



Francisco Miragaia Peruzzo

Graduado em Química pela Unesp (Instituto de Química de Araraquara).
Professor de Química em escolas de Ensino Médio e em cursos pré-vestibulares.

Eduardo Leite do Canto

Graduado em Química pela Unicamp.
Doutor em Físico-Química Orgânica pela Unicamp.
Professor de Química em escolas de Ensino Médio.

QUÍMICA

na abordagem do cotidiano

Volume 2

FÍSICO-QUÍMICA

Livro não-consumível

Componente curricular: Química

Ilustrações: Adilson Secco, Nelson Matsuda, Rodrigo Carraro Moutinho

3ª edição
São Paulo, 2003

 **Moderna**





Título original: *Química na abordagem do cotidiano*
© Francisco Miragaia Peruzzo, Eduardo Leite do Canto, 2003

 **Moderna**

Coordenação editorial: José Luiz Carvalho da Cruz, Virginia Aoki
Edição de texto: Lídia Toshie Tamazato, Morissawa Casa de Edição, Regina Gimenez
Revisão técnica: José de Alencar Simoni
Revisão editorial: Regina Gimenez
Assistência editorial: Rosane Cristina Thahira, Regiane de Cássia Thahira
Coordenação de design e projetos visuais: Sandra Botelho de Carvalho Homma
Projeto gráfico: Setup Bureau Editoração Eletrônica
Capa: Paulo Manzi
Foto: Paulo Manzi
Coordenação de produção gráfica: André Monteiro, Maria de Lourdes Rodrigues
Coordenação de revisão: Estevam Vieira Léo Júnior
Revisão: Bel Ribeiro, Equipe Moderna, Lápis Litteris, Lucila Barreiros Facchini, Maria Cecília Kinker Caliendo, Marta Lúcia Tasso
Edição de arte: Wilson Gazzoni Agostinho, Cristiane Alfano
Assistência de produção: Patricia Costa
Editoração eletrônica: Setup Bureau Editoração Eletrônica
Coordenação de pesquisa iconográfica: Ana Lucia Soares
Pesquisa iconográfica: Vera Lucia da Silva Barrionuevo, Maria Magalhães
As imagens identificadas com a sigla CID foram fornecidas pelo Centro de Informação e Documentação da Editora Moderna.
Coordenação de tratamento de imagens: Américo Jesus
Tratamento de imagens: Ideraldo Araújo de Melo, Joacir Braga da Silva
Saída de filmes: Helio P. de Souza Filho, Marcio H. Kamoto
Coordenação de produção industrial: Wilson Aparecido Troque
Impressão e acabamento:

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

Peruzzo, Francisco Miragaia, 1947-
Química na abordagem do cotidiano / Francisco
Miragaia Peruzzo, Eduardo Leite do Canto. —
3. ed. — São Paulo : Moderna, 2003.

Conteúdo : V. 1. Química geral e inorgânica —
V. 2. Físico-química — V. 3. Química orgânica.
Bibliografia.

1. Química (Ensino médio) I. Canto, Eduardo
Leite do, 1966- . II. Título.

03-2262

CDD-540.7

Índices para catálogo sistemático:

1. Química : Ensino médio 540.7

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Todos os direitos reservados

EDITORA MODERNA LTDA.

Rua Padre Adelino, 758 - Belenzinho
São Paulo - SP - Brasil - CEP 03303-904
Vendas e Atendimento: Tel. (0_ _11) 6090-1500
Fax (0_ _11) 6090-1501
www.moderna.com.br
2005

Impresso no Brasil

1 3 5 7 9 10 8 6 4 2



Prefácio

Ao escrever esta obra, procuramos fornecer informações científicas atualizadas, particularmente nos aspectos ligados às convenções e às aplicações tecnológicas. Também procuramos comentar implicações da Ciência e da Tecnologia para o ser humano e para a sociedade.

Todos os capítulos têm em sua abertura um texto organizador, intitulado “Comentário preliminar” e uma lista de conteúdos importantes tratados no capítulo.

Sempre que possível, fatos do dia-a-dia são empregados, como ponto de partida motivador de um capítulo, o que visa instigar a curiosidade e despertar o desejo de aprender uma ciência extremamente vinculada à realidade. Após as duas páginas de abertura, todos os capítulos principiam com a seção “Motivação”, que pode ser realizada por meio de práticas simples de laboratório, do relato de fatos experimentais, da observação de situações, da leitura de textos, da elaboração de classificações ou da reflexão sobre situações-problema.

A partir disso, passamos a abordar os níveis microscópico e representacional, na seção “Desenvolvendo o tema”. Preocupamo-nos em manter a linguagem correta e acessível, respeitando o necessário rigor conceitual na exposição de fatos, definições, princípios, leis e teorias.

Tanto o formato do livro como o seu projeto gráfico têm por objetivo tornar a leitura mais agradável e produtiva. O cuidado na pesquisa iconográfica almeja motivar o estudante e enfatizar a relação entre o estudado e o vivenciado.

Os exercícios foram cuidadosamente escolhidos, e dedicamos especial atenção àqueles extraídos de vestibular (elencados ao final dos capítulos), incluindo testes e questões dos principais cursos de várias regiões brasileiras.

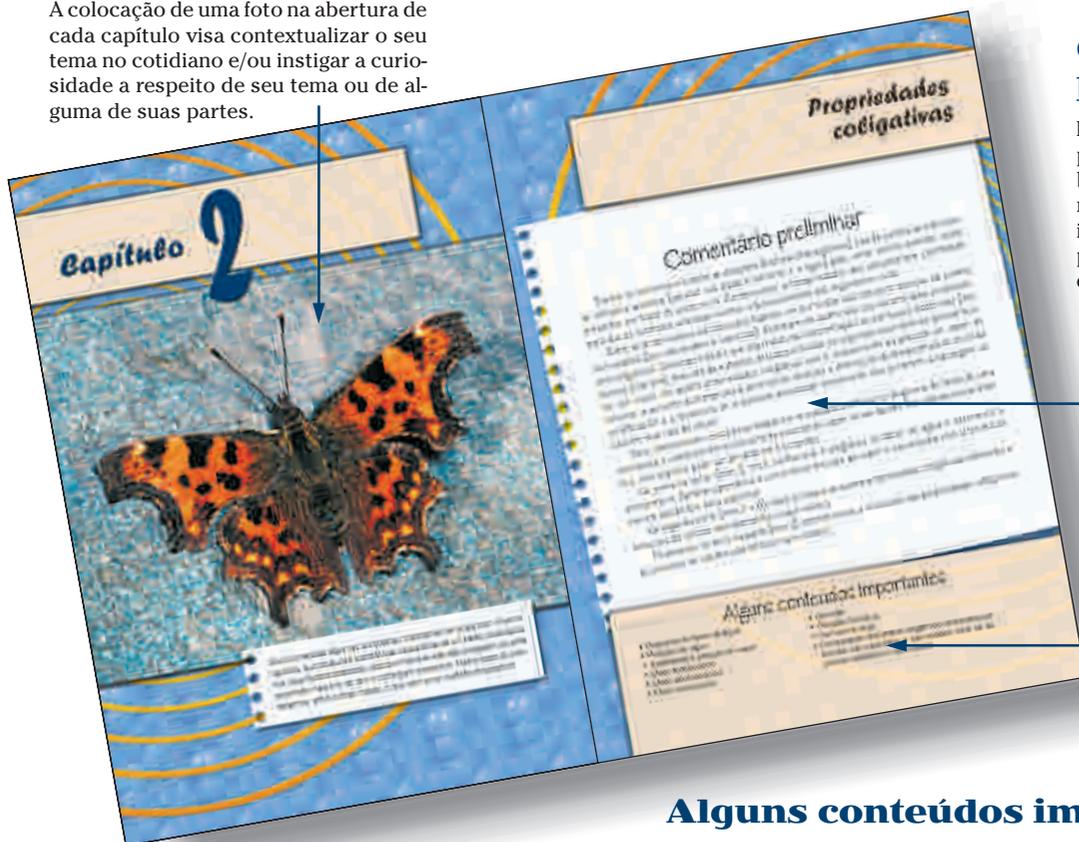
Esperando contribuir, dentro das limitações de qualquer constructo humano, para o ensino de Química, desejamos que esta obra cumpra a meta que motivou sua elaboração: tornar eficiente e prazeroso o aprendizado dessa Ciência.

Os autores

Estrutura dos capítulos deste livro

Foto de abertura

A colocação de uma foto na abertura de cada capítulo visa contextualizar o seu tema no cotidiano e/ou instigar a curiosidade a respeito de seu tema ou de alguma de suas partes.



Comentário preliminar

É um texto organizador que permite ao estudante ter breve noção do que estudará no capítulo e de como isso se relaciona com outras partes da Química e com o que já foi estudado.

Alguns conteúdos importantes

Não se trata de um índice do capítulo, mas de uma relação de conteúdos conceituais importantes envolvidos. Essa relação ajuda o estudante a ter uma visão do que é essencial num capítulo em estudo.

Motivação

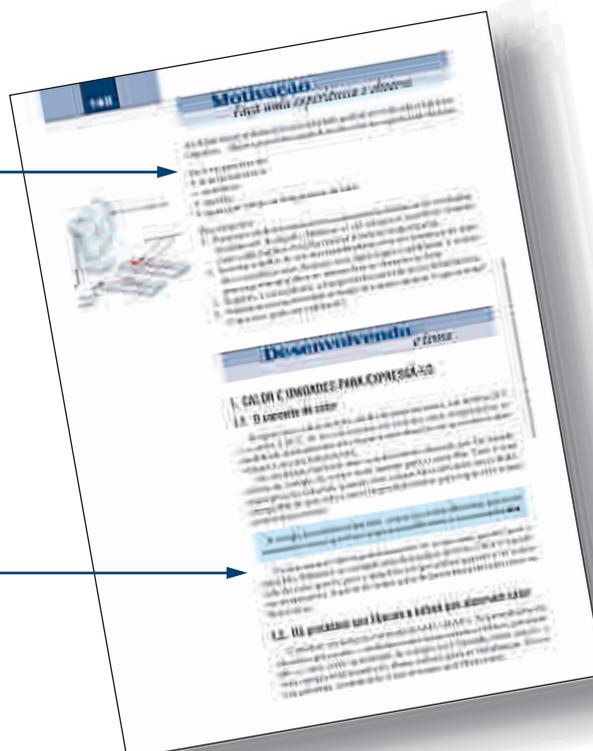
Observar é um dos procedimentos fundamentais para a Ciência e também para qualquer cidadão, pois é um importante modo de obter informações para, posteriormente, processá-las, compreendê-las e sistematizá-las.

