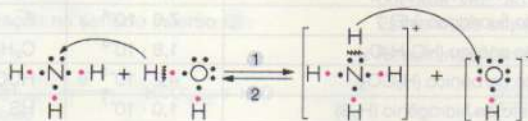
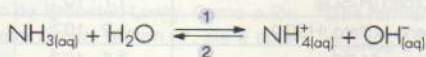
Essas espécies são chamadas de **pares conjugados**:

- **HCl e Cl⁻**: formam um par conjugado, onde HCl é o ácido conjugado da base Cl⁻; Cl⁻ é a base conjugada do ácido HCl.
- **H₃O⁺ e H₂O**: formam um par conjugado, onde H₃O⁺ é o ácido conjugado da base H₂O; H₂O é a base conjugada do ácido H₃O⁺.

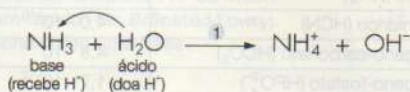
d)



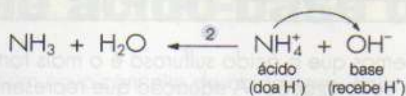
Considere, agora, a equação de ionização da amônia (NH₃) em água:



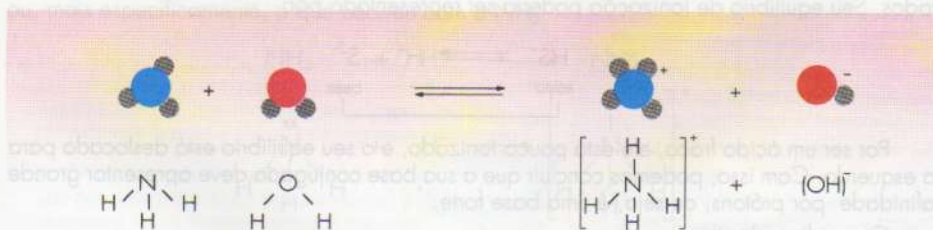
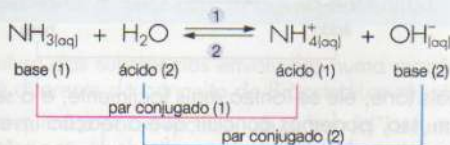
Na reação 1 :



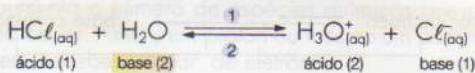
Na reação 2 :



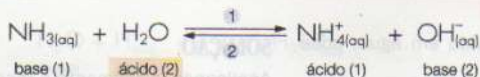
Então, temos:



Comparando as duas reações:



e



nota-se que a água se comporta como base na primeira e como ácido na segunda. Várias outras espécies químicas, como a água, podem funcionar ora como ácidos ora como bases em reações diferentes. Tais espécies são chamadas de **anfipróticas**.

Ácido	K_a	Base
ácido sulfuroso (H_2SO_3)	$1,7 \cdot 10^{-2}$	HSO_3^-
ion hidrogeno-sulfato (HSO_4^-)	$1,2 \cdot 10^{-2}$	SO_4^{2-}
ácido fosfórico (H_3PO_4)	$7,5 \cdot 10^{-3}$	$H_2PO_4^-$
ácido fluorídrico (HF)	$7,0 \cdot 10^{-4}$	F^-
ácido acético ($HC_2H_3O_2$)	$1,8 \cdot 10^{-5}$	$C_2H_3O_2^-$
ácido carbônico (H_2CO_3)	$4,2 \cdot 10^{-7}$	HCO_3^-
Sulfeto de hidrogênio (H_2S)	$1,0 \cdot 10^{-7}$	HS^-
ion dihidrogeno-fosfato ($H_2PO_4^-$)	$6,2 \cdot 10^{-8}$	HPO_4^{2-}
ion amônio (NH_4^+)	$5,6 \cdot 10^{-10}$	NH_3
ácido cianídrico (HCN)	$4,0 \cdot 10^{-10}$	CN^-
ion hidrogeno-carbonato (HCO_3^-)	$4,8 \cdot 10^{-11}$	CO_3^{2-}
ion hidrogeno-fosfato (HPO_4^{2-})	$1,7 \cdot 10^{-12}$	PO_4^{3-}
ion hidrogeno-sulfeto (HS^-)	$1,0 \cdot 10^{-13}$	S^{2-}

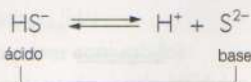
Para os ácidos $HA_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$ $K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$

Pela tabela percebemos que o ácido sulfuroso é o mais forte, mais ionizado, pois apresenta a maior constante de ionização. A equação que representa o equilíbrio de sua ionização é dada por:



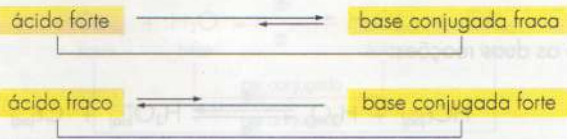
Por ser o ácido mais forte, ele se ioniza mais facilmente, e o seu equilíbrio está deslocado para a direita. Com isso, podemos concluir que a reação inversa é mais difícil de ocorrer; logo, a sua base conjugada tem pequena afinidade por prótons (H^+), ou seja, é uma base fraca.

Observando, agora, o ion hidrogeno-sulfeto (HS^-), vemos que apresenta a menor constante de ionização; logo, podemos concluir que ele é o ácido mais fraco dentre os apresentados. Seu equilíbrio de ionização poderia ser representado por:



Por ser um ácido fraco, ele está pouco ionizado, e o seu equilíbrio está deslocado para a esquerda. Com isso, podemos concluir que a sua base conjugada deve apresentar grande afinidade por prótons, ou seja, é uma base forte.

Generalizando, temos:



Exercícios Resolvidos

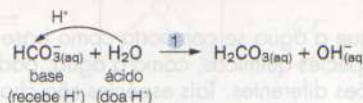
1. O íon bicarbonato, quando dissolvido em água, pode sofrer o seguinte processo:



Classifique as espécies participantes utilizando o conceito de Brønsted-Lowry e indique os pares conjugados.

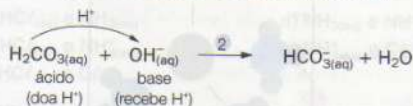
SOLUÇÃO

Analisando inicialmente a reação no sentido direto 1:



Pela análise da equação, podemos perceber que a água cede um próton H^+ ao íon HCO_3^- , isto é, a água se comporta como um ácido no conceito de Brønsted-Lowry. Como o íon bicarbonato HCO_3^- está recebendo um próton H^+ , ele é classificado como uma base.

Vejam a seguir a reação no sentido inverso (2):

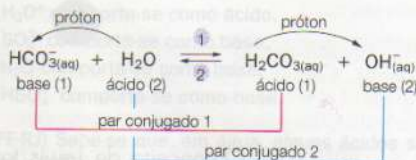


O ácido carbônico (H_2CO_3), por ceder um próton H^+ ao ânion OH^- , é classificado como um ácido de Brønsted-Lowry; assim, o ânion hidróxido funciona como uma base.

Quando o HCO_3^- recebe um próton H^+ , origina o H_2CO_3 que, ao liberar um próton H^+ , regenera o HCO_3^- . Essas duas espécies formam o primeiro par conjugado.

Quando o H_2O cede um próton H^+ , origina o ânion OH^- que, por sua vez, ao receber um próton H^+ , regenera a água. Essas duas espécies formam o segundo par conjugado.

Resumindo, temos:



Conceito de ácido-base de Lewis

Em 1923, Lewis propôs um novo conceito de ácido-base. Para ele:

Ácido: espécie química receptora de pares de elétrons (agente eletrófilo).

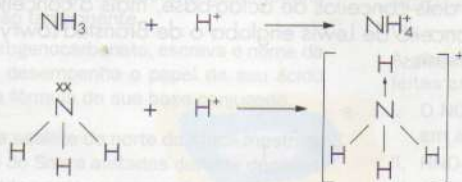
Base: espécie química doadora de pares de elétrons (agente nucleófilo).

Considerando a estrutura das substâncias envolvidas numa reação do tipo ácido-base, o conceito de Lewis não é diferente do conceito de Brønsted-Lowry, só é mais amplo.

Para que uma espécie química possa receber um próton (H^+) e funcionar como uma base de Brønsted-Lowry, deve obrigatoriamente ter um par de elétrons disponíveis, não-compartilhados. Veja a reação:



ou, mais especificamente, o que ocorreu com o NH_3 :



O NH_3 , que nessa reação funciona como base de Brønsted-Lowry, apresenta um par de elétrons não-compartilhados, que foi utilizado para receber um próton (H^+). Assim, o NH_3 também é uma base de Lewis.

O conceito de Lewis aumenta o número de espécies químicas que podem ser classificadas como ácidas ou como bases. Assim, um próton ou mesmo um cátion podem funcionar como ácidos, ou seja, podem receber um par de elétrons.

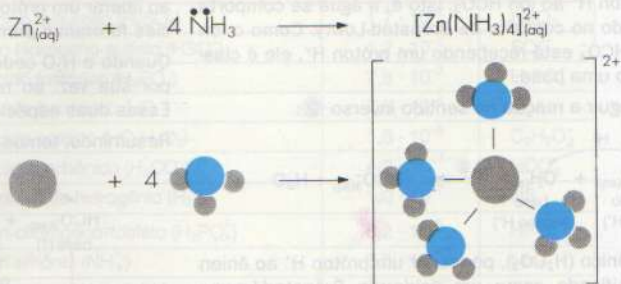
Exemplo 1:



Exemplo 2:



• Exemplo 3:

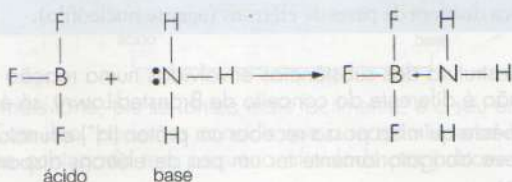


O conceito de Lewis também pode ser aplicado para moléculas que apresentam o átomo central com o octeto incompleto. Veja, como exemplo, o trifluoreto de boro (BF_3), onde o boro não tem o octeto completo:



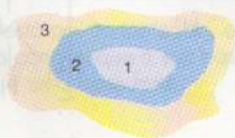
O BF_3 reage com a amônia (NH_3) e aceita um par de elétrons, funcionando como um ácido.

• Exemplo 4:



Os exemplos 2, 3 e 4 mostram casos em que os reagentes não podem ser classificados pelo conceito de Brønsted-Lowry. No entanto, os ácidos de Brønsted-Lowry podem ser classificados de acordo com o conceito de Lewis.

Comparando esses dois conceitos de ácido-base, mais o conceito dado por Arrhenius, podemos dizer que o conceito de Lewis engloba o de Brønsted-Lowry que, por sua vez, engloba o conceito de Arrhenius.



Diante disso, uma substância que seja ácido de Brønsted-Lowry obrigatoriamente é um ácido de Lewis, mas não será necessariamente um ácido de Arrhenius.

Exercícios

1. (UNI-RIO) Identifique os pares conjugados ácido-base nas reações a seguir.

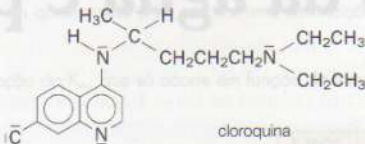
- $\text{HSO}_4^{-}(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{NH}_4^{+}(\text{l})$
- $\text{N}_2\text{H}_4(\text{aq}) + \text{HSO}_4^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^{+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
- $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^{-}(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{OH}(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{NH}_3^{+}(\text{aq})$
- $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}(\text{aq}) + \text{OH}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

18. (PUC-PR) Dada a reação:



O íon hidrogenossulfato atua como:

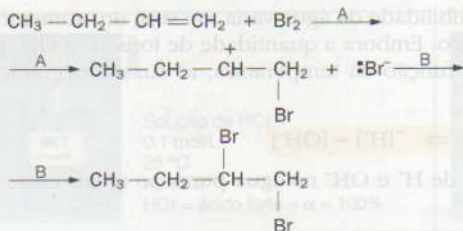
- a) base de Arrhenius. d) ácido de Faraday.
 b) base de Lewis. e) ácido de Brønsted.
 c) base de Brønsted.
19. (UFFRJ) Um dos principais fármacos utilizados no Brasil para a terapia da malária é a cloroquina, cuja estrutura é representada por:



Com base na estrutura da cloroquina, pode-se afirmar que:

- a) a cloroquina é uma base de Lewis, porque cada átomo de nitrogênio pode receber elétrons de um ácido;
 b) a cloroquina é um ácido de Lewis, porque cada átomo de nitrogênio pode receber um par de elétrons de um ácido;
 c) a cloroquina é um ácido de Arrhenius, porque em solução aquosa possui um excesso de íons H^+ ;
 d) a cloroquina é um ácido de Brønsted, porque um de seus átomos de nitrogênio pode doar próton;
 e) a cloroquina é uma base de Lewis, porque possui átomos de nitrogênio que podem doar elétrons para ácidos.

20. (UFRS) A reação entre o buteno-1 e o bromo pode ser representada pelo esquema a seguir:



Na etapa A, o buteno-1 se comportou como:

- a) base de Brønsted. d) base de Arrhenius.
 b) ácido de Lewis. e) base de Lewis.
 c) ácido de Arrhenius.
21. (Unicap-PE) Julgue verdadeira ou falsa cada uma das afirmações seguintes:

- I. Os indicadores são substâncias que indicam se o meio é ácido ou básico. Se a fenolftaleína, adicionada a um meio, continuou incolor, é porque esse meio é ácido.
- II. Segundo Arrhenius, ácido é toda substância que, fundida, libera íons Na^+ .
- III. A força de um ácido não é constante, pois varia de um solvente para o outro.
- IV. Segundo Brønsted-Lowry, a uréia é um ácido, quando colocada em NH_3 líquida, segundo a reação



V. Um dos grandes poluentes dos rios amazônicos é o mercúrio. Esse metal é o único metal líquido à temperatura ambiente.

22. (UFPR) Considere as definições de ácidos e bases e as informações a seguir:

- ácido de Arrhenius — espécie química que contém hidrogênio e que, em solução aquosa, produz o cátion hidrogênio (H^+);
- ácido de Brønsted — espécie química capaz de ceder prótons;
- base de Lewis — espécie química capaz de ceder pares de elétrons para formar ligações químicas;
- ácido de Lewis — espécie química capaz de receber pares de elétrons para formar ligações químicas.

A dissolução do AlCl_3 em água produz uma solução com $\text{pH} < 7$. Durante a dissolução ocorre a interação dos pares de elétrons não ligantes da água com os íons Al^{3+} , formando ligações químicas (representadas na figura por linhas tracejadas). Essa interação produz diversas espécies químicas hidratadas, uma das quais está representada na figura 1.

(Números atômicos: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 8$.)

A presença da carga iônica positiva do Al^{3+} diminui a densidade eletrônica nas moléculas de água e, conseqüentemente, facilita a retirada de um próton, como é mostrado na figura 2.

Figura 1

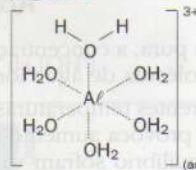
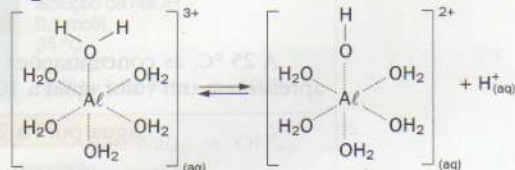


Figura 2



Com relação ao exposto acima, julgue falsa ou verdadeira cada uma das seguintes afirmações:

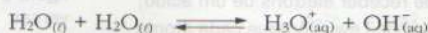
- I. Na espécie $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, as moléculas de água comportam-se como base de Lewis em relação ao Al^{3+} , o qual se comporta como ácido de Lewis.
- II. Em uma solução aquosa de cloreto de alumínio, temos $[\text{H}^+] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- III. Uma solução aquosa de cloreto de alumínio apresenta caráter ácido.
- IV. A espécie $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ comporta-se como ácido de Brønsted e de Arrhenius em relação às moléculas do solvente.
- V. O processo de interação entre espécies do soluto e espécies do solvente é chamado de solvatação.

CAPÍTULO 31

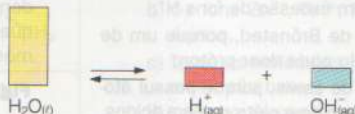
Produto iônico da água e pH

EQUILÍBRIO IÔNICO DA ÁGUA

Medidas experimentais de condutibilidade elétrica e outras evidências mostram que a água, quando pura ou quando usada como solvente, se ioniza numa extensão muito pequena, originando o equilíbrio:

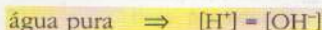


ou simplificadamente:

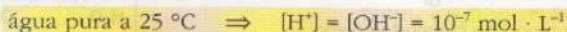


Na água pura, a concentração de íons H^+ é sempre igual à concentração de íons OH^- , pois cada molécula de água ionizada origina um íon H^+ e um íon OH^- .

Em diferentes temperaturas, a condutibilidade da água varia, ou seja, um aumento da temperatura provoca aumento da ionização. Embora a quantidade de íons H^+ e OH^- presentes no equilíbrio sofram variação em função da temperatura, as suas concentrações serão sempre iguais entre si:



A 25 °C, as concentrações em mol/L de H^+ e OH^- na água pura são iguais entre si e apresentam um valor igual a $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



PRODUTO IÔNICO DA ÁGUA (K_w)

Considerando o equilíbrio da água:



podemos escrever a expressão da sua constante de equilíbrio:

$$K_c = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{onde } [\text{H}_2\text{O}] = \text{constante}$$

$$K_c [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

onde o K_w corresponde à **constante de ionização da água** e cujo valor pode ser calculado, a 25 °C, pois já conhecemos os valores de $[\text{H}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ a essa temperatura:

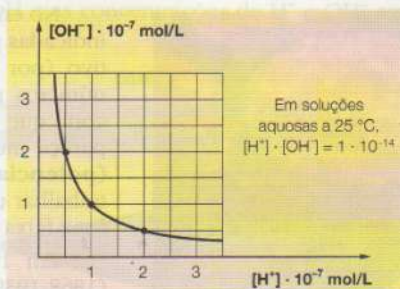
$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$K_w = (10^{-7}) (10^{-7}) \Rightarrow K_w = 10^{-14}$$

OBSERVAÇÃO:

1. O produto iônico da água (K_w) sempre apresenta um valor constante a uma dada temperatura, tanto em água pura como em soluções. Mesmo em soluções onde as concentrações em mol/L de H^+ e OH^- não são iguais entre si, o seu produto deverá permanecer constante. Se conhecemos a concentração em mol/L de H^+ de uma solução aquosa qualquer, podemos determinar a concentração em mol/L de OH^- .

Como podemos perceber pelo gráfico, à medida que ocorre um aumento de $[H^+]$, ocorre uma diminuição de $[OH^-]$.





2. A variação do K_w , que só ocorre em função da temperatura, é apresentada na seguinte tabela:

t (°C)	K_w
10	$0,29 \cdot 10^{-14}$
20	$0,68 \cdot 10^{-14}$
25	$1,00 \cdot 10^{-14}$
30	$1,47 \cdot 10^{-14}$
40	$2,92 \cdot 10^{-14}$
60	$9,40 \cdot 10^{-14}$

 $[H^+]$ E $[OH^-]$ EM SOLUÇÃO AQUOSA

Vejamos alguns exemplos da determinação da $[H^+]$ e da $[OH^-]$:

 <p>Solução de HCl 0,1 mol/L 25 °C $K_w = 10^{-14}$ HCl = ácido forte = $\alpha = 100\%$</p>	 <p>Solução de NaOH 0,1 mol/L 25 °C $K_w = 10^{-14}$ NaOH = base forte = $\alpha = 100\%$</p>
<p>$HCl_{(aq)} \xrightarrow[\text{total}]{\text{ionização}}$ $H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ 0,1 mol/L \rightarrow 0,1 mol/L 0,1 mol/L</p> <p>Logo: $[H^+] = 0,1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$</p> <p>Como: $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$ $10^{-14} = 0,1 \cdot [OH^-]$ $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{0,1}$ $[OH^-] = 10^{-13} \text{ mol} \cdot L^{-1}$</p> <p>Nessa solução, $[H^+] > [OH^-]$, o que evidencia que ela é ácida.</p>	<p>$NaOH_{(aq)} \xrightarrow[\text{total}]{\text{dissociação}}$ $Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ 0,1 mol/L \rightarrow 0,1 mol/L 0,1 mol/L</p> <p>Logo: $[OH^-] = 0,1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$</p> <p>Como: $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$ $10^{-14} = [H^+] \cdot 0,1$ $[H^+] = \frac{10^{-14}}{0,1}$ $[H^+] = 10^{-13} \text{ mol} \cdot L^{-1}$</p> <p>Nessa solução, $[OH^-] > [H^+]$, o que evidencia que ela é básica (alcalina).</p>

Dependendo das concentrações em mol/L de H^+ e OH^- , temos:

solução neutra	$[H^+] = [OH^-]$
solução ácida	$[H^+] > [OH^-]$
solução básica	$[H^+] < [OH^-]$



As flores das hortênsias podem ser azuis ou rosadas, dependendo das características do solo em que são cultivadas. Em solo ácido, as suas flores são azuis; em solo básico (alcalino), são rosadas.

No entanto, como essas concentrações normalmente são indicadas por números de base decimal com expoente negativo (por exemplo, 10^{-3} , 10^{-7} , 10^{-14}), trabalhar com esses números pode acarretar dificuldades matemáticas, fazendo com que um conceito simples de acidez ou basicidade pareça muito complicado. Assim, criou-se a **escala de pH (potencial hidrogeniônico)**, que tem a vantagem de poder trabalhar uma faixa grande de valores de concentração com uma faixa estreita de valores de pH.

Em 1909, o bioquímico dinamarquês Peter Sorensen (1868-1939) propôs o uso da escala de pH como método alternativo de determinação de $[H^+]$. Sorensen adotou o termo pH para indicar o cologaritmo na base 10 da concentração de H^+ . Observe:

$$pH = \text{colog}_{10} [H^+] \text{ ou } pH = -\log [H^+] \text{ ou } pH = \log \frac{1}{[H^+]}$$

Em 1901, Sorensen tornou-se diretor do laboratório das empresas Carlsberg. Apesar de seus importantes trabalhos com aminoácidos, proteínas e enzimas, ele ficou mais conhecido como criador da escala de pH, usada para medir a acidez de uma solução. Ele criou essa escala para facilitar seu trabalho no controle de qualidade de cervejas.

De maneira semelhante, podemos determinar o **pOH (potencial hidroxiliônico)** de uma solução:

$$pOH = \text{colog}_{10} [OH^-] \text{ ou } pOH = -\log [OH^-] \text{ ou } pOH = \log \frac{1}{[OH^-]}$$

Vejamos alguns exemplos:

<p>1 $[H^+] = 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $pH = -\log [H^+]$ $pH = -\log 10^{-6}$ $pH = -(-6) \cdot \log 10$ $pH = 6$ Assim: $[H^+] = 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $pH = 6$</p>	<p>2 $[OH^-] = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $pOH = -\log [OH^-]$ $pOH = -\log 10^{-5}$ $pOH = -(-5) \cdot \log 10$ $pOH = 5$ Assim: $[OH^-] = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $pOH = 5$</p>
---	---

Se aplicarmos essa escala ao equilíbrio iônico da água, teremos:



$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

Aplicando log:

$$\log K_w = \log [H^+] + \log [OH^-]$$

Multiplicando por (-1):

$$(-\log K_w) = (-\log [H^+]) + (-\log [OH^-])$$

$$pK_w = pH + pOH$$

A 25 °C, a constante de ionização da água (K_w) vale 10^{-14} . Assim:

$$pH + pOH = 14$$

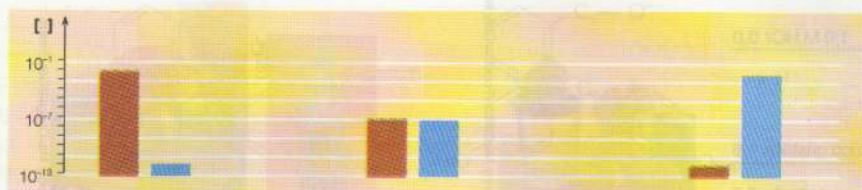
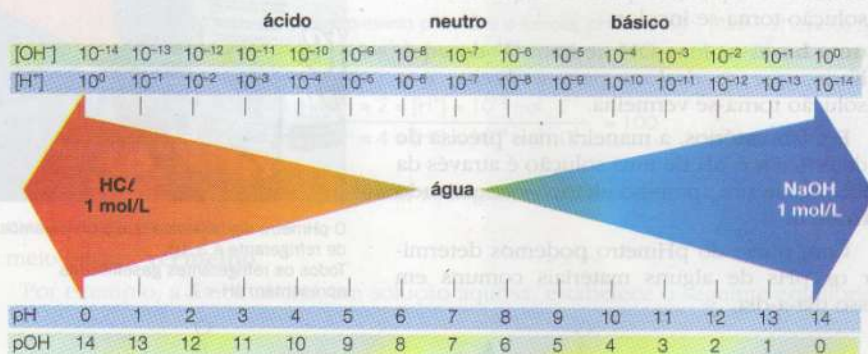
Na água e nas soluções neutras, a 25 °C, temos:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$pH = pOH = 7$$

Logo, soluções neutras apresentam $pH = 7$

A escala de pH apresenta normalmente valores que variam de zero a 14. O esquema a seguir mostra uma relação entre os valores de pH e as concentrações de H^+ e OH^- em água, a 25 °C.



solução ácida

$[H^+] > 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
 $[OH^-] < 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
 $[H^+] > [OH^-]$
pH < 7

solução neutra

$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
pH = pOH = 7

solução básica

$[OH^-] > 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
 $[H^+] < 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
 $[OH^-] > [H^+]$
pH > 7



Indicadores Naturais

INDICADORES E PH

Uma maneira muito comum, mas menos precisa, de determinar o pH de uma solução é através do uso de **indicadores**, que são substâncias que mudam de cor em função da $[H^+]$ e da $[OH^-]$, ou seja, de acordo com o pH.

Existem vários indicadores ácido-base; muitos deles são naturais, por exemplo, o suco de repolho roxo que, em uma solução neutra, apresenta coloração roxa. No entanto, quando o pH muda, a sua coloração pode variar do vermelho ao amarelo-claro.

Os indicadores mais comumente empregados em laboratório são sintéticos, por exemplo, a fenolftaleína que, como todos eles, quando dissolvida em água se ioniza e origina íons, estabelecendo um equilíbrio. O indicador e a sua forma ionizada apresentam cores diferentes.

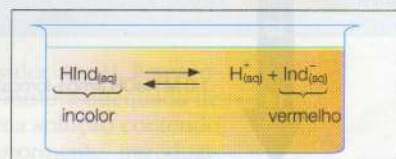
Genericamente, o comportamento de um indicador pode ser representado por:



Quando o indicador está não-ionizado (HInd), ele apresenta uma coloração característica de cada indicador; quando ele está ionizado (Ind⁻), apresenta uma nova coloração. Vamos considerar, por exemplo, esquematicamente, o comportamento de um indicador qualquer, como o ilustrado ao lado.



As soluções presentes na foto (da esquerda para a direita) apresentam pHs respectivamente iguais a 1, 4, 7, 10 e 13.



LUSAL

Se a esse equilíbrio adicionamos:

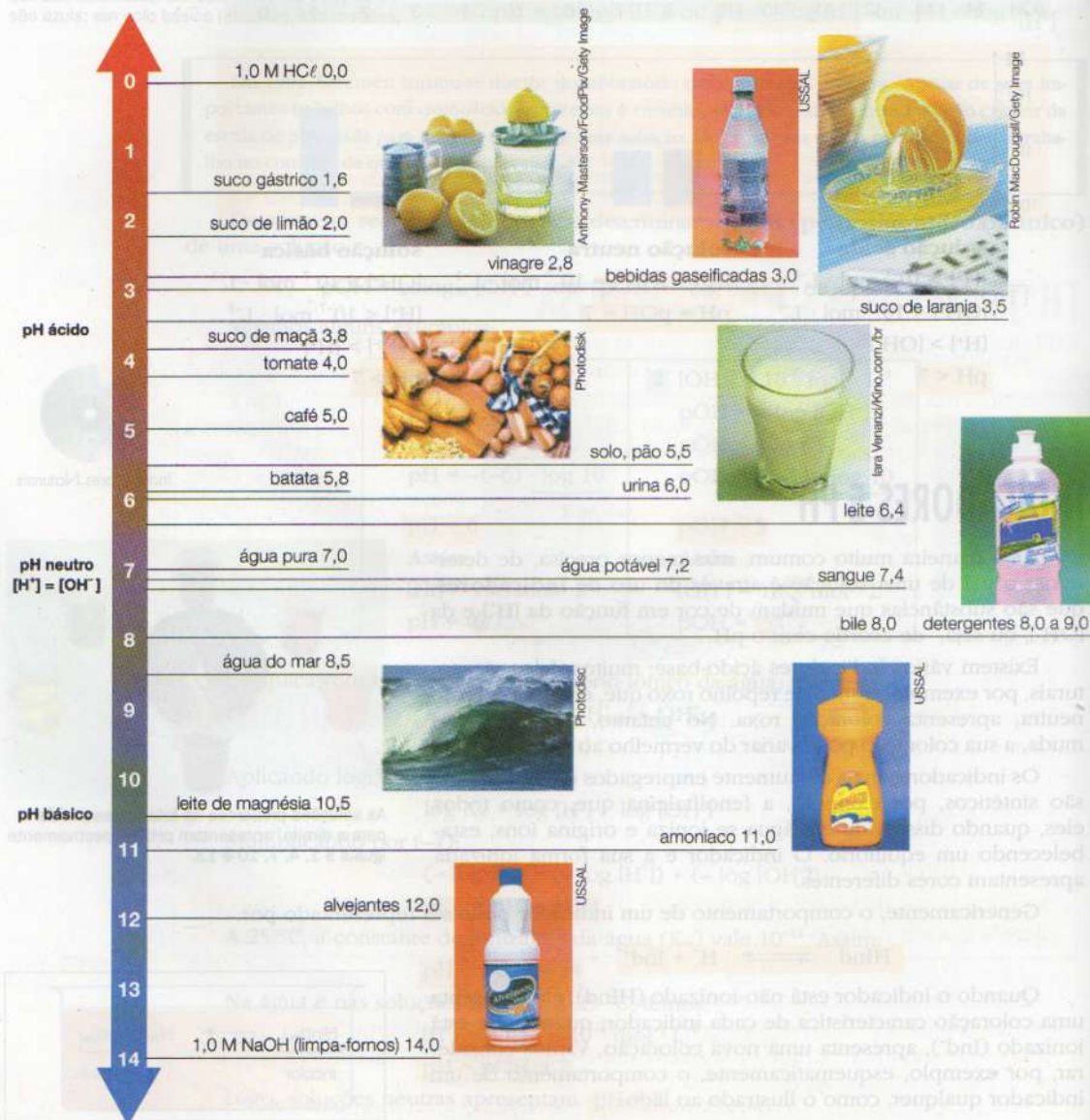
- **um ácido:** o aumento da concentração de H^+ desloca o equilíbrio para a esquerda, e a solução torna-se incolor;
- **uma base:** os íons OH^- retiram H^+ do equilíbrio, que se desloca para a direita, e a solução torna-se vermelha.

Em laboratórios, a maneira mais precisa de se determinar o pH de uma solução é através da utilização de um aparelho elétrico denominado **pHmetro**.

Com o uso do pHmetro podemos determinar os pHs de alguns materiais comuns em nosso dia-a-dia.



O pHmetro digital indica que o pH da amostra de refrigerante é 3,16. Todos os refrigerantes gaseificados apresentam $pH < 7$.



OBSERVAÇÃO:

É importante notar que a variação de uma unidade na escala pH corresponde a uma variação de 10 unidades nas concentrações em mol/L de H^+ e OH^- .

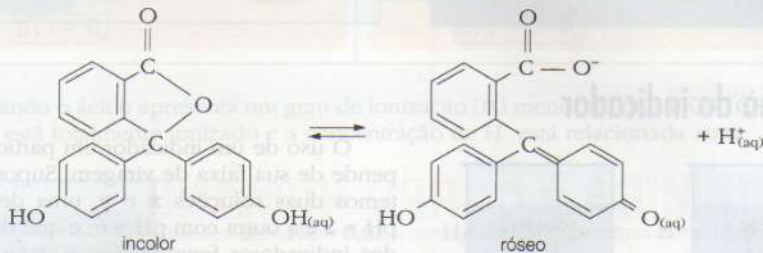
Na ilustração anterior, o suco de limão apresenta pH = 2 e o tomate, pH = 4; logo, podemos concluir que o limão é mais ácido, mas não devemos pensar que ele é apenas 2 vezes mais ácido e, sim, que sua concentração de H^+ é 100 vezes maior que a do tomate. Veja:

$$\begin{aligned} \text{limão} &= \text{pH} = 2 = [H^+] = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ \text{tomate} &= \text{pH} = 4 = [H^+] = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 100 \end{aligned}$$

Logo, esse indicador pode apresentar as seguintes colorações:

- meio ácido: **incolor**;
- meio básico: **vermelho**.

Por exemplo, a fenolftaleína, em solução aquosa, estabelece o seguinte equilíbrio:



- **Meio ácido** = $[H^+]$: o equilíbrio é deslocado para a esquerda, prevalecendo a forma não-ionizada; logo, a solução é **incolor**.
- **Meio básico** = $[OH^-]$: os íons OH^- retiram H^+ do equilíbrio, que se desloca para a direita, prevalecendo a forma ionizada; logo, a solução é **rósea**.

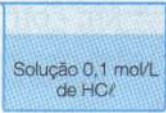
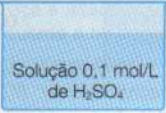
A mudança de cor ocorre em determinados intervalos de pH, denominados **faixa** ou **intervalo de viragem**. Quando o valor do pH é inferior ao intervalo de viragem, temos uma cor; quando o valor é superior ao intervalo, temos outra cor; na faixa de viragem temos uma cor intermediária às duas.

O quadro a seguir mostra alguns indicadores com os valores numéricos das suas faixas de viragem:

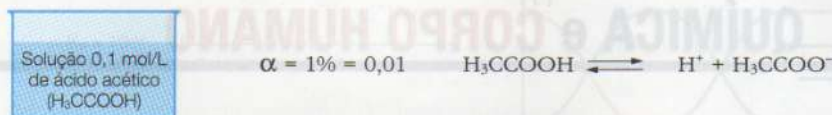
Indicadores	pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
violeta de metila	amarelo	[transição]		violeta										
azul de timol	vermelho	[transição]		amarelo						amarelo	[transição]	azul		
alaranjado de metila	vermelho	[transição]		amarelo - alaranjado										
verde de bromocresol	amarelo	[transição]		azul										
vermelho de metila	vermelho	[transição]		amarelo										
vermelho de clorofenol	amarelo	[transição]		vermelho										
azul de bromotimol	amarelo	[transição]		azul										
vermelho de fenol	amarelo	[transição]		vermelho										
fenolftaleína	incolor	[transição]		vermelho										
timolftaleína	incolor	[transição]		azul										
amarelo R de alizarina	amarelo	[transição]		violeta										

Existem indicadores que apresentam cores diferentes para cada valor de pH. Esses indicadores, denominados **indicadores universais**, são obtidos pela mistura adequada de vários outros. Na sua produção, as tiras de papel são imersas em uma solução contendo uma mistura de indicadores e depois secas. Essas tiras serão, posteriormente, introduzi-

Veja, a seguir, dois exemplos com ácidos fortes, onde $\alpha = 100\%$:

 <p>Solução 0,1 mol/L de HCl</p>	 <p>Solução 0,1 mol/L de H₂SO₄</p>
$\text{HCl} \longrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ $0,1 \text{ mol/L} \longrightarrow 0,1 \text{ mol/L} + 0,1 \text{ mol/L}$ $[\text{H}^+] = 0,1 \text{ mol/L} = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $0,1 \text{ mol/L} \longrightarrow 0,2 \text{ mol/L} + 0,1 \text{ mol/L}$ $[\text{H}^+] = 0,2 \text{ mol/L} = 2 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
<p>Para ácidos fortes com um H ionizável:</p> <p style="text-align: center;">HA</p> <p>temos: $[\text{H}^+] = [\text{HA}]$</p> <p style="text-align: center;">$[\text{H}^+] = \mathcal{M}$</p>	<p>Para ácidos fortes com mais de um H ionizável:</p> <p style="text-align: center;">H_xA</p> <p>temos: $[\text{H}^+] = x \cdot [\text{H}_x\text{A}]$ ou</p> <p style="text-align: center;">$[\text{H}^+] = x \cdot \mathcal{M}$</p>

Quando o ácido apresenta um grau de ionização (α) menor do que 100% ($\alpha < 100\%$), ele não está totalmente ionizado e a concentração de H^+ está relacionada ao α :



Somente 1% das moléculas do ácido se ioniza ($\alpha = 1\%$); logo, a $[\text{H}^+]$ é igual a 1% de 0,1 mol/L, que é a concentração do ácido. Assim:

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot [\text{H}_3\text{CCOOH}]$$

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot 0,1 \Rightarrow [\text{H}^+] = 0,01 \cdot 0,1 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Para ácidos com grau de ionização menor que 100% ($\alpha < 100\%$), temos:

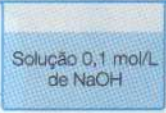
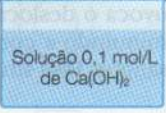
$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot [\text{HA}] \text{ ou } [\text{H}^+] = \alpha \cdot \mathcal{M}$$

OBSERVAÇÃO:

Para ácidos semifortes ou fracos com mais de um H ionizável, consideramos somente a primeira etapa de ionização. Assim, eles se comportam como se tivessem apenas um H ionizável.

Soluções básicas

Nesse tipo de solução, o íon predominante característico é o OH^- . Assim, devemos determinar sua concentração em mol/L e, em seguida, o pOH da solução. Veja dois exemplos a seguir, com bases fortes, onde $\alpha = 100\%$:

 <p>Solução 0,1 mol/L de NaOH</p>	 <p>Solução 0,1 mol/L de Ca(OH)₂</p>
$\text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ $0,1 \text{ mol/L} \longrightarrow 0,1 \text{ mol/L} + 0,1 \text{ mol/L}$ $[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ mol/L} = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$\text{Ca(OH)}_2 \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$ $0,1 \text{ mol/L} \longrightarrow 0,1 \text{ mol/L} + 0,2 \text{ mol/L}$ $[\text{OH}^-] = 0,2 \text{ mol/L} = 2 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
<p>Para bases fortes com um OH⁻:</p> <p style="text-align: center;">[OH⁻] = [NaOH]</p> <p style="text-align: center;">$[\text{OH}^-] = \mathcal{M}$</p>	<p>Para bases fortes com mais de um OH⁻:</p> <p style="text-align: center;">[OH⁻] = 2 · [Ca(OH)₂]</p> <p style="text-align: center;">$[\text{OH}^-] = 2 \cdot \mathcal{M}$</p>

Para o caso de $\alpha < 100\%$, temos:

Solução 2 mol/L
de NH_4OH



Somente 0,5% das moléculas de NH_4OH sofre ionização; logo, a $[\text{OH}^-]$ é igual a 0,5% de 2 mol/L, que é a concentração da base. Assim:

$$[\text{OH}^-] = \alpha \cdot [\text{NH}_4\text{OH}]$$

$$[\text{OH}^-] = \alpha \cdot m$$

$$[\text{OH}^-] = 0,005 \cdot 2 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Para bases com grau de ionização menor que 100% ($\alpha < 100\%$), temos: $[\text{OH}^-] = \alpha \cdot m$



QUÍMICA e CORPO HUMANO

O pH do sangue

Nas células do nosso corpo, o CO_2 é continuamente produzido como um produto terminal do metabolismo. Parte desse CO_2 se dissolve no sangue, estabelecendo o equilíbrio:



Esse é um exemplo dos diversos equilíbrios que mantêm o pH do nosso sangue entre 7,3 e 7,5.

Quando a respiração é deficiente, essa hipoventilação acarreta o aumento da concentração de CO_2 no sangue, o que provoca o deslocamento do equilíbrio para a direita, aumentando a concentração de H^+ e diminuindo o pH sanguíneo. Essa situação é denominada acidose:

- **Acidose:** $[\text{CO}_2] \uparrow \Rightarrow \text{pH} \downarrow$
- **Sintomas:** falta de ar, diminuição ou supressão da respiração, desorientação com possibilidade de coma.
- **Causas:** ingestão de drogas, enfisema, pneumonia, bronquite, asma, alterações no sistema nervoso central.

Um ataque de histeria ou de ansiedade pode levar uma pessoa a respirar muito rapidamente. Essa hiperventilação acarreta a perda de uma quantidade maior de CO_2 pelos pulmões, o que provoca o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, diminuindo a concentração de H^+ e aumentando o pH do sangue. Essa situação é denominada alcalose.

- **Alcalose:** $[\text{CO}_2] \downarrow \Rightarrow \text{pH} \uparrow$
- **Sintomas:** respiração ofegante, entorpecimento, rigidez muscular, convulsões.
- **Causas:** ingestão de drogas, cirroses, exercícios físicos excessivos, *overdose* de aspirina, doenças pulmonares.



Um procedimento médico bastante comum é fazer com que o paciente em crise histérica respire seu próprio ar. Desse modo, o ar inspirado apresenta maior concentração de CO_2 .

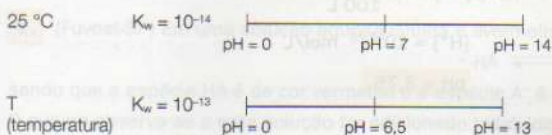
Exercícios Fundamentais

1. Sabendo que a 25 °C o $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$ apresenta o valor 10^{-14} em cada um dos produtos a seguir, indique a concentração em mol/L do íon (H^+ ou OH^-) não mencionado e dê o caráter do meio.

I	II	III
		
$[H^+] = 10^{-3}$ mol/L	$[H^+] = 10^{-6}$ mol/L	$[OH^-] = 10^{-4}$ mol/L

2. Calcule o pH de cada um dos produtos do exercício 1.

Considere as informações seguintes e responda às questões de 3 a 5:

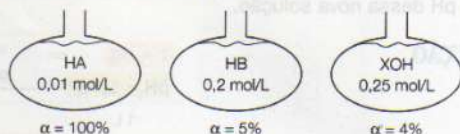


3. Indique a concentração de H^+ e a de OH^- para uma solução neutra na temperatura T.
4. Uma solução que apresenta pH = 7 na temperatura T é ácida, básica ou neutra?
5. Na temperatura T, qual é o valor da soma do pH com o pOH?

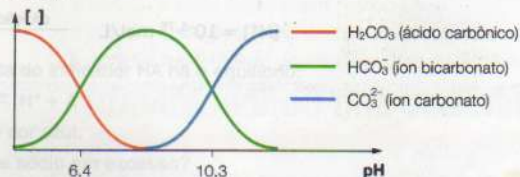
6. Faça a associação correta entre os itens da coluna à esquerda e os da coluna à direita:

- | | |
|--------------------|---------------|
| (I) limpa-forno | (A) pH = 7 |
| (II) suco gástrico | (B) pH = 12,7 |
| (III) amoníaco | (C) pH = 3 |
| (IV) vinagre | (D) pH = 10 |
| (V) salmoura | (E) pH = 1,8 |

7. Determine o pH das três soluções



O gráfico a seguir mostra as concentrações em mol/L das espécies químicas presentes em solução aquosa em função do pH:

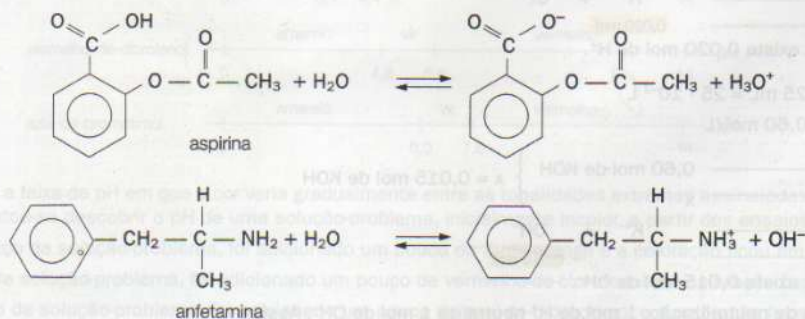


A respeito do gráfico, responda às questões de 8 a 12:

8. Indique a espécie que predomina em pH = 2.
9. Indique a espécie que predomina em pH = 8.
10. Indique a espécie que predomina em pH = 12.
11. Indique o pH em que $[HCO_3^-] = [CO_3^{2-}]$.
12. Indique o pH em que $[H_2CO_3] = [HCO_3^-]$.

Exercícios Resolvidos

1. (Fuvest-SP) As drogas aspirina e anfetamina apresentam os seguintes equilíbrios em solução aquosa:



Sabe-se que a absorção de drogas no corpo humano ocorre mais rapidamente na forma dissociada, e que os pH do estômago e do intestino são iguais a 2 e 7, respectivamente.

Em qual órgão cada uma das drogas será absorvida mais rapidamente? Justifique a resposta.

SOLUÇÃO

estômago pH = 2
 intestino pH = 7

$[H_3O^+] > [OH^-]$
 $[H_3O^+] = [OH^-]$

No intestino, a concentração de OH^- é maior do que no estômago.

Assim, no intestino, onde a concentração de OH^- é maior do que no estômago, ocorrerá maior consumo de H_3O^+ , deslocando o equilíbrio da aspirina para a direita, o que favorece a formação da sua forma dissociada que será absorvida.

No estômago, a concentração de H_3O^+ é maior; logo, ocorrerá maior consumo de OH^- , deslocando o equilíbrio da anfetamina para a direita, o que favorece a formação da anfetamina dissociada que será absorvida.

2. Em 1 litro de uma solução aquosa de ácido forte HA, de pH = 1,75, foram adicionados 99 L de água. Determine o pH dessa nova solução.

SOLUÇÃO

pH = 1,75 $\xrightarrow{99 \text{ L de água}}$ pH = ?
 1 L 100 L

Nesse exercício estamos provocando uma diluição de um ácido forte ($\alpha = 100\%$), que já está totalmente ionizado. Durante a diluição, a concentração em mol/L de íons H^+ vai diminuir; logo, o seu pH vai aumentar.

pH = 1,75
 $[H^+] = 10^{-1,75} \text{ mol/L}$ $\xrightarrow{\text{diluição}}$ nova $[H^+] = \frac{10^{-1,75} \text{ mol}}{100 \text{ L}}$
 $[H^+] = 10^{-3,75} \text{ mol/L}$
 pH = 3,75

3. (Fuvest-SP) Um estudante misturou todo o conteúdo de dois frascos **A** e **B**, que continham:

- frasco **A**: 25 mL de solução aquosa de HCl , 0,80 mol/L;
- frasco **B**: 25 mL de solução aquosa de KOH , 0,60 mol/L.

a) Calcule o pH da solução resultante.

b) A solução resultante é ácida, básica ou neutra? Justifique utilizando o produto iônico da água.

SOLUÇÃO

a) Devemos inicialmente determinar o número de mol de H^+ e OH^- :

- frasco **A** $\left\{ \begin{array}{l} 25 \text{ mL} = 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \\ 0,80 \text{ mol/L} \end{array} \right.$

1 L $\xrightarrow{\quad\quad\quad}$ 0,80 mol de HCl
 $25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \xrightarrow{\quad\quad\quad} x$ $\left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ L} \\ 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \end{array}} \right\} x = 0,020 \text{ mol de } HCl$
 $HCl \xrightarrow{\quad\quad\quad} H^+ + Cl^-$
 0,020 mol $\xrightarrow{\quad\quad\quad}$ 0,020 mol

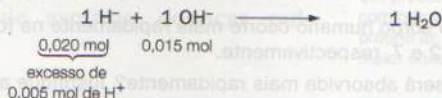
No frasco **A**, existe 0,020 mol de H^+ .

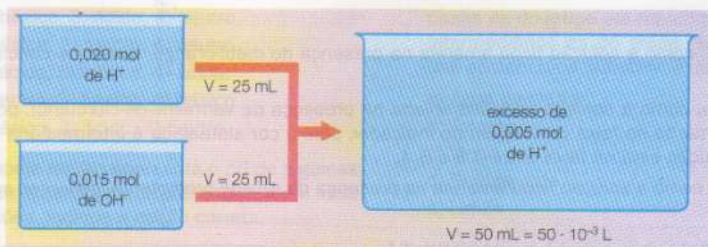
- frasco **B** $\left\{ \begin{array}{l} 25 \text{ mL} = 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \\ 0,60 \text{ mol/L} \end{array} \right.$

1 L $\xrightarrow{\quad\quad\quad}$ 0,60 mol de KOH
 $25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \xrightarrow{\quad\quad\quad} x$ $\left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ L} \\ 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \end{array}} \right\} x = 0,015 \text{ mol de } KOH$
 $KOH \xrightarrow{\quad\quad\quad} K^+ + OH^-$
 0,015 mol $\xrightarrow{\quad\quad\quad}$ 0,015 mol

No frasco **B**, existe 0,015 mol de OH^- .

Nas reações de neutralização, 1 mol de H^+ neutraliza 1 mol de OH^- . Assim:





$$[H^+] = \frac{0,005 \text{ mol}}{50 \cdot 10^{-3} \text{ L}} \Rightarrow [H^+] = \frac{5 \cdot 10^{-5}}{50 \cdot 10^{-3}}$$

$$[H^+] = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [H^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 1$$

b) A solução final é **ácida**, pois seu pH < 7. Ou, então:

$$[H^+] = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$10^{-14} = 10^{-1} [OH^-] \Rightarrow [OH^-] = 10^{-13} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[H^+] > [OH^-] = \text{solução ácida}$$

4. (Fuvest-SP) Em uma solução aquosa diluída e avermelhada do indicador HA há o equilíbrio:



sendo que a espécie HA é de cor vermelha e a espécie A⁻ é de cor azul.

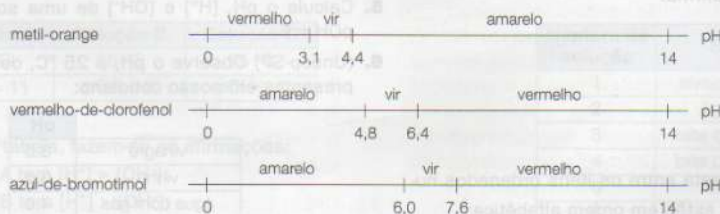
O que se observa se a esta solução for adicionado hidróxido de sódio em excesso?

SOLUÇÃO



Se o equilíbrio se deslocar para a direita, a solução será azul devido à predominância de A⁻; se o equilíbrio se deslocar para a esquerda, a solução será vermelha devido à predominância de HA. Quando adicionamos uma solução de hidróxido de sódio (NaOH), estamos acrescentando íons OH⁻ ao sistema, o que provocará o consumo de íons H⁺, deslocando o equilíbrio para a direita e tornando a solução azul.

5. (ITA-SP) Adicionando um pouco de indicador ácido-base a uma solução aquosa inicialmente incolor, a solução irá adquirir uma cor que depende da natureza do indicador e do pH da solução original, conforme o esquema seguinte, válido para a temperatura ambiente:



onde "vir" indica a faixa de pH em que a cor varia gradualmente entre as tonalidades extremas assinaladas. Utilizando estas informações, tentou-se descobrir o pH de uma solução-problema, inicialmente incolor, a partir dos ensaios seguintes:

- ao primeiro terço da solução-problema, foi adicionado um pouco de metil-orange e a coloração ficou amarela;
- a outro terço da solução-problema, foi adicionado um pouco de vermelho-de-clorofenol e a coloração ficou laranja;
- ao último terço da solução-problema, foi adicionado um pouco de azul-de-bromotimol e a coloração ficou amarela.

Com base nestas observações, indique, entre as opções a seguir, aquela que tenha o limite superior e o limite inferior mais próximos do pH da solução-problema.

- a) 1,0 < pH < 6,0.
- b) 4,4 < pH < 6,0.
- c) 4,4 < pH < 14.
- d) 4,8 < pH < 6,0.
- e) 4,8 < pH < 6,4.

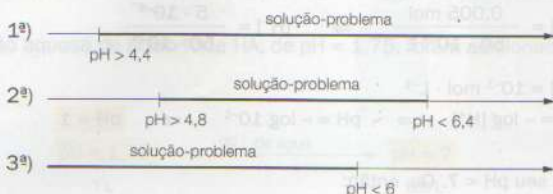
SOLUÇÃO

No primeiro experimento, como a solução ficou amarela na presença do metil-orange, podemos concluir que seu pH é superior a 4,4.

No segundo experimento, como a solução ficou alaranjada na presença de vermelho-de-clorofenol, podemos concluir que seu pH deve estar justamente na faixa de viragem do indicador, pois a cor alaranjada é intermediária entre amarelo e vermelho; logo, o pH da solução está na faixa entre 4,8 e 6,4.