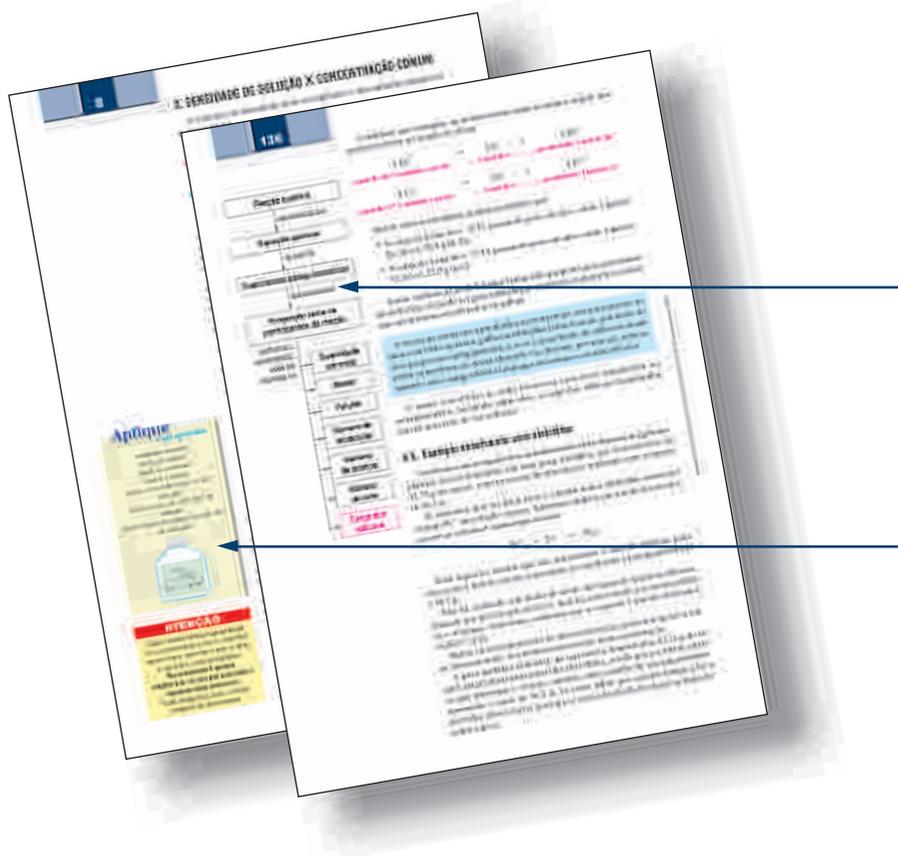
Após as duas páginas de abertura, sempre aparece a seção “Motivação”, que envolve observar alguma situação-problema e refletir a respeito dela. Isso facilita ao estudante aprender o tema a ser tratado no capítulo. Às vezes, essa seção volta a aparecer ao longo do capítulo.

Desenvolvendo o tema

Trata-se do desenvolvimento dos assuntos do capítulo, feito após a motivação inicial.

A proposta deste livro é, dentro do número limitado de páginas de que dispõe, elaborar explicações e conduzir aos conceitos, em vez de simplesmente apresentá-los como se fossem verdades absolutas.





Mapas conceituais

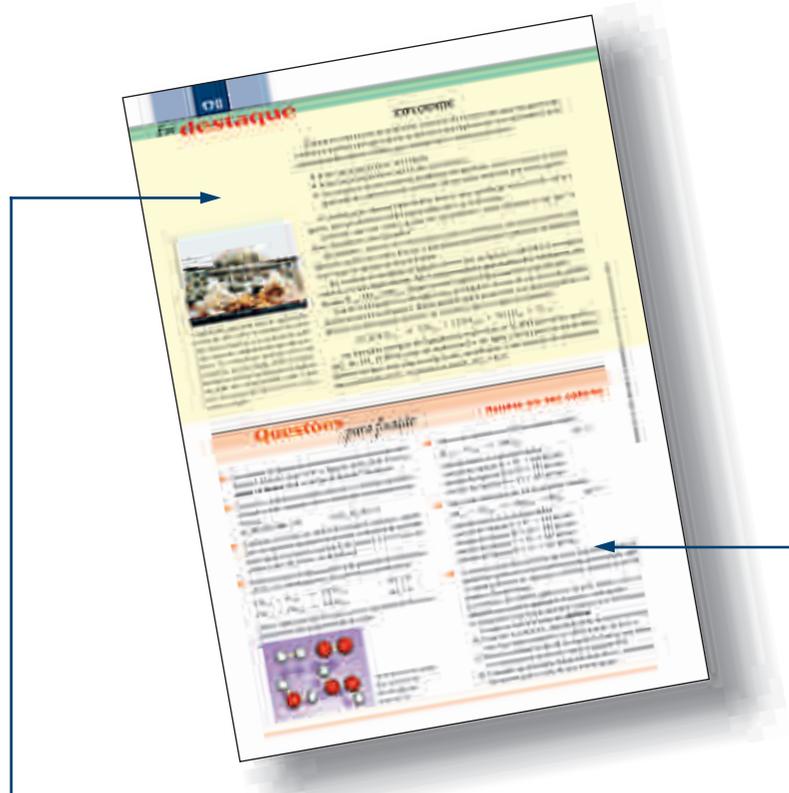
São diagramas que inter-relacionam conteúdos conceituais. Alguns capítulos apresentam mapas conceituais prontos. Após algum contato com eles, você mesmo poderá elaborá-los, o que lhe permitirá não só exercitar o entendimento dos conceitos, como também a maneira como se relacionam uns com os outros.

Há muitas maneiras diferentes (e corretas) de elaborar um mapa conceitual que envolva determinado conjunto de conceitos.

Quadros laterais

Instigam o estudante a aplicar os conceitos em estudo ou a relacioná-los com outros conceitos.

Há também quadros laterais que propõem temas para pesquisa e outros que sugerem uma reflexão sobre atitudes que tenham a ver com o que está sendo estudado.



Em destaque

Textos que complementam o tema em estudo, exemplificam com fatos do cotidiano ou apresentam informações para cultura geral que, de alguma forma, se relacionam ao assunto.

Questões

As **questões para fixação**, que aparecem regularmente ao longo dos capítulos, são suficientes para assimilar os conceitos apresentados. Os autores optaram por não priorizar testes de múltipla escolha **nesse momento**, bem como raramente empregaram aí questões de vestibulares.

Já nos **exercícios sobre todo o capítulo**, aparecem aqueles extraídos de **vestibulares**. Há testes de múltipla escolha entremeados com questões dissertativas, provenientes de concursos das diversas regiões do país. Tais exercícios também permitem o aprofundamento de alguns temas mais complexos.



Sumário

Capítulo 1 Expressando a concentração de soluções, 3

- Alguns conceitos introdutórios, 4
 - Recordando os conceitos de solução, solvente e soluto, 4
 - Material de vidro para a medida de volume, 5
 - O preparo em laboratório de uma solução aquosa, 6
- Concentração comum, 6
- Densidade de solução \times concentração comum, 8
Em destaque: O densímetro, 9
- Concentração em quantidade de matéria, 9
Em destaque: Noções práticas com materiais caseiros, 10
Em destaque: O risco do monóxido de carbono, 12
- Título, porcentagem e partes por milhão, 13
 - Título em massa, 13
 - Porcentagem em massa, 13
 - Título em volume, 13
 - Porcentagem em volume, 14**Em destaque:** °INPM versus °GL, 14
- Partes por milhão (ppm) em massa e em volume, 15
Em destaque: Poluentes atmosféricos, 16
- A concentração da água oxigenada ($\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}$), 17
- Diluição de soluções, 18
- Mistura de soluções, 20
 - Soluções constituídas por mesmo soluto e mesmo solvente, 20
 - Soluções constituídas por solventes iguais e solutos diferentes sem ocorrência de reação química, 21
 - Soluções constituídas por solventes iguais e solutos diferentes com ocorrência de reação química, 22
- Cálculos estequiométricos envolvendo solutos: o exemplo da titulação ácido-base, 23

Capítulo 2 Propriedades coligativas, 35

- Diagrama de fases de uma substância pura, 37
 - Diagrama de fases da água, 37
 - Interpretação do diagrama de fases da água, 38
Em destaque: Do cafezinho à patinação no gelo, 40
Em destaque: Onde é melhor patinar: no gelo ($\text{H}_2\text{O}_{(\text{s})}$) ou no gelo-seco ($\text{CO}_{2(\text{s})}$)?, 40
 - Pressão de vapor de um líquido, 41
 - O volume das fases não afeta a pressão de vapor de um líquido, 42
 - A pressão de vapor depende do líquido, 43
 - Comparando pontos de ebulição de líquidos diferentes, 43
 - Comparando a volatilidade de líquidos diferentes, 44
- O conceito de propriedades coligativas, 45
- Abaixamento da pressão de vapor, 45
 - O efeito tonoscópico, 45
 - A Lei de Raoult, 45
 - Interpretação microscópica da Lei de Raoult, 46
- Aumento da temperatura de ebulição, 48
- Abaixamento da temperatura de solidificação, 48
Em destaque: O porquê da adição de sal ($\text{NaCl}_{(\text{s})}$) à neve!, 49
- Pressão osmótica, 50
 - Membranas semipermeáveis, 50
 - Osmose, 51
 - Interpretação microscópica da osmose, 51
 - Pressão osmótica, 52
 - Osmose reversa, 52
Em destaque: O cloreto de sódio e a osmose, 53
- Propriedades coligativas para soluções de eletrólitos não-voláteis, 55
Em destaque: Mais um experimento sobre osmose, 56

Capítulo 3 Processos de oxidação-redução, 61

- Transferência de elétrons, oxidação e redução, 63
 - Analisando a obtenção de hidrogênio em laboratório, 63
 - O conceito de oxidação e o de redução, 63

- O conceito de número de oxidação, 64
 - Número de oxidação em íons monoatômicos, 65
 - O conceito de eletronegatividade, 65
Em destaque: A eletronegatividade é uma propriedade periódica, 66
 - Número de oxidação em espécies com ligação covalente, 66
 - Regras para a determinação do número de oxidação, 68
- Reações de oxido-redução, 72
 - Oxidação, redução e número de oxidação, 72
 - Definição de reação de oxido-redução, 73
 - Agente oxidante e agente redutor, 73
Em destaque: O bafômetro de dicromato, 74
- Sugestões para auxiliar no balanceamento de equações químicas de reações de oxido-redução, 75
 - Exemplos do balanceamento de equações de oxido-redução, 76
 - Resumindo as sugestões apresentadas, 79
Em destaque: O processo fotográfico em preto-e-branco, 81