No terceiro experimento, como a solução ficou amarela na presença de azul-de-bromotimol, podemos concluir que seu pH é inferior a 6.

Resumindo:



Logo, o pH da solução-problema está compreendido entre 4,8 e 6,0.

Resposta: alternativa **d**.

Testando seu Conhecimento

1. (Fuvest-SP) A auto-ionização da água é uma reação endotérmica. Um estudante mediu o pH da água recém-destillada, isenta de CO_2 e a 50°C , encontrando o valor 6,6. Desconfiado de que o aparelho de medida estivesse com defeito, pois esperava o valor 7,0, consultou um colega que fez as seguintes afirmações:

- O seu valor (6,6) pode estar correto, pois 7,0 é o pH da água pura, porém a 25°C .
- A aplicação do Princípio de Le Chatelier ao equilíbrio da ionização da água justifica que, com o aumento da temperatura, aumente a concentração de H^+ .
- Na água, o pH é tanto menor quanto maior a concentração de H^+ .

Está correto o que se afirma:

- somente em I.
- somente em II.
- somente em III.
- somente em I e II.
- em I, II e III.

2. Faça a associação correta entre os itens ordenados numericamente e os que estão em ordem alfabética:

(I) $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$

(II) $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$

(III) $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

- refrigerante
- água destilada
- limpa-forno à base de soda cáustica
- suco gástrico
- amoníaco
- suco de laranja
- solução de bateria de automóvel
- chuva ácida

3. (Fuvest-SP) Entre os líquidos da tabela:

	$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$
leite	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$1,0 \cdot 10^{-7}$
água do mar	$1,0 \cdot 10^{-6}$	$1,0 \cdot 10^{-6}$
coca-cola	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-11}$
café preparado	$1,0 \cdot 10^{-5}$	$1,0 \cdot 10^{-9}$
lágrima	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$1,0 \cdot 10^{-7}$
água de lavadeira	$1,0 \cdot 10^{-12}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$

quais têm caráter ácido?

- Calcule o pH, pOH e $[\text{OH}^-]$ de uma solução aquosa cuja concentração hidrogeniônica $[\text{H}^+]$ é 10^{-2} mol/L.
- Calcule o pH, $[\text{H}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ de uma solução aquosa de pOH = 6.
- (Unesp-SP) Observe o pH, a 25°C , de alguns materiais presentes em nosso cotidiano:

	pH
vinagre	3,0
vinho	3,5
água com gás	4,0
cerveja	4,5
café	5,0

Indique os materiais de menor e maior concentração hidroxilônica.

7. (UFPE) Relacione os itens seguintes com os conceitos: ácido, básico e neutro.

- Uma Coca-Cola tem um pH igual a 3.
- Um tablete de um antiácido dissolvido num copo d'água tem $[\text{OH}^-] = 10^{-5}$ M.
- Uma xícara de café tem $[\text{H}^+] = 10^{-5}$ M.
- Uma solução em que $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$.

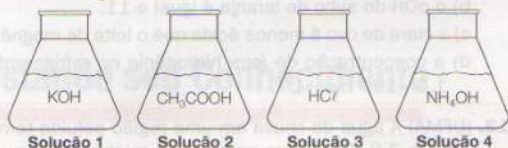
Quais estão corretas?

- a) Apenas I. d) Apenas I, II e IV.
b) Apenas II e III. e) Apenas I, III e IV.
c) Apenas II, III e IV.

15. (UFRJ) As medidas de acidez da neve e da chuva nos Estados Unidos e na Europa indicam diminuição acentuada do pH nos últimos 200 anos. Como exemplo extremo, foi observada uma diminuição de 4 unidades na escala de pH da água da chuva na Escócia.

Considerando que há 200 anos o pH da água da chuva na Escócia era neutro, determine o valor da concentração atual de íons hidrogênio (em mol/L) na água da chuva na Escócia.

16. (UEGO) A concentração hidrogeniônica de uma solução constitui um critério para determinar a acidez, a basicidade ou a neutralidade do meio. Uma solução é ácida quando a concentração hidrogeniônica é superior a 10^{-7} e, conseqüentemente, a concentração de OH^- é inferior a 10^{-7} , de maneira que o produto das duas concentrações permanece constante, ou seja, 10^{-14} a 25 °C. Considere as quatro soluções aquosas abaixo, todas de concentração 0,01 M.



Faça o que se pede:

- a) Usando a numeração dos frascos, coloque as quatro soluções em ordem crescente de pH.
b) Estando o soluto da solução 1 totalmente dissociado, calcule o pH dessa solução.
17. (UFCE) O ácido láctico ($\text{CH}_3\text{CHOHCO}_2\text{H}$) é produzido no corpo humano, como parte normal do metabolismo, e sua remoção se dá através do fígado, o qual é, também, responsável pelo metabolismo do álcool etílico. Se o indivíduo ingere bebida alcoólica em demasia, o metabolismo do ácido láctico pode não ser eficiente, acarretando o acúmulo desta substância no organismo, originando a sensação de fadiga, que contribui para as indesejadas sensações de embriaguez e "ressaca".
- a) Sendo o ácido láctico um ácido monoprotico, isto é, apresenta somente um hidrogênio ionizável, escreva a equação que representa o equilíbrio de dissociação deste ácido em água.
b) Se uma solução aquosa de ácido láctico $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ apresenta valor de $\text{pH} = 2,00$, qual a concentração de íons H_3O^+ nesta solução?

18. (UCDB-MT) As soluções de ácido clorídrico são bastante utilizadas nos laboratórios químicos. (Massa molar do $\text{HCl} = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

Se uma dessas soluções contém $0,010 \text{ mol/L}$ de íons H_3O^+ , pode-se afirmar que:

- a) tem pH igual a 0,01.
b) conduz a corrente elétrica.
c) contém $0,005 \text{ mol/L}$ de íons Cl^- .
d) apresenta $[\text{H}_3\text{O}^+]$ igual a $1,0 \cdot 10^{-4}$.
e) foram dissolvidos 3,65 g de HCl no preparo de um litro de solução.

19. (UFU-MG) Na tabela a seguir, estão indicadas as concentrações e os respectivos pH de soluções aquosas de 3 ácidos monoproticos.

Ácido	Concentração (mol/L)	pH
clorídrico	0,10	1,0
acético	0,10	2,9
cianídrico	0,10	5,1

Sobre os três ácidos e suas respectivas soluções aquosas, é correto afirmar que:

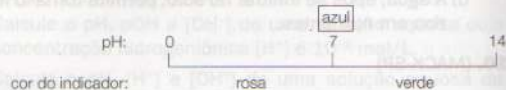
- a) o ácido acético é o que se encontra menos ionizado em solução.
b) a solução de ácido cianídrico é a mais ácida, pois tem o maior pH.
c) a solução de ácido clorídrico é a que apresenta menor condutividade elétrica.
d) o ácido cianídrico é o mais fraco.
20. (PUC-MG) A partir de folhas de repolho roxo trituradas em presença de etanol, é possível obter uma solução que pode servir de indicador ácido-base. Efetivamente, devido à presença de moléculas de pigmento chamadas antocianinas, essa solução fica vermelha em meio ácido e azul em meio básico.

Considere a tabela abaixo, relacionando valores de pH para diversos líquidos.

Líquidos	pH
leite	6,5
limonada	3,8
vinagre	3,0
plasma	7,5

É correto afirmar que as antocianinas ficam azul quando elas estão em contato com:

- a) plasma. c) vinagre.
b) limonada. d) leite.
21. (Fuvest-SP) A tabela de pH abaixo mostra o comportamento de um indicador ácido-base.



O valor do pH para uma amostra de vinagre e a cor do indicador em presença de leite de magnésia devem ser:

- a) maior que 7 e rosa. d) igual a 7 e azul.
b) menor que 7 e verde. e) menor que 7 e azul.
c) maior que 7 e verde.
22. (UFSC) Dependendo da concentração dos íons H^+ e OH^- presentes numa solução, temos:

Soluções	
meio neutro	$\text{pH} = 7$ e $\text{pOH} = 7$
meio ácido	$\text{pH} < 7$ e $\text{pOH} > 7$
meio básico	$\text{pH} > 7$ e $\text{pOH} < 7$

A solução aquosa 0,1 molar de um HA possui acidez tanto maior quanto:

- I. menor for a constante de ionização do HA
II. maior for a concentração de H^+
III. menor for o pH

Considerando as informações prestadas, qual(is) da(s) proposições está(ão) correta(s)?

- a) Somente I está correta.
 b) Somente II está correta.
 c) Somente II e III estão corretas.
 d) Somente III está correta.
 e) Somente I e III estão corretas.
 f) Somente I e II estão corretas.

23. (UFRR) A seguir estão listados alguns ácidos e suas respectivas constantes de ionização.

	Nome da substância	Fórmula molecular	Constante de ionização
I	ácido acético	$C_2H_4O_2$	$1,8 \cdot 10^{-5}$
II	ácido iódico	HIO_3	$1,7 \cdot 10^{-1}$
III	ácido bórico	H_3BO_3	$5,8 \cdot 10^{-10}$
IV	ácido fluorídrico	HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$
V	ácido hipocloroso	HC/O	$3,0 \cdot 10^{-8}$

Supondo que os ácidos apresentam a mesma concentração em meio aquoso, a solução com maior condutividade elétrica e a de mais elevado pH são, respectivamente,

- a) I e II. b) I e IV. c) II e III. d) III e IV. e) IV e V.

Aprofundando seu Conhecimento

1. (PSS-UFAL) Considere soluções aquosas diluídas, obtidas pelo borbulhamento, em água, de:

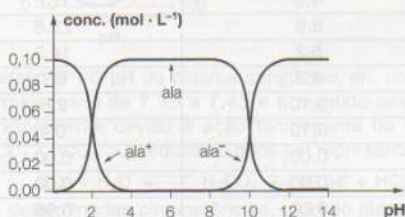
- dióxido de carbono solução A;
- dióxido de enxofre solução B;
- amônia solução C;
- cloreto de hidrogênio solução D.

- a) Escreva as equações químicas que representam as reações que ocorrem com cada um desses gases na água.
 b) Indique as soluções aquosas que, a 25 °C, têm pH < 7 e as que têm pH > 7.

2. (PAES-Unimontes-MG) A água pura a 25 °C deve ter um pH igual a 7,00. Após ser destilada, a água contém, usualmente, gás carbônico dissolvido. Esse gás — proveniente da atmosfera — reage com a água em condições ambientais. Em virtude dessa reação, conclui-se que a água destilada, usualmente, é

- a) básica com pH superior a 7,0.
 b) ácida com pH inferior a 7,0.
 c) neutra com pH igual a 7,0.
 d) pura com pH igual a 7,0.

3. (Fuvest-SP) Em água, o aminoácido alanina pode ser protonado, formando um cátion que será designado por ala^+ ; pode ceder próton, formando um ânion designado por ala^- . Dessa forma, os seguintes equilíbrios podem ser escritos:



A concentração relativa dessas espécies depende do pH da solução, como mostrado no gráfico. Quando $[ala] = 0,08 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $[ala^+] = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $[ala^-]$ for desprezível, a concentração hidrogeniônica na solução, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, será aproximadamente igual a

- a) 10^{-11} . b) 10^{-9} . c) 10^{-6} . d) 10^{-3} . e) 10^{-1} .

4. (MACK-SP) A água do mar contém uma concentração muito elevada de sais dissolvidos, principalmente de sódio, o que a torna imprópria para o consumo, pois provoca desequilíbrio nos líquidos de nossas células. Seu pH é igual a 8,2. Sobre a água do mar são feitas as afirmações:

- I. tem ponto de ebulição maior do que o da água pura.
 II. dentre os íons nela encontrados destaca-se o Na^+ .
 III. é uma solução ácida.
 IV. é má condutora de corrente elétrica.

São corretas apenas:

- a) I e IV. b) II e III. c) I e II. d) III e IV. e) II e IV.

5. (UFSC) Escolha a(s) proposição(ões) que combinam corretamente os valores de pH fornecidos e as características de cada solução aquosa abaixo:

Proposição	Solução a 25 °C	$[H^+]$, $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$[OH^-]$, $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	pH	Caráter
(01)	suco gástrico	10^{-2}	10^{-12}	2	básico
(02)	água de chuva	10^{-6}	10^{-8}	6	ácido
(04)	NaOH	10^{-13}	10^{-1}	13	básico
(08)	ácido nítrico	10^{-3}	10^{-11}	3	básico
(16)	NH_4OH	10^{-9}	10^{-5}	9	básico

Dê como resposta a soma dos números associados às alternativas corretas.

6. (Unicamp-SP) Da caverna ao arranha-céu, o homem percorreu um longo caminho. Da aldeia, passou à cidade horizontal, e desta, à verticalização. O crescente domínio dos materiais e, portanto, conhecimento de processos químicos teve papel fundamental nesse desenvolvimento. Uma descoberta muito antiga e muito significativa foi o uso de $Ca(OH)_2$ para a preparação da argamassa. O $Ca(OH)_2$ tem sido muito usado, também, na pintura de paredes, processo conhecido como caliação, onde, reagindo com um dos constituintes minoritários do ar, forma carbonato de cálcio de cor branca.

- a) Dê o nome comum (comercial) ou o nome científico do $Ca(OH)_2$.
 b) Que faixa de valores de pH pode-se esperar para uma solução aquosa contendo $Ca(OH)_2$ dissolvido, considerando o caráter ácido-base dessa substância? Justifique.
 c) Escreva a equação que representa a reação entre o $Ca(OH)_2$ e um dos constituintes minoritários do ar, formando carbonato de cálcio.

7. Na China, cientistas descobriram que tempestades de areia podem mudar o pH da água da chuva de 2,0 para 4,0, graças à presença de carbonatos em pó na areia que circula nessas tempestades. Nesse caso, a concentração hidrogeniônica na água da chuva:

- passa a ser 100 vezes menor.
- passa a ser 100 vezes maior.
- passa a ser 2 vezes maior.
- passa a ser 20 vezes maior.
- não se altera.

8. (Unicamp-PE) Um habitante de uma região da Amazônia encontrou uma fonte d'água. Para verificar se a mesma era potável, mandou analisar. O resultado da análise indicou um pH igual a 5,9, portanto impróprio para consumo. Para que o pH da fonte fosse próprio ao consumo humano, seria conveniente que ficasse em torno de 6,9. De quantas vezes seria menor a concentração hidrogeniônica da água?

9. (UA-AM) A água do rio Negro, no Amazonas, tem caráter ácido, com pH em torno de 5,0. A concentração de H^+ por litro de água e seu pOH é aproximadamente:

- 10^{-3} mol/litro e 8,0.
- 10^{-5} mol/litro e 9,0.
- 10^{-5} mol/litro e 7,0.
- $10^{-2,5}$ mol/litro e 7,0.
- 10^{-3} mol/litro e 8,0.

10. (PUC-RJ) Um ácido carboxílico $RCOOH$ se dissocia em solução aquosa segundo a reação abaixo.



Se uma solução $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ desse ácido é 10% dissociada, qual o valor do pH da solução?

- pH = 1.
- pH = 2.
- pH = 7.
- pH = 12.
- pH = 13.

11. (UFMT) O laudo de análise de amostras de água provenientes de diferentes municípios do Estado de Mato Grosso revelou as seguintes características físico-químicas:

A partir dessas informações, julgue os itens:

- A acidez das amostras (I) e (III) é maior que a da amostra (II).
- A concentração de íons Mn^{2+} nas amostras (II) e (III) é $0,00 \text{ mg/L}$ e $0,06 \text{ mg/L}$, respectivamente.
- A concentração total de íons de metais alcalino-terrosos na amostra (I) é aproximadamente $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.
- A condutividade elétrica de cada amostra de água proporciona uma indicação da quantidade de sólidos totais dissolvidos.

12. (Unesp-SP) O esmalte dos dentes é formado por hidroxiapatita que, em determinadas condições, pode ser dissolvida devido ao equilíbrio representado pela equação:



Considere três pessoas, X, Y e Z, que consomem diariamente os produtos cujos valores de pH estão apresentados na tabela.

Pessoa	Produtos consumidos diariamente	pH
X	suco de laranja	3
Y	água com gás	4
Z	"leite de magnésia"	10

Considerando somente o efeito do uso continuado destes três produtos, ocorrerá dissolução da hidroxiapatita do esmalte dos dentes

- da pessoa X, apenas.
- da pessoa Y, apenas.
- das pessoas X e Y, apenas.
- da pessoa Z, apenas.
- das pessoas X e Z, apenas.

13. (UFR-RJ) Para deslocar o equilíbrio



a fim de se produzir dicromato,

- acrescenta-se base, ficando com $[H_3O^+] > 10^{-7}$.
- acrescenta-se ácido, ficando com $[H_3O^+] > 10^{-7}$.
- retira-se ácido, ficando com $[H_3O^+] < 10^{-7}$.
- adiciona-se base, ficando com $[H_3O^+] < 10^{-7}$.
- adiciona-se ácido, ficando com $[H_3O^+] = 10^{-7}$.

Tipos de análise	Unidade	Amostra/município de MT		
		Amostra I (Cuiabá - poço artesiano)	Amostra II (Chapada dos Guimarães - fonte natural)	Amostra III (Rondonópolis - Rio Vermelho a montante)
pH a 25 °C	—	7,7	4,5	6,3
Condutividade elétrica	$\mu S \cdot cm^{-1}$	469	8,6	23,8
Sólidos totais dissolvidos (*)	$mg \cdot L^{-1}$	281,4	5,2	14,3
Cloreto	$mg \cdot L^{-1}$	17,7	4,3	5,7
Potássio	$mg \cdot L^{-1}$	4,9	0,10	2,6
Sódio	$mg \cdot L^{-1}$	11,9	0,10	0,4
Zinco	$mg \cdot L^{-1}$	0,06	0,00	0,00
Cobre	$mg \cdot L^{-1}$	0,00	0,00	0,00
Ferro	$mg \cdot L^{-1}$	0,00	0,00	0,96
Manganês	$mg \cdot L^{-1}$	0,01	0,00	0,06
Cálcio	$mg \cdot L^{-1}$	20,05	1,40	3,2
Magnésio	$mg \cdot L^{-1}$	48,60	0,40	0,8
Sulfatos	$mg \cdot L^{-1}$	4,0	0,00	15,7

(*) Sólidos totais dissolvidos = conjunto de sais (cloretos, carbonatos, bicarbonatos, sulfatos e nitratos de cálcio, magnésio, potássio, ferro, manganês e outros) dissolvidos em águas naturais.

14. (UFPE-mod.) O pH do sangue humano é mantido entre 7,35 e 7,45 por diversos sistemas tampão associados, sendo o principal deles o sistema ácido carbônico (H_2CO_3) mais hidrogeno carbonato (HCO_3^-):



Sabendo-se que exalamos CO_2 através da respiração e que HCO_3^- é excretado na urina, de que maneira os equilíbrios acima se deslocariam para prevenir que o uso intenso de diuréticos e a condição conhecida por hiperventilação (respiração anormalmente rápida e profunda) afetem o pH do sangue?

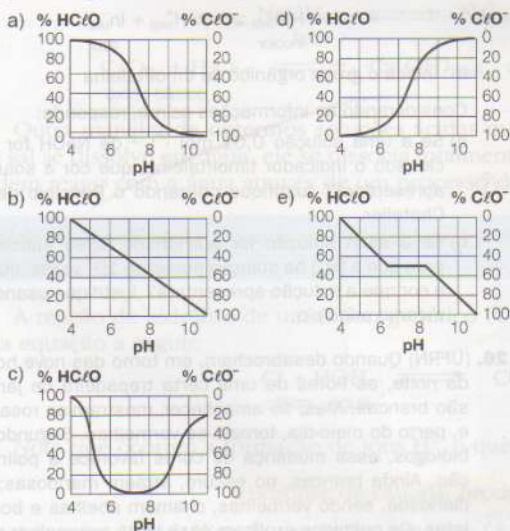
Julgue os itens em verdadeiros (V) ou falsos (F):

- Se deslocariam para a esquerda em ambos os casos.
- Se deslocariam para a direita em ambos os casos.
- Não se deslocariam.
- Se deslocariam para a esquerda no caso de hiperventilação.
- Se deslocariam para a direita no caso do uso intenso de diuréticos.

15. (Fuvesp-SP) O composto HC/O , em água, dissocia-se de acordo com o equilíbrio:



As porcentagens relativas, em mols, das espécies C/O^- e HC/O dependem do pH da solução aquosa. (Constante de dissociação do HC/O em água, a $25^\circ C$: $4 \cdot 10^{-8}$.) O gráfico que representa corretamente a alteração dessas porcentagens com a variação do pH da solução é:



16. (Unifesp-SP) O pH do plasma sanguíneo, em condições normais, varia de 7,35 a 7,45 e é mantido nesta faixa principalmente devido à ação tamponante do sistema H_2CO_3 / HCO_3^- , cujo equilíbrio pode ser representado por:



Em determinadas circunstâncias, o pH do plasma pode sair dessa faixa. Nas circunstâncias:

- histeria, ansiedade ou choro prolongado, que provocam respiração rápida e profunda (hiperventilação);
- confinamento de um indivíduo em um espaço pequeno e fechado;
- administração endovenosa de uma solução de bicarbonato de sódio,

a situação que melhor representa o que ocorre com o pH do plasma, em relação à faixa normal, é:

	I	II	III
a)	diminui	diminui	diminui
b)	diminui	aumenta	aumenta
c)	diminui	aumenta	diminui
d)	aumenta	diminui	aumenta
e)	aumenta	aumenta	diminui

17. (PUC-RS) INSTRUÇÃO: Para responder à questão abaixo, analise a tabela abaixo, que apresenta soluções aquosas de ácidos de igual concentração, em mol/L, e suas respectivas constantes de dissociação.

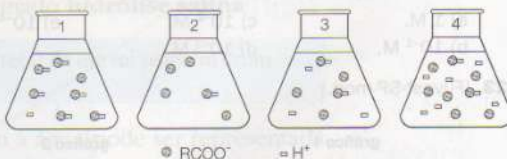
Solução	K_a ($25^\circ C$)
I	ácido acético $1,8 \cdot 10^{-5}$
II	ácido cianídrico $6,2 \cdot 10^{-10}$
III	ácido cloroso $1,1 \cdot 10^{-2}$
IV	ácido fórmico $1,8 \cdot 10^{-4}$
V	ácido hipocloroso $3,0 \cdot 10^{-6}$

Pela análise da tabela, conclui-se que a ordem crescente de acidez das soluções aquosas é:

- $I < IV < III < V < II$.
- $II < V < I < IV < III$.
- $III < I < IV < V < II$.
- $IV < I < V < II < III$.
- $V < III < II < I < IV$.

18. (UFMS-RS) Considere a tabela e o quadro esquemático:

Solução	Composto	Concentração	Acidez (K_a)
A	ácido acético	3 mol/L	$1,7 \cdot 10^{-5}$
B	ácido tricloroacético	0,01 mol/L	$2 \cdot 10^{-1}$



Os frascos que melhor representam as soluções A e B são, respectivamente,

- 1 e 2.
- 1 e 3.
- 2 e 4.
- 3 e 2.
- 4 e 1.

19. (PSS-UFAL) Analise as proposições abaixo e julgue cada uma delas como falsa ou verdadeira:

- Comparando-se soluções aquosas, de mesma concentração, em mol/L, de ácido acético e de ácido clorídrico, há sempre maior $[H^+]$ na de ácido acético.
- Para o equilíbrio $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$, o valor da constante, K, é calculado pela equação $K = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$.
- Soluções de concentração de 0,1 mol/L de ácidos monoproticos, cujas constantes de equilíbrio de dissociação em água são da ordem de 10^{-5} , apresentam pH em torno de 3.
- Amônia em água dá uma solução aquosa cuja $[OH^-] > [H_3O^+]$.
- Comparando-se soluções aquosas, de mesma concentração, de amônia e de soda cáustica, há sempre maior $[OH^-]$ na solução de amônia.

20. (PUC-SP) Dado: K_a do ácido acético (H_3CCOOH) a $25^\circ C$ = $2 \cdot 10^{-5}$. A $25^\circ C$, uma solução aquosa de ácido acético de pH 4 apresenta, no equilíbrio,

- a) $[H_3CCOO^-] = 1 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$.
 $[H_3CCOOH] = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$.
 b) $[H_3CCOO^-] = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$.
 $[H_3CCOOH] = 5 \text{ mol/L}$.
 c) $[H_3CCOO^-] = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$.
 $[H_3CCOOH] = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$.
 d) $[H_3CCOO^-] = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$.
 $[H_3CCOOH] = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$.
 e) $[H_3CCOO^-] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.
 $[H_3CCOOH] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

21. (UERJ) A amônia ainda é um gás incolor de odor intenso. Quando dissolvida em água, recebe o nome de hidróxido de amônio.

- a) Calcule o pH da solução de hidróxido de amônio $0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1}$, nas condições ambientes. Considere, em seu cálculo, o valor da constante de ionização da amônia igual a $2,0 \cdot 10^{-5}$ e despreze a auto-ionização da água.
 b) Escreva o nome da forma geométrica da molécula da amônia e classifique o tipo de ligação interatômica nela presente, a partir da diferença de eletronegatividade.

22. (UFPE) Quando somos picados por uma formiga ela libera ácido metanóico (fórmico), $HCOOH$. Supondo que a dor que sentimos seja causada pelo aumento da acidez, e que ao picar a formiga libera um micromol de ácido metanóico num volume de um microlitro, qual deve ser a concentração de $H^+_{(aq)}$ na região da picada? Admita que a solução tem comportamento ideal e que a auto-ionização da água é desprezível. Dado: $K_a \approx 10^{-4}$ (constante de dissociação do ácido metanóico).

- a) 1 M. c) 10^{-2} M. e) 10^{-4} M.
 b) 10^{-1} M. d) 10^{-3} M.

23. (Fuvest-SP-mod.)

gráfico 1

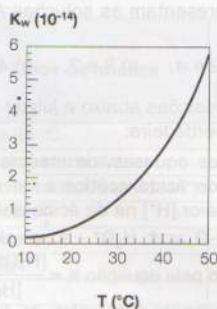
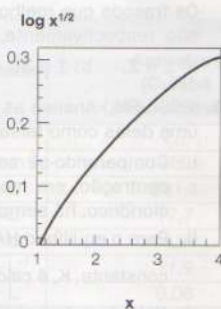


gráfico 2



O produto iônico da água, K_w , varia com a temperatura conforme indicado no gráfico 1.

- a) Na temperatura do corpo humano, $36^\circ C$,
 1 — qual é o valor de K_w ?
 2 — qual é o valor do pH da água pura e neutra? Para seu cálculo, utilize o gráfico 2.

b) A reação de auto-ionização da água é exotérmica ou endotérmica? Justifique sua resposta, analisando dados do gráfico 1.

Refaça os gráficos, indicando, por meio de linhas de chamada, todas as leituras feitas nos dois gráficos.

24. (Unicap-PE) Julgue falsa ou verdadeira cada uma das seguintes afirmações:

- I. Quando a $K_{eq} > 1$, significa que, no equilíbrio, a concentração dos reagentes é maior que a dos produtos.
- II. Sempre um meio neutro apresentará $pH = 7$.
- III. Só poderemos transformar um meio neutro em alcalino, se adicionarmos uma base ao mesmo (meio).
- IV. O valor da K_{eq} é alterado com a variação da temperatura.
- V. Se o pH de uma solução neutra é $-\frac{1}{2} \log n$, poderemos afirmar que a $[OH^-] = \sqrt{n}$.

25. (PSS-UFPB) Para que se possa verificar quando uma reação ácido-base ou de neutralização se completa, é comum adicionar-se ao sistema reacional substâncias indicadoras. Estas substâncias, na sua maioria, são ácidos ou bases orgânicas fracas que mudam de cor de acordo com o pH da solução. Um bom exemplo é a timolftaleína que não apresenta cor em soluções com pH menor que 9,4, mas apresenta cor azul em soluções com pH maior que 10,6, cuja reação de ionização pode ser representada como na forma abaixo:



In^- indica o grupo orgânico da timolftaleína

Considerando as informações acima, responda:

- a) Se a uma solução $0,01 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ de NaOH for adicionado o indicador timolftaleína, que cor a solução apresentará? Justifique utilizando o Princípio de Le Chatelier.
 b) Se a essa solução for adicionado ácido suficiente para que a $[H^+]$ na solução aumente 10^7 vezes, qual é a cor que a solução apresentará? Justifique usando o mesmo princípio.

26. (UFRN) Quando desabrocham, em torno das nove horas da noite, as flores de uma certa trepadeira de jardim são brancas. Mas, ao amanhecer, mostram-se rosadas e, perto do meio-dia, tornam-se vermelhas. Segundo os biólogos, essa mudança de cores favorece a polinização. Ainda brancas, no escuro, atraem mariposas; na claridade, sendo vermelhas, chamam abelhas e borboletas. Os químicos explicam esse lento avermelhar pela presença, nas pétalas dessa flor, de um pigmento com qualidades de indicador ácido-base. Essa substância orgânica, semelhante à fenolftaleína, comporta-se como um ácido muito fraco. Sabe-se que, durante o processo de maturação da flor, seu meio intracelular, inicialmente ácido, se torna alcalino.

Com base nas informações acima, responda às solicitações que seguem.

- a) Equacione a reação de ionização desse pigmento indicador em solução aquosa, representando sua molécula por HIn .
 b) Explique por que a coloração do pigmento na flor madura é vermelha.

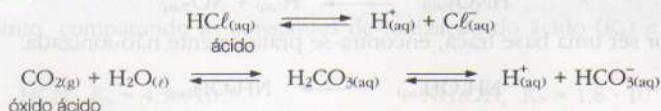
CAPÍTULO 32

Hidrólise salina

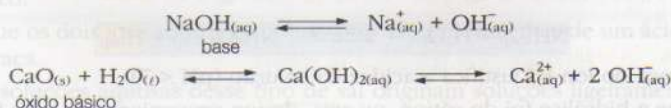
Em laboratório, quando desejamos preparar uma solução aquosa ácida ($\text{pH} < 7$), podemos partir de um ácido ou de um óxido ácido:



ou, simplificada:



Da mesma maneira, quando queremos produzir uma solução básica ($\text{pH} > 7$), podemos partir de uma base ou de um óxido básico:



Outra maneira de obtermos soluções ácidas ou básicas é a partir dos sais. Quando um sal se dissolve em água, ele se dissocia totalmente para produzir cátions e ânions que podem reagir com a água através de um processo denominado **hidrólise salina**.

Hidrólise salina é o processo em que o(s) íon(s) proveniente(s) de um sal reage(m) com a água.

A reação de hidrólise de um cátion genérico (C^+) com a água pode ser representada pela equação a seguir:



Note que ocorreu a formação de íons H^+ , o que caracteriza as soluções **ácidas**.

Hidrólise de cátions: produz íons H^+ .

A reação de hidrólise de um ânion genérico (A^-) com a água pode ser representada pela equação a seguir:



Note que ocorreu a formação de OH^- , o que caracteriza as soluções **básicas**.

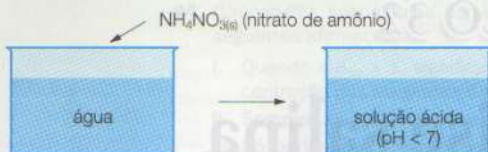
Hidrólise de ânions: produz íons OH^- .

O pH da solução obtida pela dissolução do sal depende das concentrações em mol/L de H^+ e OH^- presentes na solução, as quais irão determinar se o pH será maior, menor ou igual a 7.

A seguir, iremos estudar alguns processos de hidrólise considerando o ácido e a base que originaram o sal.

ACIDEZ E BASICIDADE DAS SOLUÇÕES AQUOSAS DOS SAIS

Hidrólise salina de ácido forte e base fraca



Vamos analisar o que ocorreu na preparação da solução:



- HNO_3 , por ser ácido forte, encontra-se totalmente ionizado:



- NH_4OH , por ser uma base fraca, encontra-se praticamente não-ionizada:



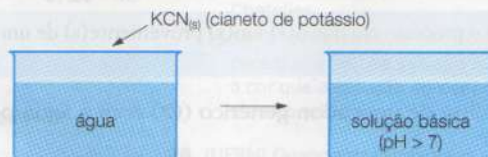
Assim, a maneira mais correta de representar a reação é:



A presença do íon H^+ justifica a acidez da solução ($\text{pH} < 7$).

Note que a hidrólise foi do cátion, ou seja, do íon proveniente da base fraca.

Hidrólise salina de ácido fraco e base forte



Vejamos o que ocorreu nesta preparação:



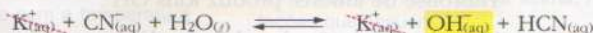
- KOH é base forte e encontra-se totalmente dissociada:



- HCN é ácido fraco e encontra-se praticamente não-ionizado:



Assim, a maneira mais adequada de representar a reação é:



A presença do íon OH^- justifica a basicidade da solução ($\text{pH} > 7$).

Note que a hidrólise foi do ânion, ou seja, do íon proveniente do ácido fraco.

Hidrólise salina de ácido fraco e base fraca



Vejamos o que ocorreu na preparação dessa solução:



- NH_4OH } são ambos fracos e encontram-se praticamente
- HCN } não-ionizados (pouco ionizados).

Assim, a reação pode ser representada por:



No entanto, comparando as constantes de ionização do ácido (K_a) e da base (K_b), temos:

$$\text{HCN}, K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{NH}_4\text{OH}, K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

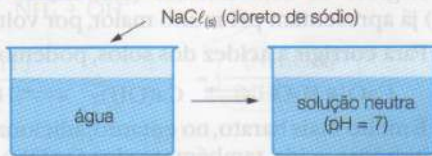
Como o K_b é maior que o K_a , podemos concluir que a base está mais ionizada do que o ácido; logo, a concentração de íons OH^- é maior, o que atribui a essa solução um certo caráter básico.

Note que os dois íons sofrem hidrólise, pois são provenientes de um ácido fraco e de uma base fraca.

Assim, soluções aquosas desse tipo de sal originam soluções ligeiramente ácidas ou básicas, dependendo do K_a e do K_b :



Hidrólise salina de ácido forte e base forte



Vejamos o que ocorreu na preparação:



- NaOH é base forte e encontra-se totalmente dissociada:



- HCl é ácido forte e encontra-se totalmente ionizado:



Assim, a maneira mais correta de representar a reação é:



Foto: R. P. P. P.

Note que, nesse caso, **não ocorreu hidrólise**, pois tanto o cátion como o ânion são provenientes de base e ácido fortes. Como as concentrações de H^+ e OH^- são iguais entre si e iguais às da água, a solução é neutra ($pH = 7$).

Resumo

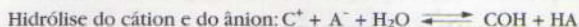
- Sal de ácido fraco e base forte \Rightarrow caráter **básico**.



- Sal de ácido forte e base fraca \Rightarrow caráter **ácido**.



- Sal de ácido fraco e base fraca \Rightarrow caráter $\begin{cases} \text{ácido: } K_a > K_b \\ \text{básico: } K_a < K_b \end{cases}$



- Sal de ácido forte e base forte \Rightarrow caráter **neutro**.

Não há hidrólise.



QUÍMICA e AGRICULTURA

Hidrólise salina e solo

O pH do solo depende da sua composição. Terrenos pantanosos têm pH por volta de 3,5, devido à presença de grande quantidade de ácidos provenientes do húmus.

Terrenos sedimentares, formados por sílica (SiO_2), devido à formação em pequena quantidade de ácido silícico (H_4SiO_4), apresentam pH próximo de 6,0. Terrenos de origem vulcânica, ricos em silicatos de cálcio e magnésio, devido à sua hidrólise, apresentam pH superior a 7:



Regiões de solo calcário (carbonatos de cálcio, magnésio etc.) já apresentam pH muito maior, por volta de 9.

Para corrigir a acidez dos solos, podemos adicionar CaO :



É muito mais barato, no entanto, adicionarmos $CaCO_3$, o qual, por hidrólise ácida, também produz $Ca(OH)_2$.

Cada tipo de planta cresce melhor em solos que possuem uma faixa específica de pH; fora dessa faixa, elas não se desenvolvem bem nem produzem a quantidade esperada de flores e frutos.

A tabela a seguir apresenta exemplos de faixa de "pH ótimo" para algumas plantas:

maçã: 5,0—6,5	ervilha: 6,0—7,5	rosa: 6,0—8,0
morango: 5,0—6,5	tomate: 5,5—7,5	
	feijão: 6,0—7,5	

Assim, caso o pH do solo não se encontre na faixa da planta cultivada, podemos alterá-lo e melhorar a colheita.

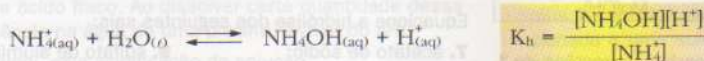


A casca do ovo é composta de $CaCO_3$, que aumenta o pH do solo ácido.

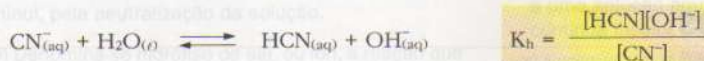
CONSTANTE DE HIDRÓLISE (K_h)

Constante de hidrólise (K_h): é a expressão da constante de equilíbrio para as reações de hidrólise.

Considerando que a $[H_2O]$ permanece constante nesses processos, temos, por exemplo, na reação a seguir:



Considerando, agora, a reação de hidrólise do $CN^-(aq)$, temos:



Podemos relacionar matematicamente a Constante de hidrólise (K_h), a Constante de ionização da água (K_w) e as Constantes de ionização de ácidos e bases (K_a e K_b).

Vamos considerar o equilíbrio da hidrólise do cátion (NH_4^+):



$$K_h = \frac{[NH_4OH][H^+]}{[NH_4^+]}$$

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] \Rightarrow [H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$$

Substituindo no K_h , temos:

$$K_h = \frac{[NH_4OH] \cdot K_w}{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}$$

Note que o pontilhado corresponde ao inverso do K_b do NH_4OH :



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]} \Rightarrow \frac{1}{K_b} = \frac{[NH_4OH]}{[NH_4^+][OH^-]}$$

Assim:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Essa relação pode ser aplicada para qualquer cátion que se hidrolisa.

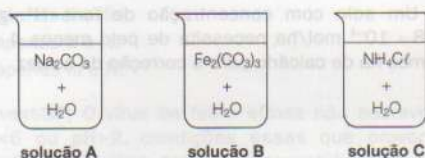
No caso de hidrólise de ânion, temos:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

E, ainda, quando ocorre a hidrólise do cátion e do ânion, temos:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

- a) amarelo, azul, azul, amarelo e verde.
 b) azul, amarelo, amarelo, azul e verde.
 c) azul, verde, amarelo, verde e verde.
 d) amarelo, azul, verde, verde e verde.
 e) verde, amarelo, amarelo, verde e azul.
3. (UFRN) Antônio presta serviços de manutenção em piscinas, aproveitando os conhecimentos adquiridos no Ensino Médio. No processo de cloração da água, ele utiliza hipoclorito de sódio (NaClO), um sal originário de base forte e ácido fraco. Ao dissolver certa quantidade dessa substância na água de uma piscina, o valor do pH:
- a) diminui, pela acidificação da solução.
 b) aumenta, pela ionização do sal.
 c) aumenta, pela hidrólise do sal.
 d) diminui, pela neutralização da solução.
4. (UEGO) Denomina-se hidrólise de sal, ou íon, a reação que ocorre entre a água e pelo menos um dos íons formados na dissociação do sal. Sais normais ou neutros são os que não apresentam H^+ nem OH^- em sua estrutura. Sais ácidos são os que possuem um ou mais hidrogênio ionizáveis em sua estrutura, e sais básicos são os que possuem uma ou mais hidroxilas em sua estrutura.



Com relação à figura acima, considere as afirmativas abaixo:

- I. A solução **A** tem caráter básico porque o seu pH é maior que 7.
 II. A solução **B** tem caráter ácido; portanto, apresenta um pH menor que 7.
 III. A solução **C** tem caráter neutro, logo o seu pH é, aproximadamente, igual a 7.
 IV. Todas as soluções citadas acima têm caráter neutro. A alternativa correta é a:
- a) Todas as afirmativas são verdadeiras.
 b) Somente a afirmativa I é verdadeira.
 c) Somente a afirmativa IV é verdadeira.
 d) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
 e) Somente as afirmativas I, II e III são verdadeiras.
5. (UFF-RJ) Sabe-se que: "A constante de hidrólise de um sal derivado de ácido forte e de base é igual à razão entre a constante de ionização da água (constante da autoprotólise) e a constante de ionização da base fraca, a uma dada temperatura".
- Em particular, considere uma solução de cloreto de amônio (NH_4Cl) 0,10 M, admitindo que tal cloreto esteja completamente dissociado ($\alpha = 1$) e que $K_b = 1,0 \cdot 10^{-5}$. Neste caso, a solução do sal terá caráter:
- a) básico, devido à hidrólise do ânion.
 b) neutro, devido à hidrólise do cátion.
 c) básico, devido à hidrólise do cátion.
 d) ácido, devido à hidrólise do ânion.
 e) ácido, devido à hidrólise do cátion.

6. (Puccamp-SP) Solos contendo altos teores de ferro e alumínio sob forma de íons são em geral:
- a) ácidos, devido ao fato deles sofrerem oxidação.
 b) ácidos, devido ao fato deles sofrerem hidrólise.
 c) ácidos, devido ao fato deles sofrerem redução.
 d) básicos, devido ao fato deles sofrerem oxidação.
 e) básicos, devido ao fato deles sofrerem hidrólise.
7. (Unesp-SP) Quando se adiciona o indicador fenolftaleína a uma solução aquosa incolor de uma base de Arrhenius, a solução fica vermelha. Se a fenolftaleína for adicionada a uma solução aquosa de um ácido de Arrhenius, a solução continua incolor. Quando se dissolve cianeto de sódio em água, a solução fica vermelha após adição de fenolftaleína. Se a fenolftaleína for adicionada a uma solução aquosa de cloreto de amônio, a solução continua incolor.
- a) Explique o que acontece no caso do cianeto de sódio, utilizando equações químicas.
 b) Explique o que acontece no caso do cloreto de amônio, utilizando equações químicas.

(MACK-SP) As questões 8 e 9 referem-se ao texto abaixo:

Certos legumes e verduras, ao serem cozidos, liberam ácidos, que provocam a perda de sua cor. No cozimento de ervilhas e brócolis, por exemplo, como forma de preservar a cor, pode-se adicionar uma pitada de bicarbonato de sódio (NaHCO_3) que, em água quente, se transforma em carbonato que, por sua vez, torna a água alcalina.

8. Sobre o texto acima, fazem-se as afirmações:

- I. a perda da cor nas ervilhas deve-se à presença de íons H^+ (ou H_3O^+) na água do cozimento;
 II. HCO_3^- é o íon bicarbonato;
 III. o íon CO_3^{2-} é um ânion bivalente;
 IV. a cor das ervilhas é preservada, se a água do cozimento tiver pH menor que 7.

Das afirmações feitas, estão corretas:

- a) II e III, somente.
 b) I, II e III, somente.
 c) I, II e IV, somente.
 d) III e IV, somente.
 e) I, II, III e IV.
9. Os brócolis, cozidos em água à qual se adiciona bicarbonato de sódio, ficam bem verdes, porque os ácidos provenientes desse vegetal:
- a) são neutralizados.
 b) são solubilizados.
 c) precipitam.
 d) liqüefazem-se.
 e) decompõem-se.
10. (PUC-PR) A dissolução de 4,9 g de $\text{NaCN}_{(s)}$ em água, suficiente para preparar 250 mL, resultará em uma solução com concentração e caráter igual a:
- a) 0,2 mol/L - ácido.
 b) 0,2 mol/L - básico.
 c) 0,4 mol/L - ácido.
 d) 0,4 mol/L - básico.
 e) 0,4 mol/L - neutro.
- (Dados: $M(\text{C}) = 12,00 \text{ g/mol}$;
 $M(\text{N}) = 14,00 \text{ g/mol}$;
 $M(\text{Na}) = 23,00 \text{ g/mol}$.)

11. (Unicap-PE) Um peruano, analisando dois sais **A** e **B** e desejando utilizar o de menor acidez, verificou que, ao serem colocados em água, o sal **A** mudava a cor do papel de tornassol para vermelho e o sal **B** não alterava a cor do papel de pH; verificou ainda que o cátion de **B** era derivado do KOH. Baseado nesses fatos, concluiu que (julgue falsa ou verdadeira cada uma das alternativas seguintes):

- o grau de ionização do ácido proveniente da hidrólise do sal **A** é grande;
- o cátion do sal **B** não sofre hidrólise, podendo, portanto, ser usado;
- dos dois sais, o que não deve ser utilizado é o **A**, pois tem reação básica;
- o ânion do sal **A** sofre hidrólise;
- o grau de hidrólise no sal **B** é maior que no sal **A**.

12. (UCDB-MT) Vegetais, como espinafre e ervilhas, cultivados naturalmente em solos ácidos são acometidos pela clorose induzida, quando transferidos para solos alcalinos. O ferro, presente em todos os solos, sob a forma de óxidos e silicatos, se torna pouco disponível às plantas na presença de CaO e derivados. Dados: Fe ($Z = 26$); Ca ($Z = 20$).

A partir da análise do texto, pode-se concluir:

- a) Solos com $pOH > 7$ favorecem a absorção de ferro pelos vegetais.

- b) Íons Ca^{2+} são os responsáveis pela alcalinidade dos solos.
 c) Solos calcários são adequados ao cultivo de ervilhas.
 d) Íons Fe^{3+} reagem com $Ca(OH)_2$ para produzir $Fe(OH)_3$, facilmente, absorvidos pelos vegetais.
 e) Íons Fe^{2+} e Ca^{2+} são isoeletrônicos e, por isso, competem entre si.

13. (UFV-MG) A acidez do solo é prejudicial ao desenvolvimento das plantas, podendo ocasionar queda na produção. A aplicação do calcário ($CaCO_3$) no solo reduz a acidez do mesmo, conforme representado pela equação química abaixo:



Com base nas informações acima e no seu conhecimento do assunto, assinale a afirmativa **incorreta**:

- O calcário neutraliza a acidez do solo pelo consumo de íons H^+ .
- O uso do calcário diminui a concentração de íons H^+ no solo.
- A correção da acidez do solo se faz com consumo de calcário.
- Além de corrigir a acidez do solo, a aplicação do calcário contribui para o consumo de íons Ca^{2+} .
- Um solo com concentração de íons H^+ igual a $8 \cdot 10^{-4}$ mol/L necessita de pelo menos $4 \cdot 10^{-4}$ mol/L de calcário para a correção da acidez.

Aprofundando seu Conhecimento

1. (UFV-MG) Considere as soluções resultantes das seguintes misturas:

- ácido sulfúrico e água;
- amônia e água;
- carbonato de sódio e água;
- soluções de ácido clorídrico e hidróxido de sódio em quantidades estequiométricas;
- gás SO_3 borbulhado em água.

Os valores do pH das soluções I, II, III, IV e V são, a 25 °C, respectivamente:

- $>7 <7 >7 >7 >7$
- $<7 >7 >7 =7 >7$
- $<7 >7 >7 =7 <7$
- $>7 <7 =7 >7 =7$
- $<7 >7 >7 =7 =7$

2. (UFJF-MG) Uma substância A é misturada a uma solução de fenolftaleína. Após a completa homogeneização, observa-se o aparecimento de uma coloração rosa, indicando a presença de base. Uma outra substância B é misturada a essa solução, e observa-se que a coloração rosa passou a incolor. Baseando-se nessas observações, pode-se inferir que:

- A = sal de cozinha ($NaCl$) e B = vinagre (ácido acético).
- A = bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) e B = ácido muriático (HCl).
- A = soda cáustica ($NaOH$) e B = antiácido Maalox ($Al(OH)_3$).

d) A = amoníaco (NH_4OH) e B = leite de magnésia ($Mg(OH)_2$).

e) A = suco de limão (ácido cítrico) e B = vitamina C (ácido ascórbico).

3. (UnB-DF) A tabela seguinte apresenta as substâncias encontradas em um medicamento efervescente e suas respectivas funções:

Substância	Função
ácido acetilsalicílico	analgésico
carbonato de sódio	antiácido
bicarbonato de sódio	antiácido
ácido cítrico	acidificante do melo

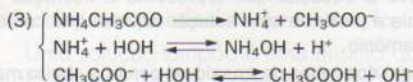
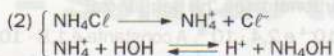
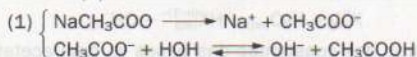
A efervescência resulta de reações representadas pelas equações:



Com base nessas informações, julgue os itens a seguir:

- Nesse medicamento, o carbonato de sódio apresenta caráter básico.
- Se a água estiver mais quente, a efervescência será mais rápida.
- Se o medicamento for adicionado a um suco de limão, a efervescência será mais lenta.
- O ácido acetilsalicílico tem como função compensar as eventuais variações térmicas ocorridas durante a efervescência.

4. (UFSM-RS) Analise as reações de hidrólise do acetato de sódio (1), do cloreto de amônio (2) e do acetato de amônio (3):



Sabendo que o K_a do CH_3COOH e o K_b do NH_4OH têm o mesmo valor, $1,8 \cdot 10^{-5}$, pode-se dizer que o:

- NaCH_3COO e o NH_4Cl são sais de caráter básico.
- $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ é um sal de caráter neutro.
- NH_4Cl é um sal de caráter básico e o NaCH_3COO , um sal de caráter ácido.
- NaCH_3COO é um sal de caráter básico e o NH_4Cl , um sal de caráter ácido.

Estão corretas:

- apenas I e II.
- apenas I e III.
- apenas II e III.
- apenas II e IV.
- apenas III e IV.

5. (Fuvest-SP) O vírus da febre aftosa não sobrevive em $\text{pH} < 6$ ou $\text{pH} > 9$, condições essas que provocam a reação de hidrólise das ligações peptídicas de sua camada protéica. Para evitar a proliferação dessa febre, pessoas que deixam zonas infectadas mergulham, por instantes, as solas de seus sapatos em uma solução aquosa de desinfetante, que pode ser o carbonato de sódio. Neste caso, considere que a velocidade da reação de hidrólise aumenta com o aumento da concentração de íons hidroxila (OH^-). Em uma zona afetada, foi utilizada uma solução aquosa de carbonato de sódio, mantida à temperatura ambiente, mas que se mostrou pouco eficiente. Para tornar este procedimento mais eficaz, bastaria

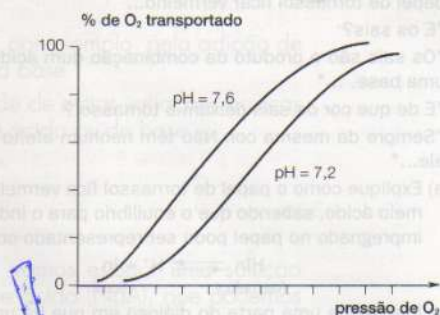
- utilizar a mesma solução, porém a uma temperatura mais baixa.
- preparar uma nova solução utilizando água dura (rica em íons Ca^{2+}).
- preparar uma nova solução mais concentrada.
- adicionar água destilada à mesma solução.
- utilizar a mesma solução, porém com menor tempo de contato.

6. (UFES) Complete as equações abaixo e classifique as soluções resultantes como ácida, básica ou neutra. Justifique sua resposta.



7. (Unicamp-SP) Alcalose e acidose são dois distúrbios fisiológicos caracterizados por alterações do pH no sangue: a alcalose corresponde a um aumento enquanto a

acidose corresponde a uma diminuição do pH. Estas alterações de pH afetam a eficiência do transporte de oxigênio pelo organismo humano. O gráfico esquemático a seguir mostra a porcentagem de oxigênio transportado pela hemoglobina, em dois pHs diferentes em função da pressão do O_2 .



- Em qual dos dois pHs há uma maior eficiência no transporte de oxigênio pelo organismo? Justifique.
- Em casos clínicos extremos pode-se administrar solução aquosa de NH_4Cl para controlar o pH do sangue. Em qual destes distúrbios (alcalose ou acidose) pode ser aplicado esse recurso? Explique.

8. (UFMG) Na figura, está representado um tubo de ensaio, que contém vinagre, ligado, por uma mangueira, a um béquer, que contém uma solução diluída de hidróxido de sódio, à qual foram adicionadas gotas do indicador fenolftaleína, o que resultou numa solução de cor rosa:



Após a adição de bicarbonato de sódio sólido, $\text{NaHCO}_{3(s)}$, ao tubo de ensaio, observou-se que,

- no líquido contido no tubo de ensaio, se formaram bolhas de um gás, que se transferiu para o béquer;
- progressivamente, a solução contida no béquer se descoloriu, até se tornar incolor.

Todas as alternativas apresentam conclusões compatíveis com essas observações, **exceto**:

- a cor da solução do béquer indica que ela está básica.
- a descoloração da solução do béquer é causada pelo vinagre.
- a descoloração da solução do béquer indica um abaixamento do pH do meio.
- as bolhas formadas no tubo de ensaio são de gás carbônico.

9. (Unesp-SP) Leia o seguinte trecho de um diálogo entre Dona Benta e seus netos, extraído de um dos memoráveis livros de Monteiro Lobato. *Serões de Dona Benta*.
 "... Toda matéria ácida tem a propriedade de tornar vermelho o papel de tornassol.

"... A matéria básica não tem gosto ácido e nunca faz o papel de tornassol ficar vermelho..."

"E os sais?"

"Os sais são o produto da combinação dum ácido com uma base. ..."

"E de que cor os sais deixam o tornassol?"

"Sempre da mesma cor. Não têm nenhum efeito sobre ele..."

a) Explique como o papel de tornassol fica vermelho em meio ácido, sabendo que o equilíbrio para o indicador impregnado no papel pode ser representado como:



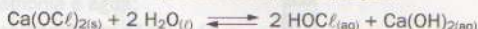
b) Identifique uma parte do diálogo em que há um conceito químico errado. Justifique sua resposta.

10. (Unesp-SP) Numa estação de tratamento de água, uma das etapas do processo tem por finalidade remover parte do material em suspensão e pode ser descrita como adição de sulfato de alumínio e de cal, seguida de repouso para a decantação.

a) Quando o sulfato de alumínio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, é dissolvido em água, forma-se um precipitado branco gelatinoso, constituído por hidróxido de alumínio. Escreva a equação balanceada que representa esta reação.

b) Por que é adicionada cal, CaO , neste processo? Explique, usando equações químicas.

11. (Unesp-SP) Para evitar o crescimento de algas e bactérias, costuma-se adicionar desinfetantes na água de piscinas. Dentre eles, o hipoclorito de cálcio é muito utilizado. A dissolução do hipoclorito na água é acompanhada da reação representada pela equação:



Sabe-se ainda que a semi-reação



é a responsável pelo efeito desinfetante do HOCl .

a) Qual é o efeito do uso contínuo de $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ sobre o pH da água de uma piscina submetida a este tratamento? Justifique.

b) O tratamento desta piscina deve incluir, portanto, o ajuste ocasional do pH para próximo de 7,4, a fim de evitar irritações nos olhos, peles e ouvidos. Responda, usando uma equação química, se o ajuste de pH deve ser feito pela adição de ácido clorídrico (HCl) ou de carbonato de sódio (Na_2CO_3) na água desta piscina.

12. (Unicamp-SP) Naná responde prontamente: afinal a danada é craque em Química. Veja só o experimento e as perguntas que ela propõe a Chuá:

— Quando em solução aquosa, o cátion amônio, NH_4^+ , dependendo do pH, pode originar cheiro de amônia, em intensidades diferentes. Imagine três tubos de ensaio, numerados de 1 a 3, contendo, cada um, porções iguais de uma mesma solução de NH_4Cl . Adiciona-se, no tubo 1 uma dada quantidade de NaCH_3COO e agita-se para que se dissolva totalmente. No tubo 2, coloca-se a mesma quantidade em moles de Na_2CO_3 e também se agita até

a dissolução. Da mesma forma se procede no tubo 3, com a adição de NaHCO_3 . A hidrólise dos ânions considerados pode ser representada pela seguinte equação:



Os valores das constantes das bases K_b para acetato, carbonato e bicarbonato são, na seqüência:

$5,6 \cdot 10^{-10}$, $5,6 \cdot 10^{-4}$ e $2,4 \cdot 10^{-8}$. A constante é $1,8 \cdot 10^{-5}$.

a) Escreva a equação que representa a liberação de amônia a partir de uma solução aquosa que contém íons amônio.

b) Em qual dos tubos de ensaio se percebe cheiro mais forte de amônia? Justifique.

c) O pH da solução de cloreto de amônio é maior; menor ou igual a 7,0? Justifique usando equações químicas.

— Ô, Naná, você está querendo me estourar mas não vai conseguir. Lembro-me muito bem das explicações da nossa professora esclarecendo sobre equilíbrio em solução aquosa — fala Chuá.

13. (ITA-SP) Quatro copos (I, II, III e IV) contêm, respectivamente, soluções de misturas de substâncias nas concentrações especificadas a seguir:

I. Acetato de sódio $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ + Cloreto de sódio $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

II. Ácido acético $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ + Acetato de sódio $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

III. Ácido acético $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ + Cloreto de sódio $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

IV. Ácido acético $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ + Hidróxido de amônio $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Para uma mesma temperatura, qual deve ser a seqüência correta do pH das soluções contidas nos respectivos copos? Dados eventualmente necessários:

- Constante de dissociação do ácido acético em água a 25°C : $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

- Constante de dissociação do hidróxido de amônio em água a 25°C : $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

a) $\text{pH}_I > \text{pH}_{IV} > \text{pH}_{II} > \text{pH}_{III}$.

b) $\text{pH}_I \approx \text{pH}_{IV} > \text{pH}_{III} > \text{pH}_{II}$.

c) $\text{pH}_{II} \approx \text{pH}_{III} > \text{pH}_I > \text{pH}_{IV}$.

d) $\text{pH}_I > \text{pH}_I > \text{pH}_{II} > \text{pH}_{IV}$.

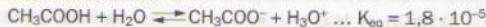
e) $\text{pH}_{III} > \text{pH}_I > \text{pH}_{IV} > \text{pH}_{II}$.

14. (PSS-UFAL) Um indicador ácido-base é uma substância cuja coloração depende do pH da solução aquosa, na qual está dissolvido. Um indicador universal, cuja coloração depende do pH, é representado abaixo:

laranja-escuro	laranja-claro	incolor	azul-claro	azul-escuro
[H ⁺] = 1 mol/L pH = 0		água pura pH = 7	[H ⁺] = 10 ⁻¹⁴ mol/L pH = 14	

Considere soluções aquosas 0,10 mol/L de:

- ácido acético ...



- acetato de amônio ...



(Dado: $\log \sqrt{1,8} = 0,13$.)

Sabendo que para $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ a K_{eq} é também igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$, localize, em um indicador universal, as posições das soluções aquosas de ácido acético e acetato de amônio. Justifique.

COMPLEMENTO

I – Solução-tampão

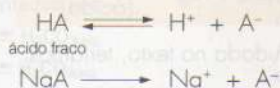
A maioria das soluções se torna rapidamente mais ácida, por exemplo, pela adição de um ácido; ou mais alcalina, por exemplo, pela adição de uma base.

Uma solução-tampão é uma mistura que tem a capacidade de evitar variações bruscas de pH quando recebe a adição de pequenas quantidades de ácido ou de base.

Esse tipo de solução é formado por duas substâncias:

- por ácido fraco e um sal desse ácido (tampão-ácido);
- por base fraca e um sal dessa base (tampão-básico).

Para entendermos como funciona uma solução-tampão, vamos estudar uma solução genérica formada por um ácido fraco (HA) e por um sal desse ácido (NaA), que podemos representar assim:



Se a ela **adicionarmos uma base**, estaremos introduzindo OH^- . Esse OH^- vai consumir o H^+ do equilíbrio, fazendo com que o ácido não-ionizado se ionize, repondo o H^+ consumido e evitando grandes variações de pH.

Se a ela **adicionarmos um ácido**, estaremos introduzindo H^+ . Esse H^+ vai consumir A^- que provém principalmente do sal, originando o ácido não-ionizado e evitando grandes variações de pH.



Sal de um ácido é na realidade o ânion proveniente do sal, isto é, a base conjugada do ácido.

Em muitas soluções, inclusive nas presentes em nosso corpo, o pH deve ser mantido em determinada faixa de valores. Por exemplo: o nosso sangue deve apresentar pH entre 7,3 e 7,5.

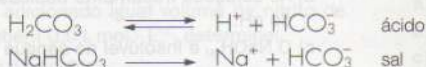
Se o pH sanguíneo variar acima ou abaixo dessa faixa, essa variação, mesmo sendo pequena, poderá causar sérios distúrbios ao organismo ou até mesmo levá-lo à morte.

O nosso sangue apresenta três soluções-tampão:

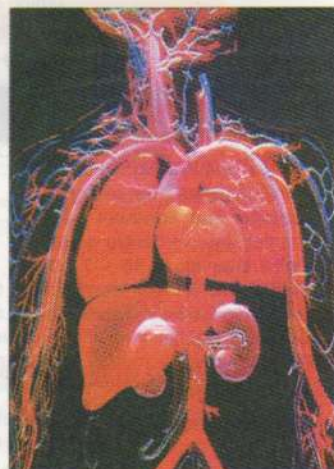
- $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$;
- $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$;
- algumas proteínas.

Vamos estudar um dos tampões encontrados no sangue, formado por ácido carbônico (H_2CO_3) e bicarbonato de sódio (NaHCO_3).

A ação do tampão está relacionada aos equilíbrios existentes na solução. Observe:



Nessa solução, temos, simultaneamente, alta concentração de H_2CO_3 , e HCO_3^- proveniente da dissociação do sal.



O sangue transportado pelo sistema circulatório é mantido com pH de 7,4 pela ação de soluções-tampão.

Vamos ver como a solução-tampão consegue controlar o pH quando ela sofre a adição de pequenas quantidades de ácido ou de base.

- a) **Adição de ácido:** suponha que certa quantidade de íons H^+ tenha sido introduzida no sangue. Esses íons irão se combinar com o ânion HCO_3^- proveniente do ácido e, principalmente, do sal, originando ácido carbônico (H_2CO_3) não-ionizado.
- b) **Adição de base:** suponha, agora, que certa quantidade de íons OH^- tenha sido introduzida no sangue. Esses íons irão retirar H^+ do equilíbrio do ácido (H_2CO_3), fazendo com que esse ácido se ionize e produza quantidade de H^+ suficiente para neutralizar o OH^- introduzido.

Em nenhum dos casos ocorre variação significativa de pH.

Diferentes soluções-tampão atuam em diferentes valores de pH. Para calcularmos o pH desses tampões, a concentração do ânion do sal ou a concentração do ácido, usamos a equação de Henderson-Hasselbach:

$$-\log [H^+] = -\log K_a - \log \frac{[\text{ácido}]}{[\text{ânion do sal}]}$$

ou

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{ânion do sal}]}{[\text{ácido}]}$$

Para a solução-tampão estudada no texto, teríamos:

$$pH = pK_a + \log \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

O pH de uma solução-tampão é controlado, primeiramente, pela força do ácido (K_a) e, num segundo momento, pelas quantidades relativas do ânion proveniente do sal e do ácido. Essa equação é válida quando a relação $[\text{ânion do sal}]/[\text{ácido}]$ for maior que 0,1 e menor que 10.

Exercícios Resolvidos

1. Qual deve ser a concentração de íons acetato (H_3CCOO^-) presentes em soluções de ácido acético (H_3CCOOH) 0,500 mol/L para produzir uma solução com $pH = 5,00$? (Dados: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $-\log K_a = pK_a = 4,74$; $10^{0,26} = 1,82$.)

SOLUÇÃO

Aplicando a equação de Henderson-Hasselbach, temos:

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{ânion do sal}]}{[\text{ácido}]}$$

$$5,00 = 4,74 + \log \frac{[H_3CCOO^-]}{0,500} \Rightarrow$$

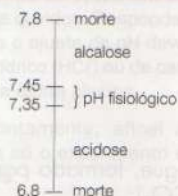
$$\Rightarrow 5,00 - 4,74 = \log \frac{[H_3CCOO^-]}{0,500}$$

$$0,26 = \log \frac{[H_3CCOO^-]}{0,500} \Rightarrow 10^{0,26} = \frac{[H_3CCOO^-]}{0,500}$$

$$[H_3CCOO^-] = 0,500 \cdot 1,82 = 0,910 \text{ mol/L}$$

Exercícios

1. (Puccamp-SP) No plasma sangüíneo há um sistema-tampão que contribui para manter seu pH dentro do estreito intervalo 7,35 – 7,45. Valores de pH fora deste intervalo ocasionam perturbações fisiológicas:



Entre os sistemas químicos a seguir, qual representa um desses tampões?

- H_2CO_3/HCO_3^- .
- H^+/OH^- .
- HC/C^- .
- NH_3/OH^- .
- glicose/frutose.

2. (UFMG) Considere as seguintes experiências:

- O pH de um litro de sangue (~7,5) sofre apenas pequena alteração quando lhe é adicionado 0,01 mol de $NaOH_{(s)}$.
- O pH de um litro de água pura passa de 7 para 12, pela dissolução de 0,01 mol de $NaOH_{(s)}$.

A alternativa que apresenta a explicação para a diferença de comportamento entre o sangue humano e a água pura é:

- As soluções fracamente ácidas resistem a variações de pH.
- As soluções fracamente básicas resistem a variações de pH.
- O $NaOH_{(s)}$ é insolúvel no sangue humano.
- O sangue e uma solução 0,01 mol/L de $NaOH$ têm o mesmo pH.
- O sangue humano é uma solução tamponada.

3. (PUC-PR) Em um recipiente adequado são misturados 100 cm³ de solução aquosa de ácido acético 0,1 M e 100 cm³ de solução aquosa de acetato de sódio 0,1 M. Sobre o sistema resultante são feitas as afirmações a seguir. Indique a correta:
- A ionização do ácido acético não é afetada pelo acetato de sódio.
 - O acetato de sódio presente no sistema favorece a ionização do ácido acético.
 - A adição de 0,1 cm³ de solução aquosa de NaOH 0,1 M não deve ocasionar variação significativa de pH no sistema.
 - A adição de 0,1 cm³ de solução aquosa de HCl 0,1 M vai ocasionar uma variação significativa de pH no sistema.
 - O pH do sistema independe da quantidade de acetato de sódio presente.

4. (UNEB-BA) Quando os íons H⁺, presentes no estômago, entram em contato com soluções aquosas preparadas com certos comprimidos antiácidos efervescentes, estabelecem-se os equilíbrios representados por:



Com base nessa informação, pode-se afirmar:

- O H₂CO₃ é uma substância anfiprótica.
 - O HCO₃⁻ é o íon bicarbonato.
 - H₂CO₃ e HCO₃⁻ formam solução-tampão.
 - Os equilíbrios apresentados são homogêneos.
 - As equações indicam as dissociações do H₂CO₃.
5. (Unicap-PE) Suponha uma solução formada por 0,2 mol/litro de ácido acético e 0,2 mol/litro de acetato de sódio. (Dado: K_a = 10⁻⁵.)

Decida quais das afirmações a seguir são verdadeiras e quais são falsas.

- A solução constitui um sistema tamponado.
 - O pH da solução formada pelo ácido e o sal correspondente é 5.
 - O pH da solução, após a adição de pequenas quantidades de NaOH 0,1 M, é pouco maior que 5.
 - Se fossem adicionadas algumas gotas de um ácido forte, o pH seria pouco menor que 5.
 - Ao adicionar o NaOH, as hidroxilas são retiradas da solução pelas moléculas não-ionizadas do ácido acético, evitando grande variação de pH.
6. (PSS-UFPB) Soluções-tampão são sistemas químicos muito importantes na Medicina e Biologia, visto que muitos fluidos biológicos necessitam de um pH adequado para que as reações químicas aconteçam apropriadamente. O plasma sanguíneo é um exemplo de um meio tamponado que **resiste a variações bruscas de pH** quando se adicionam pequenas quantidades de ácidos ou bases.
- Se a uma solução 0,01 mol · L⁻¹ de ácido nítrico (HNO₂, K_a = 5 · 10⁻⁴) for adicionado igual volume de nitrato de sódio (NaNO₂) também 0,01 mol · L⁻¹, determine:
- o pH da solução do ácido;
 - o pH da solução-tampão resultante depois da adição do sal à solução do ácido. (Dado: log 5 = 0,7.)

7. (UNI-RIO) Uma solução-tampão é preparada a partir de 6,4 g de NH₄NO₃ e 0,10 L de solução aquosa 0,080 mol/L de NH₄OH. Sendo assim, determine:

- o pH desta solução;
- o pH após a adição de 700 mL de água destilada à solução-tampão, justificando com os cálculos. (Dados: K_b = 1,8 · 10⁻⁵; log 1,8 = 0,26; H = 1; N = 14; O = 16.)

8. Uma solução-tampão com iguais concentrações em mol/L de H₃CCOO⁻ e H₃CCOOH estabiliza uma solução com pH = 4,7. Determine esse valor de pH a partir do K_a = 1,8 · 10⁻⁵. (Dado: log 1,8 = 0,26.)

9. (PAES-Unimontes-MG) O pH do sangue (7,35—7,45) é controlado inicialmente pelo sistema tamponante ácido carbônico/hidrogenocarbonato. A razão [HCO₃⁻] : [H₂CO₃] normal no sangue é 20:1. Quando essa razão aumenta, o pH do sangue sobe acima da faixa normal e tem-se uma condição de alcalose. De modo contrário, quando a razão diminui, o pH do sangue decresce e tem-se a acidose.

As equações abaixo representam a dissolução do CO₂ em meio aquoso e a dissociação do ácido carbônico.



De acordo com essas informações, responda:

- Uma vez que a concentração molar de ácido carbônico, H₂CO₃, é controlada pela respiração, o que acontece com o pH do sangue – aumenta, diminui ou não se altera – quando expiramos? Explique.
 - Supondo que, em determinada situação, as concentrações em mol/L de HCO₃⁻ e H₂CO₃, no sangue, são 1,25 · 10⁻² e 2,50 · 10⁻³, respectivamente, tem-se uma condição de alcalose ou de acidose? Justifique sua resposta.
10. (ITA-SP) Considere os equilíbrios químicos abaixo e seus respectivos valores de pK (pK = -log K), válidos para a temperatura de 25 °C (K representa constante de equilíbrio químico).

		pK
Fenol	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-_{(\text{aq})}$	9,89
Anilina	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_{2(\text{l})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$	9,34
Ácido acético	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}^+_{(\text{aq})}$	4,74
Amônia	$\text{NH}_3_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$	4,74

Na temperatura de 25 °C e numa razão de volumes ≤ 10, misturam-se pares de soluções aquosas de mesma concentração. Assinale a opção que apresenta o par de soluções aquosas que ao serem misturadas formam uma solução-tampão com pH próximo de 10.

- C₆H₅OH_(aq) / C₆H₅NH_{2(aq)}.
- C₆H₅NH_{2(aq)} / C₆H₅NH₃Cℓ_(aq).
- CH₃COOH_(aq) / NaCH₃COO_(aq).
- NH_{3(aq)} / NH₄Cℓ_(aq).
- NaCH₃COO_(aq) / NH₄Cℓ_(aq).

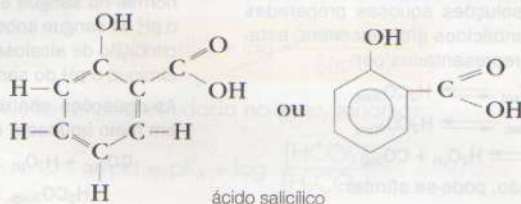


QUÍMICA e INDÚSTRIA FARMACÊUTICA

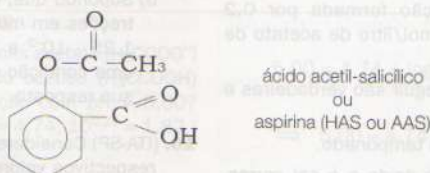
Um medicamento maravilhoso: aspirina

Desde épocas remotas, o ser humano tem procurado e usado substâncias para aliviar a dor. Já foram usados, com essa finalidade, álcool, ópio, cocaína, morfina e outras substâncias prejudiciais ao organismo.

Na Grécia antiga (século V a.C.), os gregos mascavam cascas de salgueiro para diminuir a dor e a febre. Por volta de 1860, a partir de extratos dessas cascas, os cientistas conseguiram determinar que o agente ativo era o **ácido salicílico**, que começou a ser usado intensamente.



No entanto, ao mesmo tempo em que esse ácido era eficiente para o alívio da dor e da febre, ele apresentava gosto amargo e provocava irritação nas mucosas da boca e da garganta. Na década de 1890, a Bayer Company relatou que esses efeitos colaterais poderiam ser diminuídos usando-se uma nova substância, denominada **aspirina**, que foi obtida nos laboratórios da Bayer pela reação entre o ácido salicílico e o anidrido acético ($\text{H}_3\text{CCOOCOCH}_3$):



A aspirina reduz a dor, agindo de três maneiras diferentes:

- reduz a inflamação na região com infecção, o que diminui a pressão sobre as terminações nervosas, diminuindo a sensação de dor;
- diminui a temperatura aumentada pela inflamação devida à dilatação dos vasos sanguíneos, que sofrem constrição nessa região;
- impede a formação de prostaglandinas, substâncias causadoras da dor e da sua transmissão através do sistema nervoso.

No organismo, a absorção da aspirina ocorre na forma não-ionizada, no estômago. Sua ionização é dificultada pelo pH do estômago, onde encontramos o ácido clorídrico (HCl), que é um ácido forte e, portanto, bastante ionizado:



A grande concentração de H^+ proveniente da ionização do HCl dificulta a ionização do HAS, facilitando, assim, sua absorção pelas células do estômago. No interior das células, o HAS ioniza-se:

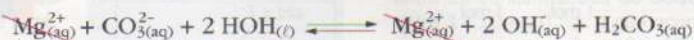


o que dificulta sua passagem através das membranas das células gástricas e, conseqüentemente, seu retorno para o estômago.

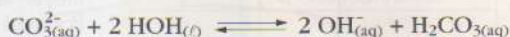
A aspirina começou a ser comercializada no dia 6 de março de 1899 e em pouco tempo tornou-se a droga escolhida nos casos que requeriam um analgésico e antipirético não muito forte. Hoje, a aspirina é o medicamento mais vendido no mundo.

Estudos médicos têm comprovado que o uso prolongado e intenso da aspirina altera as membranas gástricas, facilitando a volta de sua forma ionizada para o estômago, o que resulta em irritação, pequenos sangramentos e produção de ulcerações.

As melhores aspirinas disponíveis no comércio são chamadas **tamponadas**. Algumas delas contêm uma certa quantidade de MgCO_3 , que é um sal básico:



ou, simplesmente:



Os íons OH^- provenientes da hidrólise do MgCO_3 , além de diminuírem a acidez do estômago e, conseqüentemente, a irritação da mucosa gástrica, deslocam o equilíbrio para a direita, aumentando a concentração da forma ionizada da aspirina no estômago:



Assim, devido à pequena superfície do estômago e ao fato de a forma ionizada não ser nele absorvida, a aspirina ingerida alcança o intestino delgado, onde ocorre a sua absorção, e é lançada no sangue.

Nos seres humanos, somente 68% da aspirina comum ingerida via oral alcançam o sistema circulatório. O uso de aspirinas tamponadas aumenta esse fator em aproximadamente 30%, chegando ao sangue cerca de 88% da aspirina ingerida.

Outras aspirinas tamponadas usam bases, como $\text{Mg}(\text{OH})_2$ e $\text{Al}(\text{OH})_3$, que agem da mesma maneira. Testes clínicos revelam que as aspirinas tamponadas são absorvidas mais rapidamente, diminuindo a dor num intervalo de tempo menor e a irritação das mucosas do estômago.

As aspirinas tamponadas contêm antiácidos, mas não são realmente soluções-tampão, pois estas são formadas pela associação de um ácido fraco com um de seus sais e mantêm o seu pH constante, tanto em meio ácido como básico. Os antiácidos presentes nesse tipo de aspirina apenas neutralizam o ácido presente no estômago, **mas não tamponam o meio**.

Journal of Pharmacokinetic and Biopharmaceutics, v. 19, n.º 2, 1991, p. 157 a 173.

Chauhwei J. Fu, Srikumaran Melethil e William D. Mason.

Por que o HCl não destrói o estômago?

O estômago é um meio muito ácido, sendo sua acidez explicada pela presença do ácido clorídrico (HCl). Este ácido é formado pelos íons cloreto (Cl^-), encontrados nos alimentos ingeridos e no sal de cozinha, e pelos íons H^+ formados no sangue a partir do dióxido de carbono (CO_2):



Os íons H^+ e Cl^- são transportados pelo sangue para o estômago através das paredes desse órgão, que não são atacadas pelo HCl por serem revestidas por uma camada de células, a qual produz o muco. Estas células também impedem que os íons H^+ e Cl^- retornem para o sangue.

II - Curvas de titulação

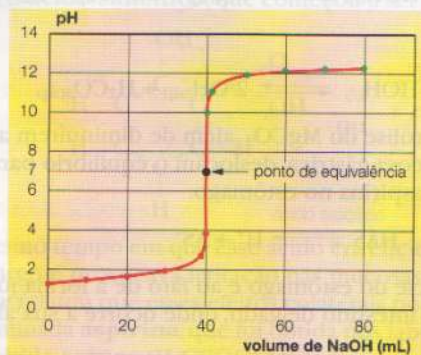
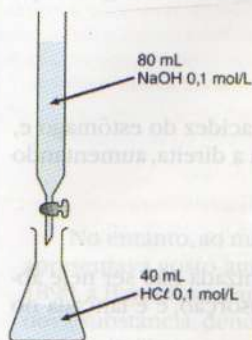
Uma curva de titulação ácido-base é obtida utilizando-se um pH metro e anotando-se os valores de pH e a quantidade de ácido adicionado à base ou a quantidade base adicionada ao ácido.



Titulação Ácido-base

Em uma titulação ácido-base, dizemos que é atingido o ponto de equivalência no instante em que a reação ocorreu em proporção estequiométrica.

Vejamus um exemplo:

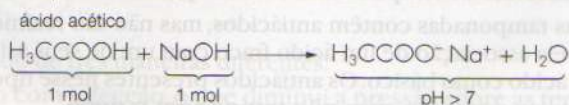


No início da titulação no erlenmeyer, temos somente HCl 0,1 mol/L. Portanto o seu pH é igual a 1. À medida que adicionamos NaOH, o pH da solução gradualmente aumenta. Quando o volume de NaOH chega a 40 mL, ocorre a neutralização total do ácido e da base, e é atingido o ponto de equivalência (pH = 7). A partir daí, a adição de mais uma gota de NaOH à solução neutra provocará um aumento brusco do pH, pois a solução se terá tornado básica.

Esse tipo de curva é característico da titulação de um ácido forte com uma base forte. Mesmo sem pH neutro, podemos visualizar quando o ponto de equivalência foi atingido, utilizando um indicador.

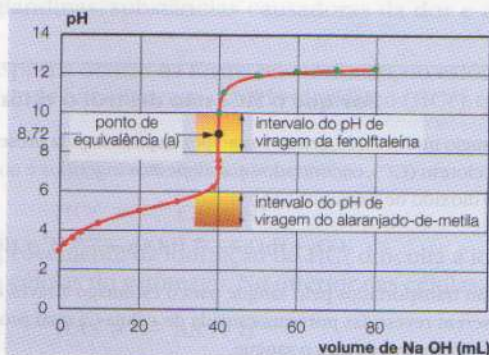
Nesse caso, a maior parte dos indicadores pode ser utilizada.

Vejamus um exemplo de titulação de um ácido fraco com uma base forte:



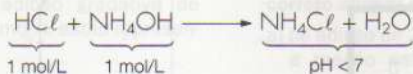
Nesse caso, o ponto de equivalência ocorre em pH > 7, devido à hidrólise do sal.

O diagrama a seguir refere-se à titulação de 40 mL de H₃CCOOH 0,1 mol/L com 80 mL de NaOH 0,1 mol/L:



Podemos notar que o indicador apropriado é a fenolftaleína, que muda de cor em pH básico.

Vejam os que ocorrem na titulação de um ácido forte com uma base fraca, como, por exemplo:



O ponto de equivalência ocorre em $\text{pH} < 7$, devido à hidrólise do sal; nesse caso, o indicador mais apropriado deve apresentar um intervalo do pH de viragem em meio ácido.

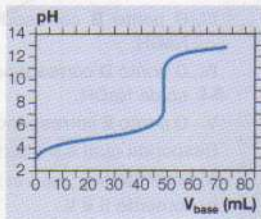
Exercício Resolvido

1. Considere a curva de titulação ao lado, de um ácido fraco com uma base forte.

a) Qual o valor do pH no ponto de equivalência?

b) Em qual(is) intervalo(s) de volume de base adicionado o sistema se comporta como tampão?

c) Em qual valor de volume de base adicionado $\text{pH} = \text{pK}_a$?



b) O sistema se comporta como tampão, quando a relação entre as concentrações do ácido fraco e o seu sal fica entre 1 : 10 e 10 : 1, o que ocorre quando o volume adicionado de base varia de 5 a 45 mL.

c) Pela expressão:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]}$$

Quando o volume de base neutralizar a metade da quantidade de ácido, teremos em solução uma relação:

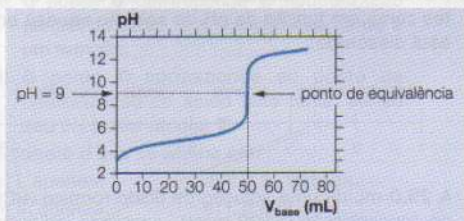
$$\frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} = 1$$

Logo, $\text{pH} = \text{pK}_a$.

No ponto de equivalência (final da titulação) o volume da base fica igual a 50 mL. Na metade da titulação o volume da base é igual a 25 mL, e teremos $\text{pH} = \text{pK}_a$.

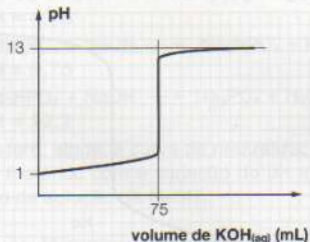
SOLUÇÃO

a) O ponto de equivalência ocorre em $\text{pH} = 9$:



Exercícios

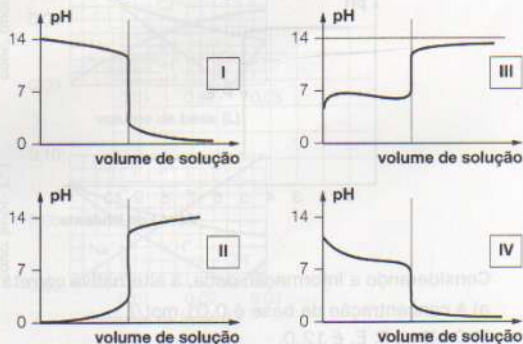
A curva de titulação refere-se à titulação de um ácido, HA, e KOH, 0,1 mol/L.



Classifique cada uma das afirmações seguintes em verdadeira ou falsa:

1. O ácido pode ser HNO_3 0,1 mol/L.
2. O ácido pode ser HCN 0,1 mol/L.
3. No ponto de equivalência, o volume de HNO_3 0,1 mol/L neutralizado é 75 mL.
4. O pH no ponto de equivalência é igual a 4.

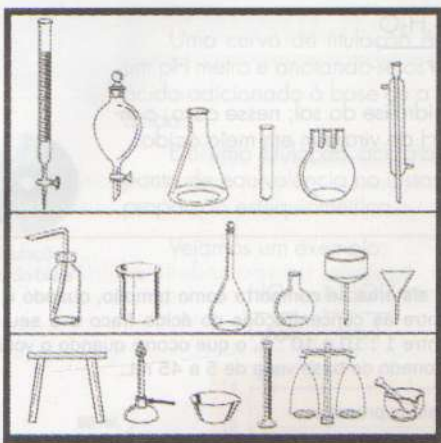
5. Observe os gráficos seguintes:



Faça a associação correta entre esses gráficos e os itens abaixo:

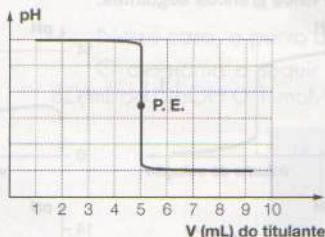
- Titulação de ácido forte por base forte (A);
- Titulação de ácido fraco por base forte (B);
- Titulação de base fraca por ácido fraco (C);
- Titulação de base forte por ácido forte (D).

6. (UFGO) O desenho a seguir representa um armário de um laboratório de química:



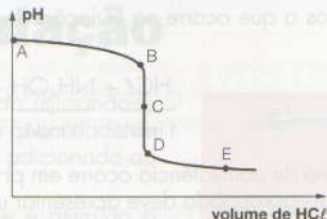
Escolha, entre os objetos do armário, o(s) equipamento(s) necessário(s) para se determinar, utilizando-se a técnica de titulação, o grau de pureza de 10 gramas de ácido cítrico, que é sólido na temperatura ambiente. Dê o(s) nome(s) e descreva o processo de utilização desse(s) equipamento(s).

7. (UFES) 450 mL de uma solução de NaOH 0,5 mol/L foram adicionados a 150 mL de uma solução de HCl 0,25 mol/L. A solução resultante contém:
- $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ e $\text{pH} > 7$.
 - $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ e $\text{pH} < 7$.
 - $[\text{OH}^-] < [\text{H}^+]$ e $\text{pH} > 7$.
 - $[\text{OH}^-] < [\text{H}^+]$ e $\text{pH} < 7$.
 - $[\text{OH}^-] = [\text{H}^+]$ e $\text{pH} = 7$.
8. (UFSM-RS) A titulação de 50 mL de uma base forte com ácido forte 0,1 mol/L, que reagem com estequiometria 1:1, pode ser representada através do gráfico, onde P. E. = ponto de equivalência.



Considerando a informação dada, a alternativa correta é:

- A concentração da base é 0,01 mol/L.
 - O pH no P. E. é 12,0.
 - A concentração da base é 1,0 mol/L.
 - A concentração da base é 0,05 mol/L.
 - O pH da base é 12,7.
9. (PUC-MG) Considere o gráfico que representa a variação do pH de uma solução 0,1 mol/L de NaOH, quando se adiciona gradualmente uma solução 0,1 mol/L de HCl.

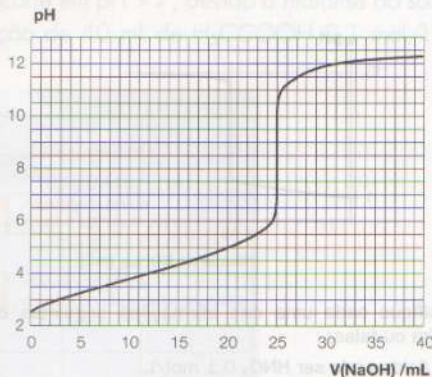


Analise as afirmações:

- O ponto A corresponde ao pH inicial da base.
 - O ponto C corresponde ao pH de neutralização do NaOH pelo HCl.
 - O ponto B corresponde à neutralização parcial do NaOH.
 - O ponto D corresponde ao pH da mistura com excesso de NaOH.
 - O ponto E corresponde à concentração final da base.
- Responda qual é a alternativa correta:
- somente I.
 - somente II e V.
 - somente I, II, III.
 - somente I, II, III e V.
 - todas as alternativas.
10. (Fuvest-SP) Um indicador universal apresenta as seguintes cores em função do pH da solução aquosa em que está dissolvido:

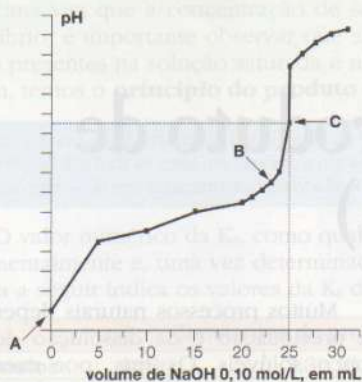


A 25,0 mL de uma solução de ácido fórmico (HCOOH), de concentração 0,100 mol/L, contendo indicador universal, foi acrescentada, aos poucos, solução de hidróxido de sódio (NaOH), de concentração 0,100 mol/L. O gráfico mostra o pH da solução resultante no decorrer dessa adição. Em certo momento, durante a adição, as concentrações de HCOOH e de HCOO⁻ se igualaram. Nesse instante, a cor da solução era:



- vermelha.
- laranja.
- amarela.
- verde.
- azul.

11. (Unifesp-SP) Os resultados da titulação de 25,0 mililitros de uma solução 0,10 mol/L do ácido CH_3COOH por adição gradativa de solução de NaOH 0,10 mol/L estão representados no gráfico.



Com base nos dados apresentados neste gráfico foram feitas as afirmações:

- I. O ponto **A** corresponde ao pH da solução inicial do ácido, sendo igual a **1**.
- II. O ponto **B** corresponde à neutralização parcial do ácido, e a solução resultante é um tampão.
- III. O ponto **C** corresponde ao ponto de neutralização do ácido pela base, sendo seu pH maior do que **7**.

É correto o que se afirma em:

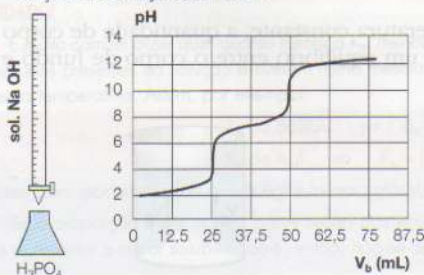
- a) I, apenas.
- b) II, apenas.
- c) I e II, apenas.
- d) II e III, apenas.
- e) I, II e III.

12. (Cesgranrio-RJ) Considere o fosfato presente num solo sendo transformado em ácido fosfórico (H_3PO_4), e a análise do ácido fosfórico por solução-padrão de hidróxido de sódio.

Reações que ocorrem:

- I. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
pH = 4,75
- II. $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
pH = 9,75
- III. $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
pH = 12,2

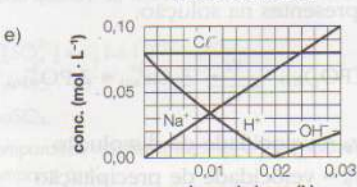
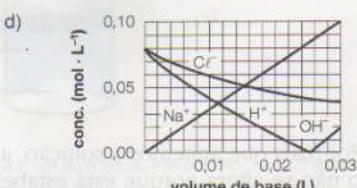
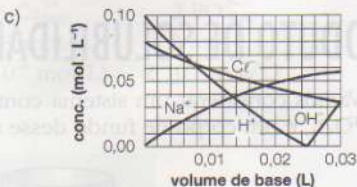
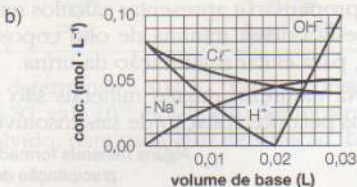
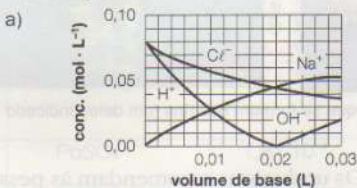
Considere, ainda, a curva de neutralização do ácido fosfórico com a variação do pH a cada adição de solução de NaOH :



A respeito do que ocorre nessa análise, e considerando as informações fornecidas, está **incorreto** afirmar que:

- a) na adição de 25 mL de sol. de NaOH ocorre a reação estequiométrica representada pela equação **I**.
- b) na adição de 50 mL de sol. de NaOH ocorrem as reações estequiométricas representadas pela equações **I e II**.
- c) na adição de 75 mL de sol. de NaOH ocorrem as reações estequiométricas representadas pelas equações **I, II e III**.
- d) o volume de sol. de NaOH gasto na 1ª reação é exatamente igual ao gasto na 2ª reação.
- e) as 3 reações só se completam com a adição de exatamente 150 mL de sol. de NaOH .

13. (Fuvest-SP) Uma solução aquosa de NaOH (base forte), de concentração $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, foi gradualmente adicionada a uma solução aquosa de HCl (ácido forte), de concentração $0,08 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. O gráfico que fornece as concentrações das diferentes espécies, durante essa adição é:



CAPÍTULO 33

Constante do produto de solubilidade (K_s)

Dr. G. W. Willis/Getty Images



Cálculos renais (à esquerda) que se formam nos rins (um deles indicado pela seta, à direita).



CNRI/Science Photo Library

Muitos processos naturais dependem da precipitação e da dissolução de sais pouco solúveis. Os rins, por exemplo, excretam continuamente substâncias pouco solúveis, tais como fosfato de cálcio e oxalato de cálcio. Quando a urina se torna saturada por essas substâncias, elas se cristalizam, originando os cálculos renais. O tempo médio para a formação de um cálculo renal é de dois a três anos.

Os urologistas recomendam às pessoas com propensão a apresentar cálculos renais a ingestão diária mínima de oito copos de água, para evitar a saturação da urina.

Na natureza, muitos minerais são formados pela precipitação de sais insolúveis.

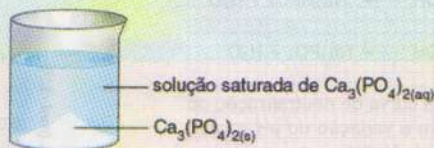
Alguns minerais formados por precipitação de sais.



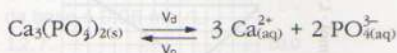
Fotos: Ivania Saint Anna/Wire.com.br

PRODUTO DE SOLUBILIDADE

Vamos considerar um sistema contendo uma solução saturada de fosfato de cálcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, e um corpo de fundo desse mesmo sal:



Por mais que agitemos a solução, a temperatura constante, a quantidade de corpo de fundo não se altera porque está estabelecido um equilíbrio entre o corpo de fundo e os íons presentes na solução:



v_d = velocidade de dissolução

v_p = velocidade de precipitação



Num equilíbrio, a velocidade de dissolução (reação direta) é igual à velocidade de precipitação (reação inversa) e, por isso, a quantidade de corpo de fundo não se altera.

A constante desse equilíbrio heterogêneo é denominada **constante do produto de solubilidade** e é representada por K_s . Sua expressão, para a solução do exemplo, é dada por:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

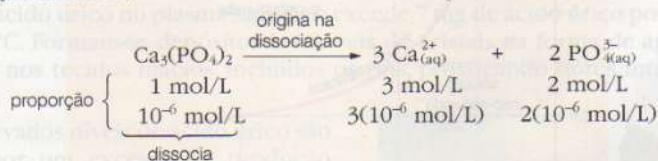
Uma vez que a concentração de sólidos não consta da expressão da constante de equilíbrio, é importante observar que as concentrações das espécies relacionadas ao K_s estão presentes na solução saturada e não dependem da quantidade de corpo de fundo. Assim, temos o **princípio do produto de solubilidade**:

Em qualquer solução aquosa saturada de sal ou base (composto iônico) pouco solúvel, o produto das concentrações dos íons — cada um elevado a um expoente igual a seu coeficiente na equação devidamente balanceada — é uma constante representada por K_s , K_{ps} ou K_{sp} .

O valor numérico da K_s , como qualquer constante de equilíbrio, deve ser obtido experimentalmente e, uma vez determinado, pode ser tabelado para utilização posterior. A tabela a seguir indica os valores da K_s de algumas substâncias, a 25 °C.

Constantes do produto de solubilidade a 25 °C				
brometos	AgBr	$3,3 \cdot 10^{-13}$	PbBr ₂	$6,3 \cdot 10^{-6}$
carbonatos	BaCO ₃	$8,1 \cdot 10^{-9}$	MgCO ₃	$4 \cdot 10^{-5}$
	CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$	SrCO ₃	$9,4 \cdot 10^{-10}$
cloretos	AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$1,7 \cdot 10^{-5}$
hidróxidos	Al(OH) ₃	$1,9 \cdot 10^{-33}$	Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$
	Fe(OH) ₂	$7,9 \cdot 10^{-15}$	Mg(OH) ₂	$1,5 \cdot 10^{-11}$
iodetos	AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$	PbI ₂	$8,7 \cdot 10^{-9}$
fosfatos	Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$		
	Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-28}$		
sulfatos	BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbSO ₄	$1,8 \cdot 10^{-8}$
	CaSO ₄	$2,4 \cdot 10^{-5}$		
sulfetos	Ag ₂ S	$1 \cdot 10^{-49}$	HgS	$3 \cdot 10^{-53}$
	CuS	$8,7 \cdot 10^{-36}$	PbS	$8,4 \cdot 10^{-28}$

Conhecendo a solubilidade do sal, podemos determinar a sua K_s . Vamos considerar, por exemplo, que a solubilidade do Ca₃(PO₄)₂, a 25 °C, vale 10⁻⁶ mol/L. Isso demonstra que, em uma solução saturada, há 10⁻⁶ mol do sal dissolvido, para cada litro de solução. Logo:



A expressão da K_s desse sal é:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

$$K_s = (3 \cdot 10^{-6})^3 \cdot (2 \cdot 10^{-6})^2$$

$$K_s = 1,08 \cdot 10^{-28}$$

CUIDADO!

É muito comum dizer que, quanto menor a K_s , menos solúvel é o sal ou a base. No entanto, isso só será verdade se os íons presentes na solução estiverem numa mesma proporção quando da dissociação do sal ou da base, na mesma temperatura. Assim, por exemplo:

$$K_s \text{ do BaSO}_4 \Rightarrow K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

$$K_s \text{ do AgI} \Rightarrow K_s = [\text{Ag}^+][\text{I}^-] = 1,5 \cdot 10^{-16}$$

Nesse caso, podemos dizer que o AgI é menos solúvel que o BaSO₄.

Se a proporção entre os íons provenientes das espécies comparadas não for a mesma, a mais solúvel será a que apresentar a maior solubilidade e, então, não se devem comparar as K_s .



Vamos, agora, considerar o seguinte equilíbrio:



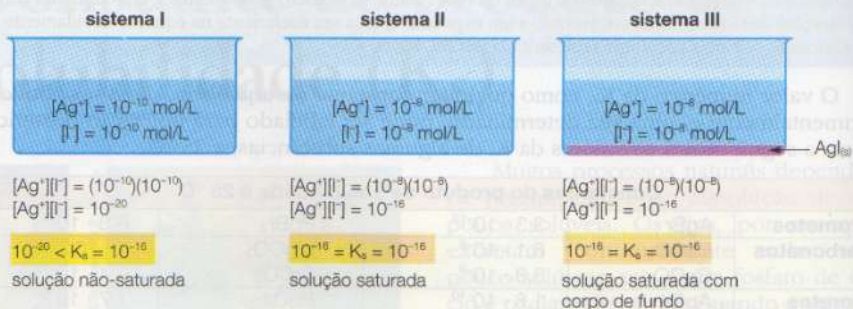
A expressão do seu produto de solubilidade é:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{I}^-]$$

O valor da K_s , obtido na tabela:

$$K_s = 10^{-16} \text{ (a } 25^\circ \text{C)}$$

Considerando, também, três sistemas obtidos pela dissolução de diferentes quantidades de $\text{AgI}_{(s)}$, em um mesmo volume de água, a 25°C :

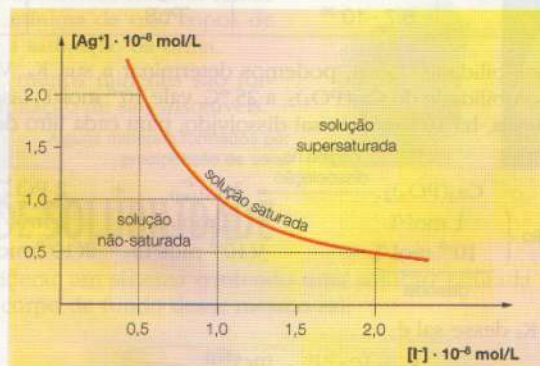


Assim, podemos concluir que:

$[\text{Ag}^+][\text{I}^-] < K_s$: a solução está **não-saturada**

$[\text{Ag}^+][\text{I}^-] = K_s$: a solução está **saturada**

Graficamente, temos



O produto das concentrações em mol/L resulta num valor maior do que K_s , ou seja:

$$[\text{Ag}^+][\text{I}^-] > K_s$$

ocorre somente em soluções supersaturadas, que são altamente instáveis. Qualquer alteração no sistema provoca a precipitação da quantidade de substância que sobrepuja o valor da K_s .

EFEITO DO ÍON COMUM E SOLUBILIDADE

Quando adicionamos uma solução aquosa de ácido clorídrico (HCl) a uma solução aquosa saturada de cloreto de prata (AgCl), ocorre a formação de um precipitado de cloreto de prata.



Isto acontece porque a solução saturada já apresentava a máxima quantidade de AgCl que podia ser dissolvida nesse volume de água, a temperatura ambiente; logo, as concentrações em mol/L de Ag^+ e Cl^- eram as maiores possíveis.

Analisando o equilíbrio, temos:



Pela adição de $\text{HCl}_{(aq)}$, estamos aumentando a concentração de $\text{Cl}_{(aq)}^-$, que é o íon comum ao equilíbrio, o que provoca um deslocamento do equilíbrio para a esquerda, favorecendo a formação do precipitado de $\text{AgCl}_{(s)}$.

É importante lembrar que a constante do produto de solubilidade (K_s) **não se altera**:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Isso se dá porque um aumento na concentração de Cl^- acarretará uma diminuição da concentração de Ag^+ , que precipita na forma de $\text{AgCl}_{(s)}$. Além disso, como K_s é uma constante de equilíbrio, ela só se altera com a temperatura.



Cloreto de prata: precipitado de cor branca.



QUÍMICA e SAÚDE

Gota = precipitação

Tanto a gota como a formação de pedras nos rins estão relacionadas a substâncias que há em nosso organismo e cujas concentrações excedem seus produtos de solubilidade e, como consequência, se precipitam, transformando-se em depósitos sólidos.

A gota, que afeta principalmente homens após os 40 anos de idade, ocorre quando a concentração de ácido úrico no plasma sanguíneo excede 7 mg de ácido úrico por 100 mg de plasma sanguíneo a 37 °C. Formam-se depósitos insolúveis de cristais na forma de agulhas nas cartilagens, nos tendões e nos tecidos moles, incluídos os rins, provocando dores intensas na pessoa portadora desse mal.

Os elevados níveis de ácido úrico são gerados por um excesso de produção desse ácido, para além da capacidade que os rins têm de eliminá-lo. Essa produção excessiva pode dever-se a uma dieta muito rica em carne vermelha, peixe, cogumelo, aspargo e feijão, alimentos que apresentam altos teores de purina; no organismo, a purina é metabolizada com a formação de ácido úrico. Bebidas alcoólicas também contribuem para a produção excessiva de ácido úrico.

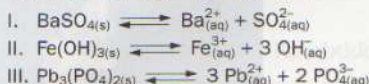
No tratamento da gota, além da mudança de hábitos alimentares, são empregados medicamentos que bloqueiam a produção e/ou aumentam a excreção de ácido úrico.



Mão de um paciente com gota, doença que causa artrite e provoca muita dor.

Exercícios Fundamentais

1. Considere os seguintes equilíbrios:



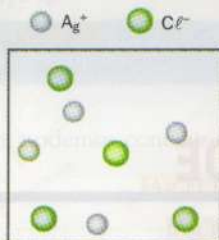
Escreva a expressão da constante do produto de solubilidade de cada um deles.

2. Escreva a equação que representa o equilíbrio de solubilidade e a expressão da constante do produto de solubilidade (K_s) para cada uma das substâncias a seguir:

- a) AgBr ; d) PbI_2 ; g) $\text{Mn}(\text{OH})_2$.
 b) CaCO_3 ; e) Ag_2S ;
 c) Ag_2SO_4 ; f) $\text{Al}(\text{OH})_3$;

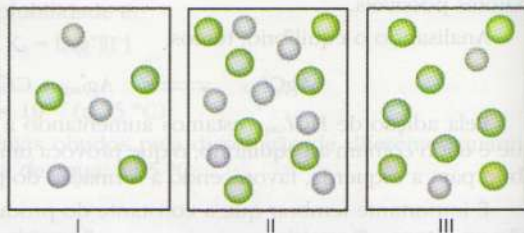
As informações a seguir devem ser utilizadas na resolução das questões 3 a 5:

Uma certa quantidade de AgCl foi dissolvida em água, originando uma solução saturada, que está representada pela ilustração ao lado:



Numa solução saturada, o que é constante é o produto das concentrações dos íons presentes na solução, que é igual à K_s da substância.

As ilustrações a seguir representam soluções aquosas de AgCl , onde a água e outros íons diferentes de Ag^+ e Cl^- foram omitidos.



3. Classifique as soluções (I, II e III) em saturada, em não-saturada ou em supersaturada.
 4. Qual dessas soluções, submetida a uma agitação, irá precipitar?
 5. Qual(is) dos seguintes sais, NaNO_3 , NaCl e AgNO_3 , ao ser adicionado à solução saturada de AgCl , provocaria uma precipitação? Justifique sua resposta.
 6. O sulfato de bário é utilizado como contraste em radiografias gastrintestinais (foto ao lado). Sabendo que a solubilidade do BaSO_4 , em uma certa temperatura, é $1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L, determine a sua K_s .
 7. O hidróxido de ferro III é uma base fraca e pouco solúvel. Em certa temperatura, a sua K_s é $2,7 \cdot 10^{-27}$. Determine a solubilidade do $\text{Fe}(\text{OH})_3$ em mol/L.