Capítulo 4 Eletroquímica: celas galvânicas, 87

- Em destaque:** Os 200 anos da pilha elétrica, 88
- Diferença de potencial e corrente elétrica, 90
 - Diferença de potencial nos pólos de uma pilha ou bateria, 90
 - Diferença de potencial e movimento de elétrons num fio, 91
- Celas eletroquímicas, 92
- Estudo das celas galvânicas, 94
 - A pilha de Daniell: um bom modelo para começar, 94
 - O funcionamento da pilha de Daniell, 95
 - O papel da ponte salina, 95
 - Nomenclatura dos eletrodos em uma cela galvânica, 96
 - Representação esquemática para uma cela galvânica, 96
- Potencial-padrão de semicela, 99
 - A semicela adotada como referencial em Eletroquímica, 99
 - O conceito de potencial-padrão de semicela, 99
 - Interpretação dos potenciais-padrão de semicela, 100
- Aplicações da tabela de potenciais-padrão, 102
 - Previsão da força eletromotriz de uma pilha, 102
 - Comparação da força de oxidantes e redutores, 103
 - Espontaneidade de reações de oxido-redução, 103
 - A proteção de uma superfície metálica, 104
Em destaque: Problemas causados por obturações dentárias, 105
Em destaque: Uso de um agente redutor para a limpeza da prata metálica escurecida, 106
Em destaque: Pilhas e baterias comerciais, 107

Capítulo 5 Eletroquímica: celas eletrolíticas, 119

- Celas eletrolíticas, 120
 - Conceito de eletrólise, 120
 - Eletrólise ígnea, 120
 - Nomenclatura dos eletrodos em uma cela eletrolítica, 121
 - Pilha e eletrólise envolvem fenômenos inversos, 121
 - Eletrólise aquosa, 122
 - Equações da eletrólise aquosa, 123
- Aplicações da eletrólise, 125
 - Galvanoplastia, 125
Em destaque: Indústrias de galvanoplastia, 125
 - Anodização, 126
 - O refino eletrolítico do cobre, 126
 - Obtenção de substâncias de interesse, 127
- Noções de metalurgia, 128
 - Metalurgia e potenciais de redução, 129
 - Ouro, platina, prata, mercúrio e cobre, 129
 - Ferro, estanho, zinco e chumbo, 129
 - Crômio e manganês, 130
 - Alcalinos, alcalino-terrosos e alumínio, 131
Em destaque: Processo de Héroult & Hall, 131
Em destaque: A importância de reciclar o alumínio, 132



4. Estequiometria das reações eletroquímicas, 134
 - 4.1. Carga elétrica (Q), 134
 - 4.2. Corrente elétrica (i), 134
 - 4.3. A Constante de Faraday (F), 135
 - 4.4. A Lei de Faraday, 135
 - 4.5. Exemplo envolvendo uma eletrólise, 136
 - 4.6. Exemplo envolvendo uma pilha, 137

Capítulo 6 Termoquímica: o calor e os processos químicos, 147

1. Calor e unidades para expressá-lo, 148
 - 1.1. O conceito de calor, 148
 - 1.2. Há processos que liberam e outros que absorvem calor, 148
 - 1.3. Noção sobre como são feitas medidas de quantidade de calor, 149
 - 1.4. O joule e o quilojoule, 150
2. Entalpia e variação de entalpia, 150
 - 2.1. Uma analogia com o saldo de uma conta bancária, 150
 - 2.2. O conceito de entalpia (H) e de variação de entalpia (ΔH), 151
 - 2.3. Variação de entalpia em uma mudança de fase, 151
 - 2.4. Variação de entalpia em reações químicas, 152
 - 2.5. Equação termoquímica, 153

Em destaque: Compressas instantâneas quentes e frias, 154

Em destaque: Nutrientes, suas funções e seu conteúdo calórico, 155

Em destaque: Saúde, consumo e propaganda, 156
3. A Lei de Hess, 158
 - 3.1. Novamente uma analogia com o saldo bancário, 158
 - 3.2. A Lei de Hess, 159

Em destaque: A sauna a vapor, 161
4. O estado-padrão, 161
5. Entalpia-padrão de combustão, 162
 - 5.1. Combustão e entalpia-padrão de combustão (ΔH_c°), 162
 - 5.2. Utilidade das entalpias-padrão de combustão, 163

Em destaque: O aproveitamento energético da glicose, 164
6. Entalpia-padrão de formação, 164
 - 6.1. Formação e entalpia-padrão de formação (ΔH_f°), 164
 - 6.2. A entalpia-padrão de formação de algumas substâncias é nula!, 165
 - 6.3. Utilidade das entalpias-padrão de formação, 165

Em destaque: A reação exotérmica de autodefesa do besouro-bombardeiro, 166

Em destaque: Alta pressão e alta temperatura transformam grafite escuro em diamante reluzente, 168

Em destaque: Diamantes sintéticos, 168
7. Energia de ligação, 168
 - 7.1. Recordando: uma reação química é um rearranjo de átomos, 168
 - 7.2. Energia média de ligação, 169
 - 7.3. Utilidade das energias médias de ligação, 169

Em destaque: Explosivos, 170
8. Aspectos estequiométricos da termoquímica, 171

Capítulo 7 Cinética química: o transcorrer das reações químicas, 181

1. Quantificando a rapidez de uma reação, 182
2. Efeito da concentração sobre a velocidade, 185
 - 2.1. Por que a velocidade depende da concentração?, 185
 - 2.2. Nem toda colisão é eficaz!, 186
 - 2.3. Por que nem toda colisão é eficaz?, 186
 - 2.4. A energia de ativação, 187

Em destaque: A femtoquímica: pesquisa numa escala de tempo difícil de imaginar, 188
- 2.5. A dependência numérica da velocidade com a concentração, 189
- 2.6. Lei cinética de uma reação, 191
- 2.7. Mecanismo das reações, 191
- 2.8. Lei cinética para reações elementares, 192
- 2.9. Lei cinética para reações não-elementares, 193
3. Efeito da temperatura sobre a velocidade, 195

Em destaque: Temperatura, cinética química e seres vivos, 196
4. Efeito da superfície de contato sobre a velocidade, 196
5. Efeito do catalisador sobre a velocidade, 198
 - 5.1. Como atua o catalisador?, 198

Em destaque: Uma experiência ilustrativa, 199

- 5.2. Catálise homogênea e heterogênea, 199
 - 5.3. O mecanismo de uma catálise homogênea, 199
 - 5.4. O mecanismo de uma catálise heterogênea, 200
- Em destaque:** Usando catalisador para combater a poluição: uma catálise heterogênea, 200
- Em destaque:** A destruição da camada de ozônio: uma catálise homogênea, 201
- Em destaque:** Pressão e reações envolvendo gases, 202

Capítulo 8 Equilíbrio químico: a coexistência de reagentes e produtos, 209

1. Conceito de equilíbrio químico, 210
 - 1.1. O equilíbrio químico é dinâmico, 210
 - 1.2. Equilíbrios homogêneos e heterogêneos, 211
 2. Constante de equilíbrio em função das concentrações, 212
 - 2.1. Equacionando matematicamente o equilíbrio, 212
 - 2.2. Generalizando o conceito de K_c , 213
 - 2.3. Espontaneidade de uma reação, 214
 - 2.4. Grau de equilíbrio, 215
 - 2.5. Decidindo se um sistema está em equilíbrio, 217
 3. Constante de equilíbrio em função das pressões parciais, 219
 4. Deslocamento de equilíbrio, 220
 - 4.1. Efeito da concentração, 220

Em destaque: Desconforto à altitude e deslocamento de equilíbrio, 221
 - 4.2. Efeito da pressão, 222
 - 4.3. Efeito da temperatura, 222
 - 4.4. Efeito do catalisador, 224
 - 4.5. Não confunda os efeitos do catalisador com os da temperatura, 224
 - 4.6. O Princípio de Le Chatelier, 225
- Em destaque:** Bem na frente de seus olhos!, 225
- Em destaque:** O processo de Haber-Bosch, 227

Capítulo 9 Equilíbrios iônicos em solução aquosa, 235

- Em destaque:** Chuva ácida atinge região, diz estudo, 236
1. Equilíbrio químico em soluções de eletrólitos, 236
 - 1.1. Constante de ionização, 236
 - 1.2. A Lei da Diluição de Ostwald, 238
 - 1.3. Efeito do íon comum, 240

Em destaque: A indesejável absorção estomacal do ácido acetilsalicílico, 241
 2. Equilíbrio iônico da água: pH e pOH, 242
 - 2.1. A concentração do solvente é praticamente constante, 242
 - 2.2. Produto iônico da água, 243
 - 2.3. As escalas de pH e pOH, 244

Em destaque: Acidez na chuva, 246
 3. Indicadores ácido-base, 248
 4. Hidrólise salina, 249
 - 4.1. O conceito de hidrólise salina, 249

Em destaque: Corrigindo a acidez do solo, 251
 - 4.2. Constante de hidrólise, 252
 5. Solubilidade de gases em líquidos, 253
 - 5.1. Efeito da temperatura, 253
 - 5.2. Efeito da pressão, 253

Em destaque: Refrigerantes e mergulhadores, 254

Em destaque: Estalactites e estalagmites, e corais, 254
 6. Solução-tampão, 256

Em destaque: Soluções-tampão no nosso organismo, 257

Em destaque: Soluções-tampão e farmacologia, 257

Capítulo 10 Equilíbrios químicos heterogêneos, 269

- Em destaque:** Le Chatelier e a produção de ferro, 270
1. Equilíbrios heterogêneos: análise matemática, 270
 - 1.1. A concentração de um sólido é constante, 270
 - 1.2. Obtenção do ferro: exemplo de equilíbrio heterogêneo, 270
 - 1.3. K_p para equilíbrios heterogêneos, 271
 2. Deslocamento de equilíbrios heterogêneos, 272
 - 2.1. Efeito da adição ou retirada de um participante, 272

Em destaque: O “galinho do tempo”: um deslocamento de equilíbrio heterogêneo, 272

2.2. Efeito das variações de pressão, 273

2.3. Efeito das variações de temperatura, 273

3. Solubilidade, 274

3.1. Os tipos de soluções, 274

Em destaque: Abriu? Então supersaturou!, 276

Em destaque: Soluções supersaturadas na cozinha, 276

3.2. Solubilidade e equilíbrio químico, 277

3.3. Curvas de solubilidade, 277

3.4. Solubilidade e temperatura, 278

4. Produto de solubilidade, 279

4.1. O que é produto de solubilidade?, 279

4.2. Não confunda “solubilidade” com “produto de solubilidade”, 280

4.3. Decidindo se uma solução é saturada ou não, 282

4.4. Efeito do íon comum na solubilidade, 282

4.5. Uma representação gráfica para o K_s , 283

Capítulo 11 Radioatividade: fenômenos de origem nuclear, 293

Em destaque: Usina de Chernobyl é desligada pela última vez, 294

Em destaque: Caso césio-137 terá indenização de R\$ 1,3 milhão, 294

1. Radioatividade: fenômeno nuclear, 295

1.1. Como a radioatividade foi descoberta, 295

1.2. Radioatividade e estrutura atômica, 296

2. Estudo das emissões alfa, beta e gama, 296

2.1. As radiações α e β , 296

Em destaque: Ondas eletromagnéticas, 297

2.2. A radiação γ , 297

2.3. Efeitos biológicos da radiação ionizante, 298

2.4. Detecção da radiação, 298

3. Cinética das emissões radioativas, 300

3.1. Tempo de meia-vida, 300

3.2. Séries radioativas, 300

4. Transmutação nuclear, 301

Em destaque: Como os elementos artificiais foram sintetizados, 302

5. Algumas aplicações da radioatividade, 303

5.1. Método da datação com carbono-14, 303

5.2. Aplicações da radioatividade na Medicina e em outras áreas, 304

Em destaque: O acidente do césio-137, 305

6. Fissão nuclear, 306

6.1. O que é fissão nuclear?, 306

6.2. A bomba atômica, 306

6.3. O reator nuclear, 307

6.4. O lixo nuclear, 309

Em destaque: Meia-vida – a herança letal do lixo nuclear americano, 309

Em destaque: O acidente de Chernobyl, 310

7. Fusão nuclear, 311

Tópico avançado Conceitos ácido-base de Brønsted-Lowry e de Lewis, 316

1. Recapitulando o conceito de Arrhenius, 316

2. Definição de Brønsted-Lowry, 316

3. Definição de Lewis, 319

Apêndices

A. Tabela de cátions e de ânions, 320

B. Potências de dez e notação científica, 321

C. Algumas unidades, seus múltiplos e submúltiplos, 322

D. Logaritmos decimais, 323

E. Unidades SI para radioatividade, 325

Respostas, 327

Lista de siglas, 338

Bibliografia, 341

Ao estudante

Esta obra é fruto de vários anos de trabalho e de pesquisa. Ela apresenta uma abordagem na qual procura-se estabelecer relações entre os temas estudados e o dia-a-dia.

Mais do que simplesmente fornecer informações, a obra pretende ajudá-lo a compreender conceitos, desenvolver a capacidade para aprender mais — por sua própria conta e ao longo de toda a vida — e também incorporar atitudes desejáveis a qualquer cidadão consciente da realidade da sociedade e participante de suas decisões.

A obra foi elaborada para que tenha versatilidade para ser empregada em diversas regiões do país, podendo, assim, ser adaptada a diferentes realidades.

É essencial que os estudantes tenham em mente dois pontos importantes:

- Os capítulos não precisam ser estudados na ordem em que aparecem no livro. Várias seqüências são possíveis, e cabe ao professor optar por aquela que é mais adequada à realidade local.
- Não há necessidade de esgotar completamente este volume durante o ano letivo para que o aprendizado tenha atingido seus objetivos. O que importa é a qualidade do trabalho desenvolvido e não a "quantidade de matéria". Além disso, muitos capítulos oferecem margem para atividades adicionais. Investir tempo na realização dessas atividades é, às vezes, mais importante do que trabalhar algumas outras partes do livro.

É nosso sincero desejo que esta obra contribua para o desenvolvimento de capacidades, favoreça o aprendizado de conteúdos necessários à vida em sociedade e ajude a tornar mais agradável e significativa a assimilação das noções introdutórias ao fascinante mundo da Química.

Os autores

Capítulo

1

EDUARDO SANTALIESTRA / CID



Ao contrário do que muita gente pensa, a água potável (aquela que pode ser ingerida sem risco à saúde) não é água pura, mas sim uma solução aquosa de vários solutos diferentes. Isso é fácil de constatar observando as indicações presentes no rótulo de uma embalagem de água mineral. A observação dessas indicações também ilustra que há uma linguagem apropriada para expressar a composição de uma solução.

Expressando a concentração de soluções

Comentário preliminar

Os muitos materiais com que tomamos contato em nosso dia-a-dia raramente são substâncias puras. Geralmente, são misturas de duas ou mais substâncias. As misturas podem ser fundamentalmente divididas em dois tipos: as heterogêneas (que apresentam duas ou mais fases, ou seja, porções com propriedades distintas) e as homogêneas (que apresentam uma única fase, ou seja, têm as mesmas propriedades em todos os seus pontos).

As misturas homogêneas são também denominadas **soluções**.

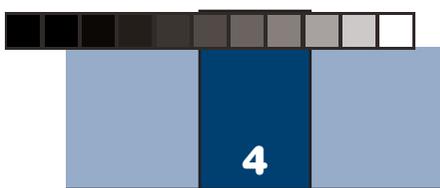
As propriedades de uma solução não dependem apenas dos seus componentes, mas também da proporção entre as quantidades desses componentes. Por exemplo, se você misturar uma colherada de açúcar em um copo de água e mexer bem, obterá uma solução aquosa de açúcar. Uma das propriedades dessa solução é o seu sabor doce.

Se, em outro experimento, você misturar três colheradas de açúcar em um copo de água e mexer bem, também obterá uma solução aquosa de açúcar. Esta última apresenta, contudo, um sabor mais doce que a primeira. Em linguagem química, dizemos que essa segunda solução é mais concentrada, ou seja, apresenta uma maior concentração de açúcar. E a primeira delas é menos concentrada, ou mais diluída.

Este capítulo destina-se a abordar alguns modos para expressar matematicamente a concentração de soluções. Destina-se, também, a discutir a **diluição** de soluções, técnica que permite obter soluções menos concentradas a partir de outras, mais concentradas. Finalizando o capítulo, veremos exemplos de cálculos estequiométricos em reações com reagente(s) em solução e mostraremos como o conhecimento da concentração das soluções possibilita tais cálculos.

Alguns conteúdos importantes

- Conceitos de solução, solvente e soluto
- Método para o preparo laboratorial de uma solução aquosa de concentração conhecida
- Concentração comum
- Distinção entre concentração comum de uma solução e densidade de uma solução
- Concentração em quantidade de matéria
- Título, porcentagem e ppm (em massa e em volume)
- Diluição de soluções
- Cálculo estequiométrico envolvendo reagentes em solução, com destaque para a titulação ácido-base



4

S. L. MATTON/BILD / CID



Em hospitais, faz parte da rotina os médicos relatarem por escrito aos profissionais da área de Enfermagem a medicação que deve ser dada a cada paciente internado.

ATENÇÃO

O consumo de medicamentos sem orientação médica, a automedicação, é uma atitude perigosíssima à saúde.
JAMAIS SE AUTOMEDIQUE.

CID



JOSE ESCUDERO RAMOS / CID



Embora a maior parte das soluções esteja no estado líquido, existem também soluções gasosas e soluções sólidas.

- (A) O ar atmosférico, convenientemente filtrado para eliminar partículas nele dispersas, é um exemplo de solução gasosa, na qual predominam o gás nitrogênio (cerca de 78%) e o gás oxigênio (cerca de 21%).
- (B) Entre as soluções sólidas está o ouro usado pelos joalheiros (mistura de ouro e cobre em proporção adequada).

Motivação

Acompanhe esta situação

Um paciente chegou ao hospital com uma crise de hipertensão (isto é, “pressão alta”). Após ter o seu quadro controlado pelos médicos, esse paciente permanecerá internado para que seu estado seja acompanhado.

O médico responsável deseja aplicar regularmente nesse paciente, por via endovenosa (ou intravenosa, isto é, “dentro da veia”), o medicamento cloridrato de metildopa. Consultando uma publicação especializada, o médico obteve as seguintes informações:

Cloridrato de metildopa

Fórmula molecular: $C_{10}H_{14}ClNO_4$

Massa molar: 247,5 g/mol

Apresentação: solução aquosa a 50 g/L

Método de administração: endovenoso

Dose recomendada: de 250 mg a 1.000 mg a cada 6 horas

De acordo com a rotina hospitalar, esse médico deve registrar na documentação do paciente, que é encaminhada à equipe de profissionais de Enfermagem, as instruções referentes à medicação a ser administrada.

Sabe-se que o cloridrato de metildopa é sólido nas condições ambientes. Como vemos pelos dados acima, o que se administra na veia do paciente é uma solução dessa substância em água.

Digamos que a intenção seja administrar, a cada 6 horas, a dose mínima de 250 mg do medicamento. Qual o volume de solução que deve ser injetado a cada vez?

E se a intenção for administrar a dose máxima de 1.000 mg, qual o volume de solução necessário?

Desenvolvendo

o tema

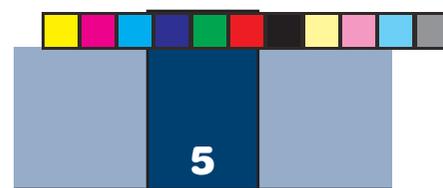
1. ALGUNS CONCEITOS INTRODUTÓRIOS

1.1. Recordando os conceitos de solução, solvente e soluto

Quando você coloca um pouco de açúcar na água e mexe até obter uma só fase, está fazendo uma solução. O mesmo acontece se você adicionar um pouquinho de sal à água e misturar bem. **Solução é o nome dado a qualquer mistura homogênea.**

Podemos usar o verbo “dissolver” para nos referirmos ao ato praticado por uma pessoa ao fazer uma solução. Uma frase como “eu dissolvi o açúcar em água” exemplifica esse uso. Outro modo de usar o verbo “dissolver” é aplicá-lo a uma substância, a fim de expressar a propriedade que a substância tem de misturar-se a outra, originando uma solução. Numa frase como “a água dissolve o açúcar”, temos um exemplo desse tipo de uso.

Quando uma substância é capaz de dissolver outra, costumamos chamá-la de **solvente**. Assim, por exemplo, a água é um solvente para o açúcar, para o sal, para o álcool e para várias outras substâncias. A substância que é dissolvida num solvente, a fim de fazer uma solução, é denominada **soluto**.