Howard Stochumpe/Corbis

Exercícios Resolvidos

1. Considere-se a solubilidade de 13 mg/L de CaCO_3 em água a 25 °C. Determine o produto de solubilidade do CaCO_3 , nessa temperatura.
 (Massa molar do $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

SOLUÇÃO

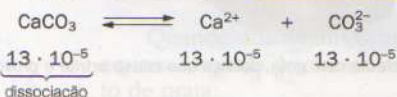
Inicialmente devemos determinar a solubilidade do CaCO_3 em mol/L:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ g} \text{ ————— } 1000 \text{ mg} \\ x \text{ ————— } 13 \text{ mg} \end{array} \right\} x = 13 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3 \text{ ————— } 100 \text{ g} \\ x \text{ ————— } 13 \cdot 10^{-3} \text{ g} \end{array} \right\} x = 13 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Assim, a solubilidade é dada por:

$$13 \text{ mg/L} = 13 \cdot 10^{-3} \text{ g/L} = 13 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$



$$K_s = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$$

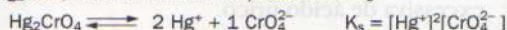
$$K_s = 13 \cdot 10^{-5} \cdot 13 \cdot 10^{-5}$$

$$K_s = 169 \cdot 10^{-10} \Rightarrow K_s = 1,69 \cdot 10^{-8}$$

2. Os produtos de solubilidade do Ag_2CrO_4 e de Hg_2CrO_4 são, respectivamente, $1,2 \cdot 10^{-12}$ e $2,0 \cdot 10^{-9}$, ambos a 25 °C.
 a) Qual a solubilidade do Hg_2CrO_4 , a 25 °C, e em mol/L?
 b) Qual o sal mais solúvel?

SOLUÇÃO

a) Devemos inicialmente representar a dissociação do Hg_2CrO_4 e escrever a sua expressão da K_s :



Como já conhecemos o valor da K_s e desejamos descobrir a sua solubilidade em mol/L, vamos chamá-la de x e substituí-la na expressão:



$$K_s = [\text{Hg}^{2+}]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$2,0 \cdot 10^{-9} = (2x)^2(x)$$

$$2,0 \cdot 10^{-9} = 4x^3$$

$$\frac{2,0}{4} \cdot 10^{-9} = x^3 \Rightarrow 0,5 \cdot 10^{-9} = x^3$$

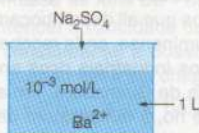
$$x^3 = 500 \cdot 10^{-12} \Rightarrow x = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

b) Na solução, a quantidade de íons proveniente da dissociação de ambos os íons é a mesma:



Portanto, o sal de maior K_s será o mais solúvel. Logo, o mais solúvel é o Hg_2CrO_4 .

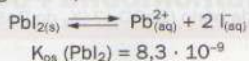
3. Considere o esquema abaixo:



Testando seu Conhecimento

1. (UFRRN) O hidróxido de magnésio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, em suspensão é conhecido como leite de magnésia e utilizado como antiácido e laxante. A equação abaixo representa o equilíbrio da solução saturada de hidróxido de magnésio em água pura:
- $$\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)} \rightleftharpoons \text{Mg}_{(aq)}^{2+} + 2 \text{OH}_{(aq)}^{-}$$
- Se a solubilidade do hidróxido de magnésio em água pura, a 25°C , é igual a 10^{-4} mol/L , o valor da constante do produto de solubilidade é:
- 10^{-4} .
 - 10^{-12} .
 - $4 \cdot 10^{-4}$.
 - $4 \cdot 10^{-12}$.
2. (UFV-MG) A concentração de uma solução saturada de CaSO_4 é $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. (Massa molar do $\text{CaSO}_4 = 136 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)
- O valor do produto de solubilidade (K_{ps}) do sulfato de cálcio (CaSO_4), a 25°C .
 - Para preparar $0,5 \text{ L}$ de solução saturada de CaSO_4 são necessários mol de CaSO_4 .
 - Para preparar $0,5 \text{ L}$ de solução saturada de CaSO_4 são necessários g de CaSO_4 .
3. (Unifor-CE) A 25°C , numa solução saturada de cromato de estrôncio (produto de solubilidade do SrCrO_4 , a $25^\circ\text{C} = 3,5 \cdot 10^{-5}$), a concentração de íons Sr^{2+} , em mol/L , vale:
- $6 \cdot 10^{-3}$.
 - $3 \cdot 10^{-3}$.
 - $2 \cdot 10^{-4}$.
 - $6 \cdot 10^{-5}$.
 - $3 \cdot 10^{-5}$.
4. (UFES) A constante do produto de solubilidade (K_{ps}) do PbCO_3 é de aproximadamente $1,6 \cdot 10^{-13}$. O volume de água (em litros) necessário para dissolver $2,67 \text{ g}$ desse sal é: ($\text{Pb} = 207$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$.)
- $2,5 \cdot 10^4$.
 - $25 \cdot 10^4$.
 - $4,0 \cdot 10^5$.
 - $4,0 \cdot 10^7$.
 - $2,5 \cdot 10^7$.
5. (UFGO) A dissolução do cloreto de prata em água pode ser representada pela equação:
- $$\text{AgCl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}_{(aq)}^+ + \text{Cl}_{(aq)}^-$$
- O gráfico da concentração de íons prata e íons cloreto, que satisfaz à expressão para a constante do produto de solubilidade, é representado abaixo.
-
- O gráfico mostra a concentração de íons prata ($[\text{Ag}^+] \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$) no eixo vertical e a concentração de íons cloreto ($[\text{Cl}^-] \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$) no eixo horizontal. A curva representa o produto de solubilidade constante. O ponto A está na curva, e o ponto B está acima dela.
6. (UFPA) Qual deve ser a concentração de SO_4^{2-} que provoca a precipitação do sulfato de bário (BaSO_4)? (K_s do $\text{BaSO}_4 = 1 \cdot 10^{-10}$.)
- SOLUÇÃO**
- Devemos inicialmente calcular a $[\text{SO}_4^{2-}]$ capaz de saturar a solução:
- $$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$
- presente na solução está sendo adicionado
- $$1 \cdot 10^{-10} = 10^{-3} \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$
- $$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{1 \cdot 10^{-10}}{10^{-3}} \Rightarrow [\text{SO}_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$
- A $[\text{SO}_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ satura a solução; logo, qualquer concentração superior a esse valor irá provocar a precipitação.
- precipita quando $[\text{SO}_4^{2-}] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

6. (UFF-RJ) O seguinte equilíbrio ocorre em meio aquoso:



Pode-se afirmar que:

- se $[\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]^2 = K_{ps}$, então a solução é insaturada.
- se $[\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]^2 > K_{ps}$, então a solução é saturada.
- se $[\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]^2 < K_{ps}$, então a solução é supersaturada.
- se $[\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]^2 = K_{ps}$, então a solução é saturada.
- se $[\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]^2 > K_{ps}$, então a solução é insaturada.

7. (MACK-SP) Íons Pb^{2+} e Cd^{2+} reagem com sulfeto de sódio (Na_2S), formando sais insolúveis em água. Pode-se afirmar que:

Dado (produto de solubilidade, K_{ps} , a 25 °C):
 Sulfeto de cádmio $K_{ps} = 4,0 \cdot 10^{-30}$ (mol/L)²
 Sulfeto de chumbo II $K_{ps} = 1,0 \cdot 10^{-28}$ (mol/L)²

- a fórmula do sulfeto de chumbo II e Pb_2S .
- o composto que precipitará primeiro será o sulfeto de cádmio.
- Cd_2S_3 é a fórmula do sulfeto de cádmio.
- o composto que precipitará primeiro será o sulfeto de chumbo II.
- o coeficiente de solubilidade a 25 °C, em mol/L, do sulfeto de cádmio é $2,0 \cdot 10^{-30}$.

8. (UFRRN) Durante uma atividade de laboratório, Ana recebeu três frascos (I, II e III), cada qual contendo uma substância sólida não identificada. O professor informou que os frascos continham $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$ e $\text{Ca}(\text{OH})_2$, cujas constantes de solubilidade, a 25 °C, eram:

- $\text{Mg}(\text{OH})_2$ $K_{ps} = 5,61 \cdot 10^{-12}$
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$ $K_{ps} = 5,02 \cdot 10^{-6}$
- $\text{Zn}(\text{OH})_2$ $K_{ps} = 3,00 \cdot 10^{-17}$

Para identificar tais substâncias, Ana realizou o seguinte procedimento: inicialmente, usando água destilada, preparou soluções saturadas das substâncias I, II e III. Em seguida, mediu a condutividade elétrica (a 25 °C) de cada solução, verificando que os resultados obtidos satisfaziam a seguinte relação: $\sigma(\text{I}) > \sigma(\text{II}) > \sigma(\text{III})$. Concluindo o experimento, Ana identificou corretamente as substâncias dos frascos I, II e III, respectivamente, como:

- $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$ e $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
 - $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ e $\text{Zn}(\text{OH})_2$.
 - $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
 - $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e $\text{Zn}(\text{OH})_2$.
9. (Unifor-CE) A 25 °C os "produtos de solubilidade" dos hidróxidos de cobre, magnésio e níquel são, respectivamente, $2 \cdot 10^{-19}$, $1 \cdot 10^{-11}$ e $3 \cdot 10^{-16}$. A soluções aquosas diluídas dos cloretos desses metais, de igual volume e concentração, cada uma contendo apenas um desses cloretos, adiciona-se "gota a gota", solução aquosa de hidróxido de sódio. O número de gotas necessário à precipitação do respectivo hidróxido é cada vez maior, a seguinte ordem dos cátions da solução:
- Cu^{2+} , Mg^{2+} , Ni^{2+} .
 - Cu^{2+} , Ni^{2+} , Mg^{2+} .
 - Ni^{2+} , Mg^{2+} , Cu^{2+} .
 - Ni^{2+} , Cu^{2+} , Mg^{2+} .
 - Mg^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} .

10. (Unesp-SP) Em um litro de água foram adicionados 0,005 mol de CaCl_2 e 0,02 mol de Na_2CO_3 . Sabendo-se que o produto de solubilidade (KPS) do carbonato de cálcio (CaCO_3) é igual a $5 \cdot 10^{-9}$ (mol/L)² e que $\text{KPS} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$, pode-se afirmar que:

- ocorre a precipitação de CaCO_3 .
- não ocorre a precipitação de CaCO_3 porque o pH é básico.
- o produto das concentrações dos íons Ca^{2+} e CO_3^{2-} é menor que o valor do KPS.
- não precipita CaCO_3 porque a concentração de íons Ca^{2+} é menor que a concentração de íons CO_3^{2-} .
- nessas condições, o pH da água é ácido.

11. (UFF-RJ) Grande parte da poluição observada na Baía de Guanabara é decorrente da qualidade das águas dos diversos rios que ali desembocam. Certo rio corta a Baixada Fluminense, onde recebe grande quantidade de resíduos industriais ricos em chumbo, e deságua na Baía de Guanabara. Em amostra coletada na foz desse rio, à temperatura de 25 °C, constatou-se que a concentração de íon cloreto é 0,40 M. Sabe-se que, nesse caso, o produto de solubilidade do cloreto de chumbo é $1,60 \cdot 10^{-5}$.

Assinale a opção que indica a concentração máxima de íon chumbo presente nessa amostra.

- $1,00 \cdot 10^{-4}$ M.
- $2,00 \cdot 10^{-4}$ M.
- $4,00 \cdot 10^{-5}$ M.
- $1,00 \cdot 10^{-5}$ M.
- $1,60 \cdot 10^{-5}$ M.

12. (UFMS) A um litro de solução aquosa, que contém 0,01 mol de iodeto de potássio, KI, 0,10 mol de brometo de potássio, KBr, e 0,10 mol de cloreto de potássio, KCl , adiciona-se gradualmente, com agitação, AgNO_3 . Sabendo-se que os produtos de solubilidade, K_s , dos sais de prata são $K_{s(\text{AgI})} = 1,5 \cdot 10^{-16}$ (mol/L)², $K_{s(\text{AgBr})} = 3,3 \cdot 10^{-13}$ (mol/L)² e $K_{s(\text{AgCl})} = 1,8 \cdot 10^{-10}$ (mol/L)², é correto afirmar que:

- $\text{AgCl}_{(s)}$ precipitará primeiro.
- $\text{AgBr}_{(s)}$ é o segundo a precipitar.
- $\text{AgI}_{(s)}$ começará a precipitar, quando $[\text{Ag}^+] = 1,5 \cdot 10^{-14}$ mol/L.
- $\text{AgBr}_{(s)}$ e $\text{AgCl}_{(s)}$ precipitarão conjuntamente.
- todos os sais de prata precipitarão simultaneamente.
- $\text{AgCl}_{(s)}$ começará a precipitar, quando $[\text{Ag}^+] = 1,8 \cdot 10^{-10}$ mol/L.

Dê como resposta a soma dos números correspondentes às afirmações corretas.

13. (UFMG) O sulfato de bário, BaSO_4 , é usado como contraste radiográfico, porque átomos e íons de bário absorvem, eficientemente, os raios X. Entretanto os íons de bário dissolvidos em água, $\text{Ba}^{2+}_{(aq)}$, são muito tóxicos. Em 2003, uma empresa produziu e comercializou, como contraste radiográfico, sulfato de bário contaminado com carbonato de bário, BaCO_3 , o que provocou a morte de diversos pacientes que ingeriram o produto.

A tabela a seguir apresenta as solubilidades de sulfato de bário, carbonato de bário e cloreto de bário, BaCl_2 :

Sal de bário	Solubilidade em água (mol/L)
Sulfato de bário	$1 \cdot 10^{-9}$
Carbonato de bário	$5 \cdot 10^{-8}$
Cloreto de bário	1,4

I. A um recipiente que contém 1 mol de $\text{BaCO}_{3(s)}$ foi adicionada água destilada suficiente para se obter uma mistura de $\text{BaCO}_{3(s)}$ e 1 L de solução desse sal.

Considerando a solubilidade do carbonato de bário em água, calcule a massa, em gramas, de íons $\text{Ba}^{2+}_{(aq)}$, que estão dissociados na solução, depois de se estabelecer o equilíbrio entre o sólido e os íons dissociados.

II. Sabe-se que, para um adulto que pese 60 kg, a dose letal do $\text{BaCO}_{3(s)}$, se ingerido por via oral, é de 48 g. Calcule a massa de íons Ba^{2+} nessa dose.

III. Para se entender a toxicidade do carbonato de bário, é preciso considerar-se a possibilidade do seguinte equilíbrio, quando esse sal chega ao estômago:



Considerando que o suco gástrico, secretado pelo estômago, é constituído, principalmente, de HCl , com pH menor que 2, e levando em conta a solubilidade do cloreto de bário apresentada na tabela, explique porque ocorreram essas mortes causadas pela ingestão do BaSO_4 , contaminado com BaCO_3 , apesar da baixa solubilidade em água desses sais.

14. (Unesp-SP) Segundo a Portaria do Ministério da Saúde nº 1.469, de 29 de dezembro de 2000, o valor máximo permitido (VMP) da concentração do íon sulfato (SO_4^{2-}), para que a água esteja em conformidade com o padrão para consumo humano, é de $250 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$. A análise da água de uma fonte revelou a existência de íons sulfato numa concentração de $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

(Massas molares: $\text{Ca} = 40,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{O} = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{S} = 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

a) Verifique se a água analisada está em conformidade com o padrão para consumo humano, de acordo com o VMP pelo Ministério da Saúde para a concentração do íon sulfato. Apresente seus cálculos.

b) Um lote de água com excesso de íons sulfato foi tratado pela adição de íons cálcio até que a concentração de íons SO_4^{2-} atingisse o VMP. Considerando que o $K_{(ps)}$ para o CaSO_4 é $2,6 \cdot 10^{-5}$, determine o valor para a concentração final dos íons Ca^{2+} na água tratada. Apresente seus cálculos.

15. (UEPG-PR) A uma solução saturada de cloreto de prata (AgCl), em temperatura ambiente, cujo equilíbrio é representado pela equação $\text{AgCl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}_{(aq)} + \text{Cl}^{-}_{(aq)}$ foi adicionado ácido clorídrico (HCl), resultando um precipitado. Sobre este experimento, é correto afirmar (dê como resposta a soma dos números correspondentes às afirmações corretas):

(01) A formação do precipitado se deve ao fato de que a adição de $\text{HCl}_{(aq)}$ perturba o equilíbrio químico.

(02) A adição de $\text{HCl}_{(aq)}$ aumenta a concentração de Cl^{-} , que é o íon comum ao equilíbrio, deslocando o equilíbrio para a esquerda.

(04) A adição de $\text{HCl}_{(aq)}$ altera a constante do produto de solubilidade ($K_s = [\text{Ag}^{+}] [\text{Cl}^{-}]$), pois a concentração de Ag^{+} permanece constante.

(08) A adição de $\text{HCl}_{(aq)}$ aumenta a concentração de Cl^{-} , acarretando diminuição da concentração de Ag^{+} , que precipita na forma de $\text{AgCl}_{(s)}$.

(16) A adição de $\text{HCl}_{(aq)}$ provoca a formação de precipitado devido à alteração do pH do meio, pois a concentração de AgCl não se altera e, portanto, não afeta o equilíbrio.

Aprofundando seu Conhecimento

1. (UFES) A solubilidade (S) do AgCl em água pode ser determinada usando a constante do produto de solubilidade (K_{ps}). A expressão que pode ser usada para fazer essa determinação, é:

- a) $S = (K_{ps})^2$ c) $S = 2 K_{ps}$ e) $S = (K_{ps})^{-2}$
b) $S = (K_{ps})^{-1}$ d) $S = \sqrt{(K_{ps})}$

2. (UERJ) O magnésio e o alumínio, metais de baixa densidade, muito empregados em ligas metálicas de aplicação industrial, apresentam algumas propriedades químicas semelhantes, como a formação de hidróxidos pouco solúveis.

- a) Escreva a equação química completa e balanceada da reação de oxirredução entre o magnésio metálico e o cátion alumínio em solução aquosa.
b) A solubilidade do hidróxido de magnésio em água, à temperatura ambiente, é igual a $5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcule o produto de solubilidade deste composto.

3. (UFV-MG) O sulfato de bário (BaSO_4) é usado como contraste para raios X no diagnóstico de úlceras no trato digestivo. Embora o bário seja tóxico para o ser humano, o sulfato de bário é inofensivo, já que se trata de substância muito pouco solúvel em água, com $K_{ps} = 1,0 \cdot 10^{-10}$.

Em junho de 2003 foi amplamente notificado na imprensa um incidente envolvendo uma indústria farmacêutica que produz suspensão de sulfato de bário para a finalidade descrita e cujo produto causou um mínimo de 23 mortes. As mortes foram atribuídas a uma contaminação do sulfato de bário por carbonato de bário, que é também pouco solúvel ($K_{ps} = 1,6 \cdot 10^{-9}$), mas que, ao reagir com o ácido clorídrico existente no estômago, forma cloreto de bário, muito solúvel e tóxico para o ser humano, conforme a equação **não balanceada** abaixo:

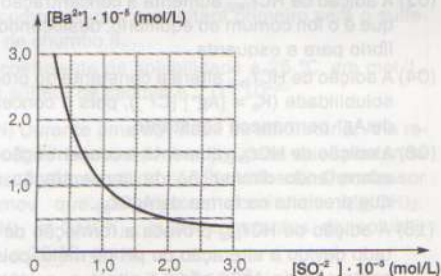


- a) Calcule a solubilidade de carbonato de bário em água em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
b) Calcule a solubilidade do carbonato de bário em água em $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.
c) Suponha que um paciente tenha ingerido uma suspensão de sulfato de bário contaminada com 0,1973 g de carbonato de bário. Calcule a massa, em gramas, de cloreto de bário que será formada no estômago do paciente.
d) Explique a razão pela qual o BaSO_4 é pouco tóxico, enquanto o BaCO_3 pode ser letal se ingerido.

4. (Puccamp-SP) Não devem ser lançadas em cursos d'água naturais, soluções aquosas contendo altas concentrações de íons $\text{Hg}_{(\text{aq})}^{2+}$. Uma recomendação para "remover" tais íons, altamente poluidores e tóxicos, é precipitá-los sob forma de sulfeto de mercúrio (II), HgS . O produto de solubilidade desse sal em água é da ordem de 10^{-54} . Sendo assim, a "remoção" é tal que, estatisticamente, para dissolver-se um único íon Hg^{2+} contido no HgS , seria necessário um volume de água da ordem de

(Constante de Avogadro aproximada = 10^{24} mol^{-1} .)

- dez mil litros.
 - mil litros.
 - cem litros.
 - dez litros.
 - um litro.
5. (UFPE) O gráfico a seguir representa as concentrações em equilíbrio de uma solução saturada de BaSO_4 . Calcule o número que, multiplicado por 10^{-10} , corresponde ao valor do K_{ps} do BaSO_4 .



6. (Unifesp-SP) Compostos de chumbo podem provocar danos neurológicos gravíssimos em homens e animais. Por essa razão, é necessário um controle rígido sobre os teores de chumbo liberado para o ambiente. Um dos meios de reduzir a concentração do íon Pb^{2+} em solução aquosa consiste em precipitá-lo, pela formação de compostos poucos solúveis, antes do descarte final dos efluentes. Suponha que sejam utilizadas soluções de sais de Na^+ com os ânions X^{n-} , listados na tabela a seguir, com concentrações finais de X^{n-} iguais a 10^{-2} mol/L , como precipitantes:

X^{n-} (10^{-2} mol/L)	Composto precipitado	Constante do produto de solubilidade do composto, a 25 °C
CO_3^{2-}	PbCO_3	$1,5 \cdot 10^{-13}$
CrO_4^{2-}	PbCrO_4	$1,8 \cdot 10^{-14}$
SO_4^{2-}	PbSO_4	$1,3 \cdot 10^{-19}$
S^{2-}	PbS	$7,0 \cdot 10^{-29}$
PO_4^{3-}	$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$	$3,0 \cdot 10^{-46}$

A alternativa que contém o agente mais eficiente na remoção do Pb^{2+} do efluente é:

- CO_3^{2-} .
- CrO_4^{2-} .
- SO_4^{2-} .
- S^{2-} .
- PO_4^{3-} .

7. (Unicamp-SP) Será então que poderia cair alguma questão ligada a Ecologia na prova de Química? — sugere Chuá.

— É uma boa! — responde Naná. — Veja aqui nesta notícia de jornal: Uma indústria foi autuada pelas autoridades por poluir um rio com efluentes contendo íons Pb^{2+} . O chumbo provoca no ser humano graves efeitos toxicológicos. Acho que uma boa pergunta estaria relacionada ao possível tratamento desses efluentes para retirar o chumbo. Ele poderia ser precipitado na forma de um sal muito pouco solúvel e, a seguir, separado por filtração ou decantação.

- a) Considerando apenas a constante de solubilidade dos compostos a seguir, escreva a fórmula do ânion mais indicado para a precipitação do Pb^{2+} . Justifique.

Dados: Sulfato de chumbo, $K_s = 2 \cdot 10^{-8}$; carbonato de chumbo, $K_s = 2 \cdot 10^{-13}$; sulfeto de chumbo, $K_s = 4 \cdot 10^{-28}$.

- b) Se num certo efluente aquoso há $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ de Pb^{2+} e se a ele for adicionada a quantidade estequiométrica do ânion que você escolheu no item a, qual é a concentração final de íons Pb^{2+} que sobra neste efluente? Admita que não ocorra diluição significativa do efluente.

8. (PSS-UFPB) Muitas reações químicas envolvem a formação de produtos pouco solúveis. Por exemplo, a detecção de íons Cl^- , Br^- , I^- etc., em água, pode ser evidenciada pela adição de solução de AgNO_3 ou $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Se a uma solução que contém os íons Cl^- e I^- for adicionada uma solução de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e considerando que, a 25 °C,

$$K_{ps} \text{PbCl}_2 (\text{sólido branco}) = 1 \cdot 10^{-4}$$

$$K_{ps} \text{PbI}_2 (\text{sólido amarelo ouro}) = 1 \cdot 10^{-9}$$

- qual a cor do precipitado que se formará primeiramente? Justifique sua resposta.
 - Qual deve ser a concentração de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ mínima necessária para iniciar a precipitação do íon cloreto, se a concentração dos íons Cl^- e I^- são iguais a $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?
9. (UFRN) Os cálculos renais (pedras nos rins) são consequência de precipitação de certos sais presentes na urina. O resultado da dosagem dos íons cálcio, fosfato e oxalato na urina de um paciente foi:

Espécie iônica	Concentração (mol/L)
Ca^{2+}	$2 \cdot 10^{-3}$
$(\text{PO}_4)^{3-}$	$5 \cdot 10^{-6}$
$(\text{C}_2\text{O}_4)^{2-}$	$1 \cdot 10^{-7}$

Considerando que os produtos de solubilidade dos sais $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ e CaC_2O_4 são, respectivamente, $1 \cdot 10^{-25}$ e $1,3 \cdot 10^{-9}$, pode-se afirmar que, nessas condições, poderá haver:

- precipitação de oxalato e fosfato.
- precipitação de oxalato.
- precipitação de fosfato.
- ausência de precipitação.

III. A presença de ácidos, na água, aumenta a solubilidade do $Al(OH)_3$, podendo provocar a contaminação desta por íons Al^{3+} .

IV. A presença de íons Ca^{2+} na água prejudica a etapa da floculação, pois aumenta a solubilidade do $Al(OH)_3$ uma vez que estes deslocam OH^- do $Al(OH)_3$ para formar o $Ca(OH)_2$.

$$(K_{ps} (Al(OH)_3) = 2,8 \cdot 10^{-39}; K_{ps} (Ca(OH)_2) = 6,5 \cdot 10^{-6}.)$$

16. (UFF-RJ) Em presença de íons em solução e de sólido pouco solúvel formado por esses íons, o produto de solubilidade expressa o equilíbrio entre os íons e o sólido. A uma dada temperatura tal solução encontra-se saturada em relação às espécies que formam o sólido.

Para a substância $M(OH)_2$ de K_{ps} igual a $1,4 \cdot 10^{-14}$ em que M representa um metal, assegure-se:

a) A mudança de acidez não afeta a solubilidade de $M(OH)_2$, pois o sistema se encontra em equilíbrio.

b) A adição de HCl 0,10 M faz aumentar a solubilidade do composto $M(OH)_2$.

c) A adição de $NaOH$ 0,10 M faz com que a posição de equilíbrio se desloque para a direita.

d) A adição de H^+ diminui a solubilidade de $M(OH)_2$.

e) A adição de M^{2+} aumenta a solubilidade de $M(OH)_2$.



Dissolução do $Mg(OH)_2$ em meio ácido

17. (Unicap-PE) Em um litro de solução, temos 10^{-3} mols de Ba^{2+} e 10^{-4} mols de SO_4^{2-} . Sabendo-se que o K_{ps} do $BaSO_4$ é 10^{-10} , podemos afirmar que haverá precipitação do sal.

Julgue os itens verdadeiros (V) ou falsos (F):

I. Comparando-se a solubilidade entre dois sais, o que tiver maior K_{ps} será sempre o mais solúvel.

II. Se AB é um sal ligeiramente solúvel, a constante de equilíbrio para seu processo de dissolução é $K_{ps} = [AB]/[A^+][B^-]$.

III. Se a energia de ativação requerida pelas substâncias reagentes é grande e o sistema se mantém a $25^\circ C$, poucas colisões serão efetivas, e a reação se processará com velocidade lenta.

IV. Um catalisador troca a quantidade de tempo necessário para alcançar o ponto de equilíbrio, como também altera a massa final.

18. (UEM-PR) Está(ão) correta(s) a(s) alternativa(s):

(01) Após atingido o equilíbrio químico, uma solução aquosa de nitrito de potássio (KNO_2) é uma solução básica. (Dado: K_b do $HNO_2 = 10^{-4}$.)

(02) O pH de uma solução aquosa de hidróxido de sódio 0,1 mol/L é igual a 1.

(04) Na reação entre o HNO_2 e o SO_4^{2-} , formando NO_2^- e HSO_4^- , o HNO_2 atua como um ácido de Bronsted e o SO_4^{2-} , como base de Lewis.

(08) A $25^\circ C$, ao se misturarem volumes iguais de uma solução de $AgNO_3(aq)$ 0,2 mol/L com uma solução de $KCl(aq)$ 0,2 mol/L, o $AgCl$ precipitará. (Dado: K_{ps} do $AgCl = 1,6 \cdot 10^{-10}$, a $25^\circ C$.)

(16) Se o pH dos fluidos estomacais humanos é cerca de 1,7 e a molaridade de H^+ dos fluidos pancreáticos é $6 \cdot 10^{-9}$ mol/L, então o fluido estomacal é mais ácido que o fluido pancreático.

(32) Solução-tampão é aquela cujo pH praticamente não se altera com a adição de uma base ou de um ácido em quantidade limitada.

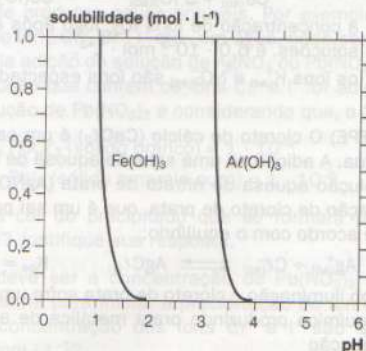
Dê como resposta a soma dos números correspondentes às afirmações corretas.

19. (Unicamp-SP) A solubilidade de algumas substâncias pode ser alterada com o pH do meio. Um exemplo pode ser observado no gráfico abaixo, que representa a variação da solubilidade dos sólidos $Fe(OH)_3(s)$ e $Al(OH)_3(s)$ em função do pH. Assim, em $pH = 2,5$ tem-se $Fe(OH)_3(s)$ e, em $pH = 1,0$, esse hidróxido solubiliza-se.

a) Considere uma solução de $Al^{3+}_{(aq)}$, de concentração 0,2 mol/L. A partir de que pH começará a haver precipitação do $Al(OH)_3(s)$?

b) Sugira um valor ou um intervalo de pH adequado para precipitar apenas uma das duas substâncias e diga qual será a substância a ser precipitada.

c) Adicionando-se 0,2 mol de cada um desses dois hidróxidos em 1,0 litro de água pura, será observada a solubilização dos mesmos? Justifique a sua resposta.



20. (ITA-SP) Seja S a solubilidade de Ag_3PO_4 em 100 g de água pura numa dada temperatura. A seguir, para a mesma temperatura, são feitas as seguintes afirmações a respeito da solubilidade de Ag_3PO_4 em 100 g de diferentes soluções aquosas:

I. A solubilidade do Ag_3PO_4 em solução aquosa 1 mol/L de HNO_3 é maior do que S.

II. A solubilidade do Ag_3PO_4 em solução aquosa 1 mol/L de $AgNO_3$ é menor do que S.

III. A solubilidade do Ag_3PO_4 em solução aquosa 1 mol/L de Na_3PO_4 é menor do que S.

IV. A solubilidade do Ag_3PO_4 em solução aquosa 1 mol/L de KCN é maior do que S.

V. A solubilidade do Ag_3PO_4 em solução aquosa 1 mol/L de $NaNO_3$ é praticamente igual a S.

Destas afirmações, estão corretas:

a) Apenas I, II e III. d) Apenas II, III e V.

b) Apenas I, III e IV. e) Todas.

c) Apenas II, III e IV.

Integrando seu Conhecimento

Leia o texto a seguir e, depois, resolva as questões.

O pH, a solubilidade e a deterioração dos dentes

A. J. Photo/SPL

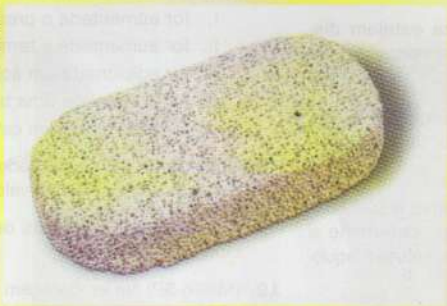


Os dentes são estruturas essenciais para a mastigação dos alimentos e, portanto, para a sobrevivência do ser humano. Por isso, devem ser muito bem cuidados.

A preocupação com a saúde dos dentes não é tão recente quanto se pode pensar.

Para a limpeza dos dentes, os egípcios antigos já usavam, por volta de 2000 a.C., uma mistura abrasiva constituída de pedra-pomes pulverizada e vinagre.

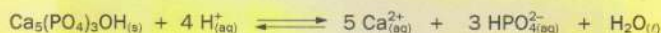
USSAL



A pedra-pomes é formada por aproximadamente 70% de SiO_2 (óxido de silício) e 30% de Al_2O_3 (óxido de alumínio).

Os dentes são constituídos principalmente por um mineral conhecido por hidroxiapatita, cuja fórmula é $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$. A hidroxiapatita é insolúvel em água e parcialmente solúvel em soluções ácidas, as quais podem favorecer a deterioração dos dentes.

A carboidrato-proteína, mais conhecida por **mucina**, forma uma película sobre o dente denominada **biofilme (placa)**. Se essa proteína não for removida pela escovação, o crescimento do biofilme (placa) retém as partículas dos alimentos. Bactérias fermentam carboidratos, os quais produzem ácido lático. Como a saliva não consegue dissolver a placa, a produção de ácido lático continua. Com isso, o pH fica abaixo de 4,5 (meio ácido). Os íons H^+ do meio reagem com a hidroxiapatita, neutralizando seus íons OH^- e transformando os íons PO_4^{3-} em HPO_4^{2-} :



O sal formado é solúvel em água e, por esse motivo, parte da hidroxiapatita se dissolve.

Se esse processo não for controlado, surgirão pequenas cavidades nos dentes.

A corrosão dos dentes é mais rápida em pessoas com bulimia — distúrbio caracterizado pela ingestão de grandes quantidades de alimentos seguida de vômito provocado.

O ácido clorídrico do estômago, eliminado junto com o vômito, faz com que o pH da boca chegue ao redor de 1,5.

CNRI/Science Photo Library



A cárie é uma doença infectocontagiosa, isto é, pode ser transmitida de um indivíduo para outro. Os fatores que propiciam o aparecimento da cárie são: má higiene bucal, dieta alimentar incorreta, fluxo salivar, microorganismos etc.

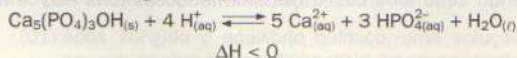
Além da escovação adequada e de consultas periódicas ao dentista, a adição de íons fluoreto (F^-) à água potável e a cremes dentais é um reforço importante no combate à deterioração dos dentes. O fluoreto transforma a hidroxiapatita em fluorapatita:



A fluorapatita é menos solúvel em ácidos do que a hidroxiapatita. Com isso, a deterioração dos dentes é menor.

(Dados: massas molares: $Ca_5(PO_4)_3OH = 502 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $NaF = 42 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $F = 19 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

1. Considere que 5,02 mg de hidroxiapatita estejam dissolvidos em 2 litros de água. Determine a concentração dessa solução em g/L e mol/L.
2. Uma amostra de água apresenta concentração de fluoreto (F^-) de 5 ppm. Determine a massa de fluoreto existente em 1 litro da amostra.
3. Uma solução aquosa 1 molar de glicose ferve a 101°C e congela a -1°C . Nas mesmas condições, determine a que temperatura irá ferver e congelar uma solução aquosa 1 molar de NaF.
4. As duas equações apresentadas no texto são de oxidação-redução? Justifique.
5. Os íons fluoreto utilizados nos tratamentos de água são provenientes, principalmente, do fluoreto de sódio (NaF). Equacione a eletrólise ígnea desse sal.
6. A fadiga muscular é causada por acúmulo de ácido. Esse ácido foi mencionado no texto. Identifique-o.
7. Considere o seguinte equilíbrio:



- a) Dê a expressão do K_c e do K_p .
- b) O que acontecerá com o equilíbrio se:
 - I. for aumentada a pressão;
 - II. for aumentada a temperatura;
 - III. for adicionado um ácido;
 - IV. for adicionada uma base;
 - V. for adicionado um catalisador.
8. No texto foram mencionados dois valores de pH. Indique para cada um deles os valores de pOH , $[OH^-]$ e $[H^+]$.
9. Compare as constantes de ionização dos ácidos mencionados no texto.
10. (MACK-SP) Na embalagem de certo creme dental, consta que o mesmo contém bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) e flúor na forma de fluoreto de sódio. Sabe-se que, em geral, a saliva de uma pessoa tem $pH = 6,5$. Usando estes dados, é **incorreto** afirmar que a:
 - a) presença do $NaHCO_3$ pode aumentar o pH da saliva.
 - b) presença de flúor torna os dentes menos suscetíveis à cárie.
 - c) fórmula do fluoreto de sódio é NaF.
 - d) presença do $NaHCO_3$ facilita a limpeza dos dentes, pois atua momentaneamente como abrasivo.
 - e) presença do $NaHCO_3$ certamente levará o pH da saliva a um valor bem menor do que 6,5.

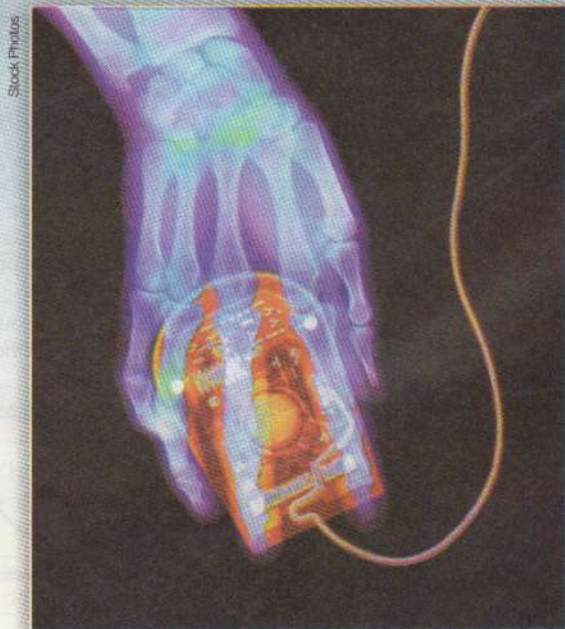
UNIDADE 9

Radioatividade

Capítulo 34 — Estudo das radiações

Capítulo 35 — Cinética das desintegrações radioativas

Capítulo 36 — Fenômenos radioativos e aplicações



CAPÍTULO 34

Estudo das radiações

A DESCOBERTA DOS RAIOS X

No final do século XIX, o físico alemão Wilhelm Konrad Roentgen (1845-1923), trabalhando com raios catódicos, percebeu que estes, ao se chocarem com vidros ou com metais, produziam um novo tipo de radiação. Estudos posteriores permitiram concluir que essas radiações não apresentam nem massa nem carga elétrica. Elas foram denominadas **raios X** e atualmente são utilizadas no diagnóstico de fraturas ósseas e de várias outras ocorrências médicas.



Science Photo Library

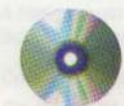
Esta radiografia, colorizada por computador, mostra o local em que ocorreu uma fratura (indicada pela seta).

RADIAÇÕES DO URÂNIO

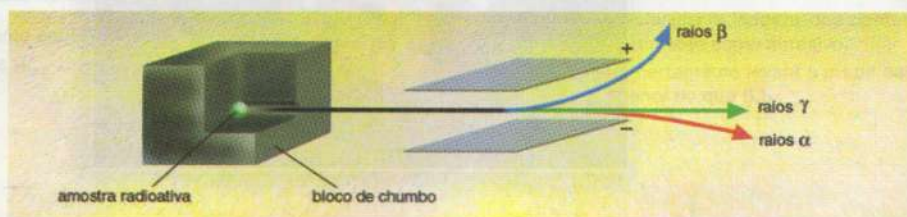
Em 1896, o físico francês Antoine-Henri Becquerel percebeu que um sal de urânio, o sulfato duplo de potássio e uranila, $K_2(UO_2)(SO_4)_2$, era capaz de sensibilizar o negativo de um filme fotográfico, recoberto por papel preto, ou ainda por uma fina lâmina de metal. As radiações emitidas pelo material apresentavam propriedade semelhante à dos raios X, que foi denominada **radioatividade**.

Em 1897, Marie Sklodowska Curie (1867-1934) demonstrou que a intensidade da radiação é proporcional à quantidade de urânio na amostra e concluiu que a radioatividade é um fenômeno atômico.

Nesse mesmo ano, Ernest Rutherford criou uma aparelhagem para estudar a ação de um campo eletromagnético sobre as radiações:



Radioatividade



Esquemáticamente, é esse o comportamento das radiações α , β e γ ao passarem em um campo magnético.

Assim, Rutherford observou que, ao passarem pelo campo, algumas dessas radiações tinham sua trajetória desviada em direção à placa carregada negativamente; portanto, deviam apresentar cargas positivas na sua constituição e foram denominadas **raios alfa (α)**.

Outro feixe de radiações era atraído pela placa positiva; portanto, elas deviam apresentar cargas negativas e foram denominadas **raios beta (β)**. Como tanto os raios alfa quanto os raios beta sofriam a ação do campo magnético, Rutherford concluiu que eles eram constituídos por partículas, chamadas **alfa e beta**, respectivamente, e que elas apresentavam massa. Comparando o desvio sofrido pelas partículas, concluiu também que as partículas alfa possuíam massa muito maior e, posteriormente, descobriu que essas partículas alfa eram constituídas por 2 prótons e 2 nêutrons.

Em 1900, Becquerel comparou os desvios sofridos em um campo eletromagnético pelas partículas beta com aqueles sofridos pelos elétrons, descobertos em 1897 por Thomson. Dessa comparação, ele concluiu que as partículas beta e os elétrons eram iguais, ou seja, que os raios beta eram constituídos por elétrons. Até então, os elétrons eram associados à corrente elétrica; agora, eles também são associados aos átomos.

Nesse mesmo ano, o físico francês Paul Ulrich Villard, repetindo as experiências de Rutherford, percebeu a existência de outros raios que não eram afetados pelo campo eletromagnético. Esses raios não apresentavam nem carga nem massa, eram constituídos por ondas eletromagnéticas e foram denominados **raios gama (γ)**. A radiação gama apresentava algumas semelhanças com a dos raios X, mas era mais penetrante, possuía comprimento de onda menor e, por isso, mais energia.

O estudo das características dessas partículas e radiações foi feito por Rutherford, que percebeu que elas apresentavam diferentes penetrações.

As partículas alfa (α) não conseguem sequer atravessar uma folha de papel; logo, elas apresentam o menor poder de penetração. Já as partículas beta (β) atravessam o papel, mas não conseguem atravessar uma lâmina de alumínio de 1 mm; logo, seu poder de penetração é maior do que o de alfa (α). No entanto, as radiações gama (γ) atravessam o papel e a lâmina de alumínio, mas são bloqueadas por lâminas de chumbo com mais de 8 mm de espessura. Com isso, podemos concluir que o poder de penetração da radiação gama (γ) é o maior.



Estudos posteriores permitiram caracterizar os três tipos de radiação:

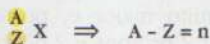
Radiação	Símbolo	Constituição	Carga	Massa (u)	Velocidade	Poder de penetração
alfa	${}^4_2\alpha$	núcleo de He $\left\{ \begin{array}{l} 2p \\ 2n \end{array} \right.$	+2	4	1/10 da velocidade da luz	baixo
beta	${}^0_{-1}\beta$	elétron	-1	0	9/10 da velocidade da luz	médio (moderado)
gama	${}^0_0\gamma$	onda eletromagnética de alta energia	0	0	velocidade da luz	elevado

Ainda em 1900, Becquerel observou que, quando se obtinha uma amostra de urânio puro, ela era inicialmente pouco radioativa e com o passar do tempo aumentava intensamente a sua emissão de radiação. Para explicar esse fenômeno, ele imaginou que o urânio, ao emitir radiação, se transformava em outro elemento químico, mais radioativo. Essa suposição levou os cientistas a admitirem que o átomo seria constituído de partículas menores, as quais, por sua vez, sofreriam um rearranjo ao emitir radiação, originando átomos de elementos químicos diferentes. O próximo passo foi dado pelo químico inglês Frederick Soddy, assistente de Rutherford, que elaborou a **primeira lei da radioatividade**.

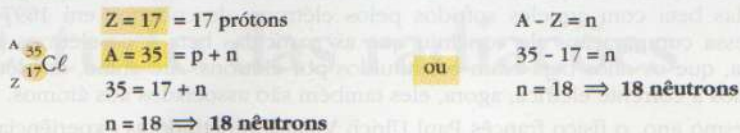
Lembretes sobre o átomo

- $Z = n^{\circ}$ atômico = indica o número de prótons (p);
- $A = n^{\circ}$ de massa = número de prótons (p) + número de nêutrons (n).

Genericamente, temos:



Exemplo:



- **Isótopos:** átomos com $\begin{cases} Z \text{ igual} \\ A \text{ diferente} \end{cases}$ Exemplo: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$.
- **Isóbaros:** átomos com $\begin{cases} Z \text{ diferente} \\ A \text{ igual} \end{cases}$ Exemplo: ${}^{40}_{19}\text{K}$, ${}^{40}_{20}\text{Ca}$.

O núcleo de um átomo, caracterizado por um Z e um A , é genericamente denominado **nuclídeo**; quando esse núcleo é um emissor de radiação, pode ser chamado de **radionuclídeo** ou **radioisótopo**.

O casal Curie

Marie Curie e seu marido Pierre verificaram que alguns minérios de urânio produziam uma quantidade de radiação muito maior do que o urânio puro. Deduziram, então, que nesses minérios deveriam existir um ou mais elementos mais radioativos em quantidades muito pequenas, pois, se assim não fosse, eles teriam sido descobertos antes. Em 1898, os Curies conseguiram detectar um deles e o chamaram **polônio**, em homenagem à terra natal de Marie. No ano seguinte, descobriram outro: o **rádio** (do latim *radium* = raio).

Em 1903, o casal Curie, junto com Becquerel, receberam o prêmio Nobel de Física por seus trabalhos com radioatividade. Em 1911, Marie Curie recebeu sozinha o Nobel de Química pela descoberta dos elementos polônio e rádio.



Science Photo Library

LEIS DA RADIOATIVIDADE

1ª lei: a emissão de partículas α

O átomo de um elemento radioativo, ao emitir uma partícula alfa, dá origem a um novo elemento, que apresenta número de massa A com 4 unidades a menos e número atômico Z com 2 unidades a menos.

Genericamente, temos:

elemento
de origem

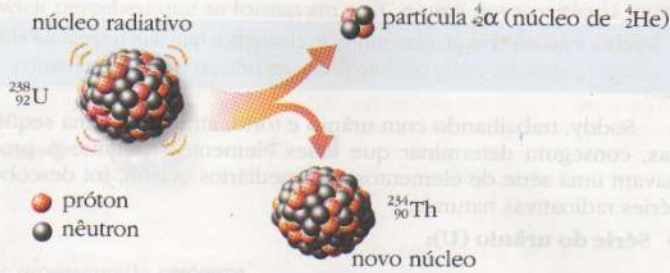


Explicação: uma partícula alfa é constituída de 2 prótons e 2 nêutrons, e a emissão de uma delas originará um novo elemento, que apresenta 2 prótons e 2 nêutrons a menos. Logo, o novo elemento irá apresentar:

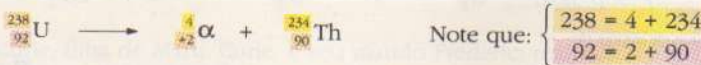
$$\bullet n^{\circ} \text{ atômico novo} = Z - 2$$

$$\bullet n^{\circ} \text{ de massa novo} = A - 4$$

Quando um átomo de ${}^{238}_{92}\text{U}$ emite uma partícula α , ele se transforma em ${}^{234}_{90}\text{Th}$:



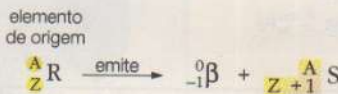
A reação nuclear que representa essa transformação é dada por:



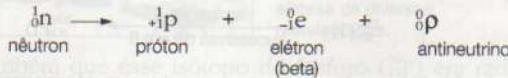
2ª lei: lei de Soddy, Fajans e Russel

Quando um átomo de um elemento radioativo emite uma partícula beta (β), ele se transforma em um novo elemento de mesmo número de massa, mas o seu número atômico apresenta uma unidade a mais.

Genericamente, temos:

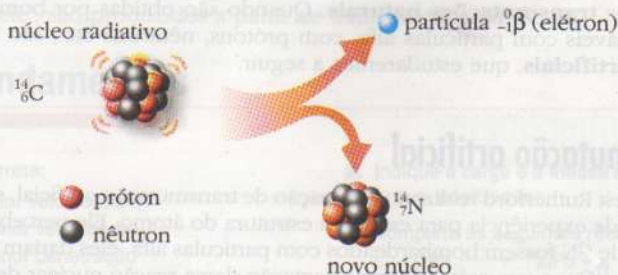


Explicação: quando ocorre a emissão de uma partícula beta (β), um nêutron presente no núcleo se decompõe e dá origem a um próton, a um elétron e a uma subpartícula atômica denominada **antineutrino**. O próton permanece no núcleo; o elétron e o antineutrino (com carga zero e massa, aproximadamente, zero) são emitidos. Veja o esquema:



Com isso, quando uma partícula beta é emitida, o número atômico (Z) aumenta em uma unidade, pois surge um novo próton; no entanto, o número de massa (A) não se altera, pois um nêutron desaparece, mas, em seu lugar, surge um próton e a soma $n + p = A$ será a mesma.

Quando um átomo de ${}^{14}_6\text{C}$ emite uma partícula β , ele se transforma em ${}^{14}_7\text{N}$:



A reação nuclear pode ser representada por:



OBSERVAÇÃO:

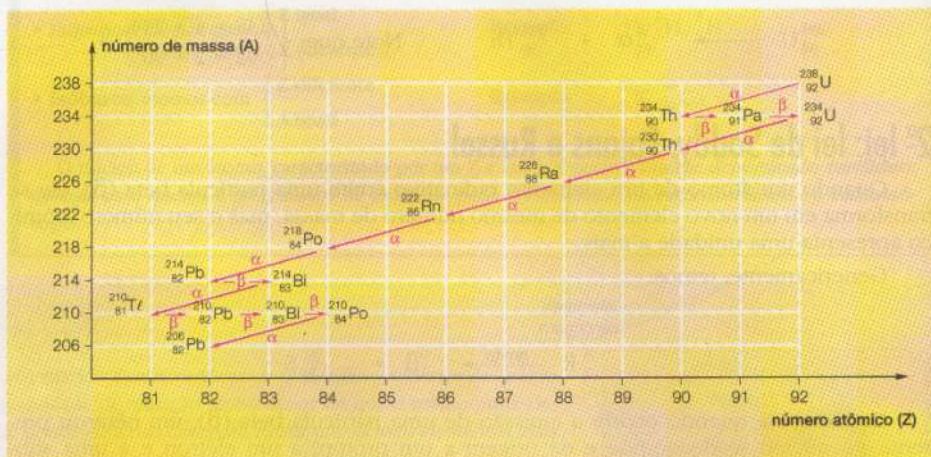
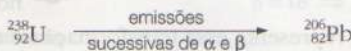
Como as radiações γ são ondas eletromagnéticas, sua emissão não altera nem o número atômico nem o número de massa do átomo. Por esse motivo, sua emissão não costuma ser representada por equações. As radiações γ ocorrem geralmente junto com as emissões de α e β .

SÉRIES RADIOATIVAS

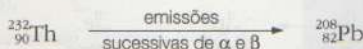
Séries radioativas: o conjunto de elementos que têm origem na emissão de partículas alfa e beta, resultando, como produto final, um isótopo estável do chumbo.

Soddy, trabalhando com urânio e tório, através de uma seqüência de reações químicas, conseguiu determinar que esses elementos, durante o processo radioativo, originavam uma série de elementos intermediários. Assim, foi descoberta a existência de três séries radioativas naturais:

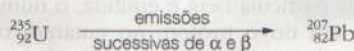
- **Série do urânio (U):**



- **Série do tório (Th):**



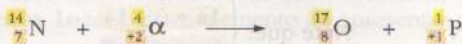
- **Série do actínio (Ac)** (acreditava-se que o primeiro elemento da série era o actínio):



Note que, nessas séries, um dado elemento químico passa por transformações, denominadas **reações de transmutações**, e dá origem a outro elemento. Quando essas transformações ocorrem pela emissão de partículas, como acabamos de ver, são chamadas **transmutações naturais**. Quando são obtidas por bombardeamento de núcleos estáveis com partículas alfa, com prótons, nêutrons etc., são chamadas **transmutações artificiais**, que estudaremos a seguir.

Transmutação artificial

Ernest Rutherford realizou uma reação de transmutação artificial, simultaneamente à realização de experiência para estudar a estrutura do átomo. Ele percebeu que, se átomos do isótopo de ${}_{7}^{14}\text{N}$ fossem bombardeados com partículas alfa, eles dariam origem ao isótopo de oxigênio ${}_{8}^{17}\text{O}$ e a um próton. A representação dessa reação nuclear de transmutação é:



Note que: $\begin{cases} 14 + 4 = 17 + 1 \\ 7 + 2 = 8 + 1 \end{cases}$

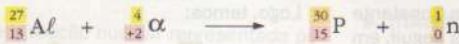
Outra reação de transmutação muito importante, responsável pelo descobrimento do nêutron, foi feita por James Chadwick em 1932. Ao bombardear o isótopo de ${}^9_4\text{Be}$ com partículas alfa (α), Chadwick percebeu que se formavam o ${}^{12}_6\text{C}$ e uma nova partícula, que ele denominou **nêutron** (${}^1_0\text{n}$).