Se uma solução é preparada com o solvente água, dizemos que é uma **solução aquosa**. Ao dissolver açúcar em água, por exemplo, obtemos uma solução aquosa de açúcar, na qual a água é o solvente e o açúcar é o soluto.

São inúmeras as soluções presentes em nosso cotidiano, principalmente as soluções aquosas. Entre os exemplos destas últimas, temos os sucos de frutas, os refrigerantes (desconsiderando as bolhas de gás eventualmente presentes), a saliva, o plasma sanguíneo, a urina, a água da chuva e até mesmo a água potável.

Observe atentamente os rótulos de garrafas de água mineral e de outros produtos. Você perceberá que eles costumam informar quais os componentes da solução aquosa e quais as concentrações de cada um.

1.2. Material de vidro para a medida de volume

Existem no comércio alguns produtos em pó que, dissolvidos em água, constituem o refresco. Na embalagem desses produtos há uma orientação sobre a quantidade de água que deve ser usada para dissolver todo o conteúdo da embalagem, a fim de obter um refresco de sabor “agradável”.

Ao preparar um refresco estamos fazendo uma solução. Usando muita água, o refresco fica “fraco”, ou “aguado”. Usando pouca água, o refresco fica “forte”. Percebemos que, para uma mesma quantidade do pó (que é o soluto), há uma quantidade adequada de água que permite obter o resultado desejado.

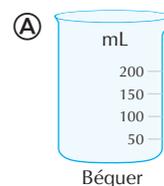
No refresco com o sabor desejado, há uma determinada *concentração do soluto*. No refresco “aguado”, essa concentração é menor, e no refresco “forte” ela é maior. No caso do refresco, é interessante que a concentração da solução seja igual ou próxima da sugerida pelo fabricante.

Nos laboratórios, ao trabalhar com soluções, existe freqüentemente a necessidade de conhecer a concentração do soluto numa certa solução. Por esse motivo, além de determinar a massa de solutos, há também a necessidade de medir com precisão o volume de líquidos.

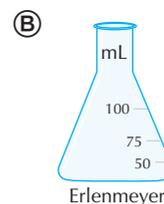
Nos laboratórios, há vários equipamentos de vidro com indicações de volume, mas nem todos com a mesma precisão. O bécquer, figura (A), e o erlenmeyer, figura (B), são pouco precisos; apenas fornecem medidas aproximadas de volume. A proveta, figura (C), é um pouco menos imprecisa que o bécquer e o erlenmeyer, fornecendo medidas razoáveis para procedimentos que não exijam precisão muito grande. A bureta, figura (D), é um instrumento de maior precisão que a proveta e é útil para medir o volume de solução adicionado a um frasco. Ela é usada num procedimento denominado *titulação*, comentado mais à frente neste capítulo.

A pipeta volumétrica, figura (E), e o balão volumétrico, figura (F), estão entre os equipamentos usuais de maior precisão para medir o volume de líquidos. A pipeta volumétrica apresenta um traço de calibração (ou aferição) feito numa dada temperatura que vem escrita no instrumento. O traço permite medir, na temperatura em questão, aquele volume fixo de líquido com boa precisão. A pipeta volumétrica é muito útil no procedimento denominado *diluição*, que também será comentado mais à frente neste capítulo.

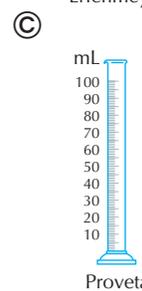
O balão volumétrico também possui um traço de calibração, feito numa certa temperatura. Assim como a pipeta volumétrica, esse balão permite medir com boa precisão, nessa temperatura, um dado volume de líquido. Num laboratório costuma haver balões volumétricos de várias capacidades. Alguns dos mais comuns são de 50 mL, 100 mL, 250 mL, 500 mL, 1.000 mL e 2.000 mL.



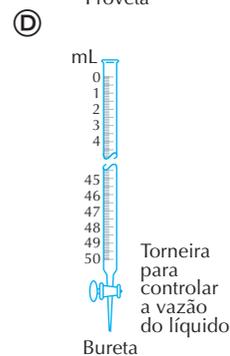
Béquer



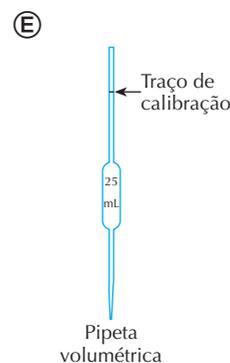
Erlenmeyer



Proveta



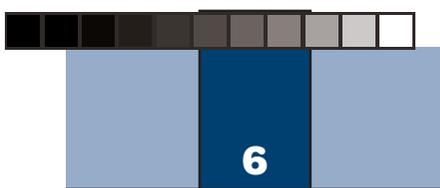
Bureta



Pipeta volumétrica



Balão volumétrico

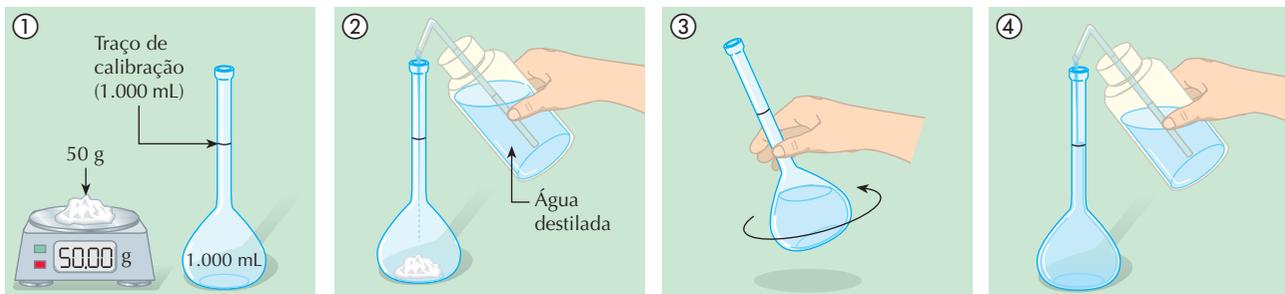


1.3. O preparo em laboratório de uma solução aquosa

O preparo laboratorial de uma solução aquosa de concentração conhecida envolve o uso de um balão volumétrico.

Voltemos ao caso do medicamento mencionado na abertura do capítulo. Se desejarmos fazer um litro de solução contendo 50 g desse medicamento, devemos proceder como esquematizam as figuras de ① a ④ abaixo.

Inicialmente, figura ①, são pesados 50 g da substância. A seguir, essa massa é transferida para um balão volumétrico de 1.000 mL (isto é, 1 L). Adiciona-se um pouco de água destilada, figura ②, e agita-se até que todo o sólido se dissolva, como ilustrado em ③. Finalmente, acrescenta-se água até atingir a marca de 1.000 mL, como aparece em ④.



2. CONCENTRAÇÃO COMUM

A solução cujo preparo está esquematizado acima apresenta o volume total de 1 L. E a massa de soluto nela presente é de 50 g.

Uma solução é uma mistura homogênea, ou seja, apresenta uma única fase. Assim, o soluto está **homogeneamente distribuído** por todo o volume da solução. Em 0,5 L dessa solução há 25 g de soluto, em 0,25 L dessa solução há 12,5 g de soluto, e assim por diante:

$$\frac{50 \text{ g}}{1 \text{ L}} = \frac{25 \text{ g}}{0,5 \text{ L}} = \frac{12,5 \text{ g}}{0,25 \text{ L}} = \frac{10 \text{ g}}{0,2 \text{ L}} = \frac{5 \text{ g}}{0,1 \text{ L}} = \dots$$

No início do capítulo foram feitas duas perguntas. Estamos praticamente em condições de respondê-las. Vamos partir da seguinte igualdade:

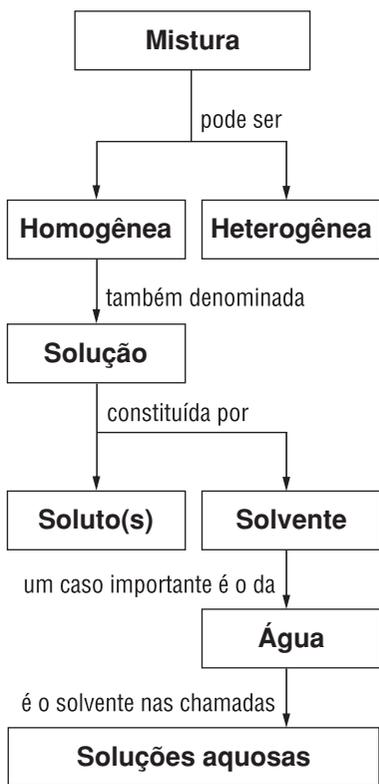
$$\frac{50 \text{ g}}{1 \text{ L}} = \frac{0,050 \text{ g}}{0,001 \text{ L}} = \frac{50 \text{ mg}}{1 \text{ mL}}$$

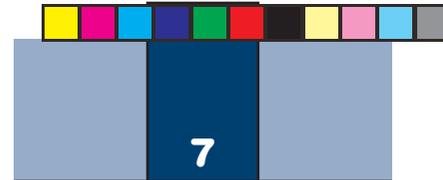
$\div 10^3$ $\div 10^3$ **equivale a** **equivale a**

Ela nos informa que, se numa solução há 50 g de soluto dissolvidos em um litro de solução, então haverá 50 mg dissolvidos em cada mililitro de solução.

Portanto, empregando uma solução aquosa 50 g/L do medicamento, pode-se administrar a dose de 250 mg do medicamento injetando no paciente o volume de 5 mL. E pode-se administrar a dose de 1.000 mg injetando 20 mL. Ambos esses volumes podem ser determinados por regra de três:

Massa de soluto		Volume de solução		Massa de soluto		Volume de solução
50 mg	————	1 mL		50 mg	————	1 mL
250 mg	————	x		1.000 mg	————	y
		x = 5 mL				y = 20 mL





Podemos dizer que “há 50 g de soluto em cada litro de solução” de modo abreviado dizendo simplesmente que a solução tem concentração 50 g/L.

Como mostramos, a presença de 50 g de soluto por litro de solução equivale à presença de 50 mg de soluto em cada mililitro de solução. Assim, também podemos dizer que a concentração da solução é 50 mg/mL.

Generalizando, uma das maneiras usadas pelos químicos para expressar a **concentração** de uma solução é por meio da massa de soluto dissolvida em certo volume dessa solução, grandeza que no ensino médio brasileiro é freqüentemente denominada *concentração comum*.