Essa reação pode ser representada por:

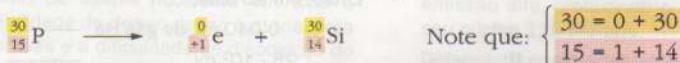


Irene Curie, filha de Marie Curie, e seu marido Frederic, realizando experiências de bombardeamento de alumínio ${}^{27}_{13}\text{Al}$ com partículas alfa, em 1934, perceberam que eram produzidos um isótopo de ${}^{30}_{15}\text{P}$ e um nêutron. A reação nuclear desse processo é representada por:



Em 1935, o casal Irene Joliot Curie (1897-1956) e Frédéric Joliot (1900-1958) recebeu o prêmio Nobel de Química pelos trabalhos de síntese de diversos radioisótopos.

Eles perceberam também que esse isótopo do fósforo (${}^{30}_{15}\text{P}$) era radioativo e emitia uma partícula de massa igual à do elétron, mas com carga positiva. A essa nova partícula foi dado o nome de **pósitron**, cuja representação é $({}^0_+1\text{e})$, sendo que ela originava um isótopo do silício ${}^{30}_{14}\text{Si}$. Essa reação nuclear é representada por:



Atualmente, a maioria dos radioisótopos usados em diversas áreas, como medicina, indústria, agricultura etc., são produzidos a partir de transmutações artificiais.

Exercícios Fundamentais

1. Faça a associação correta:

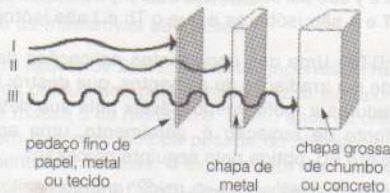
- (I) alfa (α) (A) maior velocidade
- (II) beta (β) (B) menor velocidade
- (III) gama (γ) (C) menor penetração
- (D) maior penetração
- (E) corresponde a um elétron
- (F) radiação (onda eletromagnética)
- (G) núcleo de hélio

2. Indique a carga e a massa das seguintes radiações: α , β , γ , p, n, pósitron (e).

3. Complete as seguintes reações nucleares:

- I. ${}^{222}_{86}\text{Rn} \longrightarrow {}^{218}_{84}\text{Po} + x$
- II. ${}^{98}_{43}\text{Tc} \longrightarrow {}^{98}_{43}\text{Tc} + y$
- III. ${}^{32}_{15}\text{P} \longrightarrow {}^{32}_{16}\text{S} + z$
- IV. ${}^{10}_5\text{B} + \text{p} \longrightarrow {}^{10}_4\text{Be} + {}^1_1\text{H}$
- V. ${}^{121}_{51}\text{Sb} + \text{n} \longrightarrow {}^{121}_{52}\text{Te} + \text{n}$

2. (UnB-DF) Ao acessar a rede Internet, procurando algum texto a respeito do tema **radioatividade**, no "Cadê?" (<http://www.cade.com.br>), um jovem deparou-se com a seguinte figura, representativa do poder de penetração de diferentes tipos de radiação:



Com o auxílio da figura, julgue os itens a seguir:

- V a) A radiação esquematizada em II representa o poder de penetração das partículas beta.
 F b) A radiação esquematizada em III representa o poder de penetração das partículas alfa.
 F c) As partículas alfa e beta são neutras.
 F d) Quando um núcleo radioativo emite uma radiação do tipo I, o número atômico fica inalterado.

3. (PSS-UFAL) Considere a reação nuclear representada pela equação:



Nessa equação, X representa uma partícula.

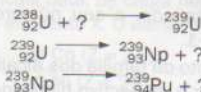
- a) Qual a identidade de X?
 b) Justifique a sua escolha.
4. (MACK-SP) As células cancerígenas da epiderme são rapidamente destruídas quando bombardeadas pelo isótopo cobalto 60, que pode ser obtido pela reação nuclear:



em que x é:

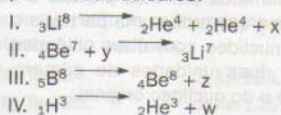
- a) um elétron.
 b) um próton.
 V c) um nêutron.
 d) um átomo do isótopo de hidrogênio ${}^1_1\text{H}$.
 e) uma partícula alfa (${}^4_2\alpha$).

5. (UFPI) Calcula-se uma acumulação de 700 toneladas de plutônio obtidas a partir do urânio, como resultado de funcionamento de usinas nucleares em todo o mundo. A possibilidade de desvio desse material para produção de bombas e a dificuldade de disposição do mesmo, dado seu efeito no meio ambiente, são fontes de constante preocupação. Qual das opções seguintes indica corretamente a seqüência de substituições das interrogações nas reações abaixo?



- a) n, β, β c) α, η, β e) β, n, n.
 b) n, α, α d) β, α, α.

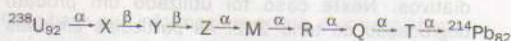
6. (ITA-SP) Considere as seguintes equações relativas a processos nucleares:



Ao completar as equações dadas, as partículas x, y, z e w são, respectivamente:

- a) pósitron, alfa, elétron e elétron.
 b) elétron, alfa, elétron e pósitron.
 c) alfa, elétron, elétron e pósitron.
 d) elétron, elétron, pósitron e elétron.
 e) elétron, elétron, pósitron e nêutron.

7. (UNI-RIO) De acordo com a série radioativa a seguir, identifique X, Z, R e T, descrevendo os números atômicos e números de massa correspondentes.



8. (Unifesp-SP) O isótopo 131 do iodo (número atômico 53) é usado no diagnóstico de disfunções da tireóide, assim como no tratamento de tumores dessa glândula. Por emissão de radiações β e γ, esse isótopo se transforma em um outro elemento químico, E. Qual deve ser a notação desse elemento?

- a) ${}^{130}_{52}\text{E}$. b) ${}^{131}_{52}\text{E}$. c) ${}^{130}_{53}\text{E}$. d) ${}^{130}_{54}\text{E}$. e) ${}^{131}_{54}\text{E}$.

9. (ITA-SP) Considere as seguintes afirmações:

- I. A radioatividade foi descoberta por Marie Curie.
 II. A perda de uma partícula beta de um átomo de ${}^{75}_{33}\text{As}$ forma um átomo de número atômico maior.
 III. A emissão de radiação gama a partir do núcleo de um átomo não altera o número atômico e o número de massa do átomo.
 IV. A desintegração de ${}^{226}_{88}\text{Ra}$ a ${}^{214}_{83}\text{Po}$ envolve a perda de 3 partículas alfa e de duas partículas beta.

Das afirmações feitas, estão corretas:

- a) apenas I e II. d) apenas II e III.
 b) apenas I e III. e) apenas II e IV.
 c) apenas I e IV.

10. (UERJ) Dois elementos recém-descobertos, X e Y, não aparecem ainda nas tabelas periódicas dos livros de química. O experimento que levou a essa descoberta consistiu na aceleração de átomos de kriptônio-86 contra uma chapa metálica de chumbo-208. Nesse processo, formou-se o nuclídeo X e houve emissão de um nêutron. O nuclídeo X sofreu decaimento natural por emissão alfa, produzindo o nuclídeo Y, que possui em seu núcleo 116 prótons.

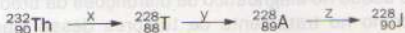
Determine o nome da família a que pertence o nuclídeo X e o número de massa do nuclídeo Y.

11. (Cefet-PR) "Em 1911 Gyorgy Hevesy (1865-1966), físico húngaro, teve uma discussão com a dona da pensão onde vivia. Ele afirmava que os restos do empadão que ela tinha por hábito servir aos domingos eram reciclados e acrescentados à comida servida durante o resto da semana (por mim, não considero que isso seja uma operação criminosa, mas nos tempos anteriores à presença habitual de refrigeração caseira eficiente, tal reciclagem podia ser um risco). Como é natural, a dona da pensão negou vigorosamente a acusação. Como Hevesy trabalhava no laboratório de Ernest Rutherford, em Cambridge, onde a pesquisa sobre radiatividade era intensa, ele obteve pequena amostra de substância radioativa (no caso um minúsculo pedacinho da decomposição do tório). Num certo domingo após terminada a refeição Hevesy adicionou um pouquinho da substância radioati-

va no empadão sem ninguém ver. Na quarta-feira seguinte foi servido um suflê e Hevesy aproximou seu eletroscópio do dito suflê. Qual foi sua surpresa ao ver que o eletroscópio começou a indicar a presença de radiação além da normal. Mesmo sem querer Hevesy abriu caminho para a utilização de marcadores radioativos”.

(Adaptado de *A relatividade do erro*, Isaac Azimov, Universo da ciência, Edições 10, p. 44, 45)

O texto anterior mostra como foi utilizado pela primeira vez, mesmo que de forma trivial, um dos marcadores radioativos. Neste caso foi utilizado um produto da degradação do tório 232. As partículas emitidas durante a decomposição do tório 232 são mostradas na reação de decomposição a seguir:



Com base nestas informações pode se afirmar que:

- a) x é uma partícula alfa, y e z são partículas beta e que T e A são isóbaros e que o Th e J são isótopos.
 b) x é uma partícula beta, y e z são partículas alfa e que T e A são isóbaros e que o Th e J são isótopos.

- c) x é uma partícula beta, y e z são partículas alfa e que T e A são isótonos e que o Th e J são isóbaros.
 d) x e y são partículas beta e z é uma partícula alfa e que T e A são isótopos e que o Th e J são isóbaros.
 e) x e y são partículas alfa e z é uma partícula beta e que T e A são isóbaros e que o Th e J são isótopos.

12. (UnB-DF) Uma das importantes aplicações da radiatividade é a irradiação de alimentos, que destrói bactérias, leveduras e mofo, responsáveis pela sua deterioração. A fonte de radiação é, geralmente, uma amostra de cobalto 60, obtida pelo seguinte processo:



Com o auxílio dessas informações, julgue os itens a seguir:

- a) Na representação ${}_{27}^{60}\text{Co}$, os números 60 e 27 representam, respectivamente, o número de massa e o número atômico do nuclídeo.
 b) ${}_{27}^{60}\text{Co}^{59}$ e ${}_{27}^{60}\text{Co}^{60}$ são isótopos.
 c) A radiação emitida ${}_{27}^{60}\text{Co}^{60}$ (etapa II) é constituída por um feixe de partículas beta.

Aprofundando seu Conhecimento

Atenção: sempre que necessário, consulte a Tabela Periódica.

1. (UFPE) O núcleo atômico de alguns elementos é bastante instável e sofre processos radioativos para remover sua instabilidade. Sobre os três tipos de radiação α , β e γ , podemos dizer que:

- I. ao emitir radiação α , um núcleo tem seu número de massa aumentado.
 II. ao emitir radiação β , um núcleo tem seu número de massa inalterado.
 III. a radiação α é constituída por núcleos de átomos de Hélio.
 IV. ao emitir radiação γ , um núcleo não sofre alteração em sua massa.
 V. ao emitir radiação β , um núcleo tem seu número atômico aumentado em uma unidade.

2. (UECE) Analise as afirmativas abaixo. Nas reações nucleares,

- I. participam os prótons e os nêutrons do interior do núcleo;
 II. a massa dos produtos é sempre igual à massa dos reagentes;
 III. os núcleos dos átomos se desintegram para formar núcleos de outros átomos, quando liberam partículas α ou β ;
 IV. a soma das cargas nucleares dos produtos deve ser igual à soma das cargas nucleares dos reagentes;
 V. as variações de energia são irrelevantes.

São verdadeiras:

- a) I, II e IV.
 b) I, III e IV.
 c) II, III e V.
 d) I, III e V.

3. (PUC-PR) Associe as colunas:

- | | |
|--------------------------------|--|
| (1) Partícula alfa. | (A) Elétrons atirados em altíssima velocidade para fora de um núcleo instável. |
| (2) ${}_{92}^{235}\text{U}$. | (B) Átomos com o mesmo número atômico. |
| (3) Partícula beta. | (C) Alto poder de penetração. |
| (4) Radiações gama. | (D) Radioisótopo pertencente à família do actínio. |
| (5) ${}_{84}^{218}\text{Po}$. | (E) Alto poder ionizante. |
| (6) Isótopos. | (F) Radioisótopo pertencente à família do urânio. |

A sequência correta, lida de cima para baixo, é:

- a) 2A, 5B, 4C, 3D, 6E, 2F.
 b) 3A, 1B, 6C, 2D, 4E, 5F.
 c) 4A, 6B, 1C, 5D, 3E, 2F.
 d) 1A, 3B, 5C, 6D, 4E, 2F.
 e) 3A, 6B, 4C, 2D, 1E, 5F.

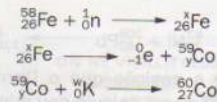
4. (PUC-RJ) Considere as seguintes afirmativas:

- I. O elemento químico que possui configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ faz parte do grupo dos elementos alcalinos, e seu número de oxidação mais comum é +1.
 II. Um elemento da família dos alcalinos reage com água para formar o respectivo hidróxido.
 III. Um par de isótopos possui o mesmo número de massa, porém números atômicos diferentes.
 IV. O íon mais comum do elemento Br é formado pela perda de um elétron.
 V. Uma partícula α é formada por dois prótons e dois nêutrons. Um nuclídeo que emite uma partícula α resulta em um novo nuclídeo com duas unidades de número atômico e duas unidades de número de massa menores que o do nuclídeo original.

Com base nas afirmativas anteriores, pode-se concluir que:

- a) apenas a afirmativa II é correta.
 b) as afirmativas I, II e V são corretas.
 c) apenas a afirmativa IV é correta.
 d) as afirmativas II e V são corretas.
 e) todas as afirmativas são falsas.
5. (UFRJ) Em agosto de 2001, cientistas japoneses, russos e franceses produziram, pela primeira vez, o isótopo de número de massa 5 do hidrogênio. Há 40 anos os cientistas acreditam que este isótopo pesado do hidrogênio possa existir dentro de estrelas. O experimento realizado consistiu na colisão de um núcleo de um isótopo de hélio com um núcleo do isótopo 1 do hidrogênio, com a produção de um núcleo do isótopo 5 do hidrogênio e de prótons. Escreva a equação balanceada da reação nuclear que representa este processo e determine o número de massa do isótopo do hélio utilizado no experimento.
6. (UFMG) Em um acidente ocorrido em Goiânia, em 1987, o cério-137 ($^{137}_{55}\text{Cs}$, número de massa 137) contido em um aparelho de radiografia foi espalhado pela cidade, causando grandes danos à população. Sabe-se que o $^{137}_{55}\text{Cs}$ sofre um processo de decaimento, em que é emitida radiação gama (γ) de alta energia e muito perigosa. Nesse processo, simplificada, um nêutron do núcleo do Cs transforma-se em um próton e um elétron. Suponha que, ao final do decaimento, o próton e o elétron permaneçam no átomo. Assim sendo, é correto afirmar que o novo elemento químico formado é:
- a) $^{137}_{56}\text{Ba}$. b) $^{136}_{54}\text{Xe}$. c) $^{136}_{55}\text{Cs}$. d) $^{138}_{57}\text{La}$.
7. (Puccamp-SP) A mioglobina é uma proteína e portanto possui átomos de carbono, entre outros. Dos átomos de carbono, uma pequena fração corresponde ao isótopo ^{14}C , emissor de radiação β^- (elétrons). Quando um desses núclídeos emite radiação, a estrutura molecular da proteína sofre uma pequena mudança, devido à transformação de um átomo do elemento carbono em um átomo do elemento:
- (Números atômicos (Z): B = 4; Be = 5; O = 8; N = 7; H = 1.)
 a) boro. c) oxigênio. e) hidrogênio.
 b) berílio. d) nitrogênio.
8. (FGV-SP) Os irradiadores de alimentos representam hoje uma opção interessante na sua preservação. O alimento irradiado, ao contrário do que se imagina, não se torna radioativo, uma vez que a radiação que recebe é do tipo gama. A radiação é produzida pelo cobalto-60 ($Z = 27$), cujo núcleo decai emitindo uma partícula beta, de carga negativa, resultando no núcleo de certo elemento X. O elemento X é:
- a) Mn ($Z = 25$). c) Co ($Z = 27$). e) Cu ($Z = 29$).
 b) Fe ($Z = 26$). d) Ni ($Z = 28$).
9. (UFSCar-SP) Pacientes que sofrem de câncer de próstata podem ser tratados com cápsulas radioativas de iodo-125 implantadas por meio de agulhas especiais. O I-125 irradia localmente o tecido. Este núclídeo decai por captura eletrônica, ou seja, o núcleo atômico combina-se com um elétron capturado da eletrosfera. O núcleo resultante é do núclídeo:
- a) Te-124. c) Xe-124. e) I-124.
 b) Te-125. d) Xe-125.

10. (UFPR) As células cancerosas são mais sensíveis à radiação γ que as células saudáveis. Por esse motivo, essa radiação pode ser empregada no tratamento do câncer. Uma das fontes de raios γ é o isótopo 60 do elemento químico cobalto, que também emite partículas β . As equações nucleares a seguir descrevem um processo de obtenção do cobalto-60.



Com base nas informações acima, é correto afirmar:

- I. Os isótopos $^{58}_{26}\text{Fe}$ e $^{59}_{27}\text{Co}$ contêm o mesmo número de prótons.
 II. A partícula ${}^0_0\text{K}$ é um próton.
 III. O isótopo 60 do cobalto contém 33 nêutrons no núcleo.
 IV. A transformação do isótopo 58 do ferro em cobalto-60 absorve 2 nêutrons.
 V. A emissão de uma partícula β transforma o cobalto-60 no elemento de número atômico 28.
 VI. $y = 27$.
11. (UEL-PR) Os plásticos utilizados em embalagens podem conter vários elementos tóxicos como o cádmio, estanho e antimônio, originados de aditivos, corantes, estabilizantes e outros componentes químicos utilizados na sua fabricação. Esses elementos químicos podem contaminar os alimentos e o meio ambiente quando o lixo plástico é incinerado. Uma determinada técnica radioativa pode detectar vários elementos químicos destas embalagens. Nesta técnica, as amostras são bombardeadas com "X". Seus elementos químicos se tornam radioativos, emitindo "Y" e "Z". Para uma amostra contendo o elemento químico cádmio, a equação nuclear é a seguinte:



Os símbolos genéricos "X", "Y" e "Z" que tornam a equação correta são, respectivamente:

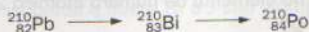
- a) nêutron, beta e gama. d) alfa, gama e nêutron.
 b) nêutron, alfa e gama. e) alfa, beta e gama.
 c) gama, beta e alfa.
12. (UEL-PR) Os elementos radioativos têm muitas aplicações. A seguir, estão exemplificadas algumas delas:
- I. O iodo é utilizado no diagnóstico de distúrbios da glândula tireóide, e pode ser obtido pela seguinte reação:
- $${}^{130}_{52}\text{Te} + {}^1_0\text{n} \longrightarrow {}^{131}_{53}\text{I} + \text{X}$$
- II. O fósforo é utilizado na agricultura como elemento traçador para proporcionar a melhoria na produção do milho, e pode ser obtido pela reação:
- $${}^{35}_{17}\text{Cl} + {}^1_0\text{n} \longrightarrow {}^{32}_{15}\text{P} + \text{Y}$$
- Sua reação de decaimento é: ${}^{32}_{15}\text{P} \longrightarrow {}^{32}_{16}\text{S} + \text{Z}$
- III. O tecnécio é usado na obtenção de imagens do cérebro, fígado e rins, e pode ser representado pela reação:
- $${}^{99}_{43}\text{Tc} \longrightarrow {}^{99}_{43}\text{Tc} + \text{Q}$$
- Qual das seguintes alternativas indica, respectivamente, os significados de X, Y, Z e Q nas afirmativas I, II e III?
- a) α , β , γ , α . c) γ , β , γ , α . e) β , α , β , γ .
 b) α , β , α , γ . d) β , α , β , β .

13. (UFRJ) Em sua 42ª Assembléia Geral, realizada em 2003, a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) oficializou o nome Darmstádio, com símbolo Ds, para o elemento químico resultante da fusão nuclear de isótopos de Níquel de número de massa 62 com isótopos de Chumbo de número de massa 208, havendo a liberação de 1 nêutron, conforme a reação nuclear a seguir.

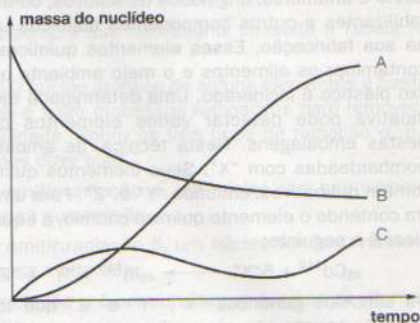


- a) Determine a posição que o Darmstádio ocupará na Tabela Periódica e calcule seu número de massa (A).
 b) Os átomos de Darmstádio são extremamente instáveis e decaem até o Nobélio através da emissão de partículas α .
 Determine o número de partículas α emitidas e os elementos gerados durante o processo de decaimento radioativo do Darmstádio até o Nobélio.

14. (Fatec-SP) Considere que ${}_{82}^{210}\text{Pb}$ sofra a seguinte seqüência de decaimento radioativo:



Considere também o gráfico que relaciona massa do núclídeo \times tempo.



As curvas A, B e C correspondem, respectivamente, a:

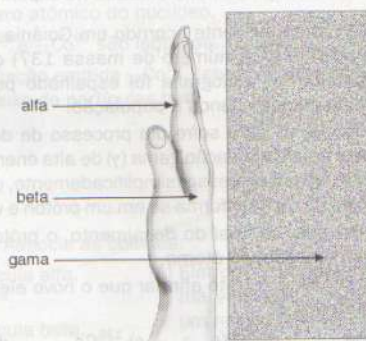
	Curva A	Curva B	Curva C
a)	${}_{82}^{210}\text{Pb}$	${}_{83}^{210}\text{Bi}$	${}_{84}^{210}\text{Po}$
b)	${}_{84}^{210}\text{Po}$	${}_{82}^{210}\text{Pb}$	${}_{83}^{210}\text{Bi}$
c)	${}_{83}^{210}\text{Bi}$	${}_{82}^{210}\text{Pb}$	${}_{84}^{210}\text{Po}$
d)	${}_{84}^{210}\text{Po}$	${}_{83}^{210}\text{Bi}$	${}_{82}^{210}\text{Pb}$
e)	${}_{82}^{210}\text{Pb}$	${}_{84}^{210}\text{Po}$	${}_{83}^{210}\text{Bi}$

15. (Fuvest-SP) Utilizando um pulso de lâser*, dirigido contra um anteparo de ouro, cientistas britânicos conseguiram gerar radiação gama suficientemente energética para, atuando sobre um certo número de núcleos de iodo-129, transmutá-los em iodo-128, por liberação de nêutrons. A partir de 38,7 g de iodo-129, cada pulso produziu cerca de 3 milhões de núcleos de iodo-128. Para que todos os núcleos de iodo-129 dessa amostra pudessem ser transmutados, seriam necessários x pulsos, em que x é:

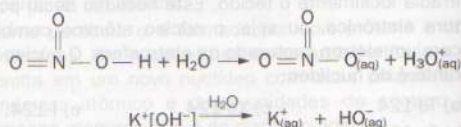
(Dado: constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ *lâser = fonte de luz intensa.)

- a) $1 \cdot 10^3$.
 b) $2 \cdot 10^4$.
 c) $3 \cdot 10^{12}$.
 d) $6 \cdot 10^{16}$.
 e) $9 \cdot 10^{18}$.
16. (UC-GO) Classifique as afirmações em falsas ou verdadeiras:

(O1) O esquema, a seguir, representa o poder de penetração das radiações α , β e γ , que está relacionado às massas de cada uma. Sobre essas radiações, é correto afirmar que: as radiações γ têm massa igual a zero, ou seja, são constituídas por ondas de energia. Radiações β , de massa intermediária, são formadas por elétrons, enquanto as α , mais pesadas, são núcleos do átomo de hidrogênio.



- (O2) Observando-se os símbolos ${}_{4x-10}^{70-x}\text{J}$ e ${}_{3x}^{6x-5}\text{Y}$ e sabendo-se que são de átomos isótopos, conclui-se que os números de massa para J e Y são 60 e 65, respectivamente.
- (O3) Com relação aos átomos do item anterior, tem-se que J pertence ao grupo dos gases nobres, enquanto Y é um halogênio.
- (O4) A massa de 0,5 mol de gás oxigênio é igual a 32 g, enquanto 0,5 mol de ozônio, um alótropo do oxigênio, tem massa de 48 g.
- (O5) Os frascos, A, B e C, de mesmo volume estão à temperatura de 25 °C e submetidos à mesma pressão. No frasco A tem-se 28 g de gás nitrogênio, no B, 30 g de etano e no C, 44 g de dióxido de carbono. Verifica-se que os frascos C e A contêm o maior e o menor número de moléculas, respectivamente.
- (O6) Observando-se as reações a seguir, tem-se que, embora ambos os reagentes apresentem o grupo —OH, a primeira reação representa a ionização de um ácido de Arrhenius, ao passo que a segunda, a dissociação de uma base de Arrhenius.





QUÍMICA e TECNOLOGIA

Pequena loja do rádio

Nos primeiros anos após a descoberta do rádio, acreditava-se que esta fonte de grande energia poderia ser usada com múltiplas finalidades, tais como: rejuvenescer a pele, tornando-a mais bonita; curar problemas dermatológicos; fortalecer o organismo; limpar objetos e até mesmo curar cânceres. O rádio, então considerado uma substância milagrosa, foi incorporado a uma série de produtos: cremes de beleza, pílulas, dentifrícios, navalhas usadas para barbear, compressas para contusões, esfregões, "fontes" de água radioativa etc.



Reprodução CEDOC



Propaganda de produto para acelerar o crescimento de plantas.



Propaganda de isca brilhante para peixe.

Propaganda de creme de beleza.



Aparelho usado para a obtenção de água radioativa.



Propaganda de esfregão.

No entanto, com o passar do tempo, começou-se a perceber que os produtos que continham rádio causavam mais males do que benefícios. Os malefícios só não foram mais significativos porque o rádio — muito caro — era adicionado a esses produtos em quantidades muito pequenas.

A partir de descobertas científicas, novos produtos chegam aos consumidores — e não são poucos. Exemplos recentes são o telefone celular, o forno de microondas, o DVD; todos os anos surge uma novidade a fim de atender a um mercado bem abrangente e diferenciado. Contudo, antes de chegarem às lojas, as indústrias e os órgãos de fiscalização devem testar não apenas a qualidade e a eficiência desses produtos, mas, principalmente, seus efeitos sobre o ser humano e o meio ambiente.

Na sua opinião, antes de um produto ser lançado (principalmente os que estão relacionados a descobertas recentes), seus efeitos sobre o ser humano e o meio ambiente são suficientemente verificados?

Lavoura de milho transgênico
(São Lourenço do Sul - RS)



Marcos Nagelstein/Preview/Folha Imagem

CAPÍTULO 35

Cinética das desintegrações radioativas

À medida que ocorre a emissão de partículas do núcleo de um elemento radioativo, ele está se desintegrando. A velocidade com que ocorrem essas desintegrações por unidade de tempo é denominada **velocidade de desintegração radioativa**. Verifica-se, experimentalmente, que a velocidade de desintegração (v), num dado momento, é diretamente proporcional ao número de núcleos radioativos (N), segundo a equação:

$$v = kN, \text{ onde } k = \text{constante radioativa característica de cada isótopo.}$$

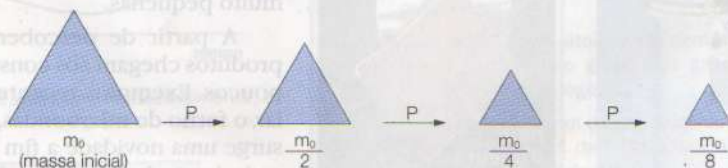
A equação mostra que essa reação é de primeira ordem, em que, transcorre conforme certo tempo, o número de núcleos radioativos se reduz à metade. Esse intervalo de tempo é denominado **meia-vida** ou **período de semidesintegração**.



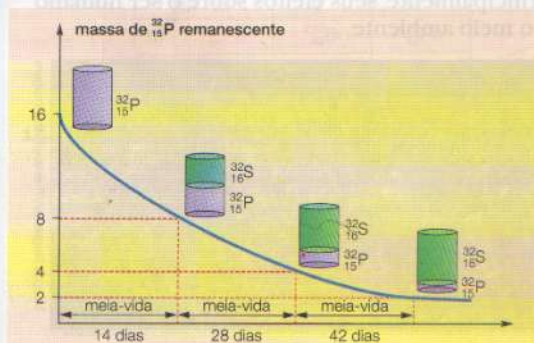
Meia-vida

MEIA-VIDA OU PERÍODO DE SEMIDESINTEGRAÇÃO

Meia-vida ou período de semidesintegração (P ou $t_{1/2}$): é o tempo necessário para que a metade dos núcleos radioativos se desintegre, ou seja, para que uma amostra radioativa se reduza à metade.



Essa relação de decaimento, feita para a massa de uma amostra, é verificada não só para o número de mol do isótopo radioativo, mas também para o seu número de átomos e, conseqüentemente, para a sua velocidade de desintegração (atividade radioativa).



O gráfico ao lado mostra o decaimento de uma amostra de 16 g de $^{32}_{15}\text{P}$, que se reduz a 8 g em 14 dias, originando o $^{32}_{16}\text{S}$. Assim sua **meia-vida** é de 14 dias.

A relação matemática que permite relacionar a massa inicial (m_i) à massa final (m_f) de um decaimento radioativo com a meia-vida (P) e o tempo de desintegração (T) é dada pelas seguintes expressões:

$$\frac{m_i}{m_f} = 2^x \quad \text{e} \quad T = x \cdot P$$

x = número de meias-vidas

É importante observar que a meia-vida não depende da quantidade da amostra inicial nem é afetada por variações de pressão e temperatura, pois essas transformações envolvem um processo nuclear. As curvas de decaimento sempre apresentam o mesmo aspecto; porém, as meias-vidas variam desde bilhões de anos até frações de segundo.

A tabela a seguir indica a meia-vida de alguns isótopos radioativos:

Isótopo	^{13}O	^{99}Tc	^{90}Sr	^{239}Pu	^{238}U
Meia-vida	$8,7 \cdot 10^{-3}$ seg	6,0 horas	28,1 anos	$2,44 \cdot 10^4$ anos	$4,5 \cdot 10^9$ anos

Podemos estabelecer uma relação matemática entre a meia-vida (P) de um elemento radioativo e sua constante k. Isso é feito utilizando-se conceitos de logaritmos neperianos, que fogem das finalidades deste curso, chegando-se à equação:

$$k = \frac{0,693}{P} \quad \text{ou} \quad P = \frac{0,693}{k}$$

Assim, conhecendo a constante radioativa de decaimento dos elementos, podemos calcular sua meia-vida.

Por exemplo, para o ^{24}Na , cuja $k = 4,63 \cdot 10^{-2} \text{ h}^{-1}$, temos:

$$P = \frac{0,693}{4,63 \cdot 10^{-2}} = 15 \text{ h}$$

Uma outra grandeza relacionada com o decaimento radioativo é a **vida média** (V_m), que indica o tempo médio que um átomo de determinado elemento demora para emitir radiação.

Matematicamente, a vida média é o inverso da sua constante radioativa:

$$V_m = \frac{1}{k} \Rightarrow V = \frac{1}{\frac{0,693}{P}} \Rightarrow V_m = \frac{P}{0,693}$$

Por exemplo:

$$P = 15 \text{ h}$$

$$V_m = \frac{15 \text{ h}}{0,693} = 21,64 \text{ h}$$

Isso significa que, em uma amostra de ^{24}Na , cada átomo leva, em média, 21,64 h para emitir radiação e sofrer decaimento.

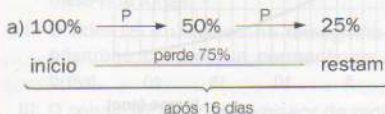
Exercícios Resolvidos

1. (Fuvest-SP) O radioisótopo $^{131}_{53}\text{I}$ emite radiação β^- e perde 75% de sua atividade em 16 dias.

- a) Qual o tempo de meia-vida de $^{131}_{53}\text{I}$?
b) Qual o elemento formado nessa desintegração?

Obs.: foi fornecida a tabela periódica aos vestibulandos.

SOLUÇÃO



$$2P = 16 \text{ dias}$$

$$P = 8 \text{ dias} = \text{tempo da meia-vida}$$



O elemento $^{131}_{54}\text{X}$ corresponde ao xenônio ($Z = 54$).

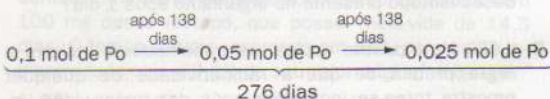
2. (UFPR) O polônio-210 é um emissor alfa com um tempo de meia-vida de 138 dias. Supondo que se coloque, em um recipiente fechado, 21 g desse isótopo, ficando retidas, no recipiente, as partículas alfa que capturarem elétrons, transformando-se em hélio, teremos, ao fim de 276 dias, uma massa de hélio igual a (He-4):

- a) 0,10 g. c) 0,35 g. e) 0,40 g.
b) 0,20 g. d) 0,30 g.

SOLUÇÃO

A massa inicial de polônio é 21 g, e o seu número de mol é dado por:

$$\frac{21 \text{ g}}{210 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1 \text{ mol}$$



O n° de mol de Po que se desintegrou é igual a 0,075 mol, que originou 0,075 mol de hélio.

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de He} \quad \text{---} \quad 4 \text{ g} \\ 0,075 \text{ mol de He} \quad \text{---} \quad x \end{array} \right\} x = 0,30 \text{ g de He}$$

Resposta: alternativa **d**.

3. (Unicap-PE) 20 g de um elemento radioativo são reduzidos a 1 mg após 143 dias. Qual a meia-vida do elemento radioativo, em dias? (Dados: $\log 2 = 0,3$ e $\log 3 = 0,4$.)

SOLUÇÃO

$$m_i = 20 \text{ g}$$

$$m_f = 1 \text{ mg} = 10^{-3} \text{ g}$$

$$T = 143 \text{ dias}$$

Sabendo que $\frac{m_i}{m_f} = 2^x$, calculamos:

$$\frac{20 \text{ g}}{10^{-3} \text{ g}} = 2^x \Rightarrow 20 \cdot 10^3 = 2^x \Rightarrow 2 \cdot 10^4 = 2^x$$

Aplicando-se logaritmo aos dois membros, chegamos a:

$$\log 2 + \log 10^4 = \log 2^x$$

$$\log 2 + 4 \cdot \log 10 = x \cdot \log 2$$

$$0,3 + 4 = x \cdot 0,3$$

$$\frac{4,3}{0,3} = x \text{ (número de meias-vidas)}$$

Da equação $T = x \cdot P$, obtemos a meia-vida desse elemento radioativo:

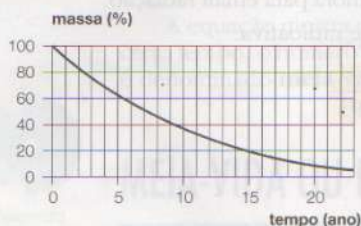
$$T = x \cdot P$$

$$143 = \frac{4,3}{0,3} \cdot P$$

$$P = 9,97 \approx 10 \text{ dias}$$

Exercícios Fundamentais

O gráfico a seguir mostra o decaimento de uma amostra de determinado isótopo radioativo:



Com base nesse gráfico, responda às questões de **1 a 6**:

- Qual a porcentagem, em massa, do isótopo após 5 anos?
- Qual a porcentagem, em massa, do isótopo após 7 anos?
- Qual a porcentagem, em massa, do isótopo após 10 anos?
- Qual a porcentagem, em massa, do isótopo após 15 anos?
- Qual é o valor da meia-vida desse isótopo?
- Determine a porcentagem, em massa, do isótopo após 28 anos.
- Uma amostra de 20 g do isótopo ^{99}Tc , cuja meia-vida é 6,0 horas, fica reduzida a 1,25 g após quanto tempo?

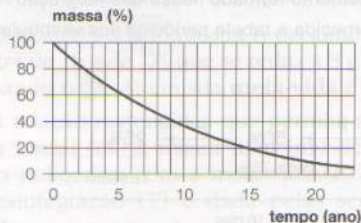
Testando seu Conhecimento

- (MACK-SP) Em 13 de setembro de 1987, em Goiânia, ocorreu um dos maiores acidentes radiológicos do mundo, que expôs o ambiente a 19,26 g de césio-137, cuja meia-vida é de 30 anos. O lixo contaminado está armazenado em um depósito, em Abadia de Goiás, e deverá permanecer isolado por 180 anos. Ao final desse período, a massa restante do césio-137 será de:
 - 0,30 g.
 - 0,10 g.
 - 3,21 g.
 - 0,64 g.
 - 1,60 g.
- (UMC-SP) Para segurança máxima dos pacientes, os radioisótopos ingeridos durante a realização de alguns exames devem ter meia-vida curta. O tecnécio-99 empregado para detectar o câncer no cérebro e fraturas ósseas tem período de meia-vida de apenas 6 horas. Se um paciente ingerir 5 mg de tecnécio-99, qual será a massa desse isótopo presente no organismo após 1 dia?
- (UFPI) Na indústria nuclear os trabalhadores utilizam a regra prática de que a radioatividade de qualquer amostra torna-se inofensiva após dez meias-vidas. In-

dique a fração que permanecerá após este período:

- 0,098%.
- 0,195%.
- 0,391%.
- 1,12%.
- 3,13%.

- (UFRN) Com base no gráfico adiante, estime o tempo necessário para que 20% do isótopo X^A se desintegrem.



- 20 anos.
- 16 anos.
- 7,5 anos.
- 2 anos.

- (UNI-RIO) Considerando que a meia-vida do ^{214}Bi é de 20 meses, calcule, a partir de uma amostra com 1,000 g de ^{214}Bi , quantos miligramas restarão depois de 5 anos.

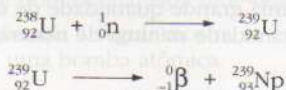
CAPÍTULO 36

Fenômenos radioativos e suas aplicações

FENÔMENOS RADIOATIVOS

FISSÃO NUCLEAR

Em 1934, o elemento químico de maior número atômico conhecido era o urânio ($Z = 92$). Dois cientistas italianos, Enrico Fermi e Emílio Segrè, fizeram experiências bombardeando átomos de urânio com nêutrons na tentativa de obter elementos com número atômico maior que 92. Eles encontraram, como produtos, quatro espécies diferentes e radioativas, sendo que uma delas apresentava número atômico 93 e sua formação foi explicada da seguinte maneira:



Porém, eles não conseguiram identificar nem explicar as outras três espécies radioativas.

Em 1938, os químicos alemães Otto Hahn e Fritz Strassman, repetindo as experiências de Enrico Fermi, conseguiram determinar átomos de bário (Ba) entre os produtos formados. Como esse elemento apresentava um número atômico pouco maior que a metade do número atômico do urânio, eles concluíram que, nesse fenômeno, não estavam ocorrendo simples emissões de partículas, mas que os átomos de urânio, na realidade, estavam sendo **divididos**.

Como os núcleos de urânio estavam sendo fissionados, produzindo dois fragmentos ou dois outros núcleos, esse fenômeno foi denominado **fissão nuclear**.

A física austríaca Lise Meitner repetiu essas experiências e pôde determinar que, no processo, ocorria a liberação de uma quantidade muito grande de energia e que, simultaneamente, havia a formação de nêutrons. Esses novos nêutrons produziam a fissão de outros átomos de urânio e assim sucessivamente até o término de toda a massa de urânio, o que significava que a fissão do urânio era uma **reação em cadeia**. Essas descobertas foram levadas para os Estados Unidos pelo físico dinamarquês Niels Bôhr.



Enrico Fermi (1901-1954) realizou a primeira reação nuclear em cadeia, em 1942, e depois trabalhou no projeto que gerou as primeiras bombas atômicas.



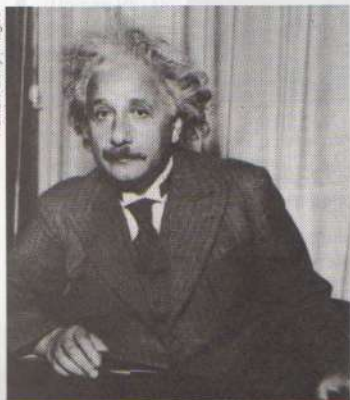
A possibilidade de produção de energia, em quantidades antes inimagináveis, levou muitos cientistas a trabalhar com a fissão do urânio e, a partir desses trabalhos, foram feitas duas novas descobertas:

- a fissão só ocorre com o isótopo 235 do urânio;
- para que a reação ocorra em cadeia, liberando uma grande quantidade de energia em um tempo muito pequeno, é necessária uma quantidade mínima de material fissionável, denominada **massa crítica**.

Essas novas descobertas tiveram duas conseqüências imediatas:

- o enorme esforço dos Estados Unidos para fabricar, antes da Alemanha, uma bomba que utilizasse a fissão nuclear. Na época, estava ocorrendo a 2ª Guerra Mundial;
- o desenvolvimento de um método que permitisse aumentar o teor de urânio-235, pois o urânio é formado pela mistura de dois isótopos, o $^{238}_{92}\text{U}$ e o $^{235}_{92}\text{U}$, sendo que este se apresenta em uma porcentagem em massa igual a 0,7% apenas.

Heilbron/Cathy Images



Albert Einstein (1879-1955) em foto de 1933.

A bomba atômica

Em 1939, Albert Einstein — um dos mais conhecidos cientistas do mundo — integrou-se à campanha promovida pelo físico Leo Szilard (1898-1964), que desenvolvia pesquisa visando fabricar a bomba atômica. Em carta enviada ao então presidente dos Estados Unidos, F. D. Roosevelt, Einstein disse-lhe que os avanços nos trabalhos para a obtenção da reação em cadeia numa massa grande de urânio, a qual “produziria enorme quantidade de energia”, tornariam viável, “num futuro muito próximo”, a construção de bombas “extremamente poderosas”. A fim de acelerar esses trabalhos, ele fez várias recomendações ao presidente, tais como: obtenção de urânio de boa qualidade em outros países (o urânio norte-americano apresentava baixo grau de pureza) e maior envolvimento de pessoas e laboratórios industriais no financiamento das pesquisas, “limitadas a laboratórios universitários”.

Tanto para os cientistas envolvidos nas pesquisas como para os demais membros da comunidade científica, a bomba atômica, uma vez construída, não seria usada como arma militar. Eles propuseram que a bomba fosse testada na presença de autoridades do governo japonês e dos governos aliados (Inglaterra, França e URSS), o que forçaria a rendição incondicional do Japão, evitando, assim, a morte de milhares de pessoas.

US Department of Energy/SPL

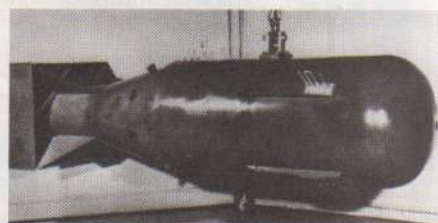


Para obter mais rapidamente a bomba atômica, os Estados Unidos montaram um esquema secreto denominado **Projeto Manhattan** e, em 1945, conseguiram obter as massas críticas de urânio e de plutônio necessárias para produzir a reação em cadeia. Foi produzida, então, a primeira bomba atômica.

Ela foi detonada em 16 de julho de 1945 no deserto do Novo México, perto de Alamogordo. O calor liberado vaporizou uma torre de ferro de 30 metros de altura, na qual a bomba estava colocada, e derreteu, vitrificando, a areia ao redor numa extensão de muitos hectares (1 ha = 10 000 m²).

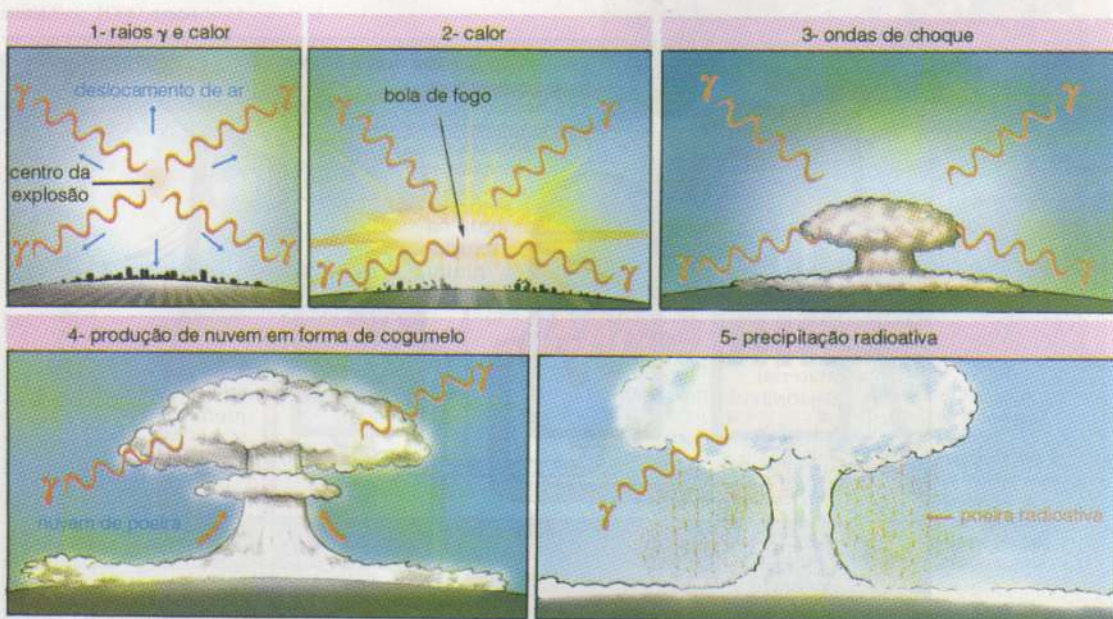
Mas não foi isso o que aconteceu. A idéia de apressar o término da guerra, evitando a morte de muitos soldados americanos e o gasto de milhões de dólares necessários para invadir o Japão, associada à demonstração de supremacia militar frente à União Soviética, marcando o início da Guerra Fria, levou o presidente americano Harry Truman a ordenar o lançamento de bombas atômicas sobre o Japão. Em 6 de agosto de 1945 foi lançada sobre Hiroshima uma bomba atômica de urânio, chamada *little-boy*.

A seqüência a seguir mostra os eventos ocorridos na explosão de uma bomba atômica:



Hulton/Getty Images

Esta bomba, semelhante à *little-boy*, apresenta diâmetro de 71 cm, comprimento de 305 cm e massa de 4 toneladas.



A bomba detonada sobre Hiroshima continha uma massa de 7 quilos de $^{235}_{92}\text{U}$ enriquecido, com um poder destrutivo equivalente a 20 mil toneladas de TNT, ou seja, uma bomba de 20 kiloton, que provocou a morte imediata de aproximadamente 100 mil pessoas. Três dias depois, foi lançada outra bomba atômica de plutônio, sobre a cidade de Nagasaki, provocando a morte imediata de 20 mil pessoas.

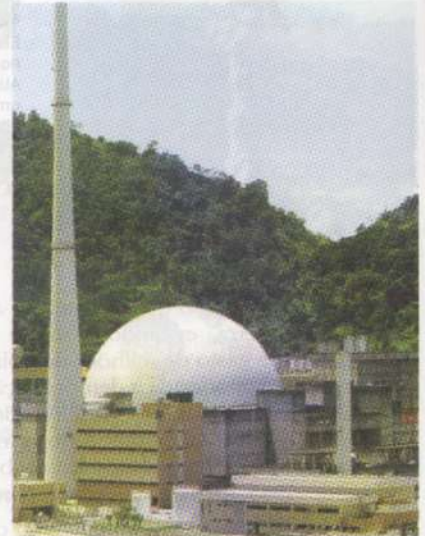
A guerra terminou em 14 de agosto de 1945 com a rendição incondicional do Japão e com a morte imediata e posterior de cerca de 200 mil pessoas, sem considerar as possíveis alterações genéticas transmitidas aos descendentes pelas pessoas que escaparam do holocausto.

Reator nuclear

Reator nuclear é um dispositivo que permite controlar o processo de fissão nuclear. A energia liberada durante o processo é usada para transformar água líquida em vapor, que faz girar uma turbina, gerando energia elétrica.

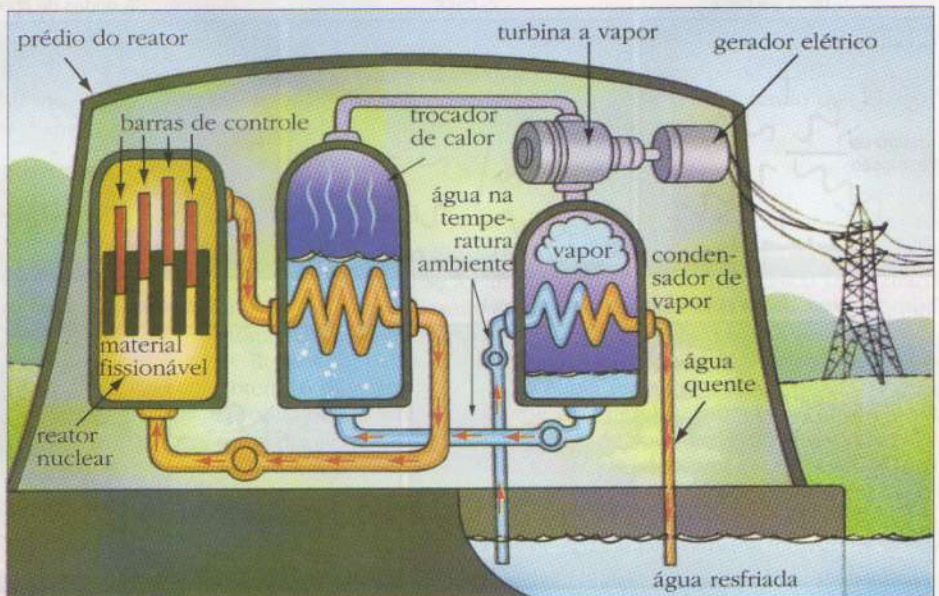
Ao deixar a turbina, esse vapor passa por um trocador de calor, é resfriado por água de uma fonte externa (um rio, por exemplo) e volta na forma de água líquida ao circuito principal.

A usina nuclear Angra 2, no município de Angra dos Reis-RJ, assim como muitas outras no mundo, gera energia elétrica a partir de fissão nuclear.



Antônio Gaudêncio/Folha Imagem

Veja, a seguir, esquema de reator nuclear:

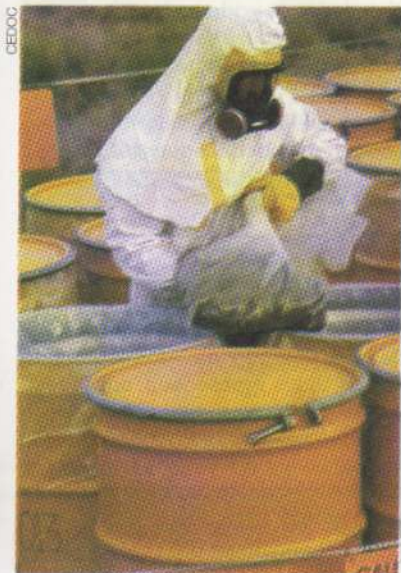


O uso dessas usinas nucleares apresenta como principal vantagem o fato de a poluição da atmosfera ser muito menor do que nas usinas onde a energia elétrica é produzida a partir de combustíveis fósseis (derivados de petróleo). Porém seu uso deve ser bem avaliado, pois, apesar de a probabilidade de acidentes ser muito pequena, sua ocorrência poderia provocar a contaminação de grandes regiões, tornando-as inabitáveis, assim como a morte de muitas pessoas e, também, alterações genéticas devido à contaminação radioativa tanto da atmosfera como do solo, dos rios e dos lençóis freáticos.

Outro problema das usinas nucleares é a produção de **lixo nuclear**, pois os produtos obtidos na fissão são altamente radioativos e precisam ser acondicionados e isolados do meio ambiente por centenas de anos para evitar problemas de contaminação por radiação. Em algumas regiões dos Estados Unidos, esse lixo radioativo é embalado em tambores de ferro, recobertos por uma camada de concreto e lançados em minas abandonadas ou em sítios geológicos apropriados.

Na França, que obtém a maior parte de sua energia elétrica (77,4%) a partir do processo de fissão nuclear, faz-se um reprocessamento do material fissionável. O urânio e o plutônio que ainda não sofreram fissão são separados e utilizados novamente. O restante do material, constituído por isótopos radioativos com meias-vidas muito longas (mais que 100 anos), é incorporado a um vidro de borossilicato (semelhante ao pírex), o qual possui a capacidade de absorver nêutrons.

Esse vidro radioativo é acondicionado em contêineres e armazenado em silos construídos com especificações para abrigar o material radioativo por, no mínimo, 1000 anos.

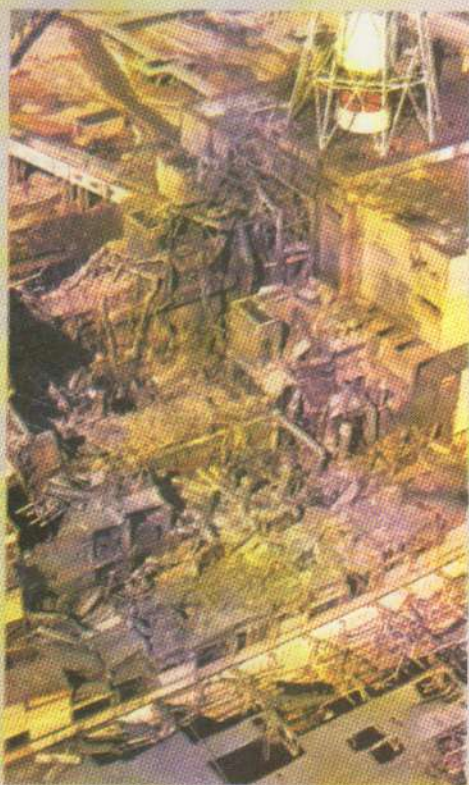


Trabalhadores em armazenagem de lixo nuclear devem usar trajes apropriados para minimizar o risco potencial de serem contaminados.

O acidente de Chernobyl

Em 26 de abril de 1986, o coração do reator nuclear da usina situada em Chernobyl (Ucrânia), devido a um superaquecimento, sofreu uma avaria que provocou o vazamento de material radioativo. Um número grande de pessoas sofreu morte imediata e muitas outras morreram nas semanas e nos meses seguintes devido a doenças provocadas pela radiação. Milhares de pessoas foram retiradas do local, e a área ao redor da usina ficará contaminada por muitas décadas.

O acidente ocorreu por uma falha no reator e pelo descumprimento dos procedimentos de segurança por parte dos operadores.



O acidente ocorrido na usina nuclear de Chernobyl aumentou o temor do público em relação à energia nuclear. Devido ao superaquecimento, o reator provocou rachaduras no prédio super-resistente que o abrigava, destruindo-o parcialmente e liberando doses maciças de radioatividade. Nessa instalação, para controlar a velocidade de fissão, usavam-se barras de grafite como moderador, para absorção de nêutrons livres. Reactores mais modernos usam a água com a mesma finalidade.

A energia nuclear no Brasil

A energia elétrica é fator essencial para assegurar o crescimento econômico do País e a qualidade de vida da sua população. Porém, os recursos hídricos disponíveis nas proximidades dos principais centros consumidores estão se esgotando.

É cada vez mais difícil o licenciamento ambiental dos aproveitamentos hídricos remanescentes e economicamente viáveis. E, apesar de tudo isso, a demanda de energia continua crescente.

Isso assegura às usinas nucleares um importante papel na matriz energética nacional. Esta opção torna-se ainda mais atraente quando consideramos que o Brasil possui a 6^a maior reserva mundial de urânio, o que nos assegura a independência no suprimento de combustível.

Um dos motivos da escolha de Angra dos Reis para sede das usinas foi a proximidade com os grandes centros consumidores de energia do país: Rio de Janeiro, São Paulo e Belo Horizonte.

Em 2002, Angra 1 e Angra 2 produziram juntas um total de 13,8 TWh (Toneladas Watts / Hora), o que representa um pequeno decréscimo em relação ao ano anterior, quando foram gerados 14,3 TWh. Esta queda foi devida à parada para recarregamento do combustível de Angra 2. O quadro a seguir mostra a evolução da geração nuclear e a sua participação na produção nacional.

Energia gerada no Brasil (GWh)			
	1999	2000	2001
Total de energia produzida (*)	308 508	322 899	296 237
% nuclear	1,3	1,9	4,8

(*) Fonte: boletim SIESE (Ministério de Minas e Energia/Agência Nacional de Energia Elétrica /Eletrobrás).

Quando entrar em operação, Angra 3 produzirá aproximadamente 10TWh por ano.

Veja, para comparação, a participação da energia nuclear na produção de energia elétrica em alguns países, em 2003.					
Lituânia	80%	Rep. Coreia	39%	Canadá	12%
França	78%	Hungria	36%	Romênia	10%
Bélgica	57%	Japão	35%	Argentina	7%
Rep. Eslovaca	55%	Alemanha	30%	África do Sul	6%
Bulgária	47%	Finlândia	30%	Brasil	5%
Suécia	46%	Espanha	26%	Holanda	4%
Ucrânia	46%	Rep. Checa	25%	Índia	4%
Armênia	41%	Reino Unido	22%	México	4%
Eslovênia	41%	Estados Unidos	20%	Paquistão	3%
Suíça	40%	Rússia	16%	China	1%

(*) Fonte: boletim SIESE (Ministério de Minas e Energia/Agência Nacional de Energia Elétrica /Eletrobrás).

Isótopos radioativos	Meia-vida
¹³⁷ ₅₅ Cs	30 anos
⁹⁰ ₃₈ Sr	28 anos
⁹⁵ ₄₀ Zr	65 dias
¹⁴⁰ ₅₆ Ba	12,8 dias
¹³¹ ₅₃ I	8 dias
⁹⁹ ₄₂ Mo	67 horas

Efeitos da precipitação radioativa

Tanto na explosão de uma bomba atômica como em um acidente com vazamento numa usina nuclear, é liberado um número muito grande de isótopos radioativos. Muitos deles apresentam uma meia-vida muito curta (de menos do que 15 minutos) e, assim, seu decaimento radioativo impede que eles sejam fixados no solo, na vegetação ou nas águas. Porém, alguns apresentam uma meia-vida muito longa, o que permite sua fixação no meio ambiente, contaminando-o e tornando-o radioativo por longos espaços de tempo.

Entre esses isótopos radioativos predominam os da tabela ao lado.

Além disso, devemos considerar que os nêutrons liberados no processo de fissão podem agir sobre os constituintes da atmosfera, produzindo espécies radioativas, como ^{13}C , ^3H e muitas outras.

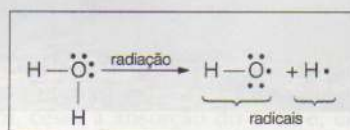
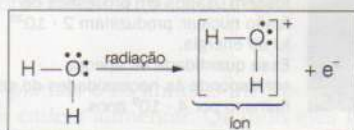


O esquema mostra como os seres humanos incorporam os isótopos radioativos provenientes de uma precipitação radioativa.

Dentre os isótopos radioativos, um dos mais nocivos é o ^{90}Sr , que pode substituir o cálcio, incorporando-se aos ossos, o que ocorre porque ambos são semelhantes e pertencem à mesma família de metais alcalino-terrosos. O processo de substituição ocorre através da ingestão de leite e vegetais contaminados. Dessa maneira o corpo humano torna-se uma fonte de radiação interna por muitos anos.

Embora a meia-vida do ^{131}I seja menor que a do ^{90}Sr , sua produção ocorre numa quantidade muito maior. Ele acumula-se no organismo, pela cadeia alimentar, na glândula tireóide que, assim, também se transforma em outra fonte interna de radiação. Outro isótopo radioativo muito nocivo é o ^{137}Cs , que substitui o potássio nos tecidos vivos devido ao fato de ambos serem semelhantes e pertencerem à mesma família dos metais alcalinos. No entanto, a nocividade do ^{137}Cs , quando comparada à do ^{90}Sr , é bem menor porque ele é eliminado do organismo mais rapidamente.

Quando uma radiação de alta energia atinge uma molécula, esta pode perder elétrons, originando **íons**, ou ainda ter suas ligações rompidas, produzindo espécies com elétrons desemparelhados denominados **radicais**:



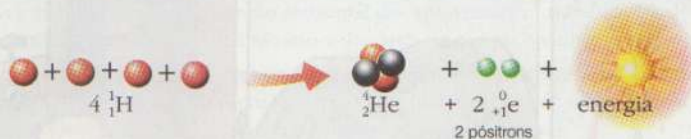
Essas partículas podem ocasionar reações químicas nocivas, provocando uma divisão celular acelerada, principalmente na medula óssea, nos órgãos reprodutores e nas células responsáveis pelo desenvolvimento em crianças, originando alterações no material genético (DNA).

Ao longo do tempo, os efeitos provocados pelas radiações de alta energia levam à formação de tumores malignos, anemias e mutações genéticas.

Fusão nuclear

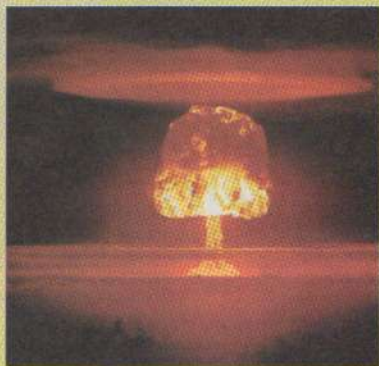
Praticamente toda a energia que a Terra recebe diariamente é proveniente do Sol, que libera essa energia por reações termonucleares.

As temperaturas altíssimas no centro do Sol fornecem a energia de ativação necessária para que átomos de hidrogênio (H) se unam, num processo denominado **fusão nuclear**.



A primeira bomba de hidrogênio

A primeira bomba de hidrogênio explodiu em 1952 no atol de Bikini, produzindo uma nuvem característica na forma de uma bola de fogo. Seu poder destrutivo é muito maior do que o de uma bomba atômica, que é usada para iniciar o processo de fusão dos isótopos do hidrogênio.

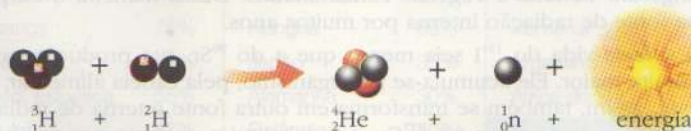


US Department of Energy/SPL

Esse processo libera quantidades de energia ainda maiores que a fissão nuclear. Um grama de hidrogênio, através da fusão, libera uma quantidade de energia igual à liberada na queima de 20 toneladas de carvão.

O primeiro uso desse processo, pelo ser humano, foi a bomba de hidrogênio, que, para explodir, necessitava de uma quantidade enorme de energia. Essa energia de ativação é fornecida pela explosão de uma bomba atômica, que serve de estopim.

Se a fusão for efetuada com os isótopos mais pesados do hidrogênio — deutério (^2_1H) e trítio (^3_1H) — o processo ocorre com uma velocidade muito maior.



André Székely/Pulsar



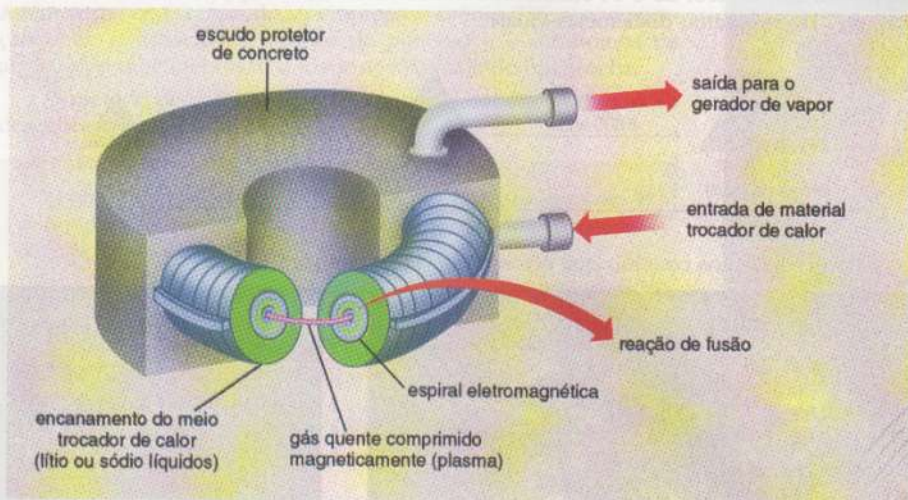
Para cada 5000 átomos de ^1_1H existentes nas moléculas de água há 1 átomo de ^2_1H .

A água constituinte dos oceanos contém $7 \cdot 10^{23}$ toneladas de ^1_1H que, se fossem usados em processos de fusão nuclear, produziram $2 \cdot 10^{28}$ kJ de energia.

Essa quantidade de energia corresponde às necessidades do ser humano por $4 \cdot 10^9$ anos.

Atualmente, em países como os Estados Unidos, Inglaterra e Rússia, muitos cientistas estão empenhados em desenvolver equipamentos nos quais a reação de fusão nuclear possa ser controlada e, assim, a gigantesca quantidade de energia liberada no processo venha a ser aproveitada. Porém, a construção desses reatores de fusão nuclear apresenta uma série de dificuldades. Uma delas é a adequação do material constituinte do recipiente onde a fusão deve ocorrer, pois a temperatura atinge valores tão elevados que não é possível a existência de metais no estado sólido ou mesmo líquido. Um outro problema é a necessidade de escoamento rápido da energia liberada na fusão controlada do hidrogênio.

O esquema mostra uma representação simplificada de um reator de fusão nuclear:



Estes reatores apresentam muitas vantagens em relação aos de fissão:

- os produtos da fusão não são radioativos; portanto, não causam alterações no meio ambiente;
- o material necessário (${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$, ${}^6_3\text{Li}$) é abundante na natureza ou de fácil obtenção;
 - ${}^2_1\text{H}$: é encontrado como constituinte de moléculas de água;
 - ${}^3_1\text{H}$: é obtido a partir do ${}^6_3\text{Li}$;
 - ${}^6_3\text{Li}$: é um metal encontrado na natureza;
- a quantidade de energia produzida é muito maior do que a obtida em um reator de fissão nuclear.

APLICAÇÕES DA RADIOATIVIDADE

A radioatividade na Geologia, na Arqueologia e na História

Datação com o carbono-14

A determinação da idade (datação) de material orgânico usualmente envolve o isótopo do carbono, o **carbono-14**, que é formado nas camadas superiores da atmosfera pelo bombardeamento de nitrogênio por nêutrons cósmicos:



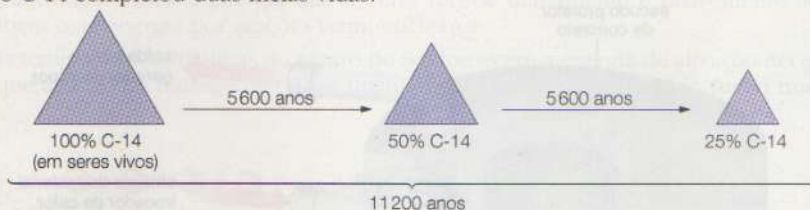
As plantas e os animais incorporam o isótopo C-14 pelo CO_2 presente na atmosfera ou pela cadeia alimentar. Quando eles morrem, cessa a absorção do C-14 e, então, sua quantidade gradualmente diminui, de acordo com a equação de desintegração:



Conhecendo a meia-vida do C-14 (5600 anos), podemos determinar, então, a idade dos artefatos (fóssil, pergaminho, documentos etc.) em exame, pela determinação da quantidade desse isótopo presente neles. Como a velocidade com que o C-14 se forma na atmosfera é a mesma com que ele se desintegra, a sua concentração na Terra e nos organismos permanece constante: 10 ppb (em cada bilhão de átomos existem 10 átomos de C-14).



Assim, se um fóssil apresentar teor de C-14 de 2,5 ppb, essa concentração indica que ele possui 25% do teor de C-14 encontrado nos seres vivos, ou seja, desde a morte do animal, o C-14 completou duas meias-vidas:



Assim, podemos concluir que o fóssil tem 11 200 anos.



Silkeborg Museum, Denmark/SPL

Datações do teor de C-14 indicam que este corpo mumificado tem 2 220 anos.



Alberto Pizzoli/Corbis Sygma

Embora existam opiniões contraditórias, pesquisadores israelenses anunciaram que a relíquia Santo Sudário conservada há mais de 400 anos na Catedral de Turim, Itália, é originária de uma época anterior ao século VIII. As medições foram feitas com o uso de C-14. (Revista Veja, nº 32, 11/08/99, p. 82)

Datação com o urânio e o potássio

Assim como a medição da quantidade de ^{14}C permite determinar a idade de material orgânico, a medição de outros radioisótopos permite a datação de rochas.

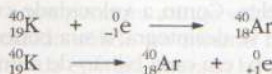
A cada meia-vida do isótopo $^{238}_{92}\text{U}$ ($4,5 \cdot 10^9$ anos), metade de seus átomos desintegra-se, originando o isótopo $^{206}_{82}\text{Pb}$. A relação entre o número de átomos Pb/U permite que determinemos a idade aproximada de uma rocha, ou de um meteorito, considerando que 1 átomo de U produz 1 átomo de Pb.

Para demonstrar esse fato matematicamente, vamos considerar que o número inicial de átomos de U seja 64, conforme a tabela abaixo:

Número de meias-vidas	Número de átomos ^{238}U	Número de átomos ^{206}Pb	Pb/U
0	64	0	0
1	32	32	1
2	16	48	3
3	8	56	7
4	4	60	15

Assim, se uma rocha apresenta uma relação Pb/U igual a 15, isso significa que ela foi formada a 4 meias-vidas do ^{238}U , ou seja, a $1,8 \cdot 10^{10}$ anos.

O ^{40}K , que tem meia-vida de $1,3 \cdot 10^9$ anos, decai pela captura de um elétron ou pela emissão de um pósitron, formando o ^{40}Ar :



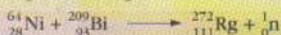
Assim, para determinar a idade de uma rocha, pode-se triturá-la e medir a quantidade de gás argônio que é liberada da rocha. Assim como se faz quando se emprega o urânio-238, a comparação entre o número de átomos de potássio e o de átomos de argônio permite identificar a idade aproximada de uma rocha.

O método de datação pelo potássio-40 também é útil para se descobrir a idade de ossos.

Atualmente são conhecidos 114 elementos químicos. Somente 92 deles são encontrados na natureza. Todos os outros são artificiais, obtidos por meio de síntese radioativa.

O último elemento a ser oficializado pela IUPAC, em 1 de novembro de 2004, o röntgênio, em homenagem a Wilhelm Conrad Röntgen, descobridor dos raios X, foi obtido pela fusão de isótopos de níquel e bismuto.

Essa reação nuclear pode ser representada assim:



Datações feitas com potássio (K-40) indicam a idade aproximada deste crânio de homínido, calculada em 1,8 milhões de anos.

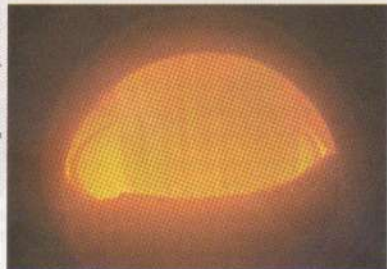
Pascal Goettehuck/SPL



QUÍMICA e TECNOLOGIA

Tecnologia nuclear no Brasil

Roger Ressmeyer/Corbis



Urânio enriquecido, conhecido por *yellow cake*.

Na unidade de beneficiamento de Caiteté, no Rio de Janeiro, o urânio é extraído do minério, purificado e concentrado sob a forma de um sal amarelo, conhecido como *yellow cake*.

Nesse *yellow cake*, há 99,3% de U-238 e apenas 0,7% de U-235, que é o urânio físsil e que serve como combustível nuclear. Para enriquecer o urânio, isto é, para aumentar a porcentagem de U-235 até 3 ou 3,5%, é necessário, em uma primeira etapa, transformá-lo em um gás: o hexafluoreto de urânio (UF₆).

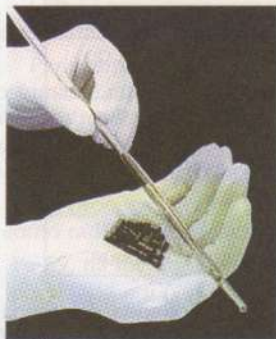
Para a obtenção desse gás, o urânio era enviado ao Canadá, onde o gás era enriquecido. Atualmente no Brasil, em um projeto de pesquisa desenvolvido pela Marinha em colaboração com o Instituto de Pesquisas de Energia Nuclear (Ipen), foi criado um processo de enriquecimento do gás por meio de centrífugas que é mais eficiente do que qualquer outro método em uso no mundo.

Após o enriquecimento, o gás UF₆ é transformado em UO₂, um pó.

Esse pó é prensado na fábrica de combustível nuclear no formato de pastilhas cilíndricas de mais ou menos 1 cm de comprimento por 1 cm de diâmetro.

Duas dessas pastilhas geram energia suficiente para manter uma residência de porte médio funcionando por um mês.

US Department of Energy/Science Photo Library

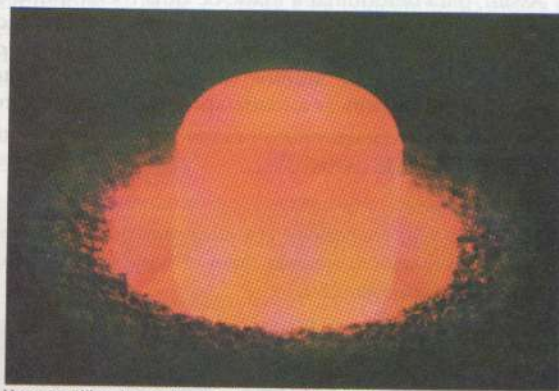


Pastilhas de combustível nuclear.

Em Resende (RJ), na fábrica de combustível nuclear, é produzido, obedecendo a severos padrões de qualidade e precisão mecânica, o **elemento combustível**.

O elemento combustível é composto pelas pastilhas de dióxido de urânio montadas em tubos de uma liga metálica especial, a *zircaloy*, formando um conjunto de varetas cuja estrutura é mantida rígida por reticulados chamados "grades espaçadoras".

Os vários elementos combustíveis, inseridos no núcleo do reator, produzem calor que será transformado em energia. Cada elemento combustível supre de energia elétrica 42 000 residências de porte médio, durante um mês.



Uma pastilha de combustível nuclear, iluminada por sua própria radioatividade.

US Department of Energy/Science Photo Library

(Fonte: Adaptado de

www.eletronuclear.gov.br. Acesso em dez./2004.)

Elemento combustível	Angra 1	Angra 2
quantidade	121	193
varetas	28 435	45 548
pastilhas	10,5 milhões	17,5 milhões
comprimento	4,00 m	5,00 m
massa-urânio	411 kg	543 kg
massa-total	600 kg	840 kg

A radioatividade e a Medicina

Apesar dos efeitos nocivos da radioatividade, vários isótopos radioativos são usados em Medicina. É muito comum introduzir no organismo uma pequena quantidade de material radioativo a fim de determinar as condições de órgãos. Isso é possível pelo conhecimento de que vários compostos radioativos se acumulam em determinado órgão.

As células do nosso corpo não conseguem diferenciar um isótopo radioativo de um não-radioativo. Isso acontece porque os isótopos apresentam eletrosferas e comportamento químico iguais. A única diferença entre eles é que o isótopo radioativo pode ser detectado por emitir radiações, as quais permitem o seu monitoramento ao ser transportado pelo corpo e se concentrar em determinado órgão. Os isótopos que têm essa aplicação são denominados **radiotraçadores**.

A tabela a seguir apresenta alguns isótopos usados em Medicina Nuclear:

Elemento	Radioisótopo	Radiação	Uso médico
cromo	^{51}Cr	γ	Imagem do baço, volume das hemácias.
tecnécio	^{99}Tc	γ	Estudo do cérebro, dos pulmões, do fígado, do baço e dos ossos.
iodo	^{131}I	β, γ	Estudo da tireóide e tratamento de câncer na tireóide.
estrôncio	^{85}Sr	γ	Imagem de ossos para diagnóstico de fraturas ou osteoporose.
sódio	^{24}Na	β, γ	Estudo de lesões vasculares e determinação do volume do sangue.

Após o paciente receber uma dose do material radioativo, o radiologista determina o nível e a localização das radiações emitidas pelos isótopos. As radiações beta (β) ou gama (γ) incidem sobre filmes fotográficos, produzindo imagens do órgão que se pretende estudar.

As radiações gama provenientes do I-131 são usadas no tratamento de câncer da tireóide. Embora possam afetar qualquer célula do órgão, essas radiações agem muito mais sobre as células cancerosas, que se encontram debilitadas.

Alguns radioisótopos que emitem pósitrons (${}^0_{+1}e$), como, por exemplo, ${}^{10}C$, ${}^{11}C$, ${}^{13}N$ e ${}^{15}O$, são usados para diagnóstico por imagem (tomografia).

Os pósitrons são formados pela transformação de um próton:



Essa reação ocorre em átomos constituintes de moléculas de substâncias, a glicose, por exemplo, que são administradas em pacientes.

Os pósitrons colidem com elétrons numa reação denominada **aniquilação**:



Nessa reação a massa é transformada totalmente em energia na forma de ondas eletromagnéticas. Essas ondas não sensibilizam um filme, revelando regiões cujo metabolismo da glicose está alterado.

Para cada enfermidade ou avaliação médica, a escolha do radioisótopo, da quantidade aplicada e da forma como é utilizado deve ter, como critério, a relação risco-benefício.

A radioatividade e a agricultura, indústria e alimentação

A capacidade de as radiações produzirem danos aos organismos tem sido usada na preservação de alimentos, como, por exemplo, o morango. A irradiação com raios gama provenientes do Co-60 destrói fungos e bactérias, principais causadores de apodrecimento. Esses raios atuam como esterilizantes.



Fotos: USSAL

Os morangos à esquerda, tratados com raios gama, permanecem frescos durante vários dias. Os morangos da foto à direita, que não foram tratados com raios gama, já desenvolveram fungos.

O P-32 é utilizado como radiotraçador, permitindo verificar a absorção de fertilizantes pelas plantas e avaliar a eficácia do controle de insetos.

Para impedir o crescimento de agentes produtores da deterioração de alimentos, costuma-se fazer a pasteurização térmica e a conservação refrigerada. Porém, muitos alimentos frescos não podem ser submetidos a esses processos, como carnes, peixes, mariscos, aves etc. Esses alimentos são submetidos a radiações para se conservarem por mais tempo.

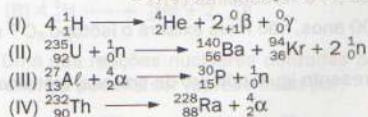
Em processos industriais, isótopos são usados em análise não-destrutiva de materiais e como radiotraçadores. Veja alguns exemplos:

- Fe-59, na medida de desgaste de molas e êmbolos de motores;
- P-32, na medida de desgaste dos frisos de pneus;
- Na-24 e I-131, na localização de pequenos vazamentos em tubulações de água e medida da espessura de lâminas metálicas.

Aprofundando seu Conhecimento

1. (UECE) Associe as reações nucleares cujas equações encontram-se listadas na 1ª coluna – reações nucleares (de I a IV) – com os nomes dos fenômenos listados na 2ª coluna – nome do fenômeno (de a a d):

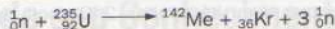
1ª coluna – Reações nucleares



2ª coluna – Nome do fenômeno

- (a) transmutação artificial
(b) desintegração radiativa espontânea
(c) fusão nuclear
(d) fissão nuclear
2. (UFSC) A fissão nuclear do urânio (U-235) ocorre após o seu bombardeamento, por nêutrons, segundo a reação em cadeia:
- $$\text{}^{235}_{92}\text{U} + \text{}^1_0\text{n} \longrightarrow \text{}^{140}_{54}\text{Ba} + \text{}^{91}_{38}\text{K} + 2 \text{}^1_0\text{n}$$
- É correto afirmar, então, que:
- (01) O valor de y , que torna a equação verdadeira, é 94.
(02) A formação de duas partículas n assegura a propagação da reação em cadeia.
(04) Um dos produtos formados possui número atômico superior ao do urânio.
(08) n é uma partícula atômica.
(16) O valor de x , que torna a equação verdadeira, é 58.
Dê como resposta a soma dos números associados às afirmações corretas.

3. (Fuvest-SP) Um contraste radiológico, suspeito de causar a morte de pelo menos 21 pessoas, tem como principal impureza tóxica um sal que, no estômago, reage liberando dióxido de carbono e um íon tóxico (Me^{2+}). Me é um metal que pertence ao grupo dos alcalino-terrosos, tais como Ca, Ba e Ra, cujos números atômicos são, respectivamente, 20, 56 e 88. Isótopos desse metal Me são produzidos no bombardeio do urânio-235 com nêutrons lentos:



Assim sendo, a impureza tóxica deve ser:

- a) cianeto de bário. d) carbonato de bário.
b) cianeto de cálcio. e) carbonato de cálcio.
c) carbonato de rádio.
4. (UnB-DF) Ao capturar um nêutron, um átomo de urânio pode sofrer um processo de fissão, que resulta na desintegração de seu núcleo. Formam-se assim dois elementos mais leves (por exemplo, bário e criptônio), com emissão simultânea de 2,5 nêutrons, em média, por núcleo.

(O funcionamento do reator. *Ciência Hoje*, nº 32, v. 6.)

Com o auxílio do texto, julgue os itens seguintes, apontando os corretos.

- I. Os átomos de bário e criptônio são isótopos do átomo de urânio que os originou.
II. No processo de fissão nuclear citado, é também possível a formação de átomos de massa maior do que a do átomo de urânio.

- III. A emissão de 2,5 nêutrons, em média, por núcleo significa que podem estar ocorrendo reações que produzirão 3 nêutrons e reações que produzirão 2 nêutrons.

5. (Unesp-SP) A energia atômica é uma das alternativas ao uso do petróleo. O Brasil, além de possuir importantes reservas de urânita (UO_2), domina a tecnologia do enriquecimento do urânio, necessária para aumentar o teor em urânio-235, o que permite seu uso em reatores.

Dadas as massas atômicas, em unidades de massa atômica:

$$\text{}^{235}_{92}\text{U} = 235,04; \text{}^1_0\text{n} = 1,01; \text{}^{142}_{56}\text{Ba} = 141,92 \text{ e } \text{}^{92}_{36}\text{Kr} = 91,92, \text{ a constante de Avogadro, } N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \text{ e considerando que a equação para uma das reações de fissão possíveis para um átomo de } \text{}^{235}_{92}\text{U} \text{ é:}$$



É correto afirmar que:

- a) a soma das massas dos reagentes é exatamente igual à soma das massas dos produtos.
b) a diferença de massa entre reagentes e produtos corresponde à energia consumida para que a reação de fissão nuclear ocorra.
c) 235,04 g de $\text{}^{235}\text{U}$ podem produzir uma energia igual a $1,8 \cdot 10^{10}$ kJ.
d) 235,04 g de $\text{}^{235}\text{U}$ podem produzir uma energia igual a $3 \cdot 10^{11}$ J.
e) a energia liberada pela reação corresponde à da ligação química que se forma entre os átomos de $\text{}^{142}\text{Ba}$ e $\text{}^{92}\text{Kr}$.
6. (UFRJ) Cálcio é um dos elementos principais da estrutura óssea dos seres humanos. Uma doença muito comum em pessoas idosas, principalmente em mulheres após a menopausa, é a osteoporose, que consiste na desmineralização óssea causada pela perda de $\text{}^{40}_{20}\text{Ca}$, provocando fraturas frequentes e encurvamento da coluna vertebral. Uma das formas utilizadas pelos médicos para estudar a osteoporose consiste em administrar aos pacientes uma dieta contendo sais de estrôncio e acompanhar a absorção do mesmo pelo organismo. O estrôncio tem a capacidade de substituir o cálcio em seus compostos.
- a) A partir da estrutura atômica dos dois elementos, explique por que o estrôncio pode ser utilizado no lugar do cálcio.
b) Uma alternativa a sais de estrôncio no procedimento anterior para estudar a osteoporose é utilizar sais de cálcio radioativo. O isótopo 47 desse elemento, por exemplo, decai emitindo uma partícula beta e formando um elemento X. Qual é esse elemento?

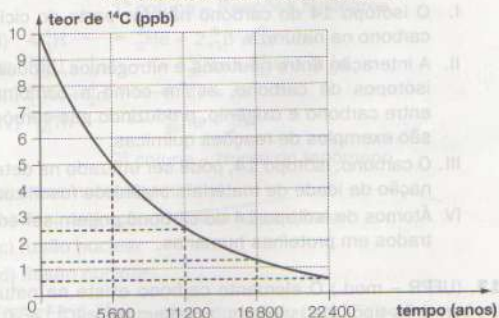
7. (UFPE) Em determinado hospital, uma pessoa necessita fazer um tratamento médico com um isótopo radioativo, cuja meia-vida é de 20 minutos, e com atividade de X decaimentos por segundo. Se o transporte desse isótopo, do local de produção até o hospital, requer 60 minutos, a atividade dele, no início do transporte, deve ser:

- a) $(60/20)X$. d) $60X$.
b) 3^2X . e) $2^{(60/20)}X$.
c) $X(60/20)$.

8. (UFPI) A idade de uma garrafa de vinho foi determinada pela verificação da concentração do trítio no vinho. A concentração desse isótopo no vinho é de 25% da que ocorre em água da mesma região em que o vinho foi engarrafado. Indique a idade determinada para a garrafa de vinho, sabendo que a meia-vida do trítio é de 12,3 anos.
- 12,3 anos.
 - 17,1 anos.
 - 18,4 anos.
 - 24,6 anos.
 - 123 anos.
9. (Vunesp-SP) A tomografia PET permite obter imagens do corpo humano com maiores detalhes, e menor exposição à radiação, do que as técnicas tomográficas atualmente em uso.
- A técnica PET utiliza compostos marcados com $^{11}_6\text{C}$. Esse isótopo emite um pósitron, $^0_+1\beta$, formando um novo núcleo, em um processo com tempo de meia-vida de 20,4 minutos. O pósitron emitido captura rapidamente um elétron, $^0_-1\beta$, e se aniquila, emitindo energia na forma de radiação gama.
- Escreva a equação nuclear balanceada representativa da reação que leva à emissão do pósitron. O núcleo formado no processo é do elemento B ($Z = 5$), C ($Z = 6$), N ($Z = 7$) ou O ($Z = 8$)?
 - Determine por quanto tempo uma amostra de $^{11}_6\text{C}$ pode ser usada, até que sua atividade radioativa se reduza a 25% de seu valor inicial.
10. (UFRJ) A concentração de carbono-14 nos seres vivos e na atmosfera é de 10 ppb (partes por bilhão). Essa concentração é mantida constante graças às reações nucleares representadas a seguir, que ocorrem com a mesma velocidade.
- $$^{14}_7\text{N} + ^1_0\text{n} \longrightarrow ^{14}_6\text{C} + \text{X}$$
- ocorre nas camadas mais altas da atmosfera
- $$^{14}_6\text{C} \longrightarrow ^{14}_7\text{N} + \text{Y}$$
- ocorre nas camadas mais baixas da atmosfera e nos seres vivos
- A análise de um fragmento de um fóssil de 16 800 anos de idade revelou uma concentração de carbono 14 igual a 1,25 ppb.
- Consultando a tabela periódica, identifique as partículas X e Y.
 - Calcule a meia-vida do carbono-14.
11. (UFPI) No acidente nuclear de Chernobyl, a falha no sistema de refrigeração resultou no aquecimento que deu origem a uma explosão seguida de incêndio de grandes blocos de grafite, lançando no ar de 6 a 7 toneladas de material radioativo. A alternativa usada para controlar o processo foi o aterramento do reator com toneladas de areia e concreto. Marque a alternativa correta.
- O $^{235}_{92}\text{U}$ decai com a emissão de 7 partículas α e 4 partículas β para produzir $^{206}_{82}\text{Pb}$.
 - Os efeitos sobre o meio ambiente pela liberação do isótopo $^{137}_{55}\text{Cs}$ (meia-vida \approx 30 anos) deverão ser detectados até 30 anos após o acidente.
 - A energia gerada em usinas nucleares se origina de um processo de fusão nuclear.
 - A fissão do $^{235}_{92}\text{U}$ se dá por um processo de reação em cadeia.
 - Blocos de grafite funcionam como aceleradores, aumentando a velocidade dos nêutrons.
12. (UFGO) Nas camadas superiores da atmosfera, devido à interação entre nêutrons e isótopos 14 do nitrogênio, ocorre a produção de isótopos 14 do carbono. Esse carbono, que é radioativo, pode combinar-se com o gás oxigênio, produzindo gás carbônico que se distribui pelo planeta (nos oceanos, na atmosfera e na biosfera).
- Baseando-se nessas informações, julgue as proposições a seguir, conforme sejam corretas ou erradas:
- O isótopo 14 do carbono não faz parte do ciclo do carbono na natureza.
 - A interação entre nêutrons e nitrogênios, produzindo isótopos de carbono, assim como a combinação entre carbono e oxigênio, produzindo gás carbônico, são exemplos de reações químicas.
 - O carbono, isótopo 14, pode ser utilizado na determinação da idade de materiais orgânicos fossilizados.
 - Átomos do isótopo 14 do carbono podem ser encontrados em proteínas humanas.
13. (UFPR – mod.) O elemento carbono existe na natureza em três tipos de isótopos, a saber: $^{12}_6\text{C}$, $^{13}_6\text{C}$ e $^{14}_6\text{C}$. A espécie $^{14}_6\text{C}$ reage com o oxigênio atmosférico, formando dióxido de carbono marcado (C^{14}O_2), que é absorvido durante o processo de fotossíntese, pela qual se opera a sua incorporação à cadeia alimentar. Quando ocorre a morte do organismo fotossintetizador, cessa a incorporação de $^{14}_6\text{C}$ (C^{14}O_2 (gás)). A partir deste instante, o teor de $^{14}_6\text{C}$ passa a decrescer devido à reação de desintegração radioativa mostrada abaixo.
- $$^{14}_6\text{C} \longrightarrow ^{-1}_0\beta + ^{14}_7\text{N} \quad t_{1/2} = 5600 \text{ anos}$$
- O tempo de meia-vida é representado por $t_{1/2}$ e a simbologia ^Z_AX corresponde a: Z = número atômico, A = número de massa e X = símbolo do elemento químico. A técnica de datação com carbono radioativo ($^{14}_6\text{C}$) é baseada no conhecimento acima e tem sido muito utilizada para determinar a idade de plantas fossilizadas. Uma planta fossilizada que apresenta teor de $^{14}_6\text{C}$ igual a 25% daquele encontrado em um vegetal vivo, apresenta a idade de:
- 5 600 anos.
 - 0,25 · 5 600 anos.
 - 0,75 · 5 600 anos.
 - 2 · 5 600 anos.
 - 4 · 5 600 anos.
14. (Unicamp-SP) A matéria orgânica viva contém uma relação $^{14}_6\text{C}/^{12}_6\text{C}$ constante. Com a morte do ser vivo, essa razão vai se alterando exponencialmente com o tempo, apresentando uma meia-vida de 5 600 anos.
- Constatou-se que um riacho, onde ocorreu uma grande mortandade de peixes, apresentava uma quantidade anômala de substâncias orgânicas. Uma amostra da água foi retirada para análise. Estudando-se os resultados analíticos referentes à relação $^{14}_6\text{C}/^{12}_6\text{C}$, concluiu-se que a poluição estava sendo provocada por uma indústria petroquímica e não pela decomposição natural de animais ou plantas que tivessem morrido recentemente.
- Como foi possível, com a determinação da relação $^{14}_6\text{C}/^{12}_6\text{C}$, afirmar com segurança que o problema tinha se originado na indústria petroquímica?
 - Descreva, em poucas palavras, duas formas pelas quais a presença dessa matéria orgânica poderia ter provocado a mortandade de peixes.

15. (UFMT) No Abrigo Santa Elina, localizado no município de Jangada-MT, foram encontradas várias pinturas rupestres e fragmentos de ossos de bicho-preguiça gigante. Também foram encontrados restos de uma fogueira que apresentaram cerca de 3 ppb de ^{14}C . Considere que a atmosfera, os vegetais e os animais vivos apresentam um teor de ^{14}C de 10 ppb (ou 10 $\mu\text{g}/\text{kg}$) e que o tempo de meia-vida do ^{14}C é aproximadamente 5600 anos (vide gráfico).

Curva de decaimento radioativo do ^{14}C



A partir dessas informações, julgue verdadeiro ou falso cada um dos itens seguintes:

- O ^{14}C apresenta uma relação nêutron/próton maior que 1 e adquire estabilidade pela emissão de partículas β^- .
- O teor de ^{14}C em vegetais e animais mortos ou em produtos de sua transformação diminui pela metade a cada 2800 anos.
- A idade dos restos da fogueira encontrados no Abrigo Santa Elina está entre 8400 e 11200 anos.
- Se a datação dos fragmentos de ossos da preguiça gigante for cerca de 12500 anos, seu teor de ^{14}C deverá ser inferior a 1 ppb.

16. (Unicamp-SP) O homem, na tentativa de melhor compreender os mistérios da vida, sempre lançou mão de seus conhecimentos científicos e/ou religiosos. A datação por carbono quatorze é um belo exemplo da preocupação do homem em atribuir idade aos objetos e datar os acontecimentos.

Em 1946 a Química forneceu as bases científicas para a datação de artefatos arqueológicos, usando o ^{14}C . Esse isótopo é produzido na atmosfera pela ação da radiação cósmica sobre o nitrogênio, sendo posteriormente transformado em dióxido de carbono. Os vegetais absorvem o dióxido de carbono e, através da cadeia alimentar, a proporção de ^{14}C nos organismos vivos mantém-se constante. Quando o organismo morre, a proporção de ^{14}C nele presente diminui, já que, em função do tempo, se transforma novamente em ^{14}N . Sabe-se que, a cada período de 5730 anos, a quantidade de ^{14}C reduz-se à metade.

- Qual o nome do processo natural pelo qual os vegetais incorporam o carbono?
- Poderia um artefato de madeira, cujo teor determinado de ^{14}C corresponde a 25% daquele presente nos organismos vivos, ser oriundo de uma árvore cortada no período do Antigo Egito (3200 a.C. a 2300 a.C.)? Justifique.
- Se o ^{14}C e o ^{14}N são elementos diferentes que possuem o mesmo número de massa, aponte uma característica que os distingue.

17. (Unesp-SP) O iodo 131 ($^{131}_{53}\text{I}$) ainda é muito utilizado como traçador radioativo para exames da glândula

tireóide. Entretanto, nos últimos anos vem sendo substituído pelo iodo 123 ($^{123}_{53}\text{I}$), tão eficiente quanto o iodo 131 para essa finalidade, e que passou a ser produzido no Brasil pelo Instituto de Pesquisas Energéticas e Nucleares, Ipen. A substituição pelo $^{123}_{53}\text{I}$ traz vantagens para os pacientes e para o meio ambiente, pois a radiação γ produzida é de menor energia, não há emissão de partículas β e a meia-vida é menor. Sabe-se que a partícula β corresponde a um elétron (${}_{-1}^0\text{e}$), que a radiação γ é um tipo de radiação eletromagnética — como o é a luz — e que os processos ocorrem de acordo com as informações apresentadas nos esquemas a seguir.



com $E_{\beta} = 0,61 \text{ MeV}$, $E_{\gamma} = 364 \text{ keV}$ e $t_{1/2} = 8 \text{ dias}$.



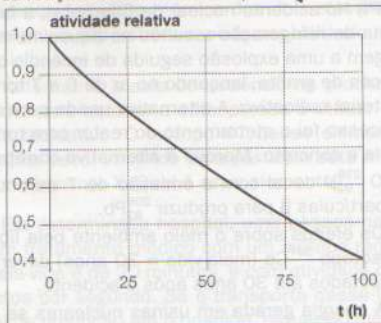
com $E_{\gamma} = 159 \text{ keV}$ e $t_{1/2} = \frac{1}{2} \text{ dia}$.

- Determine o número de prótons e de nêutrons existentes em cada átomo de iodo 131 e em cada átomo de xenônio produzido.
- Sabendo que as técnicas empregadas nesse tipo de exame se baseiam na medida da quantidade de radiação emitida em um determinado intervalo de tempo, explique por que são necessárias menores quantidades de átomos do isótopo radioativo quando se utiliza ${}^{131}_{53}\text{I}$ em substituição ao ${}^{123}_{53}\text{I}$.

18. (Fuvest-SP) para determinar o volume de sangue de uma pessoa, injeta-se em sua corrente sanguínea uma solução aquosa radioativa de citrato de gálio e, depois de certo tempo, colhe-se uma amostra de sangue e mede-se sua atividade.

Em uma determinação, a concentração do radioisótopo gálio-67 na solução era de $1,20 \cdot 10^{12}$ átomos por mililitro, no momento de sua preparação. Decorridas 24 horas de sua preparação, 1,00 mL dessa solução foi injetado na pessoa. A coleta de sangue foi feita 1 hora após a injeção, e a amostra coletada apresentou $2,00 \cdot 10^8$ átomos de gálio-67 por mililitro. A diminuição da concentração do radioisótopo deveu-se apenas ao seu decaimento radioativo e à sua diluição no sangue.

- Use o gráfico ao lado para determinar de quanto caiu a atividade do gálio-67, após 25 horas.
- Calcule o volume de sangue da pessoa examinada.
- O gálio-67 emite radiação γ quando seu núcleo captura um elétron de sua eletrosfera. Escreva a equação dessa reação nuclear e identifique o núcleo formado.



Dados: (parte da tabela periódica, com números atômicos):

29	30	31	32	33
Cu	Zn	Ga	Ge	As

Respostas

p. 19 Exercícios fundamentais

1. Fase gasosa: diminui; fase líquida: aumenta.
2. Fase gasosa: aumenta; fase líquida: diminui.
3. A solubilidade de um gás em um líquido é inversamente proporcional à temperatura, isto é, quanto maior a temperatura, menor a solubilidade do gás.
4. a) 80 g. b) 180 g.
5. Não. 6. A: não-saturada; B: saturada; C: saturada.
7. C; 20 g de corpo de fundo. 8. A. 9. c

p. 20 Testando seu conhecimento

1. a) H_2O e O_2 .
b) O estudante pensou que o oxigênio respirado pelos peixes era o presente na H_2O , e não o O_2 dissolvido na água.
2. I. 3. O metano, pois é muito pouco solúvel na água.
4. 48 g. 5. $NaNO_3$. 6. $40^\circ C$. 7. $AgNO_3$.
8.

temperaturas	$t = 68^\circ C$	$t > 68^\circ C$	$t < 68^\circ C$
solubilidade	$NaNO_3 = KNO_3$	$NaNO_3 < KNO_3$	$NaNO_3 > KNO_3$
9. 940 g. 10. e
11. a) 300 g H_2O . b) Saturada (I) = 10 g; insaturada (II) < 10 g.
12. a) Verdadeiro. b) Verdadeiro. c) Falso. d) Verdadeiro.
13. 33 kg.

p. 21 Aprofundando seu conhecimento

1. d 2. b 3. a 4. e
5. c 6. b 7. a 8. 40 g.
9. c.
10. a) só moléculas de $H_2O(l)$. b) 18 g $NaCl$ dissolvidos.
11. c. 12. d.

p. 28 Exercícios fundamentais

1. 60 g; 600 g.
I. 5,0 g. III. 10 mg/cm³.
II. 0,010 g/mL. IV. 15 g.
1. Ca^{2+} ; leite integral: 354/mg; leite desnatado: 372/mg.
II. Desnatado, pois 900 mL de leite desnatado apresentam aproximadamente 10 g de gordura, enquanto o mesmo volume de leite integral possui 27,9 g de gordura.
III. Após a imediata retirada da embalagem, pode ser considerada homogênea; contudo, com o auxílio de uma aparelhagem óptica, fica claro que é uma mistura heterogênea.
IV. Na forma de íon Ca^{2+} .

p. 28 Testando seu conhecimento

1. Inicial: $7 \cdot 10^{-2}$ g/mL; final: 350 g/L.
2. a 3. e 4. a 5. b

p. 29 Exercícios fundamentais

1. 1,2 g; 1200 g. 2. $d = 1010$ g/L; $d = 1,01$ g/mL; $C = 10$ g/L.

p. 30 Testando seu conhecimento

1. $m = 99,8$ g. 2. $m = 920$ g; $V = 800$ mL. 3. e.

p. 34 Exercícios fundamentais

1. $\tau = 0,04$; 4% em massa.
2. $NaCl$. 3. H_2O . 4. $\tau = 0,009$.
5. 0,9 g. 6. 99,1 g.
7. 4,5 g de soluto e 495,5 g de solvente. 8. $m = 3,2 \cdot 10^{-3}$ g.
9. $5 \cdot 10^2$ ppm. 10. $1 \cdot 10^4$ ppm.

p. 34 Testando seu conhecimento

1. d. 2. 245 g.
3. a) 63 g. c) $m_{H_2O} = 185$ g; $m_{HNO_3} = 315$ g.
b) 37 g. d) $\tau = 0,63$.
4. I. 0,9 g. III. $0,9 \cdot 10^{-3}$ g.
II. $0,9 \cdot 10^{-3}$ g. IV. $5,4 \cdot 10^{-2}$ g.
5. e. 6. e.
7. 0,4 L de água; 9,6 L de álcool. 8. 36 g.

p. 36 Exercícios fundamentais

1. $a = 1$; $b = 2$; $c = 8$; $d = 1,2$.
1. $m_1 = 3,42$ g. III. 0,5 L.
II. $MM_1 = 342$ g/mol. IV. 0,02 mol/L.
3. 28 g. 4. 10 L.
5. $x = 0,02$ mol/L de Ca^{2+} ; $y = 0,04$ mol/L de Cr^{3+} .
6. 0,02 mol/L de Fe^{3+} ; 0,03 mol/L de SO_4^{2-} .
7. I. Falso. II. Falso. III. Verdadeiro. IV. Verdadeiro.
8. I. Falso. II. Falso. III. Verdadeiro. IV. Verdadeiro.

p. 37 Testando seu conhecimento

1. a 2. d 3. 52 g. 4. b
5. b 6. d 7. d
8. a) $2,5 \cdot 10^{-3}$ mol.
b) 0,34 g.
9. a 10. c 11. e
12. c 13. a

p. 39 Exercícios fundamentais

1. 428,4 g/L. 2. $\tau = 0,4$. 3. 90 g/L.
4. 2 mol/L. 5. a

p. 39 Testando seu conhecimento

1. a 2. d 3. a
4. 0,15 mol/L. 5. e 6. a
7. 2,53%.
8. d

p. 42 Exercícios fundamentais

1. I. 98 g. V. 1 mol.
II. 98 g/mol. VI. 9 mol.
III. 162 g. VII. $X_1 = 0,1$.
IV. 18 g/mol. VIII. $X_2 = 0,9$.
2. $X_{\text{glicose}} = 0,04$; $X_{H_2O} = 0,96$.

p. 42 Testando seu conhecimento

1. e. 2. 0,7 mol de H_2O .
3. 0,25 4. $m_{KOH} = 28$ g; $m_{H_2O} = 171$ g.

p. 43 Exercícios fundamentais

1. I. 7,4 g. IV. 0,1 mol.
II. 74 g/mol. V. 0,01 molal.
III. 10 kg
2. 40 g. 3. c

p. 43 Testando seu conhecimento

1. 2; 20. 2. b
3. 0,25 mol/kg. 4. 18 g.
5. $W = 0,1$ mol/kg; $\eta = 0,1$ mol/L.

p. 45 Aprofundando seu conhecimento

- a) 78,52 mg/L.
b) A presença de sais solúveis.
- d 3. a 4. 45 g/L. 5. d 6. b
- a) $V = 600 \text{ cm}^3$.
b) A soma das massas dos ingredientes antes e após a preparação da "massa" é a mesma, porém o mesmo não ocorre com seus volumes.
- $\tau = 0,15$. 9. $V = 250 \text{ mL}$.
- a) Curva A (menor densidade). b) 12,4%.
- a) $5 \cdot 10^{-2} \text{ ppm}$. b) $C = 5 \cdot 10^{-5} \text{ g/L}$.
- a 13. c 14. c 15. 40 g.
- a 17. d 18. c 19. a
- b 21. a 22. e 23. c
- d 25. $(02) + (16) = (18)$. 26. b
- 18 mol/L. 28. a 29. b
- 5,00 mol/L. 31. d 32. c
- a 34. c 35. I. F II. V III. F IV. F V. F
- I. V II. V III. F IV. F V. V 37. d
- $2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$. 39. a 40. b
- 2 mol/L. 42. $X_{\text{CO(NH}_2)_2} = 0,1$.
- $X_{\text{NaOH}} = 0,15$. 44. $M_L = 12,5 \text{ mol/L}$.
- 364,6 g/L. 46. e
- 12,5 mol/kg. 48. Todas corretas.

p. 54 Exercícios fundamentais

- Sódio (Na), família 1; potássio (K), família 1.
- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = \text{C}_6(\text{H}_2\text{O})_6$; glicose.
- Na^+ . 4. K^+ . 5. Cl^- .
- $4,5 \cdot 10^{-4} \text{ g}$. 7. $6,0 \cdot 10^{-2} \text{ g}$.
- $1,2 \cdot 10^{-1} \text{ mg/mL}$. 9. $4,2 \cdot 10^{-1} \text{ g/L}$.
- $m_{\text{Na}} = 45 \text{ mg}$; $m_{\text{K}} = 12 \text{ mg}$; $m_{\text{Cl}} = 42 \text{ mg}$.
- $C_{\text{Na}^+} = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$; $C_{\text{K}^+} = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$; $C_{\text{Cl}^-} = 4,2 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$.
- I. a) Aumentou. d) Aumentou.
b) Aumentou. e) Ficou constante.
c) Ficou constante.
- II. Antes = 4 partículas / 0,2 L ; depois = 4 partículas / 0,5 L.
- c 14. b.

p. 55 Testando seu conhecimento

- d 2. 0,4 g/L. 3. 50 mL. 4. c
- b 6. 60 (m = 49,7 e V = 10 mL).
- c 8. b 9. b 10. b

p. 56 Aprofundando seu conhecimento

- a) 500 L.
b) 100 g.
c) A água da chuva é proveniente somente da condensação da água pura, pois os sais não são voláteis.
- c 3. b 4. c
- a) $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$. b) 400 mL.
- a) 50 mL. b) 9,8 g. c) 196 g/L.
- a) 0,1 mol/L. b) 0,25 mol/L.
- a
- a) $V = 100 \text{ mL}$.
b) Retirar 100 mL da solução de NaOH, com auxílio de uma pipeta graduada ou volumétrica de 100 mL. Transferir cuidadosamente o conteúdo da pipeta para um balão volumétrico de 500 mL. Acrescentar aproximadamente 70 mL de solvente com auxílio de uma pisseta. Agitar levemente. Completar o volume até 500 mL.