Em palavras: A concentração comum de uma solução expressa a massa de soluto presente num certo volume de solução.

Em equação:

$$C = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

Dois comentários são importantes sobre esse conceito.

Primeiro, a unidade da concentração comum será composta por uma unidade de massa qualquer (mg, g, kg, t etc.) dividida por uma unidade de volume qualquer (cm³, mL, dm³, L, m³ etc.).

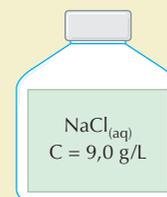
Segundo, o volume que se leva em conta nessa definição **não** é o volume de solvente usado para fazer a solução, mas **sim** o **volume da solução**.

Um ponto importante referente ao tema deste capítulo é a correta interpretação de informações contidas em rótulos que expressem concentração de soluções. Se, no rótulo de um frasco que contém uma solução aquosa, existe a informação de que ela é 50 g/L, isso deve ser interpretado como: existem 50 g de soluto em cada litro de solução. Ao lado você encontra um exemplo de rótulo para interpretar. Outros exemplos aparecerão ao longo do capítulo.

Aplique

o que aprendeu

Interprete o rótulo do frasco abaixo. Dê especial importância aos seguintes pontos:
Qual é o solvente?
Qual é o soluto?
Quanto há de soluto em cada litro de solução?
Quanto há de soluto em cada mL de solução?
Como pode ter sido preparada essa solução?



Questões para fixação

Resolva em seu caderno

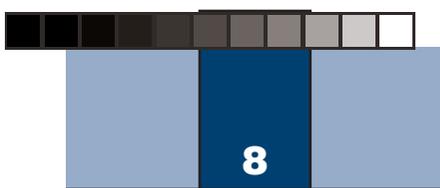
Lembrete: 1 dm³ = 1 L = 10³ cm³ = 10³ mL; 1 m³ = 10³ L

- Qualquer mistura de duas ou mais substâncias é considerada uma solução? Explique.
- Todas as soluções são líquidas? Dê exemplos que sustentem sua resposta.
- “Numa solução aquosa de ácido sulfúrico, o soluto é ■ e o solvente é ■.” Como você completaria as lacunas dessa frase, de modo a deixá-la corretamente redigida?
- O brometo de potássio (KBr) é um sólido cristalino branco bastante solúvel em água. Como você prepararia uma solução contendo 11,9 g desse sal em 1 L de solução?
- Qual a quantidade em mols de KBr na solução da questão 4? Lembre-se: a tabela periódica é para ser **consultada!**

- Que volume da solução da questão 4 contém 9,52 g de soluto?
- No rótulo de um frasco de laboratório lê-se:



- Qual o solvente e qual o soluto?
 - Qual a massa de soluto em 500 cm³ dessa solução?
 - Que volume de solução, em mL, contém 15 g de soluto?
- Por evaporação e purificação, um litro de água do mar fornece 27 g de cloreto de sódio, comercializado como sal de cozinha. Que volume de água do mar, em m³, precisa ser empregado para que uma salina produza 1 t de cloreto de sódio?
 - Qual a massa de açúcar ingerida por uma pessoa ao beber um copo de 250 mL de limonada na qual o açúcar está presente na concentração de 80 g/L?



3. DENSIDADE DE SOLUÇÃO X CONCENTRAÇÃO COMUM

O conceito de densidade pode ser aplicado a uma substância pura ou a uma mistura.

Pode, portanto, ser aplicado a uma mistura homogênea (solução).

Em palavras: A densidade de uma solução é o resultado da divisão da sua massa pelo seu volume.

Em equação:

$$d = \frac{m_{\text{solução}}}{V_{\text{solução}}}$$

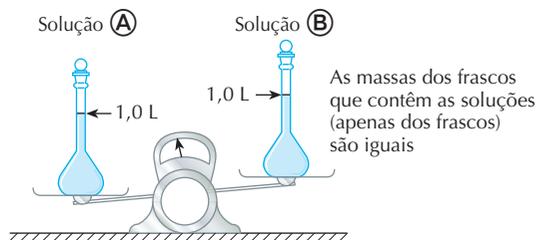
Esteja atento para não confundir a concentração comum com a densidade da solução. A **concentração comum** expressa a **massa de soluto** presente num certo volume de solução. Já a **densidade** de uma solução expressa a **massa total** (isto é, a de soluto mais a de solvente) de um certo volume de solução.

A densidade não é propriamente, portanto, uma maneira de expressar a concentração de uma solução, mas está relacionada a ela, pois, quando variamos a concentração de soluto, varia também a densidade. Para ilustrar o conceito de densidade aplicado a soluções e também o fato de ela variar quando a concentração varia, consideremos o exemplo das seguintes soluções aquosas, preparadas em frascos rigorosamente iguais:

A solução **(A)** contém 100 g de NaCl dissolvidos em água suficiente para 1,0 L de solução. Verifica-se que a massa da solução resultante é de 1.103 g.

A solução **(B)** contém 30 g de NaCl dissolvidos em água suficiente para 1,0 L de solução. Verifica-se que a massa da solução resultante é de 1.029 g.

Considerando que os **frascos** tenham rigorosamente a **mesma massa**, colocando-os um em cada prato de uma balança, observaremos o seguinte:



O prato contendo a solução **(A)** abaixou porque a massa total da solução **(A)** é maior que a da solução **(B)**.

Como o volume das soluções é o mesmo, decorre que a massa por unidade de volume da solução **(A)** é maior que a massa por unidade de volume da solução **(B)**, ou seja, a solução **(A)** é **mais densa** que a solução **(B)**.

A unidade empregada para a grandeza densidade é sempre composta por uma unidade de massa dividida por uma unidade de volume. Assim, podemos expressá-la em g/cm³, g/mL, kg/L, t/m³ etc.

No exemplo acima, a solução **(A)** apresenta densidade de 1,103 kg/L (ou 1,103 kg/dm³), o que equivale a 1,103 g/mL (ou 1,103 g/cm³), conforme demonstrado a seguir:

$$\frac{1,103 \text{ kg}}{1 \text{ dm}^3} = \frac{1,103 \text{ kg}}{1 \text{ L}} \stackrel{\div 10^3}{=} \frac{0,001103 \text{ kg}}{0,001 \text{ L}} \stackrel{\text{equivale a}}{=} \frac{1,103 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \stackrel{\text{equivale a}}{=} \frac{1,103 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3}$$

Analogamente, podemos afirmar que a solução **(B)** tem densidade de 1,029 kg/L (ou 1,029 kg/dm³), o que equivale a 1,029 g/mL (ou 1,029 g/cm³).

Aplique *o que aprendeu*

Interprete o rótulo do frasco abaixo.

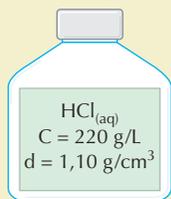
Qual é o solvente?

Qual é o soluto?

Qual a massa de cada cm³ de solução?

Qual a massa de cada dm³ de solução?

Qual a massa de soluto em cada dm³ de solução?



ATENÇÃO

O ácido clorídrico (solução aquosa do gás HCl) é extremamente corrosivo e desprende vapores tóxicos, que irritam a pele, os olhos, as mucosas e o sistema respiratório.

Sua manipulação é perigosa e NUNCA deve ser feita sem autorização e supervisão do(a) professor(a).

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são recomendados.

Em destaque

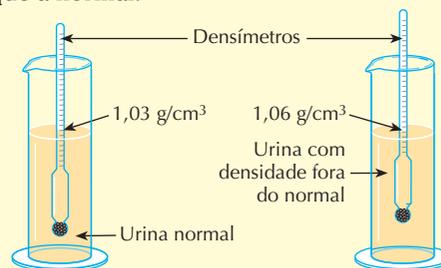
O DENSÍMETRO

Existe mais de um modo de determinar a densidade de uma porção de matéria. Podemos, por exemplo, determinar massa e volume e dividir uma grandeza pela outra.

No caso de amostras líquidas, como é o caso das soluções aquosas, um método bastante conveniente é usar o densímetro. Trata-se de um tubo que flutua nos líquidos em geral. Quanto maior a densidade do líquido, maior a parte do densímetro que fica acima da superfície. A densidade do líquido é lida na escala graduada que existe no densímetro.

A urina é uma solução aquosa de vários solutos, entre os quais os mais abundantes são a uréia, o ácido úrico, a creatinina (esses três são produzidos quando o corpo processa substâncias que contêm nitrogênio, como é o caso das proteínas) e o cloreto de sódio.

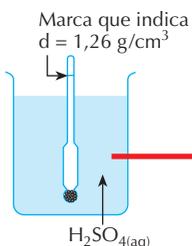
A densidade da urina normal pode variar de 1,01 a 1,03 g/cm³. Algumas doenças podem provocar alterações nessa densidade. Pacientes diabéticos, por exemplo, produzem urina contendo concentração apreciável de açúcar, o que faz com que a densidade dessa solução seja maior que a normal.



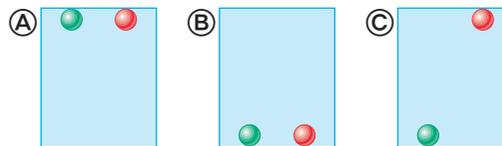
Questões para fixação

Resolva em seu caderno

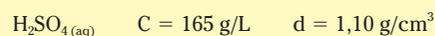
10. “A concentração comum, em g/L, expressa a massa \blacksquare presente em um litro de \blacksquare . Já a densidade de uma solução, em g/mL, expressa a massa, em gramas, de \blacksquare .” Reescreva essas frases, completando corretamente as lacunas.
11. O líquido bastante corrosivo encontrado no interior de baterias de automóveis é na realidade uma solução aquosa de H₂SO₄ de densidade igual a 1,26 g/cm³. Uma fábrica de baterias, após receber um lote da referida solução, usou um densímetro para verificar se a densidade dessa solução atendia às especificações. O resultado aparece ilustrado ao lado. Sabendo-se que a solução da bateria contém somente H₂SO₄ e água destilada, e que a densidade do ácido puro é maior que a da água pura, como o dono da fábrica de baterias poderá contornar o problema, fazendo com que a solução tenha a densidade desejada?



12. Duas bolinhas, de cores e densidades diferentes, foram colocadas em três recipientes, totalmente preenchidos com álcool (d = 0,8 g/mL), água (d = 1 g/mL) e uma mistura de água e álcool. As três figuras representam a posição das bolinhas em cada caso, mas não necessariamente nessa ordem. Deduza, e justifique, qual o líquido presente em cada caso.