- a 11. b 12. e 13. b
- $16 + 01 = 17$ 15. c 16. b 17. c
- c 19. b 20. 11. 21. d

p. 61 Exercícios fundamentais

- a) 20 g/L. b) 25 g/L.
c) $4 \text{ g/L} = \text{NaCl}$; $20 \text{ g/L} = \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.
- II (maior concentração).
- I: 40 g/L; II: 53,3 g/L. 4. 48 g/L.

p. 62 Testando seu conhecimento

- 96 g/L. 2. 50 mL. 3. c 4. d
- e 6. d 7. e

p. 62 Aprofundando seu conhecimento

- e 2. b 3. d
- $02 + 04 + 08 = 14$. 5. 11,9 g/L.
- d 7. a 8. c
- 0,27 g/L. 10. b 11. c

p. 69 Exercícios

- e
- Solução: sistema homogêneo; não sedimenta.
Suspensão: sistema heterogêneo; sedimenta.
- Reflexão e dispersão da luz.
- Soluções < colóides < suspensão.
- a 6. e 7. Vide texto.

p. 75 Exercícios fundamentais

- Neutra. 2. 0,1 mol. 3. 0,05 mol/L.
- Básica. 5. 0,1 mol OH^- . 6. 0,1 mol NaOH.
- 0,2 mol/L. 8. 0,1 mol NaBr. 9. 0,2 mol/L.
- Ácida. 11. 0,1 mol H^+ . 12. 0,05 mol H_2SO_4 .
- 0,1 mol/L. 14. 0,05 mol. 15. 0,1 mol/L.
- $\text{AgNO}_{3(aq)} + \text{NaCl}_{(aq)} \longrightarrow \text{AgCl}_{(s)} + \text{NaNO}_{3(aq)}$
- 0,1 mol. 18. 0,1 mol. 19. 0,1 mol/L.
- Menor. 21. $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{ KOH} \longrightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + 3 \text{ H}_2\text{O}$
- 0,2 mol. 23. 0,6 mol. 24. 0,2 mol.
- $4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

p. 77 Testando seu conhecimento

- 75 mL. 2. a
- a) Básico. b) 0,1 mol/L Ca(OH)_2 .
- b 5. b 6. d
- a) Amarela (solução ácida). b) Verde (solução neutra).
- 70%. 9. c 10. d
- 32%. 12. c 13. d
- e 15. d 16. III.

p. 79 Aprofundando seu conhecimento

- 0,06 L.
- a) 2,0 g.
b) Adiciona-se, a 100 mL da solução, água suficiente para completar 1,0 L.
c) 20 mL.
- a 4. e 5. d 6. 20 mol NH_4OH .
- O $\text{CaO}_{(s)}$ não altera significativamente o volume da solução neutralizada, ao contrário dos demais neutralizantes, que se apresentam como soluções. O sal formado, CaSO_4 , é insolúvel, não levando, pois, à ocorrência de concentração elevada de íons:
 $\text{CaO}_{(s)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \longrightarrow \text{CaSO}_{4(s)} + \text{H}_2\text{O}$

8. d 9. b 10. d
 11. a 12. c
 13. a) Não; a solução testada possui concentração molar igual a 0,2 mol/L. O soro deve ter concentração molar igual a 0,15 mol/L.
 b) 0,28 g.
 14. a) solução I: BaSO₄ não contaminado por BaCO₃
 solução II: BaSO₄ contaminado
 b) m = 349,5 g.
 15. a 16. c

p. 85 Exercícios fundamentais

1. I - F; II - G; III - E; IV - D; V - B; VI - A; VII - C.
 2. I - C; II - A; III - C; IV - F; V - E; VI - G; VII - H; VIII - B.
 3. I. Sólido ^{fusão} líquido.
 II. Com o aumento da pressão, causado pelo arame, o gelo funde; após sua passagem, ele se solidifica.
 III. Não, após a passagem do arame o gelo volta a se solidificar.
 IV. O patins (sua lâmina) gera uma grande pressão e funde o gelo, deslizando, assim, sobre uma fina camada de água.

p. 86 Testando seu conhecimento

1. I: sólido; II: líquido; III: gasoso; IV: gasoso.
 2. B - A: sólido - gás;
 C - A: sólido - líquido;
 D - A: líquido - gás.
 3. Ponto triplo = 5,1 atm e -56,6 °C.
 4. Porque seu ponto triplo está acima de 1 atm.
 5. A temperatura dos freezers não é suficientemente baixa.
 6. d 7. c

p. 87 Aprofundando seu conhecimento

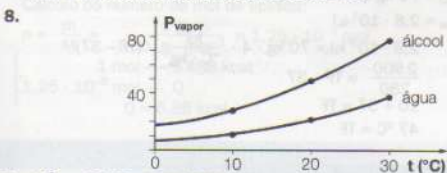
1. c 2. 01 + 04 + 08 + 32 = 45.
 3. b 4. c 5. d 6. a

p. 92 Exercícios fundamentais

1. Nos três recipientes.
 2. Como os recipientes estão nas mesmas condições de pressão e temperatura, a pressão de vapor da acetona é a mesma nos três.
 3. Substância III. 4. Substância I.
 5. A - III; B - II; C - I. 6. Substância I.

p. 93 Testando seu conhecimento

1. Porque o líquido B é o mais volátil, possuindo maior pressão de vapor.
 2. O líquido B. 3. O líquido A. 4. O líquido B.
 5. c 6. a
 7. A pressão de vapor de uma substância aumenta com o aumento da temperatura. Quando a pressão de vapor iguala-se à pressão local (pressão atmosférica), o líquido entra em ebulição; portanto, em um local onde a pressão atmosférica é 0,7 atm, a água entra em ebulição a uma temperatura menor que 100 °C.

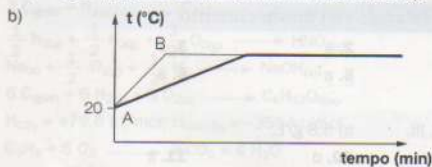


9. a) Éter: 35 °C; etanol: 78 °C.
 b) Éter: gasoso; etanol: líquido.
 10. c 11. a

p. 95 Aprofundando seu conhecimento

1. a 2. c 3. c 4. d 5. c

6. a) 80 °C.
 b) X e Z; respectivamente.
 c) Maior temperatura: maior P_{vapor}.
 7. a 8. a, b, f, g.
 9. a) A = acetona (dipolo-dipolo);
 B = etanol (ligações de hidrogênio);
 C = água (ligações de hidrogênio em maior número).



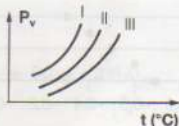
Quanto maior a quantidade de líquido, mais tempo levará para o líquido entrar em ebulição. A temperatura permanece constante enquanto há líquido em ebulição, logo, esse tempo também é aumentado.

10. a) Benzeno, pois tem menor ponto de ebulição.
 b) Benzeno, pois é mais volátil.

11. a 12. d = 1,17 g/L.

p. 102 Exercícios fundamentais

1. Evaporação da água.
 2. I. 3. II: molecular; III: iônico.
 4. Como as massas dos solutos são iguais, o soluto de menor massa molar, o NaCl, apresentará o maior número de mol.
 5. III. 6. Porque nada dificulta sua evaporação.
 7. Porque contém o maior número de partículas dissolvidas.
 8. P_{III} < P_{II} < P_I.
 9.



10. c

p. 103 Testando seu conhecimento

1. d
 2. a) 15 °C para o H₂C₂Cl₂; 65 °C para o HCCl₃.
 b) Diminui a pressão de vapor.
 3. a) I - A; II - B; III - C. c) III.
 b) III. d) Diminui a pressão de vapor.
 4. b 5. a 6. d
 7. a) A adição de um soluto não volátil diminui a pressão de vapor do solvente; portanto, P_{água} > P_{solução}, fazendo com que o vapor de água condense-se na solução, aumentando o volume da mesma e diluindo-a.
 b) Número de mol de soluto = 0,2 mol;
 volume final da solução = 2 litros.

$$m = \frac{0,2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

p. 104 Aprofundando seu conhecimento

1. a) Linha contínua: solvente (líquido puro);
 linha pontilhada: solução.
 b) A temperatura de ebulição do líquido puro é aproximadamente (80 ± 1) °C.
 2. Curva 1: éter (mais volátil); curva 2: etanol; curva 3: solução de uréia (menos volátil).
 3. b 4. d 5. d
 6. a 7. c
 8. a) F b) F c) V d) V

p. 108 Exercícios fundamentais

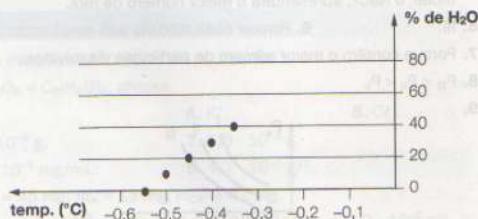
- B e C.
- A: 0,1 mol; B: 0,2 mol; C: 0,3 mol.
- C; maior quantidade de partículas de soluto.
- A < B < C. 5. C < B < A.

p. 109 Testando seu conhecimento

- c
- a
- a
- a
- e
- a
- d
- a) IV, II, I, III. b) 5,8 g/L.
- a
- d
- c

p. 110 Aprofundando seu conhecimento

- e
- b
- d
- Superior a 97,4 °C (efeito ebuloscópico).
- a) Falsa. c) Falsa. e) Falsa.
b) Falsa. d) Verdadeira.
- I, III, V, VI. 7. e 8. I
- b
- a) $p^A = p^B > p^C$.
b) C. Por apresentar maior número de partículas (concentração) por unidade de volume.
- d
- a)



- b) Ocorre uma diluição, diminuindo a concentração da solução.
- a) $T_1 = T_3 > T_2 > T_4$.
b) Garrafa 4, por apresentar maior número de partículas (concentração) por unidade de volume.

p. 115 Exercícios

- a) $\frac{\Delta P}{P_2} = 0,02$. c) P = 686 mm Hg.
b) $\Delta P = 14$ mm Hg.
- $\frac{\Delta P}{P_2} = 0,01$.
- a) 0,004 b) 0,08 mm Hg. c) 19,92 mm Hg.
- 211,2 g/mol. 5. d

p. 116 Exercícios

- d
- d
- n = 71.
- 0,93 °C. 5. MM = 46 g/mol.
- $K_p = 0,5 \text{ °C} \cdot \text{molal}^{-1}$; $K_c = 2 \text{ °C} \cdot \text{molal}^{-1}$.
- Água: solidifica; solução: não; nova temperatura de congelamento = 22,2 °C.
- 0,2 mol/L. 9. 104 °C. 10. 80%.
- 0,34 mol/L.
- NaCl: $\alpha = 90\%$; $K_A[\text{Fe}(\text{CN})_6]$: $\alpha = 80\%$.
- b
- d

p. 124 Exercícios fundamentais

- O sal retirou água da batata; com a saída da água, a batata diminui de volume, "entrando" no copo.

- 1: O pepino deverá perder água para a salmoura, "murchando" (o pepino desidrata);
2: As uvas passas ganham água, ficando "cheias" (as uvas passas hidratam-se).
- I. Perde água, ficando desidratada.
II. Perdem água, desidratando, e morrem.
- II, III, VI.
- $\pi = M \cdot R \cdot T \cdot i$; $\pi = 0,3 \cdot 0,082 \cdot 310 \cdot 1$; $\pi = 7,626$ atm.

p. 124 Testando seu conhecimento

- a
- c
- d
- b
- c
- a
- $7 \cdot 01 + 08 + 32 = 41$.
- a) $V = 1,6$ L. b) As células irão inchar.
- MM = 536 g/mol.
- a) 3,914 g. b) $\pi = 1,894$ atm.
- a) m = 5,4 g. b) 8,775 g. 12. c

p. 126 Aprofundando seu conhecimento

- e
- c
- $01 + 02 + 04 = 07$.
- b
- a, b, e.
- c
- a
- d
- a) Como o sangue humano possui pressão osmótica da ordem de 7,8 atm, a solução de glicose injetada no paciente também deve ter uma pressão osmótica da ordem de 7,8 atm, pois deve ser isotônica em relação ao sangue.
b) 7,8 atm.
- a) 771,9 kPa. b) Não (0,06 mol/L).
- a) Apresentam o mesmo número de mol de partículas, $0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
b) Murchamento das células vermelhas; osmose.
- Exercendo pressão: água passa da solução para a água pura; compartimento I: 1 L de NaCl 0,3 M; compartimento II: 3 L de água.

p. 133 Exercícios fundamentais

- 3 160 kJ; 756 kcal. 2. 172,4 min.
- Dois pães com manteiga. 4. 81,8 min.
- $I \cdot Q = m \cdot c \cdot \Delta t$
 $Q = 2 \text{ kg} \cdot \frac{4 \text{ kJ}}{\text{kg} \cdot \text{°C}} \cdot 5 \text{ °C}$
 $Q = 40 \text{ kJ}$
II. 20 kJ/g; 4,78 cal/g.
- $\Delta t = 20 \text{ °C}$ $Q = m \cdot c \cdot \Delta t$
 $m = 30 \cdot 10^3 \text{ g}$ $Q = 30 \cdot 10^3 \text{ g} \cdot \frac{1,00 \text{ cal}}{\text{g} \cdot \text{°C}} \cdot 20 \text{ °C}$
 $c = 1,00 \text{ cal/g} \cdot \text{°C}$ $Q = 600 \cdot 10^3 \text{ cal}$ $1 \text{ cal} = 4,18$
 $Q = 6 \cdot 10^5 \text{ cal}$ $6 \cdot 10^5 \text{ cal} = x$
 $x = 25,08 \cdot 10^5 \text{ J}$

p. 134 Testando seu conhecimento

- a) 9 227,2 kJ. b) O indivíduo perderá 48,8 g.
- d $m_{\text{H}_2\text{O}} = 70 \text{ kg}$ $Q = m \cdot c \cdot \Delta t$
 $1 \text{ mol}_{\text{glicose}} = 2,8 \cdot 10^3 \text{ kJ}$
 $2,8 \cdot 10^3 \text{ kJ} = 70 \text{ kg} \cdot 4 \cdot \frac{\text{kJ}}{\text{°C} \cdot \text{kg}} \cdot (\text{TF} - 37)$
 $\frac{2800}{280} = \text{TF} - 37$
 $10 + 37 = \text{TF}$
 $47 \text{ °C} = \text{TF}$

p. 134 Aprofundando seu conhecimento

- c
- a) 1 074 kJ. b) Variação de 4 °C.
- Água de coco Isotônica comercial
100 mL — 200 mg de K⁺ 100 mL — 10 mg de K⁺
300 mL — m V = 600 mg de K⁺
m = 600 mg de K⁺ V = 6 000 mL = 6 L.

p. 140 Exercícios fundamentais

1. I: Fusão; II: Vaporização; III: Solidificação; IV: Condensação; V: Sublimação.
2. III e IV: exotérmica. I, II e V: endotérmica.
3. Na mudança do butano do estado líquido para o gasoso.
4. Endotérmico. 5. Na combustão do butano.
6. Exotérmico.
7. $C_4H_{10} + \frac{13}{2} O_2 \longrightarrow 4 CO_2 + 5 H_2O$
8. 13290 kJ. 9. 1 mol — 58 g — 2658 kJ
29 g — x
x = 1329 kJ

p. 141 Testando seu conhecimento

1. c 2. b 3. b 4. d
5. Libera 6865 kJ. 6. Libera 686,5 kJ.
7. Libera 13730 kJ. 8. a

p. 141 Aprofundando seu conhecimento

1. c 2. a 3. a 4. a 5. d
6. a) $106 CO_2 + 16 NO_3^- + HPO_4^{2-} + 122 H_2O + 18 H^+ \rightleftharpoons C_{106}H_{263}O_{110}N_{16}P + 138 O_2$
b) A reação ocorre com absorção de energia.
c) Quanto maior a formação do fitoplâncton, menor a quantidade de CO_2 presente na atmosfera, o que atenua o efeito estufa.
7. $1,5 \cdot 10^7$ g.
8. a) $C_6H_{14} + 9,5 O_2 \longrightarrow 6 CO_2 + 7 H_2O \quad \Delta H = -3883$ kJ
 $C_7H_{16} + 11 O_2 \longrightarrow 7 CO_2 + 8 H_2O \quad \Delta H = -4498$ kJ
b) 6343 kJ/mol.
9. a) 0,061 mol. b) $8,25 \cdot 10^{-3}$ kJ/mol.

p. 146 Exercícios fundamentais

1. Exotérmica. 2. São liberados 1208 kJ.
3. São liberados 24160 kJ. 4. Ocorre absorção de energia (calor).
5. São absorvidos 120,8 kJ.
6. $\frac{1}{2} N_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow NO_{(g)}; \Delta H = +90,0$ kJ/mol.
7. A: $NO_{(g)}$; B: $\frac{1}{2} N_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)}$
8. 1 mol — 30 g — 90,0 kJ
270 g — Q
Q = 810 kJ.

p. 146 Testando seu conhecimento

1. c 2. c 3. b
4. I. F II. F III. F IV. V V. F
5. e 6. b 7. a
8. 100 g do doce — 0,1 g de lipídios
1000 g do doce — m
m = 1 g de lipídios;

Cálculo do número de mol de lipídios:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1 \text{ g}}{800 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol} - 5488 \text{ kcal} \\ 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - Q \\ Q = 6,86 \text{ kcal.} \end{array} \right.$$

p. 147 Aprofundando seu conhecimento

1. b 2. b 3. c 4. a
5. a) Através do diagrama, temos +581 kJ/mol.
b) $SnO_{(s)} + 0,5 O_2 \longrightarrow SnO_{2(s)}; \Delta H = -295$ kJ/mol.
6. c 7. e 8. d
9. a) 1 mol Au — $6 \cdot 10^{23}$ átomos Au — 197 g 1 g — R\$ 17,00
2 · 10^{20} átomos Au — m 0,066 g — R\$
m = 0,066 g R\$ = 1,12.

- b) 1 mol — $6 \cdot 10^{23}$ átomos Au — 370 kJ
2 · 10^{20} átomos Au — Q
Q = 0,123 kJ.

p. 154 Exercícios fundamentais

1. $\frac{1}{2} H_{2(g)} + \frac{1}{2} Cl_{2(g)} \longrightarrow HCl_{(g)}$
 $2 C_{(graf)} + H_{2(g)} \longrightarrow C_2H_{2(g)}$
 $\frac{1}{2} N_{2(g)} + \frac{1}{2} H_{2(g)} + \frac{3}{2} O_{2(g)} \longrightarrow HNO_{3(l)}$
 $Na_{(s)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} + \frac{1}{2} H_2 \longrightarrow NaOH_{(s)}$
 $6 C_{(graf)} + 6 H_{2(g)} + 3 O_{2(g)} \longrightarrow C_6H_{12}O_{6(s)}$
2. $HCS_2 = +79,6$ kJ/mol; $H_{NaC/O_3} = -359$ kJ/mol
3. $C_3H_8 + 5 O_2 \longrightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$
4. Combustão.
5. $8 C_{(graf)} + 9 H_{2(g)} \longrightarrow C_8H_{18(l)}$
 $\frac{1}{2} O_{2(g)} + H_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$
 $C_{(graf)} + O_2 \longrightarrow CO_{2(g)}$
6. $C_8H_{18(l)} + \frac{25}{2} O_{2(g)} \longrightarrow 8 CO_{2(g)} + 9 H_2O_{(l)}$
7. Q = 27600 kJ liberados.
8. $\Delta H_{C_8H_{18}} = -201,5$ kJ. 9. a

p. 155 Testando seu conhecimento

1. $01 + 04 + 16 + 32 = 53$.
2. e 3. b 4. a
5. b 6. a 7. e
8. $C_3H_8 + 5 O_2 \longrightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$
 $\Delta H = H_p - H_r$
 $-2220 = [3(-393,51)] + [4(-187,78)] - \Delta H_{C_3H_8}$
 $-2220 = -1180,53 - 751,12 - \Delta H_{C_3H_8}$
 $-2220 = -1931,65 - \Delta H_{C_3H_8}$
 $-288,35 = -\Delta H_{C_3H_8}$
 $288,35 \text{ kJ} = \Delta H_{C_3H_8}$
 $\Delta H_{C_3H_8} = 288,35$ kJ.
9. a) $CH_4(g) + 2 O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(l) \quad \Delta H_c^\circ = -890$ kJ/mol.
b) m = 4,0 g.
10. a) Exotérmica.
b) $C_{12}H_{22}O_{11(s)} + 12 O_{2(g)} \longrightarrow 12 CO_{2(g)} + 11 H_2O_{(l)}$
c) $H_{C_{12}H_{22}O_{11}} = -2239$ kJ/mol.
11. a) 176 kg. b) $\Delta H_{\text{combustão}} = -5075$ kJ/mol. 12. c

p. 157 Aprofundando seu conhecimento

1. a 2. a 3. a
4. 30,4 kcal/mol. 5. c
6. I. F II. F III. V IV. V V. V
7. a) Q = 20900 J (que devem ser retirados).
b) n = 0,797 mol de NH_4NO_3 (necessários para realizar este resfriamento).
8. b 9. e 10. a
11. a 12. d 13. d
14. a) y = 300 000 J ou 300 kJ.
b) $C_4H_{10(g)} + 6,5 O_{2(g)} \longrightarrow 4 CO_{2(g)} + 5 H_2O_{(l)}; \Delta H = -2660$ kJ/mol.
15. b 16. a
17. a) $2 NH_4C/O_4 \longrightarrow N_2 + 2 O_2 + C/l_2 + 4 H_2O$
b) $6 NH_4C/O_4 + 8 A/l \longrightarrow 3 N_2 + 3 C/l_2 + 12 H_2O + 4 A/l_2O_3$
c) x = $-2,24 \cdot 10^3$ kJ (calor liberado a mais).
18. V = 1,222 m³.

p. 162 Exercícios fundamentais

1. A quebra da tripla ligação requer mais energia; portanto, o valor será superior a 468,6 kJ.
2. $298,7 < a < 431,8$, pois a eletronegatividade do Br é intermediária entre o Cl e o I.
3. $\begin{array}{c} H & & H \\ & \backslash & / \\ & C = C & \\ & / & \backslash \\ H & & H \end{array}$ $\left. \begin{array}{l} 1 \text{ lig C} = \text{C} \longrightarrow 143 \\ 4 \text{ lig C} - \text{H} \longrightarrow 4(99) \end{array} \right\} = 539 \text{ kcal.}$

4. 46 kcal. 5. 585 kcal. 6. 396 kcal.
 7. 132 kcal. 8. 80 kcal. 9. 608 kcal.
 10. Energia liberada: 608 kcal; energia absorvida: 585 kcal; a reação libera 585 - 608 = 23 kcal; portanto, é uma reação exotérmica.
 11. O saldo energético é a liberação de 23 kcal.
 12. $\Delta H = -23$ kcal/mol.

p. 163 Testando seu conhecimento

1. a 2. b 3. c 4. a
 5. b 6. a 7. c

p. 164 Aprofundando seu conhecimento

1. c
 2. $\Delta H = 6 \cdot (C-H) + 1 \cdot (C-C)$
 $2826 = 2 \cdot 496 + (C-C)$
 $(C-C) = 330$.
 3. a 4. $\Delta H = -24,2$ kcal/mol.
 5. $E_{(Cr-Cr)} < E_{(H-H)} = E_{(H-Cr)}$
 $E_{(H-H)} = E_{(H-Cr)} = X$
 $E_{(Cr-Cr)} = Y$
 $E_{\text{quebra de ligação}} = X + Y$
 $E_{\text{formação de ligação}} = 2X$
 $2X > X + Y \therefore Y < X$
 6. c 7. 46,25 kJ/mol. 8. $\Delta H = -35$ kJ.
 9. a) Verdadeiro. b) Falso. c) Falso. d) Verdadeiro.
 10. a) C_2H_4O . b) $\Delta H = -355$ kcal/mol. 11. b

p. 169 Exercícios fundamentais

1. $\Delta H = -110,5$ kJ.
 2. $C_{\text{graf}} + 2 H_{2(g)} \rightarrow CH_{4(g)}$ $\Delta H = -18$ kcal
 $CH_{4(g)} \rightarrow C_{(g)} + 2 H_{2(g)}$ $\Delta H = +190$ kcal
 $C_{\text{graf}} \rightarrow C_{(g)}$ $\Delta H = +172$ kcal
 3. I: $CH_{4(g)}$; II: $C_{(g)} + 2 H_{2(g)}$.
 4. $\Delta H_1: -18$ kcal; $\Delta H_2: -190$ kcal; $\Delta H: +172$ kcal.
 5. 860 kcal absorvido. 6. 1720 kcal absorvido.
 7. 94,4 kcal/mol.

p. 170 Testando seu conhecimento

1. b 2. a 3. 68 kcal.
 4. a) $\Delta H = -188,0$ kJ.
 b) Reação exotérmica, porque o ΔH é negativo.
 5. a) $\Delta H = -66,35$ kcal. b) Exotérmica.
 6. b 7. d 8. d

p. 171 Aprofundando seu conhecimento

1. e 2. a 3. $\Delta H = -311$ kJ.
 4. $\Delta H = -4 \cdot 215$ kJ/mol. 5. 84 kcal/mol de B_2H_6 .
 6. b 7. Todos. 8. a
 9. a) $\Delta H = -1368$ kJ/mol. b) Exotérmica; $\Delta H < 0$.
 10. $02 + 04 = 6$. 11. $04 + 08 + 16 = 28$.
 12. a
 13. a) $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$ ΔH
 b) $S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$ ΔH_1
 $SO_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$ ΔH_2
 $SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2SO_{4(l)}$ ΔH_3
 $H_2SO_{4(l)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + 2 O_{2(g)} + S_{(s)}$ $-\Delta H_x$
 $H_2O \rightleftharpoons H_2 + \frac{1}{2} O_2$ $-\Delta H$
 $-\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + (-\Delta H_x)$
 14. a) -520 kJ/mol. b) 16 atm.
 15. a) $H_{NO_3}^0 = +90,5$ kJ/mol. c) $H_{H_2O}^0 = -286$ kJ.
 b) $\Delta H_{NH_3}^0 = -46,1$ kJ/mol. d) $\Delta H^0 = -1169,6$ kJ.

p. 175 Exercícios

1. Libera 115,4 kJ. 2. c 3. d
 4. I. A titulação de volumes iguais de cada uma das soluções requer o mesmo volume de solução padrão de NaOH. Não se distingue, portanto, cada uma das soluções.
 $HX + NaOH \rightarrow NaX + H_2O$ (fraco)
 $HY + NaOH \rightarrow NaY + H_2O$ (forte)
 II. Permite, pois a reação de 1 mol de qualquer ácido forte (HY) com 1 mol de qualquer base forte (NaOH) libera sempre a mesma quantidade de calor (13,7 kcal).
 A reação de 1 mol de ácido fraco (HX) com 1 mol de base forte (NaOH) libera uma quantidade de calor menor que 13,7 kcal.

p. 177 Exercícios

1. a 2. e 3. a
 4. a) $\Delta H = +427$ kJ. b) $\Delta H = -470$ kJ. c) $\Delta H = -43$ kJ.
 5. a) +708 kJ. b) -691 kJ. c) +17 kJ.
 6. a) +848 kJ. b) -885 kJ. c) -37 kJ. 7. d

p. 179 Exercícios

1. e 2. b 3. a 4. b.
 5. b 6. d 7. Maior que 100 °C.
 8. b 9. 4. 10. 2. 11. 1.
 12. 3. 13. 4. 14. 1 e 2.
 15. $T > 1111$ K reação espontânea.
 $T < 1111$ K reação não espontânea.
 $T = 800$ K é inviável.

p. 186 Exercícios fundamentais

1. $2 H_2O \rightarrow 2 H_2 + O_2$
 2. I. H_2O ; H_2 II. H_2O ; O_2 3. $P_4 + 5 O_2 \rightarrow P_4O_{10}$
 (+1) (0) (-2) (0) (0) (0) (+5) (-2)
 4. $Mg_{(s)} + 2 HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + H_2$
 5. Não, formou o sal solúvel $MgCl_2$.
 6. Mg: Nox = 0; $MgCl_2$: Nox $Mg^{2+} = +2$
 7. O magnésio. 8. O hidrogênio.
 9. A reação é exotérmica, parte da água da solução evapora e parte condensa-se.
 10. Cl_2/O : 0; $NaCl$: -1; $CaCl_2$: -1; $HC l$: -1; HC/O : +1; HC/O_2 : +3; HC/O_3 : +5; HC/O_4 : +7; C/l_2O : +7; C/O_2 : +7.

p. 187 Testando seu conhecimento

1. a 2. a 3. b 4. b
 5. b 6. c 7. b 8. e 9. e
 10. I. Sulfato de crômio III. III. $Cr_2(SO_4)_3$; K_2SO_4 .
 II. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. IV. Todas são compostas.

p. 188 Aprofundando seu conhecimento

1. b
 2. I. $S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$
 (0) (0) (+4)
 Variação do número de oxidação S: $0 \rightarrow +4$.
 II. "Sem uma nesga de ar...": não é possível ocorrer a combustão na ausência de oxigênio.
 3. a) $N_2 + O_2 \rightarrow 2 NO_{(g)}$ b) $C + O_2 \rightarrow CO_{2(g)}$
 (0) (0) (+2) (0) (+4)
 4. b 5. d 6. e 7. $02 + 04 + 32 = 38$.
 8. a 9. b 10. d 11. a

p. 194 Exercícios fundamentais

1. $Cu_{(aq)}^{2+}$ 2. $Ni_{(aq)}^{2+}$ 3. $Co_{(s)}^0$.
 4. $Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}^0$.
 5. $Ni_{(s)}^0 \rightarrow Ni_{(aq)}^{2+} + 2e^-$.
 6. $Ni_{(s)} + Cu_{(aq)}^{2+} \rightarrow Ni^{2+} + Cu_{(s)}^0$.
 7. Agente oxidante: $Cu_{(aq)}^{2+}$; agente redutor: $Ni_{(s)}^0$.

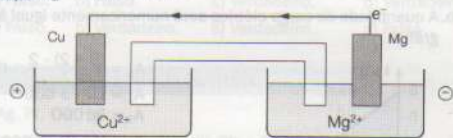
6. $\Delta E = 1,66 + 0,0 = 1,66$ V; espontânea.
 7. Sim. 8. Não.
 9. Se o seu potencial de oxidação fosse maior, sim, mas isso não ocorre; $E_{\text{oxid,Cu}} = -0,34$ V; $E_{\text{oxid,Zn}} = +0,76$ V.
 10. Não é espontânea.
 11. Se o seu potencial de oxidação fosse maior que o da prata, sim, e isso ocorre; $E_{\text{oxid,Cu}} = -0,34$ V; $E_{\text{oxid,Ag}} = -0,80$ V.
 12. É espontânea.

p. 241 Testando seu conhecimento

1. I e IV. 2. $Zn_{(s)} + 2 HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$
 3. d
 4. a) Não; Mg^{2+} apresenta menor E_{red} .
 b) $Cu_{(aq)}^{2+} + Mg_{(s)} \rightarrow Cu_{(s)} + Mg_{(aq)}^{2+}$
 5. a 6. d
 7. A reação do Zn oxidando-se pelo H^+ , presente no ácido, é espontânea; $\Delta E > 0$, portanto, o zinco sofre oxidação.
 8. b 9. e 10. a) V b) F c) V d) F

p. 243 Aprofundando seu conhecimento

1. a) $3 Ag + Al \rightarrow 3 Ag + Al^{3+}$; $\Delta E = 2,48$ V (reação espontânea). O alumínio apresenta potencial de oxidação maior que o da prata; portanto, o Al oxida-se, regenerando a prata oxidada.
 b) $E = 2,48$ V.
 2. a) $E_{\text{redução}} Mg^{2+} < Pb^{2+} < Cu^{2+}$.



3. a) Frasco II: $Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu$
 b) 161 g/L.
 4. e 5. c 6. c 7. b
 8. c 9. a 10. e
 11. a) $2 H_2O_2 \xrightarrow{Zn} 2 H_2O + O_2$; $\Delta E^0 = +1,08$ V.
 $H_2O_2 + 2 H^+ + 2 I^- \rightarrow I_2 + 2 H_2O$; $\Delta E^0 = +1,24$ V.
 $Zn + H_2O_2 + 2 H^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2 H_2O$; $\Delta E^0 = +2,54$ V.
 b) Sim, porque a reação entre peróxido de hidrogênio e ácido iodídrico é espontânea ($\Delta E^0 > 0$).
 $H_2O_2 + 2 H^+ + 2 e^- \rightarrow 2 H_2O$ $E^0 = +1,78$ V
 $2 I^- \rightarrow I_2 + 2 e^-$ $E^0 = -0,54$ V
 $H_2O_2 + 2 H^+ + 2 I^- \rightarrow I_2 + 2 H_2O$ $\Delta E = +1,24$ V

p. 250 Exercícios fundamentais

1. O_2 e H_2O .
 2. Não está enferrujada. Para formar a ferrugem, é necessária a presença de H_2O e O_2 ; dependendo do método de armazenagem (embalagem), podem ser retirados H_2O ou O_2 , ou ambos, evitando a formação da ferrugem.
 3. A umedecida, porque a velocidade de uma reação depende da concentração dos reagentes, neste caso, a H_2O e o O_2 .
 4. Zn, Mg. 5. d

p. 251 Testando seu conhecimento

1. c 2. d 3. a 4. b 5. c

p. 252 Aprofundando seu conhecimento

1. e
 2. a) Zn tem menor E_{red}^0 que Fe, portanto oxida-se mais facilmente e protege o Fe (do casco do navio).
 $Zn + Fe^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Fe$
 b) Fe tem menor E_{red}^0 que Cu, portanto oxida-se mais facilmente e protege o cobre.

3. b, c, d. 4. e
 5. a) $2 Al + \frac{3}{2} O_2 \rightarrow Al_2O_3$
 b) $3 \cdot (2 H_2O + 2 e^- \rightleftharpoons H_2 + 2 OH^-) \quad -0,83$ V
 $2 \cdot (Al \rightleftharpoons Al^{3+} + 3 e^-) \quad +1,66$ V
 $6 H_2O + 2 Al \rightleftharpoons 2 Al^{3+} + 3 H_2 + 6 OH^- \quad \Delta E = 0,83$ V
 $\Delta E > \text{zero}$
 6. a) Exp. 1 e 4: $4 Fe + 3 O_2 + 2x H_2O \rightarrow 2 (Fe_2O_3 \cdot xH_2O)$
 Exp. 3: $Mg + H_2O + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow Mg(OH)_2$
 b) Envolver o ferro com graxa ou com tira de Mg (metal de sacrifício).
 c) Mg protege Fe da oxidação; Fe protege Sn da oxidação. Portanto, o poder redutor é $Mg > Fe > Sn$.
 7. $02 + 04 + 08 = 14$.

p. 260 Exercícios fundamentais

1. Oxidação. 2. Redução.
 3. Zn: agente redutor; HgO: agente oxidante.
 4. $Zn + HgO + H_2O \rightleftharpoons Hg_{(l)} + Zn^{2+} + 2 OH^-$
 5. $\Delta E = 1,61$ V. 6. Zn.
 7. Zn diminui; HgO diminui; Hg aumenta; OH^- aumenta.
 8. Oxidação. 9. Redução.
 10. Ânodo. 11. Cátodo.
 12. Correta, pois ocorre do menor E_{red} para o maior E_{red} .
 13. $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$ $\Delta E = 1,23$ V
 14. Oxidação. 15. Redução. 16. Pb.
 17. PbO_2 . 18. Diminui. 19. Aumenta.
 20. Diminui. 21. Redução. 22. Aumenta.

p. 261 Testando seu conhecimento

1. 67. 2. c 3. 01. 4. d
 5. a) Ânodo $\rightarrow H_{2(g)}$; b) $2 H_{2(g)} + 1 O_{2(g)} \rightarrow 2 H_2O_{(l)}$
 Cátodo $\rightarrow O_{2(g)}$ $1 \text{ mol} \rightarrow 2(18 \text{ g})$
 $\Delta E = 0,4 - (-0,83)$ $x \rightarrow 54 \text{ g}$
 $\Delta E = 1,23$ V. $x = 1,5$ mol.
 6. c
 7. $\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$
 $\Delta E = 1,68 - (-0,36$ V)
 $\Delta E = 2,04$ V; 20 no cartão.
 8. c 9. a

p. 262 Aprofundando seu conhecimento

1. a) $Hg_{(s)} + Zn_{(s)} \rightarrow ZnO + Hg$ $\Delta E = 1,61$ V
 b) Ag_2O apresenta maior E_{red}^0 e sua pilha com o ZnO gera $dpp = 1,56$ V semelhante.
 2. c.
 3. $O_2 + 4 H_3O^+ + 4 e^- \rightleftharpoons 6 H_2O$
 $+1,23$ V Maior E de redução (cátodo)
 $4 AgCl + 4 e^- \rightleftharpoons 4 Ag + 4 Cl^-$
 $+0,22$ V Menor E de redução, se oxida (ânodo)
 $O_2 + 4 H_3O^+ + 4 Ag + 4 Cl^- \rightarrow 6 H_2O + 4 AgCl$
 $\Delta E = 1,01$ V

A razão ótima requer a manutenção da quantidade de O_2 na mistura. Esta quantidade de O_2 na mistura é controlada pelo eletrodo de Clark, através do ΔE da pilha.

4. $01 + 08 + 32 = 41$.
 5. I. Redução: O_2 ; oxidação: H_2 .
 II. $H_2 + 1/2 O_2 \rightarrow H_2O$ $n_{O_2} = 25$ mol; $n_{H_2O} = 50$ mol.
 $1 \text{ mol} \quad 1/2 \text{ mol} \quad 1 \text{ mol}$
 $50 \text{ mol} \quad 25 \text{ mol} \quad 50 \text{ mol}$
 III. $\Delta E = +1,23$ V.
 IV. $H_{40} = -286,5$ kJ/mol.
 6. d, a.

7. a) Pólo \ominus oxidação \Rightarrow $Pb_{(s)} + HSO_4^- \rightarrow PbSO_4(s) + 2 e^- + H^+$
 Pólo \oplus redução \Rightarrow $PbO_{2(s)} + 2 e^- + HSO_4^- \rightarrow PbSO_4(s) + 3 H^+$
 $\rightarrow PbSO_4(s) + 2 H_2O_{(l)}$
 b) À medida que a bateria se descarrega, a reação global informa que haverá consumo de H_2SO_4 com correspondente diminuição da densidade da solução ácida.
8. a) 5,00 mol/L. b) 1 pilha $\Delta E = 2,00$ V; 6 pilhas $\Delta E = 12,00$ V.

p. 268 Exercícios fundamentais

1. Cátodo. 2. Redução. 3. $Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$
 4. Ânodo. 5. Oxidação. 6. $2 Br^- \rightarrow Br_{2(l)} + 2 e^-$
 7. $Pb_{(l)}^{2+} + 2 Br_{(l)}^- \rightarrow Pb_{(s)} + Br_{2(l)}$ 8. H^+, Ca^+
 9. H^+ . 10. $2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_{2(g)}$
 11. OH^-, NO_3^- . 12. OH^- .
 13. $2 OH^- \rightarrow H_2O + \frac{1}{2} O_2 + 2 e^-$ 14. Mais concentrada.

p. 269 Testando seu conhecimento

1. a) $KI_{(s)} \xrightarrow{\Delta} K^+ + I^-$
 pólo \oplus { $2 I^- \rightarrow I_2 + 2 e^-$ pólo \ominus { $K^+ + e^- \rightarrow K^0$
 ânodo cátodo
 b) $NiCl_{2(aq)} \xrightarrow{\Delta} Ni^{2+} + 2 Cl^-$
 $\oplus \{ 2 Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2 e^-$ $\ominus \{ Ni^{2+} + 2 e^- \rightarrow Ni_{(s)}$
 2. c 3. a) F b) V c) F d) F e) V
 4. a) $CuBr_2 \xrightarrow{H_2O} Cu^{2+} + 2 Br^-$
 $HOH \rightarrow H^+ + OH^-$
 $\oplus \{ 2 Br^- \rightarrow Br_2 + 2 e^-$
 bromo
 cátodo $\ominus \{ Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu^0$
 cobre metálico
 b) $AgNO_3 \xrightarrow{H_2O} Ag^+ + NO_3^-$
 $HOH \rightarrow H^+ + OH^-$
 $\oplus \{ 2 OH^- \rightarrow \frac{1}{2} O_2 + H_2O + 2 e^-$
 $\ominus \{ Ag^+ + e^- \rightarrow Ag^0$
 c) $CaCl_{2(s)} \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2 Cl^-$
 $HOH \rightarrow H^+ + OH^-$
 $\oplus \{ 2 Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2 e^-$
 $\ominus \{ 2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_2$
 d) $Na_2SO_{4(s)} \xrightarrow{H_2O} 2 Na^+ + SO_4^{2-}$
 $HOH \rightarrow H^+ + OH^-$
 $\oplus \{ 2 OH^- \rightarrow \frac{1}{2} O_2 + H_2O + 2 e^-$
 $\ominus \{ 2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_2$
 5. c 6. b 7. d
 8. d 9. c 10. d

p. 271 Aprofundando seu conhecimento

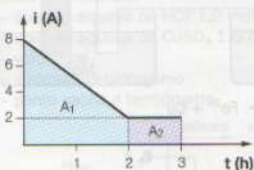
1. c
 2. I. $Na^+ + e^- \rightarrow Na_{(s)}$ no cátodo
 $Cl^- \rightarrow \frac{1}{2} Cl_{2(g)} + e^-$ no ânodo
 II. $2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_{2(g)}$ no cátodo
 $H_2O \rightarrow 2 H^+ + 2 e^- + \frac{1}{2} O_{2(g)}$ no ânodo ou
 $2 (OH)^- \rightarrow H_2O + \frac{1}{2} O_{2(g)} + 2 e^-$ no ânodo
 3. a) V b) V c) F 4. a
 5. $O_2 + O_8 + 16 = 26$. 6. a 7. d 8. d
 9. a) Utilizando um sal, que não sofre eletrólise, em solução aquosa como eletrólito (por exemplo, $NaNO_3$):
 $2 D_2^+ O_2^- + 2 e^- \rightarrow D_2^0 + 2 OD^{1-}$
 os núcleos de H e D diferem no número de nêutrons e, portanto, no número de massa: ${}_1^1H^1$ — 1 próton, nenhum nêutron;
 ${}_1^2D^2$ — 1 próton, 1 nêutron.
 b) ${}_1^2D^2 + {}_1^2D^2 \rightarrow {}_2^3He^3 + {}_0^1n^1$
 A fusão de núcleos positivos requer temperaturas elevadas (da ordem de 100 000 000 °C). Ocorrendo a fusão, há liberação de grande quantidade de energia pela transformação de massa em energia ($E = mc^2$, de acordo com Einstein). A fusão a frio permitiria a produção de energia, sem a dificuldade tecnológica de obtenção de temperatura elevadíssima para iniciar a fusão.

p. 275 Exercícios fundamentais

1. $Ag^+ + 1 e^- \rightarrow Ag$ $X = 9,65 \cdot 10^4 C = 96500 C$
 $1 \text{ mol} \rightarrow 1 \text{ mol}$ $Y = 216 g$
 $x = 9,65 \cdot 10^4 C \rightarrow 1 \text{ mol}$
 $x = 9,65 \cdot 10^4 C \rightarrow 108 g$
 $193000 C \rightarrow y$
 $y = 216 g$
 2. $Q = i \cdot t$ 3. $Ag^+ + 1 e^- \rightarrow Ag$
 $Q = 1000 \cdot 0,965$ $96500 C \rightarrow 108 g$
 $Q = 965 C$. $965 C \rightarrow m$
 $m = 1,08 g$.

p. 276 Testando seu conhecimento

1. d 2. a 3. d 4. d
 5. I. $Au_{(aq)}^{3+} + 3 e^- \rightarrow Au_{(s)}$
 $Cr_{(aq)}^{3+} + 3 e^- \rightarrow Cr_{(s)}$
 II. $Au^{3+} + 3 e^- \rightarrow Au$ $Q = i \cdot t$
 $3 \text{ mol } e^- \rightarrow 1 \text{ mol Au}$ $Q = 1 \cdot t$
 $3 \cdot 96500 \rightarrow 197 g$
 $1 \cdot t \rightarrow 0,5 g$
 $t = \frac{3 \cdot 96500 \cdot 0,5}{197}$
 $t \approx 735 s$.
 1 minuto $\rightarrow 60 s$
 $\Delta t = 735 s$
 $\Delta t = 12,25$ minutos.
 6. c 7. a 8. a) 20 pilhas. b) 3,175 g.
 9. b. A quantidade de carga elétrica será numericamente igual à área do gráfico.



$A_1 = \frac{(8 + 2) \cdot 2}{2} \cdot (3600)$
 $A_1 = 10 \cdot 3600$
 $A_1 = 36000$
 $A_2 = (1 \cdot 2) \cdot 3600$
 $A_2 = 2 \cdot 3600$
 $A_2 = 7200$
 $A_T = 43200 C$.

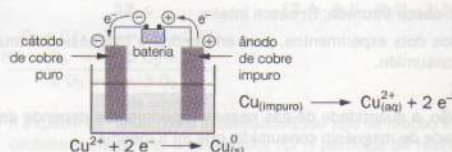
p. 277 Aprofundando seu conhecimento

1. b 2. a
 3. a) 300 mol de átomos Al. b) 289 500 s.
 4. +4.
 5. a) $\frac{1}{2}$ mol.
 b) Cátodo: redução da prata; ânodo: produção do etano.
 6. 0,560 L. 7. $10^5 C$.
 8. $C_2H_6O + H_2O \rightarrow C_2H_4O_2 + 4 H^+ + 4 e^-$
 46 g 4 · 96500 C
 $35 \cdot 10^{-6} g \dots\dots\dots Q$
 $Q = \frac{35 \cdot 10^{-6} \cdot 4 \cdot 96500}{46}$
 $Q = 0,294 C$
 $Q = 1 \cdot t$
 $0,294 C = i \cdot 29$
 $i = \frac{0,294 C}{29 s}$
 $i \approx 0,01 A$.
 9. $O_4 + O_8 + 16 + 32 = 60$.
 10. a) $CuSO_4 \rightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$ b) 3860 s.
 $0,1 \text{ mol/L}; 0,1 \text{ mol/L}; 0,1 \text{ mol/L}$
 11. b 12. a
 13. As duas são verdadeiras. 14. e
 15. a) 0,04 mol. b) 171 g. 16. c 17. 11,7 h.

p. 283 Exercícios

1. c
 2. \ominus cátodo: $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$; \oplus ânodo: $Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$
 3. c

4.

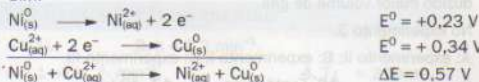


Desejamos purificar o cobre, portanto a barra de cobre impuro no ânodo oxida ($\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$), deixando a impureza solúvel ou na "lama anódica".

No cátodo, obtemos o Cu puro através da reação $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2e^- \rightarrow \text{Cu(s)}$, purificando, desta forma, o cobre.

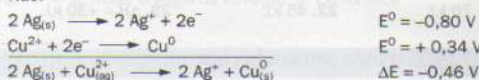
5. a 6. d 7. e 8. e

9. a) Sim.



Como $\Delta E > 0$, o processo é espontâneo.

b) Não.



c) oxidação: $\text{Cu}^0_{(\text{s})} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2e^-$
 redução: $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}^0_{(\text{s})}$

10. d

11. a) Falso. b) Falso. c) Verdadeiro. d) Verdadeiro.

12. a) Falso. b) Verdadeiro. c) Verdadeiro. d) Falso.

p. 294 Exercícios fundamentais

1. Au, Ag, Pt, Cu, Hg.

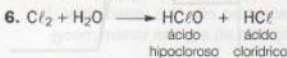
2. I. $\text{Hg} + \text{SO}_2$. III. $\text{Pb} + \text{SO}_2$.

II. $2\text{Ag} + \text{SO}_2$. IV. $2\text{Cu} + \text{SO}_2$.

3. X = Fe; Y = CO_2 .

4. Fe_2O_3 e $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ou Al_2O_3 .

5. I - D; II - C; III - A; IV - B.



p. 295 Testando seu conhecimento

1. b 2. c 3. e 4. d

5. c 6. e 7. d

8. a) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$
 b) 7,2 g. c) 26,6 g.

9. a. Falso. c. Falso.
 b. Verdadeiro. d. Verdadeiro.

10. d 11. a

12. a) X = MgCO_3 ; Y = MgO ; Z = Cl_2 .
 b) $\text{Mg(OH)}_{2(\text{s})} + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{MgCO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 Não é óxido-redução.

13. e 14. e 15. b

16. a. Verdadeiro. c. Falso. e. Falso.
 b. Falso. d. Verdadeiro.

p. 296 Aprofundando seu conhecimento

1. b 2. e 3. c

4. Hematita: Fe_2O_3 ; $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$

5. a, c, d, e.

6. a) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaAl(OH)}_4$

b) No tratamento com $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ concentrado, seriam solubilizados Fe_2O_3 , que é óxido básico, e Al_2O_3 , que é óxido anfótero:



c) Utilizando-se várias cubas eletrolíticas ligadas em série, a corrente que atravessa cada cuba será a mesma. Para uma massa total de alumínio produzida (em todas as cubas juntas) igual a m (Al), temos:

$$n \text{ cubas} \xrightarrow{\text{corrente}} | \text{---} m \text{ (Al)} \qquad 1 \text{ cuba} \xrightarrow{\text{corrente}} n \cdot | \text{---} m \text{ (Al)}$$

Em uma única cuba devemos utilizar uma corrente de $n \cdot I$ para produzir a mesma quantidade de alumínio.

7. a) Produção de 27 g de Al — 297 kJ
 Reciclagem de 27 g de Al — 26,1 kJ
 Economia de 270,9 kJ a cada 27 g de Al reciclado.
 27 g de Al — 270,9 kJ
 $135 \cdot 10^3 \text{ g de Al}$ — Economia
 Economia = 1354500 kJ
- b) Não, o H^+ tem maior E^0_{red} que o Al^{3+} , portanto o H^+ reduz-se preferencialmente.
- c) +3

8. a) Produção de termômetro b) $\text{HgS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{SO}_2$

9. c

10. a) $\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{OH}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Mg(OH)}_{2(\text{s})}$
 $\text{Mg(OH)}_{2(\text{s})} + 2\text{HCl}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{MgCl}_{2(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O}$
 b) Cátodo: $\text{Mg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mg}$;
 ânodo: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$.

11. b, d, e.

12. a) Sim, porque o líquido vendido é solução aquosa de hipoclorito (ClO^-), e não cloro.
 b) $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$ (ânodo);
 $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2(\text{OH}^-)$ (cátodo).