13. Um frasco contém o seguinte rótulo:



- a) Qual a massa de 1,0 L dessa solução?
 b) Qual a massa de ácido presente em 1,0 L dessa solução?
 c) Qual a massa de água em 1,0 L dessa solução?

4. CONCENTRAÇÃO EM QUANTIDADE DE MATÉRIA

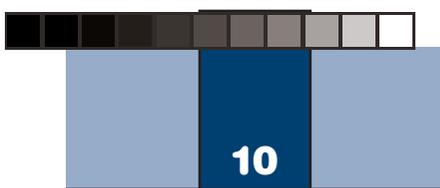
No Sistema Internacional de Unidades (SI), a **quantidade de matéria** é expressa por meio da unidade **mol**.

Em Química, conhecer a quantidade em mols de uma substância é extremamente vantajoso, pois ela está diretamente relacionada à quantidade de partículas em nível microscópico (átomos, moléculas, íons etc.). Além disso, as quantidades em mols de reagentes e produtos envolvidos em uma reação química obedecem à proporção explicitada pelos coeficientes estequiométricos.

Assim, uma maneira extremamente conveniente de expressar a concentração de uma solução é por meio da quantidade em mols de soluto presente em um certo volume de solução.

ATENÇÃO

O líquido das baterias de automóvel contém H₂SO₄, que é **extremamente corrosivo**. O contato com pele, olhos e mucosas causa graves lesões. **Sua manipulação é perigosa e só deve ser feita por profissional treinado.**



10

Voltemos, como exemplo, à situação proposta no início do capítulo. A solução aquosa do princípio ativo do medicamento tem concentração 50 g/dm^3 , ou 50 g/L . Isso revela que, em cada decímetro cúbico (dm^3) de solução, há 50 g do soluto.

Uma vez que a massa molar desse princípio ativo é $247,5 \text{ g/mol}$, podemos calcular a quantidade em mols correspondente a 50 g do princípio ativo:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{50 \text{ g}}{247,5 \text{ g/mol}} = 0,20 \text{ mol}$$

Assim, dizer que “há 50 g do princípio ativo em cada dm^3 de solução” equivale a dizer que “há $0,20 \text{ mol}$ do princípio ativo em cada dm^3 de solução”.

Expressar a **concentração em quantidade de matéria** de uma solução nada mais é do que dizer quantos mols de soluto há em cada litro de solução.

Anteriormente, a concentração em quantidade de matéria recebia outros nomes: *molaridade* ou *concentração molar*. Essas terminologias ainda são usadas por muitos químicos e é conveniente acostumar-se também com elas.

Neste livro, vamos usar o símbolo \mathcal{M} para representar a grandeza concentração em quantidade de matéria.

Em palavras: A concentração em quantidade de matéria de uma solução expressa a quantidade em mols de soluto presente em cada decímetro cúbico de solução.

Em equação:

$$\mathcal{M} = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

Nessa expressão, o volume da solução deve ser expresso em decímetro cúbico, ou litro. Assim, a unidade para expressar a concentração em quantidade de matéria é mol/dm^3 , ou mol/L . A solução de medicamento sobre a qual se falou no início do capítulo tem concentração $0,20 \text{ mol/dm}^3$, ou $0,20 \text{ mol/L}$.

No passado foi comum chamar a unidade mol/L de “molar” e representá-la por “M”. Assim, a concentração $0,20 \text{ mol/L}$ era representada por $0,20 \text{ M}$ (lê-se: zero vírgula vinte molar). Embora não se recomende mais usar a expressão molar e o símbolo M (mas sim mol/dm^3), ainda é costume de muitos químicos fazê-lo, razão pela qual é útil conhecer também essa representação.

Aplique

o que aprendeu

Interprete o rótulo do frasco abaixo.

Qual é o solvente?

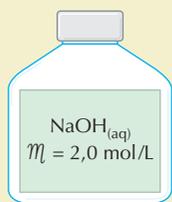
E o soluto?

Quantos mols de soluto há por litro de solução?

Quantos gramas de soluto há por litro de solução?

Quantos miligramas de soluto há em cada mililitro de solução?

Como pode ter sido preparada essa solução?



ATENÇÃO

NaOH não deve ser manipulado sem orientação e supervisão adequada.

É um sólido branco que provoca queimaduras na pele e nos olhos.

Se ingerido, causa sérias lesões internas.

Sua solução aquosa também oferece esses riscos e NÃO deve ter contato

com a pele, as mucosas e os olhos.

Óculos de segurança, luvas e aventais

protetores são recomendados.

Em destaque

NOÇÕES PRÁTICAS COM MATERIAIS CASEIROS

3 colheres (de café) de NaCl correspondem aproximadamente a $0,1 \text{ mol}$ ($5,85 \text{ g}$) desse sal

Solução de sal de cozinha (NaCl) $0,1 \text{ mol/L}$

Água suficiente para completar $1,0 \text{ L}$

21 colheres (de café) de açúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) correspondem aproximadamente a $0,1 \text{ mol}$ ($34,2 \text{ g}$) dessa substância

Solução de açúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) $0,1 \text{ mol/L}$

Água suficiente para completar $1,0 \text{ L}$

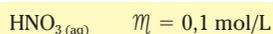


Questões para fixação

Resolva em seu caderno

A tabela periódica é um instrumento de consulta!

14. “Quando a concentração de uma solução é expressa em mol/dm³, ela nos informa a quantidade de \blacksquare , em mols, presente em cada \blacksquare de \blacksquare .” Reescreva essa frase, completando as lacunas de modo que fique corretamente redigida.
15. No rótulo de um frasco de laboratório, contendo um líquido incolor, lê-se o seguinte:



Acerca do conteúdo desse frasco:

- Qual o soluto e qual o solvente?
 - Quantos mols de soluto há em um litro de solução?
 - Qual a massa da quantidade respondida no item anterior?
 - Quantos mols de soluto há em 500 mL de solução?
 - Qual a massa da quantidade respondida no item anterior?
 - Expresse a concentração dessa solução em g/L.
16. Explique como você procederia, em um laboratório adequadamente equipado, para preparar uma solução aquosa 0,10 mol/L de sacarose (açúcar de cana, C₁₂H₂₂O₁₁). A massa molar da sacarose é 342 g/mol.
17. A concentração em quantidade de matéria **era** denominada “molaridade” ou “concentração molar”. Nesse contexto, considere uma solução aquosa 1 M de HCl.
- Como se lê a indicação 1 M?
 - O que significa a indicação 1 M?
 - Que maneira é **usada atualmente** para expressar o mesmo que a indicação 1 M?
18. Determinado produto comercializado em supermercados e destinado à remoção de crostas de gordura de fornos consiste em uma solução aquosa 2,0 mol/L de soda cáustica (hidróxido de sódio). O rótulo da embalagem informa que contém 800 mL do produto. Determine a massa de soda cáustica presente nesse produto.
19. Para preparar uma solução aquosa destinada à administração endovenosa (“dentro da veia”), um técnico pesou 30 g de um medicamento sólido, transferiu essa amostra para um balão volumétrico de 200 mL, acrescentou um pouco de água destilada e agitou até que o sólido se dissolvesse totalmente. A seguir, completou com água destilada até a marca do balão. Tudo isso foi feito em condições laboratoriais adequadas de assepsia (ausência de microrganismos e impurezas).
- Expresse a concentração da solução em g/L.
 - Qual o volume dessa solução que deve ser administrado em um paciente a fim de que ele receba a dose de 750 mg do medicamento?
 - A massa molar desse medicamento é 120 g/mol. Expresse a concentração da solução preparada, em mol/L.

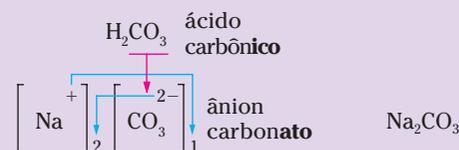
MALCOLM FIELDING, JOHNSON
MATTHEY PLC / SPL/STOCK PHOTOS



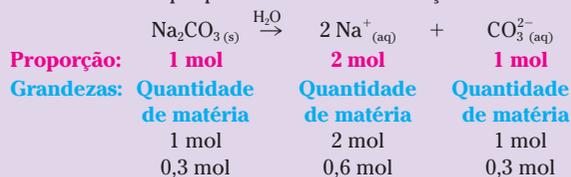
20. Testes revelaram que determinada marca de refrigerante tipo “cola” contém 2,0 · 10⁻³ mol/L de ácido fosfórico, H₃PO₄. Quando uma pessoa bebe um copo de 250 mL desse refrigerante está ingerindo:
- que quantidade em mols de ácido fosfórico?
 - que massa de ácido fosfórico?
21. Ainda sobre o refrigerante da questão anterior. Na indústria que o produz são preparados, de uma só vez, 10 m³ de refrigerante. Para esse preparo são necessários:
- quantos mols de ácido fosfórico?
 - quantos quilogramas de ácido fosfórico?
22. Dissolveu-se carbonato de sódio em água, obtendo-se uma solução 0,3 mol/L. Qual a concentração, em mol/L, de íons sódio e de íons carbonato nessa solução?

Resolução

Primeiramente, vamos deduzir a fórmula do carbonato de sódio:

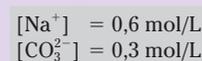


Conhecida a sua fórmula, podemos equacionar o processo de dissociação iônica desse sal ao ser dissolvido em água. Por meio da equação, estabelecemos a proporção estequiométrica entre as quantidades, em mols, do sal dissolvido e dos íons que passam a estar em solução.

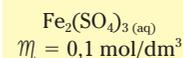


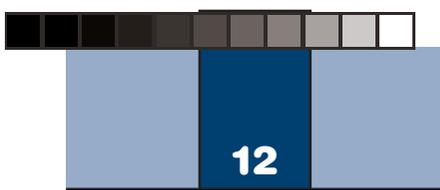
Assim, quando 0,3 mol de Na₂CO₃ se dissolve em água suficiente para um litro de solução, passarão a estar dissolvidos, nesse volume, 0,6 mol de íons Na⁺ e 0,3 mol de íons CO₃²⁻.