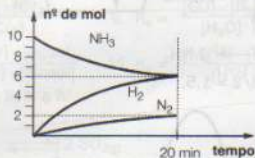
13. a) A: O_2 ; B: Cl_2 ; C: N_2 . b) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2$

14. e

15. $01 + 02 + 04 + 08 + 16 + 32 = 63$.

p. 304 Exercícios fundamentais

1. O_3 : descendente; O_2 : ascendente.
 2. Não, essa reação terminará quando todo O_3 for consumido.
 3. x = 6; y = 4; z = 2.
 4. I. $V_{\text{O}_3} = \frac{1 \text{ mol}}{h}$. II. $V'_{\text{O}_3} = \frac{1 \text{ mol}}{h}$. III. $V''_{\text{O}_3} = \frac{1 \text{ mol}}{h}$.
 5. a = 0; b = 3; c = 6.
 6. I. $V_{\text{O}_2} = 1,5 \frac{\text{mol}}{h}$. II. $V_{\text{O}_2} = 1,5 \frac{\text{mol}}{h}$. III. $V_{\text{O}_2} = 1,5 \frac{\text{mol}}{h}$.
 7. $V_{\text{m reação}} = 0,5 \text{ mol/h}$.
 8. a = 0; b = 0; c = 4 mol; d = 2 mol; e = 6 mol; f = 2 mol; g = 6 mol.
 9.

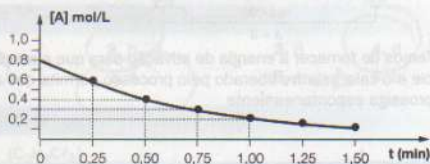


10. $V_{\text{NH}_3} = 0,2 \text{ mol/min}$; $V_{\text{N}_2} = 0,1 \text{ mol/min}$; $V_{\text{H}_2} = 0,3 \text{ mol/min}$.
 11. $V_{\text{m}} = 0,1 \text{ mol/min}$.

p. 305 Testando seu conhecimento

1. e 2. d 3. I.

4. a)



- b) $V_{\text{m}} = \frac{0,64 \text{ mol}}{L \cdot \text{min}}$; $V_{\text{m}} = \frac{0,24 \text{ mol}}{L \cdot \text{min}}$
t = 0,25 - 0,5 t = 1,00 - 1,25
5. e. $V_{\text{m HCl}} = 5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{L \cdot \text{min}}$; $V_{\text{m reação}} = \frac{V_{\text{m HCl}}}{2} = 25 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{L \cdot \text{min}}$
t = 5 - 8

6. b 7. a) 0,056 L/s. b) 0,08 g/s.
8. 6 mols/minuto.
9. c 10. $04 + 16 + 64 = 84$.

p. 307 Aprofundando seu conhecimento

1. d 2. I. F; II.V; III.V; IV. F; V. V; VI. V
3. b 4. 1) Falsa. 2) Verdadeira. 3) Falsa. 4) Falsa.
5. d 6. e
7. $2400 \text{ L} \cdot \text{s}^{-1} \cdot n_{\text{NaN}_3} = \frac{130}{65} = 2 \text{ mol} \Rightarrow 2 \text{ NaN}_3 \rightarrow 3 \text{ N}_2$
 $\Rightarrow V_m = \frac{3 \text{ mol} \cdot 24 \text{ L}}{30 \cdot 10^{-3} \text{ s} \cdot \text{mol}} = 2400 \frac{\text{L}}{\text{s}}$
8. I. F; II. V; III. V; IV. V; V. F; VI. V 9. c

p. 312 Exercícios fundamentais

1. II 2. 0 3. 40 kJ.
4. $\Delta H = +40 \text{ kJ}$. 5. Endotérmica. 6. 60 kJ.
7. Exotérmica. 8. $\Delta H = -30 \text{ kJ}$. 9. 40 kJ.
10. Endotérmica. 11. $\Delta H = +30 \text{ kJ}$. 12. 70 kJ.

p. 313 Testando seu conhecimento

1. b 2. d 3. d 4. c
5. d 6. d 7. d 8. a

p. 315 Aprofundando seu conhecimento

1. b 2. a
3.

4. c
5.

6. a) $3 \text{ H}_2 + 1 \text{ N}_2 \rightarrow 2 \text{ NH}_3$
b) $V_{\text{H}_2} / V_{\text{NH}_3} = 3/2 = 1,5$.

- c)

7. a) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O} + \text{Cr}_2\text{O}_3$
 $\Delta = 3$

b) Temos de fornecer a energia de ativação para que a reação se inicie e o calor relativo liberado pelo processo permita que a reação prossiga espontaneamente.

8. a

p. 322 Exercícios fundamentais

1. Maior superfície de contato.
2. O volume de gás obtido é o mesmo, pois a quantidade de reagentes foi a mesma.

3. A: casca triturada; B: casca inteira.
4. Nos dois experimentos, pois em ambos o magnésio foi totalmente consumido.

5. X

6. Não, a quantidade de gás nesses experimentos depende da quantidade de magnésio consumido, que foi a mesma.

7. X; maior temperatura.

8. A: experimento X; B: experimento Y.

9. A — Cl^- ; B — Mg^{2+} ; C — H^+ .

10. $\text{Zn}_{(\text{s})} + 2 \text{ HCl}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(\text{aq})} + \text{H}_{2(\text{g})}$

11. 20 s \rightarrow 0,2 mol/L; 30 s \rightarrow 0,1 mol/L; 60 s \rightarrow 0,05 mol/L.

12. Como os volumes de ácido são iguais, no experimento 1 foi produzido maior volume de gás.

13. No experimento 3.

14. A: experimento II; B: experimento I; C: experimento III.

15. y. 16. Exotérmica. 17. 40 kJ.

18. 15 kJ. 19. $\Delta H = -30 \text{ kJ}$. 20. Endotérmica.

21. 70 kJ. 22. 45 kJ. 23. $\Delta H = +30 \text{ kJ}$.

p. 324 Testando seu conhecimento

1. d 2. e 3. b
4. a 5. e 6. d
7. a) O copo com água morna; quanto maior a temperatura, maior a velocidade de reação.
b) No comprimido triturado; maior superfície de contato.

8. e 9. d

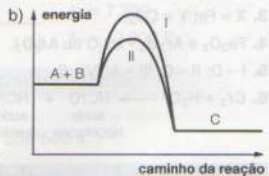
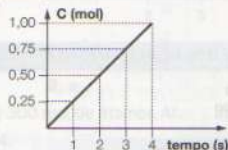
10. a) A água oxigenada se decompõe: $2 \text{ H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O} + \text{O}_2$

b) Em uma geladeira. Em baixas temperaturas, reduz-se a velocidade de decomposição da H_2O_2 .

11. a 12. Todas corretas.

13. d 14. c

15. a) Reação III:



p. 326 Aprofundando seu conhecimento

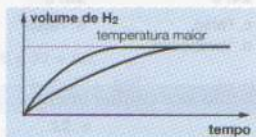
1. a) Porque em ambos os casos, o ferro retira O_2 e H_2O (vapor) do ar, transformando-se em ferrugem (óxido de ferro III hidratado) e havendo, com isso, aumento de massa.

b) A reação da formação da ferrugem é mais rápida na esponja de ferro, porque a superfície de contato é maior; portanto, corresponde à curva b do gráfico.

2. c 3. b

4. a) II. Apresenta maior produção de H_2 num mesmo intervalo de tempo.

b)



5. b 6. e 7. b 8. d

9. a) Falso. b) Verdadeiro. c) Falso. d) Verdadeiro.

10. a) Seria maior, pois aumentamos a velocidade.

b) Seria maior, pois com o aumento da concentração, aumentamos a velocidade.

c) Não sofreria alteração, já que nesse instante todo metal já foi consumido.

11. e 12. c 13. I - 4; II - 2; III - 3; IV - 1.
14. a) $O_3 + Cl \cdot \longrightarrow O_2 + ClO \cdot$
 $ClO \cdot + O_3 \longrightarrow 2 O_2 + Cl \cdot$
 $2 O_3 \longrightarrow 3 O_2$
gás oxigênio
- b) A espécie $Cl \cdot$ atua como catalisador. Esse tipo de reação é uma catálise homogênea: o catalisador ($Cl \cdot$) participa da reação e, ao final, é regenerado.
15. d
16. a) Falso. b) Verdadeiro. c) Verdadeiro. d) Verdadeiro. 17. e
18. a) 3, pois consome menos em um mesmo intervalo de tempo.
 b) 2, pois é mais rápida.

p. 339 Exercícios fundamentais

1. $V = k[A]$. 2. $k = 0,2 \text{ min}^{-1}$.
 3. $V = 0,1 \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$. 4. $T_{\frac{1}{2}} = 2 \text{ horas}$.
 5. $V = k[A]^2[B]^0$ ou $V = k[A]^2$. 6. $V = k[x]^4[y]^1$.
 7. I. $B \longrightarrow C$; maior energia de ativação. II. Exotérmica.

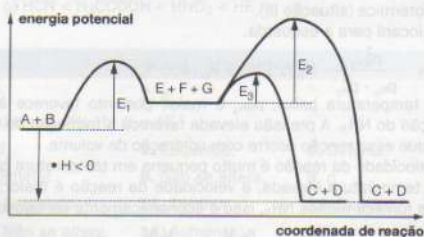
p. 340 Testando seu conhecimento

1. a) $V = k[HC]^{1/2}$. d) $V = k[NH_3]^2$.
 b) $V = k[H_2][I_2]$. e) $V = k[N_2][H_2]^3$.
 c) $V = k[CO_2]^2[O_2]$.
2. $V = k[CO]^2[O_2]$. 3. 2º ordem.
 4. 1º ordem. 5. Aumentará 4 vezes.
 6. Aumentará 2 vezes. 7. Aumentará 8 vezes.
 8. a) $V = k[NO_2][O_3]$. b) 1º ordem: V duplica.
 9. a 10. c 11. b
 12. d 13. e
14. I. $V = k[CH_3COCH_3][H^+]$;
 II. $k = 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$;
 III. Etapa 1, porque está de acordo com a equação da velocidade.
15. c
16. I. $2 H_2O_{2(aq)} \longrightarrow 2 H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$
 II. Verdadeira; o I^- não participa da reação, mas gera um caminho com menor energia de ativação e, portanto, mais rápido.

17. $m = 1$; $n = 1$.

p. 342 Aprofundando seu conhecimento

1. $01 + 08 + 32 = 41$. 2. d 3. e
 4. c 5. a 6. a 7. d
8. a) 2 c) 1º ordem.
 b) $V = k[C_{12}H_{22}O_{11}]$. d) $k = 1,01 \cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$.
9. b 10. I. Falso. II. Verdadeiro. III. Falso. IV. Falso.
 11. d 12. $02 + 16 = 18$.
13. a) $3 ClO^- \longrightarrow ClO_2^- + Cl^- + ClO^-$ (etapa lenta);
 $ClO_2^- + Cl^- + ClO^- \longrightarrow ClO_3^- + 2 Cl^-$.
 b) $V = k[ClO^-]^2$ (de acordo com a etapa lenta).
14. I. V II. F III. V IV. F V. F
- 15.



$E_1 =$ energia de ativação da reação



sem catalíse.

$E_2 =$ energia de ativação da reação



sem catalíse.

$E_1 < E_2$

$E_3 =$ energia de ativação da reação



sem catalíse.

$E_3 < E_2$

A adição de catalisador não altera o ΔH da reação.

16. a) H_2O_2 : um; H^+ : um; Br^- : um.
 b) A velocidade aumenta nos dois casos.

$V = A \cdot e^{-E_a/RT} \cdot [Reagentes]$

$V = \frac{A}{e^{(E_a/RT)}} \cdot [Reagentes]$

$T \uparrow V \uparrow, E_a \uparrow V \uparrow$

17. a) $A_{(s)}$ $B_{(g)}$
 A lei da velocidade é de ordem zero.

$V = k[A]^0 \Rightarrow V = k$

Logo, notamos que a velocidade da reação não depende da concentração de $A_{(s)}$.

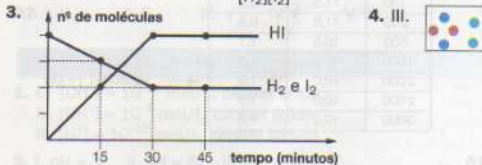
- b) Pela equação de Arrhenius: $k = A e^{-E_a/RT}$

A velocidade da reação irá se alterar com a variação de temperatura (T), a energia de ativação (E_a) e a superfície de contato, que está relacionada ao fator de frequência de Arrhenius (A).

- c) Como o recipiente está aberto, não conseguiremos medir a pressão parcial de B. O tempo de meia-vida da reação pode ser determinado, por exemplo, medindo-se a variação de massa de A em função do tempo.

p. 353 Exercícios fundamentais

1. 30 minutos. 2. $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$



5. I. $K_c = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]}$ IV. $K_c = \frac{[H_2O]^2 \cdot [C_2F_2]}{[HC]^{1/4} \cdot [O_2]}$
 II. $K_c = \frac{[PCl_3] \cdot [Cl_2]}{[PCl_5]}$ V. $K_c = \frac{[CO] \cdot [H_2]}{[H_2O]}$
 III. $K_c = \frac{[\text{éster}] \cdot [\text{água}]}{[\text{ácido}] \cdot [\text{álcool}]}$ VI. $K_c = \frac{[Mg^{2+}] \cdot [H_2]}{[H^+]^2}$
- homogêneos: I, II, III e IV

6. $2 SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 SO_{3(g)}$
7. a) $K_c = \frac{[N_2] \cdot [H_2]^3}{[NH_3]^2}$ $K_p = \frac{(P_{N_2}) \cdot (P_{H_2})^3}{(P_{NH_3})^2}$, homogêneo;
 b) $K_c = \frac{[H_2]^4}{[H_2O]^4}$ $K_p = \frac{(P_{H_2})^4}{(P_{H_2O})^4}$, heterogêneo;
 c) $K_c = [O_2]$ $K_p = PO_2$, heterogêneo.

p. 354 Testando seu conhecimento

1. e 2. b 3. d 4. d 5. a
 6. d 7. d 8. c 9. b

p. 359 Exercícios fundamentais

1. $K_1 = \frac{[C_2H_6][C_2]}{[C_2H_4][C_2]}$
2. $K_1 = \frac{[C_2H_6][C_2]}{[C_2H_4][C_2]} = \frac{8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 2$
3. $K_1 = \frac{6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,375$

4. $K_{III} = \frac{3 \text{ mol L}^{-1}}{6 \text{ mol L}^{-1} \cdot 7 \text{ mol L}^{-1}} = 0,071$

5. $K_{III} < K_{II} < K_I$.

7. $X = 0,39 \text{ mol}$; $Y = 0,11 \text{ mol}$; $Z = 0,78 \text{ mol}$.

8. $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{[0,78]^2}{[0,11][0,11]} = 50,3$

9. $X = \text{zero}$; $Y = 0,06 \text{ mol}$; $Z = 1,44 \text{ mol}$.

10. $[N_2O_4] = \frac{1,44}{2} = 0,72 \text{ mol L}^{-1}$; $[NO_2] = \frac{0,12}{2} = 0,06 \text{ mol L}^{-1}$ ∴

$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 0,005$

11. $\alpha = \frac{0,4}{1} = 0,4$ ou 40%.

12. $K_c = \frac{[CO]^2[O_2]}{[CO_2]^2} = \frac{[0,4]^2[0,2]}{[0,6]^2} = 0,089$.

13. 2

14. $Q_{CI} = 5$; $Q_{CII} = 10$; $Q_{CIII} = 1,25$.

15. I.

16. I: permanecem inalteradas;

II: O_2 diminui, SO_2 diminui e SO_3 aumenta;

III: O_2 aumenta, SO_2 aumenta e SO_3 diminui.

p. 362 Testando seu conhecimento

1. $K_c = 8$.

2. e

3. d

4. a. $K = \frac{[HmCO][O_2]}{[HmO_2][CO]} \Rightarrow 210 = \frac{[HmCO][8,8 \cdot 10^{-3}]}{[HmO_2][2,2 \cdot 10^{-6}]}$

$\Rightarrow 210 = \frac{[HmCO] \cdot 4 \cdot 10^{-3}}{[HmO_2]} \Rightarrow \frac{[HmCO]}{[HmO_2]} = 5,25 \cdot 10^{-2}$

5. a

6. a

7. c

8. a)

Tempo	[A] mol/L	[B] mol/L
0	11,6	0
100	11,3	0,3
200	11,0	0,6
500	10,5	1,1
1000	10,2	1,4
2000	10,0	1,6
2500	10,0	1,6
3000	10,0	1,6

← equilíbrio [] = cte

b) 0,16

9. c

10. a

11. d

12. I. F II. F III. V IV. F V. V

13. a

14. e

15. b

16. d

p. 364 Aprofundando seu conhecimento

1. d

2. d

3. a, b.



b) $K_c = \frac{n_{O_2}^3}{n_{O_3}^2 \cdot V}$

5. b

6. e

7. a

8. a

9. c

10. a) $K = [H_4S; O_4]$. b) $m = 1,152 \text{ g}$; $C = 1,152 \text{ g/L}$.

11. e

12. b, d, e, f.

13. d

14. e

15. a) $\frac{2}{3}$ mol de ácido acético. b) 2,025 mol de ácido.

16. a) O Fe^{3+} será removido com maior eficiência, pois apresenta maior K_{eq} .



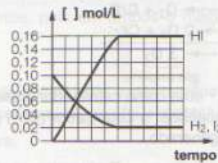
17. a) A rapidez da reação no sentido da formação do CO é maior (até ser atingido o equilíbrio); como $Q_{eq} = 9 > K_{eq} = 4$, [CO] e [H₂O] aumentam até ser atingido o equilíbrio.

b) $[CO] = [H_2O] = \frac{4}{3} \text{ mol/L}$; $[CO_2] = [H_2] = \frac{8}{3} \text{ mol/L}$.

18. a

19. a) Não, porque em ambos os experimentos, ao se atingir o equilíbrio, a [I₂] será igual, e I₂ é o responsável pela coloração.

b) $[H_2] = [I_2] = 0,02 \text{ mol/L}$; $[HI] = 0,16 \text{ mol/L}$.



20. a) $K_1 = (1,8)^2 / (1 \cdot 3^3) = 0,12$.

b) $K_2 = (0,8)^2 / (2/3) \cdot 2^3 = 0,12$

$[NH_3]_{eq} = 0,8$ ∴ $[N_2]$ que reagiu = 0,4

$[N_2]_{eq} = 1,07 - 0,4 = 0,67 = 2/3$

$[H_2]$ que reagiu = $3 \cdot 0,4 = 1,2$

$[H_2]_{eq} = 3,2 - 1,2 = 2$.

c) O novo catalisador poderá diminuir o tempo para ser atingido o equilíbrio, mas não irá aumentar a quantidade de NH₃ obtido.

21. b

22. d

23. a) $K = \frac{[Co^{2+}]}{[Ni^{2+}]}$. b) $[Co^{2+}]$; e $[Ni^{2+}]$. c) $[Co^{2+}] = 10 \cdot [Ni^{2+}]$.

p. 374 Exercícios fundamentais

1. IV

2. a) Direito. b) Esquerdo. c) Direito. d) Esquerdo.

3. a) A adição de um ácido (o vinagre) aumenta a concentração de H⁺ e o equilíbrio desloca-se para o lado direito.

b) A adição de OH⁻ retira H⁺ do equilíbrio e este se desloca para o lado esquerdo.

4. Esquerdo. 5. Não. Somente a temperatura altera o K_c.

6. CaO = diminui; CaCO₃ = aumenta.

7. Não ocorrerá deslocamento.

8. A₂ = diminui; B = diminui; AB = aumenta.

9. a) $K_c = \frac{[AB]}{[A] \cdot [B]}$. b) Exotérmica. c) O K_c diminui.

10. a) Direita;

f) esquerda;

b) esquerda;

g) esquerda;

c) esquerda;

h) direita;

d) direita;

i) o equilíbrio não se desloca.

e) direita;

p. 376 Testando seu conhecimento

1. a

2. c

3. d

4. a

5. e



b) Desloca o equilíbrio para a direita (menor volume).

7. a) $K_c = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} = \frac{0,2}{(0,3)^2} = \frac{20}{9}$ (80 °C).

b) A elevação da temperatura diminui a [N₂O₄]; portanto, a reação direta é exotérmica.

8. d

9. a) V b) V c) F d) F

10. e

11. b

12. I. F II. F III. V IV. F V. V

13. a) Absorve calor ($\Delta H > 0$).

b) $K = \frac{[CO][H_2]^3}{[CH_4][H_2O]}$

c) Com a diminuição da pressão de água, o equilíbrio desloca-se no sentido de formação dos reagentes, de acordo com o princípio de Le Chatelier.

14. b

15. d

16. e

17. b

18. b

19. a) II. catalisador; III. aumento da temperatura.

b) Endotérmica (situação III).

c) Deslocará para a esquerda.

20. a) $K_p = \frac{p_{NH_3}^2}{p_{N_2} \cdot p_{H_2}^3}$ K_p (25 °C) > K_p (450 °C);

Em temperatura baixa, p_{NH_3} é maior, portanto favorece a formação do NH₃. A pressão elevada favorece a formação do NH₃, porque essa reação ocorre com contração de volume.

b) A velocidade da reação é muito pequena em temperatura baixa. Em temperatura elevada, a velocidade da reação é maior; embora forneça menos NH₃, isso é economicamente vantajoso.

21. I. F

II. F

III. V

IV. V

V. V

p. 380 Aprofundando seu conhecimento

1. a) $K_c = 50$. b) Direto (sentido da reação direta).
2. Reação feita em metanol.
3. c
4. a
5. a
6. a) $n_{O_2} = 9 \cdot 10^{-4}$ mol O_2 .
b) Massa molar (hemoglobina) = $66,7 \cdot 10^3$.
7. a) A liberação maior de CO_2 que a usual diminui a concentração de CO_2 , o que desloca o equilíbrio para a esquerda.
b) Terão casca mais grossa, pois o aumento da concentração de CO_2 desloca o equilíbrio I para a direita, aumentando a concentração de $CO_{3(aq)}$, o que desloca o equilíbrio II também para a direita.
c) $H_2CO_3 + 2 KOH \rightarrow K_2CO_3 + 2 H_2O$
O excesso de KOH (meio básico) torna a solução rósea.
d) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
 $\Delta H = +1 207$ kJ/mol; $\Delta H > 0$, reação endotérmica.

8. b
9. 1. a) $CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)}$
b) $H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCO^-_{3(aq)}$
2) Favorecimento da formação dos produtos (maior $[H^+]$ desloca o equilíbrio para a direita).

10. a) $CaCO_3 + CO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2 HCO^-_3$
No sistema 1, a pressão parcial de CO_2 no ar é praticamente desprezível; portanto, a quantidade de $CaCO_{3(s)}$ dissolvida será menor.
b) A diminuição da temperatura desloca o equilíbrio para a direita, favorecendo a dissolução de CO_2 e, conseqüentemente, também a dissolução do $CaCO_{3(s)}$.

11. I. $K_a = \frac{0,1}{0,9} = \frac{1}{9}$.
II. 0,2 mol do composto III; o composto II é consumido, deslocando o equilíbrio e regenerando o composto II até o consumo total do Na.

12. a) Oxidação $\Rightarrow H_{2(g)}$; redução $\Rightarrow O_{2(g)}$.
b) O aumento da temperatura desloca o equilíbrio para o lado da reação endotérmica (esquerda), o que dificulta a formação de água.
c) $\Delta H = -573$ kJ/2 mol = $-286,5$ kJ/mol.
d) $2 H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 H_2O_{(l)}$
2 mol — 1 mol — 2 mol
50 mol — 25 mol — 50 mol

13. 04 + 08 = 12. 14. e 15. c
16. a) $K_3 = \frac{K_2}{K_1} = \frac{490}{67}$.
b) Aumento de temperatura desloca para esquerda; uso de catalisador não desloca o equilíbrio; variação da pressão não desloca o equilíbrio.
17. I. F II. F III. V IV. V V. V 18. e
19. a) V b) F c) V d) V 20. a

p. 394 Exercícios fundamentais

1. HZ. 2. $K_{aHY} < K_{aHX} < K_{aH_2Z}$.
3. HX e HZ. 4. HZ. 5. c
6. a) $HNO_2 \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + NO_2^-$; $HCN \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + CN^-$;
 $H_3CCOOH \xrightleftharpoons{H_2O} H_3CCOO^- + H^+$; $HF \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + F^-$.
b) $K_{HNO_2} = \frac{[H^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$; $K_{HCN} = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$;
 $K_{H_3CCOOH} = \frac{[H^+][H_3CCOO^-]}{[H_3CCOOH]}$; $K_{HF} = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]}$.
c) $HCN < H_3CCOOH < HNO_2 < HF$.

p. 395 Testando seu conhecimento

1. b 2. a
3. a) $\alpha = 0,4\%$; b) $\alpha = 4\%$.
4. d 5. Esquerdo. 6. Diminui.
7. Diminui. 8. Não se altera. 9. d
10. Esquerdo. 11. Diminui. 12. Diminui.
13. Não se altera. 14. Aumenta. 15. d.

p. 396 Aprofundando seu conhecimento

1. a 2. e 3. c
4. $K_1 = 1,69 \cdot 10^{-6}$. 5. e
6. a, c. 7. d 8. a, b. 9. e
10. a) Na solução de HCl, já que a concentração de H^+ é maior.
b) Pela quantidade de bolhas formadas.
11. c. Calculando para K_1 , temos:
• $[H^+] = [HS^-] = 10^{-4}$ mol/L; • $[H_2S] = 1 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

p. 402 Exercícios

1.

Ácido	Base conjugada	Base	Ácido conjugado
$HSO^-_{2(aq)}$	$SO^{2-}_{2(aq)}$	$NH_3(aq)$	$NH^+_{4(l)}$
$HSO^-_{2(aq)}$	$SO^{2-}_{2(aq)}$	$N_2H^+_{4(aq)}$	$N_2H^+_{5(aq)}$
$CH_3NH^+_{2(aq)}$	$CH_3NH_{2(aq)}$	$C_6H_5O_{(aq)}$	$C_6H_5OH_{(aq)}$
$[Al(H_2O)_6]^{3+}$	$[Al(H_2O)_5OH]^{2+}$	$OH^-_{(aq)}$	$H_2O_{(l)}$

2. b

Ácido	Base conjugada
HCl	Cl^-
NH^+_4	NH_3

3. a 4. I. F II. V III. V IV. V
5. Ácido conjugado: ácido carbônico (H_2CO_3); base conjugada: CO^{2-}_3 (ion carbonato).
6. e 7. d 8. b
9. b 10. b
11. Ácido de Arrhenius: aspártico; base de Bronsted - Lowry: lisina; apolares: valina e fenilalanina.
12. I. V II. F III. F IV. V V. F
13. e 14. d 15. c 16. b
17. a 18. e 19. e 20. e
21. I. V II. F III. V IV. V V. V
22. I. V II. F III. V IV. V V. V

p. 415 Exercícios fundamentais

1. I. $[OH^-] = 10^{-11}$ mol/L, caráter ácido;
II. $[OH^-] = 10^{-9}$ mol/L, caráter ácido;
III. $[H^+] = 10^{-10}$ mol/L, caráter básico.
2. I. pH = 3; II. pH = 5; III. pH = 10.
3. $[H^+] = [OH^-] = 10^{-6,5}$ mol/L.
4. Básica. 5. 13
6. I - B; II - E; III - D; IV - C; V - A.
7. HA: pH = 2; HB: pH = 2; XOH: pH = 2.
8. H_2CO_3 . 9. HCO^-_3 . 10. CO^{2-}_3 .
11. 10,3 12. 6,4

p. 418 Testando seu conhecimento

1. e 2. I - b; II - a, d, f, g, h; III - c, e.
3. Coca-cola, café preparado.
4. pH = 2; pOH = 12; $[OH^-] = 10^{-12}$ mol/L.
5. pH = 8; $[H^+] = 10^{-8}$ mol/L; $[OH^-] = 10^{-6}$ mol/L.
6. Menor: vinagre; maior: café.
7. e 8. c 9. c 10. b
11. a 12. d 13. a 14. d
15. $[H^+] = 10^{-3}$ mol/L.
16. a) $3 < 2 < 4 < 1$.
b) KOH é uma base forte:
 $[OH^-] = 0,01$ M = 10^{-2} mol/L
pOH = 2 \therefore pH = 12.
17. a) $CH_3CHOHCO_2H_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3CHOHCO^-_{2(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$
b) $[H_3O^+] = 10^{-2}$ mol/L = 0,01 M.
18. b 19. d 20. a
21. b 22. d 23. c

p. 421 Aprofundando seu conhecimento

1. a) $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$
 $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HSO}_3^-(\text{aq})$
 $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
 $\text{HC}_2\text{F}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) + \text{C}_2\text{F}_3(\text{aq})$
- b) pH < 7: soluções A, B e D;
 pH > 7: solução C.
2. b 3. d 4. c
5. $02 + 04 + 16 = 22$.
6. a) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – hidróxido de cálcio; cal apagada, cal extinta, água de cal (solução), leite de cal (suspensão).
 b) A dissociação do $\text{Ca}(\text{OH})_2$ pode ser representada por $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$
 A 25 °C, $K_W = 10^{-14}$, o pH da solução estará num intervalo de $7 < \text{pH} < 14$.
- c) $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
7. a 8. 10 9. b 10. b
11. a) F b) V c) V d) F 12. c 13. b
14. I. F II. F III. F IV. V V. V
15. a 16. d 17. b 18. b
19. I. F II. V III. V IV. V V. F 20. c
21. a) pH = 11.
 b) Forma geométrica: piramidal; ligação: covalente.
22. c
23. a) 1. $K_W = 2,2 \cdot 10^{-14}$.
 2. pH = 6,83.
 b) O aumento da temperatura, que favorece a reação endotérmica, foi acompanhado por um aumento no valor da constante de ionização. Portanto, de acordo com o Princípio de Le Chatelier, a reação de autoionização da água é uma reação endotérmica.
24. I. F II. F III. F IV. V V. V
25. a) Solução 0,01 mol/L de NaOH tem pH = 12, o que desloca o equilíbrio representado para direita, tornando a solução azul.
 b) Se a $[\text{H}^+]$ aumentar 10^7 vezes, ela assume o valor: $[\text{H}^+] = 10^{-5}$ mol/L (pH = 5), o que torna a solução incolor.
26. a) $\text{HIn}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{In}^-(\text{aq})$
 (incolor) (vermelho)
- b) Porque, na flor madura, o meio intracelular torna-se alcalino, o que desloca o equilíbrio representado para a direita.

- p. 430 Exercícios fundamentais
1. NH_4Cl ; pH < 7; 2. NaCl ; pH = 7;
 3. KNO_3 ; pH = 7; 4. AgNO_3 ; pH < 7;
 5. KHCO_3 ; pH > 7; 6. $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; pH > 7.
7. $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
 8. $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{AgOH}(\text{s}) + \text{H}^+(\text{aq})$
 9. $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) + 3\text{H}^+(\text{aq})$

p. 430 Exercícios fundamentais

- p. 430 Testando seu conhecimento
1. c 2. a 3. c 4. d
 5. e 6. b
7. a) A hidrólise do cianeto de sódio, que pode ser representada simplificada por $\text{CN}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCN}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$, origina um meio básico, que justifica a coloração vermelha da solução quando se adiciona fenolftaleína.
 b) A hidrólise do cloreto de amônio, que pode ser representada simplificada por $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$, origina um meio ácido, o que justifica que a solução continue incolor mesmo com a adição de fenolftaleína.
8. b 9. a 10. d
 11. I. V II. V III. F IV. F V. F
 12. a 13. d

p. 430 Testando seu conhecimento

- p. 432 Aprofundando seu conhecimento
1. c 2. b
 3. a) Verdadeiro. b) Verdadeiro. c) Falso. d) Falso.

p. 432 Aprofundando seu conhecimento

4. d 5. c
6. a) $\text{NaCl}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{HOH}$; (neutra).
 b) $\text{H}_3\text{CCOONa}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{CCOOH} + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$; (básica).
 c) $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_3\text{O}^+$; (ácida).
 d) $\text{Na}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- + \frac{1}{2}\text{H}_2$; (básica).
7. a) pH = 7,6; pois a porcentagem de O_2 transportado é maior, para uma mesma pressão de O_2 .
 b) Alcalose; NH_4Cl tem caráter básico.
8. b
9. a) Em meio ácido, o equilíbrio $\text{HIn} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{In}^-$
 (vermelho) (azul)
 desloca para esquerda, tornando o papel vermelho.
 b) “– E de que cor os sais deixam o tornassol?
 Sempre da mesma cor. Não têm nenhum efeito sobre ele. (...)”
 Há um erro, pois há sais de caráter ácido, neutro e básico.
10. a) Hidrólise do $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$:
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{HOH} \rightleftharpoons 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 6\text{H}^+ + 3\text{SO}_4^{2-}$
 b) A cal é um óxido de caráter básico e, portanto, reage com água produzindo $\text{Ca}(\text{OH})_2$:
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
 O hidróxido de cálcio formado reage com ácido sulfúrico:
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 Os íons H^+ , resultantes da hidrólise, são neutralizados pelos íons OH^- . Portanto, a adição de cal provoca diminuição da acidez, elevando o pH.
11. a) O uso contínuo de $\text{Ca}(\text{OC}_2\text{H}_5)_2$ sobre o pH da água de uma piscina causa:
 – Hidrólise do sal:
 esse processo aumenta o pH, já que o meio tende a ficar básico devido à existência de um ácido fraco ($\text{HC}_2\text{H}_5\text{O}$) e uma base forte ($\text{Ca}(\text{OH})_2$);
 – A ação oxidante do ácido hipocloroso:
 a semi-reação fornecida indica que a ação oxidante do $\text{HC}_2\text{H}_5\text{O}$ também causa aumento do pH.
 $\text{HC}_2\text{H}_5\text{O} + \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{O}^- + \text{H}_2\text{O}$
 A ação oxidante do $\text{HC}_2\text{H}_5\text{O}$ também pode ser representada pela equação:
 $\text{HC}_2\text{H}_5\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{O}^- + \text{OH}^-$
- b) O ajuste de pH deve ser feito pela adição de ácido clorídrico (HCl):
 $\text{HC}_2\text{H}_5\text{O}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-(\text{aq})$
 $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
12. a) I. $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$;
 II. $\text{NH}_4\text{OH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
 b) Tubo 2;
 adição Na_2CO_3 : { meio mais básico;
 desloca I para direita.
 c) O cloreto de amônio é um sal de caráter ácido, pois é proveniente de um ácido forte (HCl) e uma base fraca (NH_4OH).
 Logo, a sua hidrólise salina origina uma solução ácida (pH < 7):
 $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$
13. a
14. $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,1 \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 2,8$;
 que corresponde a uma solução laranja-escuro.
 $[\text{CH}_3\text{COONH}_4] = 0,1 \text{ mol/L}$
 $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \quad K_b = 5,55 \cdot 10^{-10}$
 $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ \quad K_a = 5,55 \cdot 10^{-10}$
 Como o cátion e o ânion hidrolisam na mesma proporção, a solução será neutra, que corresponde a uma solução incolor.

p. 436 Exercícios

1. a 2. e 3. c 4. b
5. a, b, c, d.
6. a) $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$
 $0,01 - x \quad x \quad x$
 $K_a = \frac{x \cdot x}{0,01 - x} = 5 \cdot 10^{-4}$
 $x^2 \approx 5 \cdot 10^{-6} \quad x = \sqrt{5 \cdot 10^{-6}} = 5^{\frac{1}{2}} \cdot 10^{-3}$
 $[\text{H}^+] = 5^{\frac{1}{2}} \cdot 10^{-3}$
 $-\log [\text{H}^+] = -\log 5^{\frac{1}{2}} \cdot 10^{-3}$
 $\text{pH} = -\frac{1}{2} \cdot \log 5 - \log 10^{-3} = -0,35 + 3 = 2,65$.



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

$$\text{pH} = -\log(5 \cdot 10^{-4}) + \log \frac{0,01}{0,01}$$

$$\text{pH} = -\log 5 - \log 10^{-4} + \log 1$$

$$\text{pH} = -0,7 + 4 + 0$$

$$\text{pH} = 3,3.$$

7. a) pH = 8,26;

b) pH = 8,26.

8. pH = 4,74.

9. a) Quando expiramos, liberamos para o ambiente grande quantidade de $\text{CO}_{2(\text{g})}$, o que diminui a $[\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}]$, aumentando o pH do sangue.

b) Acidose; pois $\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 5$.

10. d

p. 441 Exercícios

1. Verdadeiro.

2. Falso.

3. Verdadeiro.

4. Falso.

5. I - D; II - A; III - B; IV - C.

6. Para titulação desta amostra, utiliza-se:

- bureta;
- pisqueta para lavagem durante o processo;
- erlenmeyer;
- balança.

Da amostra de ácido cítrico pesa-se uma pequena quantidade, mistura-se água destilada, coloca-se um indicador ácido-base e titula-se com uma base de concentração conhecida.

7. a

8. a

9. c

10. b

11. d

12. e

13. a

p. 448 Exercícios fundamentais

1. I. $K_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$; II. $K_s = [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3$; III. $K_s = [\text{Pb}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$.

2. a) $\text{AgBr} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Br}^-$; $K_s = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Br}^-]$.

b) $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$; $K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$.

c) $\text{Ag}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+ + \text{SO}_4^{2-}$; $K_s = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$.

d) $\text{PbI}_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2 \text{I}^-$; $K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2$.

e) $\text{Ag}_2\text{S} \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+ + \text{S}^{2-}$; $K_s = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{S}^{2-}]$.

f) $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^-$; $K_s = [\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3$.

g) $\text{Mn}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2 \text{OH}^-$; $K_s = [\text{Mn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$.

3. não saturada: I; saturada: III; supersaturada: II.

4. II

5. NaCl e AgNO_3 (ion comum)

6. $K_s = 1 \cdot 10^{-10}$.

7. $1 \cdot 10^{-7}$ mol/L.

p. 449 Testando seu conhecimento

1. d

2. a) $K_a = 2,5 \cdot 10^{-5}$.

b) $2,5 \cdot 10^{-3}$ mol.

c) 0,34 g.

3. a

4. a

5. 1. Verdadeira 2. Falsa 3. Verdadeira 4. Falsa

6. d

7. b

8. b

9. b

10. a

11. a

12. $0,2 + 0,4 = 0,6$.

13. I. 0,03 g.

II. 33,36 g.

III. Apesar de BaCO_3 ter baixa solubilidade em água, ele se dissolve em meio ácido, liberando íons $\text{Ba}^{2+}_{(\text{aq})}$, extremamente tóxicos.

14. a) 1 mol — 96 g

x — 0,250 g

$x = 2,6 \cdot 10^{-3}$ mol

VMP = $2,6 \cdot 10^{-3}$ mol/L

A água não está de acordo com o padrão.

b) $\text{CaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$

$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$

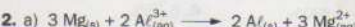
$2,6 \cdot 10^{-5} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot 2,6 \cdot 10^{-3}$

$[\text{Ca}^{2+}] = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

15. $0,1 + 0,2 + 0,8 = 1,1$.

p. 451 Aprofundando seu conhecimento

1. d



$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$

$K_{ps} = 5,0 \cdot 10^{-4} \cdot (2 \cdot 5,0 \cdot 10^{-4})^2 = 5,0 \cdot 10^{-10}$.

3. a) $4 \cdot 10^{-5}$ mol/L de BaCO_3 .

b) $7,88 \cdot 10^{-3}$ g/L.

c) 0,208 g de BaCl_2 .

d) BaCO_3 reage com HCl , presente no estômago, formando BaCl_2 , que é um sal solúvel, e liberando íons $\text{Ba}^{2+}_{(\text{aq})}$, que são extremamente tóxicos.

O BaSO_4 não reage com HCl .

4. b

5. 1

6. d

7. a) Como a proporção entre cátion e ânion em todos os sais é de 1:1, aquele que apresentar a menor constante de solubilidade será o menor solúvel e, portanto, o mais indicado para a precipitação do Pb^{2+} . O sal de menor constante de solubilidade é o PbS . Logo, a fórmula do ânion mais indicado para retirar o Pb^{2+} é o sulfeto: (S^{2-}).

b) $2 \cdot 10^{-14}$ mol/L.

8. a) Amarelo.

b) 1 mol/L.

9. c

10. d

11. Verdadeiras: I, III, IV, V.

12. 4 g.

13. e

14. a, b, d.

15. I, F II, V III, V IV, F

16. b

17. I, V II, F III, F IV, V

18. $0,1 + 0,4 + 0,8 + 1,6 + 3,2 = 6,1$.

19. a) pH > 3,5.

b) $2 < \text{pH} < 3,4$; só precipita $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

c) Não; o pH da água pura é 7.

20. c

p. 463 Exercícios fundamentais

1. A - III; B - I; C - I; D - III; E - II; F - III; G - I.

2. ${}^4_2\alpha$; $-1_0\beta$; $0_0\gamma$; $+1_0\delta$; $0_0\epsilon$.

3. I. $x = \frac{4}{3}\alpha$;

III. $z = -1\beta$;

V. $a = \frac{1}{3}\rho$.

II. $y = 0_0\gamma$;

IV. $w = 0_0\eta$;

4. c

5. X (Z = 81; A = 202); ${}^{202}_{81}\text{X}$.

6. a = 3; b = 2.

p. 464 Testando seu conhecimento

1. e

2. a) Verdadeiro. b) Falso. c) Falso. d) Falso.

3. a) $\frac{4}{2}\text{X}$ (partícula α). b) X: 2 prótons e 2 nêutrons.

4. c

5. a

6. d

7. X = ${}^{234}_{90}\text{Th}$; Z = ${}^{234}_{92}\text{U}$; R = ${}^{226}_{88}\text{Ra}$; T = ${}^{218}_{84}\text{Po}$.

8. e

9. d

10. x: gases nobres; y: A = 289.

11. a

12. a) Verdadeiro.

b) Verdadeiro.

c) Falso (${}^{60}_{27}\text{Co}^*$ emite radiação γ).

p. 466 Aprofundando seu conhecimento

1. II, III, IV, V.

2. b

3. e

4. a



$2 + 1 = 1 + x \Rightarrow x = 2$

$A + 1 = 5 + x \Rightarrow A = 6$.

6. a

7. d

8. d

9. b

10. III, IV, V, VI.

11. a

12. e

13. a) grupo 10 ou VIII B; 7^o período.

b) 4 α ; Hássio (Ha), Seabúrgio (Sg), Rutherfordóidio (Rf).

14. b

15. d

16. (01).F (02). F (03). F (04). F (05). F (06). V

p. 472 Exercícios fundamentais

1. 60%. 2. 50%. 3. 37%.
4. 20%. 5. 7 anos. 6. 6,25%.
7. 24 horas.

p. 472 Testando seu conhecimento

1. a 2. 0,3125 mg. 3. a 4. d
5. 125 mg. 6. b 7. b
8. a) 1 mg. b) $p = 25; n = 31$. 9. a) 12 g. b) 6,25%.

10. a) O resultado 7 foi obtido da razão $\frac{7}{1}$; o número de isótopos é $1 + 7 = 8$.



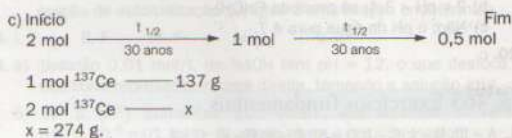
Portanto, decorrem 3 meias-vidas: $3 \cdot 1,28 \cdot 10^9 \text{ anos} = 3,84 \cdot 10^9 \text{ anos}$.



p. 473 Aprofundando seu conhecimento

1. b 2. c 3. e
4. 16 dias. 5. d 6. d 7. d
8. 12 horas.
9. a) $K = \frac{0,693}{30 \text{ anos}} = 0,0231 \cdot \text{ano}^{-1} \therefore 231$.

b) 21 900 dias = 60 anos = 2 meias-vidas;
fração de átomos que decaiu: $25\% = \frac{25}{100} = \frac{1}{4} = 0,25 \therefore 250$.



10. $3,81 \cdot 10^9$ anos.
11. a) Pela análise do gráfico:
 $t = 0$: 9,5 unidades de energia
 $t = 4,55$ bilhões de anos: 1,85 unidades de energia 9,5/1,85 = 5
A produção de energia era cinco vezes maior.
b) Pelo gráfico: urânio-235 e potássio-40.
c) Pelo gráfico: urânio-238 e tório-232.

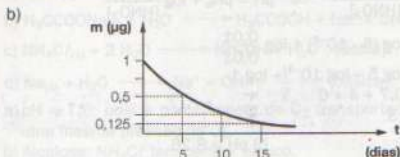
p. 488 Exercícios fundamentais

1. A - II; B - I. 2. x = nêutron (1_0n).
3. I. $x = {}_{-1}^0\beta$; IV. $w = {}_{6}^{14}\text{C}$;
II. $y = {}_{43}^{99}\text{Tc}$; V. $t = {}_{-1}^0\beta$;
III. $z = {}_{-1}^0\beta$; VI. $v = {}_{18}^{40}\text{Ar}$.
4. 16800 anos.

p. 488 Testando seu conhecimento

1. c 2. b 3. b
4. c 5. c 6. c
7. I. F II. V III. F IV. F V. F VI. V

8. d
9. a) ${}_{53}^{131}\text{I} \rightarrow {}_{-1}^0\beta + {}_{54}^{131}\text{Xe}$



p. 490 Aprofundando seu conhecimento

1. I - c; II - d; III - a; IV - b. 2. $01 + 02 + 08 = 11$.
3. d 4. III. 5. c
6. a) Sr e Ca pertencem à mesma família na tabela periódica, possuindo, portanto, propriedades químicas semelhantes.
b) $x = \text{Sc}$ (escândio).
7. e 8. d
9. a) ${}_{8}^{11}\text{C} \rightarrow {}_{+1}^0\beta + {}_{11}^{11}\text{B}$
b) 40,8 minutos.
10. a) $X = {}^1_1\text{p}$ (próton); $Y = {}_{-1}^0\beta$ (elétron)
b) $10 \text{ ppb} \xrightarrow[3t_{1/2}]{\rightarrow} 1,25 \text{ ppb}$
 $3 t_{1/2} = 16800 \text{ anos} \therefore t_{1/2} = 5600 \text{ anos}$.
11. d 12. I. F II. F III. V IV. V
13. d

14. a) Caso a poluição estivesse sendo provocada pela decomposição natural de animais ou plantas, mortos recentemente, a relação ${}^{14}\text{C}/{}^{12}\text{C}$ seria praticamente igual à de um ser vivo. Como matéria-prima, a indústria petroquímica utiliza material fóssil, originado de organismos vivos que morreram há milhares de anos. Por isso, a poluição produzida pela indústria petroquímica apresentará uma relação ${}^{14}\text{C}/{}^{12}\text{C}$ menor que a de um ser vivo.
b) A decomposição da matéria orgânica que contamina o riacho consome o gás oxigênio dissolvido na água, fazendo com que os peixes morram por hipóxia (falta de oxigênio).
O material orgânico também bloqueia a passagem de luz, impedindo que seja realizado o processo de fotossíntese pelos vegetais do riacho. Dessa forma, há uma menor produção de gás oxigênio e, conseqüentemente, uma menor oferta de O_2 aos peixes.

15. I. V II. F III. V IV. F
16. a) Fotossíntese.
b) Não. O teor em ${}^{14}\text{C}$ se reduz a 25% do inicial depois de $2 \cdot 5730 = 11460$ anos. Portanto, a árvore foi cortada no ano $(11460 - 2000) \text{ a.C.}$, ou seja, no ano 9460 a.C.
c) Os seus números atômicos.
17. a) $P = 53$ e $N = 78$; $P = 54$ e $N = 77$.
b) I - 131: para 8 dias, $E(\text{total}) = 610 \text{ KeV} + 364 \text{ KeV} = 974 \text{ KeV}$;
I - 123: para 8 dias, $E(\text{total}) = 2544 \text{ KeV}$.
Para os mesmos intervalos de tempo e para a mesma quantidade de energia liberada, é necessário um número menor de átomos de iodo-123.
18. a) A atividade do gálio-67 caiu de 20% nas 25 horas (de 1,0 para 0,8).
b) $v = 4,80 \cdot 10^3 \text{ mL} = 4,80 \text{ L}$ de sangue.
c) ${}_{31}^{67}\text{Ga} + {}_{-1}^0e \rightarrow {}_{30}^{67}\text{Zn}$

094

0A1948145 2954

SIGLAS DOS VESTIBULARES

- Cefet-MG** — Centro Federal de Educação Tecnológica (Minas Gerais)
Cefet-PR — Centro Federal de Educação Tecnológica (Paraná)
Cesgranrio-RJ — Centro de Seleção de Candidatos ao Ensino Superior do Grande Rio (Rio de Janeiro)
EFOA-MG — Escola de Farmácia e Odontologia de Alfenas (Minas Gerais)
ENCE-UERJ-Cefet-UFRJ — Escola Nacional de Ciências Estatísticas, Universidade Estadual do Rio de Janeiro, Centro Federal de Educação Tecnológica, Universidade Federal do Rio de Janeiro.
FAAP-SP — Fundação Armando Álvares Penteado (São Paulo)
Fatec-SP — Faculdade de Tecnologia de São Paulo
FCAP — Faculdade de Ciências Agrárias do Pará
FCC-BA — Fundação Carlos Chagas (Bahia)
FEI-SP — Faculdade de Engenharia Industrial (São Paulo)
FESP — Faculdade de Engenharia de São Paulo
FGV-SP — Fundação Getúlio Vargas (São Paulo)
FMTM-MG — Faculdade de Medicina do Triângulo Mineiro (Minas Gerais)
Fuvest-SP — Fundação Universitária para o Vestibular (São Paulo)
IME-RJ — Instituto Militar de Engenharia (Rio de Janeiro)
ITA-SP — Instituto Tecnológico de Aeronáutica (São Paulo)
MACK-SP — Universidade Mackenzie (São Paulo)
Puccamp-SP — Pontifícia Universidade Católica de Campinas (São Paulo)
PUC-MG — Pontifícia Universidade Católica de Minas Gerais
PUC-PR — Pontifícia Universidade Católica do Paraná
PUC-RJ — Pontifícia Universidade Católica do Rio de Janeiro
PUC-RS — Pontifícia Universidade Católica do Rio Grande do Sul
PUC-SP — Pontifícia Universidade Católica de São Paulo
UA-AM — Universidade do Amazonas
UCDB-MT — Universidade Católica Dom Bosco (Mato Grosso)
UC-GO — Universidade Católica de Goiás
UC-PE — Universidade Católica de Pernambuco
UECE — Universidade Estadual do Ceará
UEFS-BA — Universidade Estadual de Feira de Santana (Bahia)

- UEL-PR** — Universidade Estadual de Maringá (Paraná)
UEM-PR — Universidade Estadual de Maringá (Paraná)
UEPA — Universidade Estadual do Pará
UEPI — Universidade Estadual do Piauí
UERJ — Universidade Estadual do Rio de Janeiro
UFAL — Universidade Federal de Alagoas
UFBA — Universidade Federal da Bahia
UFCE — Universidade Federal do Ceará
UFES — Universidade Federal do Espírito Santo
UFF-RJ — Universidade Federal Fluminense (Rio de Janeiro)
UFGO — Universidade Federal de Goiás
UFJF-MG — Universidade Federal de Juiz de Fora (Minas Gerais)
UFMA — Universidade Federal do Maranhão
UFMG — Universidade Federal de Minas Gerais
UFMS — Universidade Federal do Mato Grosso do Sul
UFMT — Universidade Federal do Mato Grosso
UFOP-MG — Universidade Federal de Ouro Preto (Minas Gerais)
UFPA — Universidade Federal do Pará
UFPE — Universidade Federal de Pernambuco
UFPI — Universidade Federal do Piauí
UFPR — Universidade Federal do Paraná
UFRJ — Universidade Federal do Rio de Janeiro
UFRN — Universidade Federal do Rio Grande do Norte
UFRS — Universidade Federal do Rio Grande do Sul
UFSC — Universidade Federal de Santa Catarina
UFSM-RS — Universidade Federal de Santa Maria (Rio Grande do Sul)
UFU-MG — Universidade Federal de Uberlândia (Minas Gerais)
UFV-MG — Universidade Federal de Viçosa (Minas Gerais)
UMC-SP — Universidade de Mogi das Cruzes (São Paulo)
UnB-DF — Universidade de Brasília (Distrito Federal)
UNEB-BA — Universidade do Estado da Bahia
Unesp-SP — Universidade Estadual Júlio de Mesquita Filho (São Paulo)
Unicamp-SP — Universidade Estadual de Campinas (São Paulo)
Unicap-PE — Universidade Católica de Pernambuco
Unifor-CE — Universidade de Fortaleza (Ceará)
UNI-RIO — Universidade do Rio de Janeiro
Unitau-SP — Universidade de Taubaté (São Paulo)
Vunesp-SP — Fundação para o Vestibular da Unesp (São Paulo)

QUIMICA

540

U084q



* LV 2 0 0 7 0 1 7 9 4 *