Aproveitamos essa resolução para introduzir uma simbologia que será muito útil em capítulos futuros. Escrever a fórmula de uma espécie química (molécula, íon etc.) entre colchetes é um modo alternativo de representar a concentração em mol/L dessa espécie. Assim, podemos apresentar o resultado final dessa resolução da seguinte maneira:



23. Alguns xaropes expectorantes consistem essencialmente de uma solução aquosa de iodeto de potássio (KI), um sal bastante solúvel em água. Determine qual é a concentração, em mol/L, de íons K⁺ e I⁻ em um xarope que é uma solução 0,01 mol/L em iodeto de potássio.
24. Na água da chuva de uma grande metrópole foi constatado, num dia de grande poluição, que havia 0,003 mol/L de ácido sulfúrico. Qual a concentração, em mol/L, de íons sulfato na água dessa chuva? Explique.
25. No rótulo de um frasco aparece a inscrição ao lado. Determine a concentração, em mol/dm³, dos íons presentes nessa solução.





Em destaque

O RISCO DO MONÓXIDO DE CARBONO

O monóxido de carbono se combina com a hemoglobina nos glóbulos vermelhos do sangue e a inutiliza para sua função essencial, que é a de transportar oxigênio pelo corpo. Sem oxigênio, morreremos rapidamente. E nosso cérebro é o primeiro a morrer. O monóxido de carbono (fórmula química: CO) é um gás incolor, inodoro e altamente tóxico.

Todos estamos expostos a ele porque está presente em quantidades traço na atmosfera. Os maiores níveis são encontrados no ar das cidades, provenientes [da combustão nos motores] dos veículos. A maior parte dos átomos de carbono existentes em um combustível transformam-se em dióxido de carbono (CO₂) com dois oxigênios na molécula, porém um pouco do combustível queimado em um motor ou aquecedor pode encontrar pouco oxigênio para sua combustão completa, e o carbono acaba se combinando com apenas um oxigênio por molécula.

O monóxido de carbono no ar que respiramos pode se combinar com até 5% da hemoglobina de nosso sangue e, se fumarmos, esse valor pode subir para valores da ordem de 10%. [...] Se chegar a 30% perceberemos os sintomas do envenenamento por monóxido de carbono: náuseas, dores de cabeça, indolência e dores no peito. Apenas 1% de CO no ar converte mais de 50% da hemoglobina sanguínea em uma forma que não é funcional e causa morte em uma hora. [...]

A principal fonte humana de monóxido de carbono são os escapamentos de carros, que podem produzir níveis tão altos como 50 ppm (0,005%) em locais de tráfego intenso. [...]

Fonte: John Emsley, *Molecules at an exhibition*. Portraits of intriguing materials in everyday life. Oxford, Oxford University Press, 1998. p. 108. (Tradução nossa.)

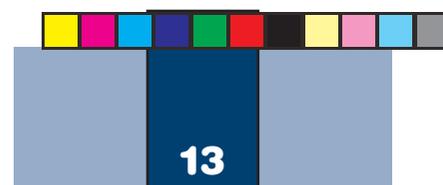
Há outros poluentes atmosféricos, mas vamos, neste momento, focar nossa atenção no monóxido de carbono, cujo risco aparece descrito no texto acima.

A unidade **ppm** designa partes por milhão, uma das maneiras de se expressar a concentração de uma solução.

Segundo resolução do Conama (Conselho Nacional do Meio Ambiente), quando a concentração de monóxido de carbono no ar atmosférico, monitorado por um período mínimo de 8 horas, atingir o valor de 15 ppm em volume, isso deve desencadear por parte das autoridades um estado de atenção. Se atingir 30 ppm em volume, entra-se em estado de alerta e, se chegar a 40 ppm em volume, a resolução do Conama exige que se declare estado de emergência.

Admitindo que um indivíduo inale 9 mil litros de ar por dia, quantos litros de monóxido de carbono estará inalando, nesse período, se a concentração desse gás no ar for aquela correspondente ao estado de alerta (30 ppm em volume)?

Vamos, na seqüência, estudar mais algumas formas de expressar a concentração de uma solução: o título e a porcentagem em massa, e também o título e a porcentagem em volume. A partir deles, vamos compreender o que é ppm e poder responder a essa pergunta.



Desenvolvendo o tema

5. TÍTULO, PORCENTAGEM E PARTES POR MILHÃO

5.1. Título em massa

Imagine que você tenha adicionado 10 g de açúcar a 90 g de água e tenha mexido bem até total dissolução do açúcar. A massa total dessa solução será 100 g, dos quais 10 g é a parte correspondente ao soluto, o açúcar.

Podemos, então, dizer que um décimo da massa da solução corresponde ao soluto:

$$\frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de solução}} = \frac{10 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{1}{10} = 0,10$$

Em 50 g dessa solução há 5 g de açúcar. Em 20 g de solução há 2 g de açúcar e assim por diante.

$$\frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de solução}} = \frac{10 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{5 \text{ g}}{50 \text{ g}} = \frac{2 \text{ g}}{20 \text{ g}} = \dots = 0,10$$

Quando consideramos uma alíquota (amostra) dessa solução cuja massa total não seja 100 g, a massa de açúcar nela presente não será 10 g.

Contudo, a **relação** entre a massa de soluto presente numa amostra dessa solução e a massa dessa amostra é sempre 0,10. A essa relação, os químicos dão o nome de **título em massa**, grandeza que vamos representar por ζ_m .

Em palavras: O título em massa de uma solução expressa a relação entre a massa de soluto presente numa amostra dessa solução e a massa total dessa amostra de solução.

Em equação:

$$\zeta_m = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}}$$

5.2. Porcentagem em massa

Ainda considerando o exemplo da solução de açúcar com $\zeta_m = 0,10$, podemos dizer que, qualquer que seja a alíquota de solução que consideremos, a massa do soluto corresponde a 10% da massa total. Assim, podemos afirmar que a **porcentagem em massa** do soluto nessa solução é de 10%.

$$\frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de solução}} = \frac{10 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{5 \text{ g}}{50 \text{ g}} = \frac{2 \text{ g}}{20 \text{ g}} = \dots = 0,10 = \frac{10}{100} = 10\%$$

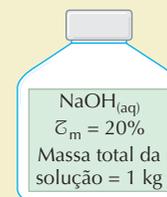
Quando o título em massa (ζ_m) — que é um número adimensional (sem unidade), maior que zero e menor que um — é expresso em porcentagem, tem-se a **porcentagem em massa** do soluto na solução.

5.3. Título em volume

Da mesma maneira que o título em massa corresponde à fração da massa de uma amostra de solução que corresponde ao soluto, o **título em volume** (que simbolizaremos por ζ_v) é uma grandeza que nos informa a fração do volume de uma solução que corresponde ao soluto. Assim, temos a seguinte definição.

Aplique o que aprendeu

Interprete o rótulo do frasco abaixo. Quais as massas de solvente, de soluto e de solução presentes no frasco?



ATENÇÃO

NaOH não deve ser manipulado sem orientação e supervisão adequada.

É um sólido branco que provoca queimaduras na pele e nos olhos. Se ingerido, causa sérias lesões internas. Sua solução aquosa também oferece esses riscos e NÃO deve ter contato com a pele, as mucosas e os olhos. Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são recomendados.

Aplique

o que aprendeu

Interprete o rótulo do frasco abaixo. Admita que a água é o solvente (apesar de presente em menor quantidade que o álcool) e que não haja contração de volume na mistura de água e álcool. Quais os volumes de água e de álcool presentes no frasco?



Em palavras: O título em volume de uma solução expressa a relação entre o volume de soluto presente numa amostra dessa solução e o volume total dessa amostra de solução.

Em equação:

$$\zeta_v = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

Imagine uma solução aquosa de álcool na qual o título em volume do álcool seja 0,25. Isso quer dizer que o volume de álcool corresponde a 0,25 do volume total da solução.

$$\frac{\text{volume de soluto}}{\text{volume de solução}} = \frac{25 \text{ L}}{100 \text{ L}} = \frac{12,5 \text{ L}}{50 \text{ L}} = \frac{25 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} = \frac{2,5 \text{ mL}}{10 \text{ mL}} = \dots = 0,25$$

5.4. Porcentagem em volume

Na solução aquosa de álcool de $\zeta_v = 0,25$ podemos (de modo análogo ao que fizemos com o título em massa) dizer que a porcentagem em volume do álcool nessa solução é 25%.

Quando o título em volume (ζ_v) é expresso em porcentagem, tem-se a **porcentagem em volume** do soluto na solução.

Em destaque

ATENÇÃO

O etanol (álcool comum) não deve ser manipulado perto de chamas ou faíscas. Ele pode se inflamar e causar QUEIMADURAS, INCÊNDIO e EXPLOÇÃO.



°INPM VERSUS °GL

O álcool hidratado apresenta duas especificações distintas, conforme mostradas na ilustração ao lado.

Para que possamos entendê-las, é necessário saber que °INPM corresponde a uma **porcentagem em massa** e °GL corresponde a uma **porcentagem em volume**. Apesar de apresentarem valores numéricos diferentes, ambos se referem à mesma solução.

Os cálculos a seguir mostram como é possível transformar °INPM em °GL.

O significado de 92,8 °INPM

Água	Álcool	Solução	
72 g	928 g	1.000 g	← esta é uma solução a 92,8 °INPM

Sendo a densidade do álcool puro igual a $0,8 \text{ g/cm}^3$ e a da água pura igual a $1,0 \text{ g/cm}^3$, podemos transformar as massas da água e do álcool presentes na solução nos seus respectivos volumes. Assim:

Água	Álcool	Solução
72 g	928 g	1.000 g
↓	↓	
72 mL	1.160 mL	

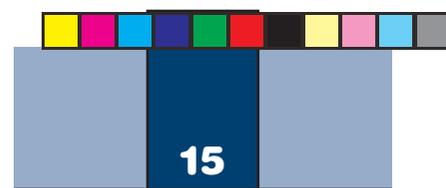
Somados esses volumes, deveríamos obter uma solução de volume correspondente a 1.232 mL. Porém o que se observa experimentalmente é que, após serem misturados, o volume obtido é menor que o valor esperado e o valor encontrado é de 1.208 mL.

Essa contração no volume é atribuída às fortes ligações de hidrogênio estabelecidas entre as moléculas da água e do álcool.

O significado de 96 °GL

Para se calcular a porcentagem em volume, ou seja, °GL, podemos efetuar o seguinte cálculo:

$$\begin{array}{r} 1.208 \text{ mL de solução} \text{ ————— } 100\% \text{ (volume)} \\ 1.160 \text{ mL de álcool} \text{ ————— } x \\ x = 96\% \text{ em volume (ou } 96 \text{ °GL)} \end{array}$$



5.5. Partes por milhão (ppm) em massa e em volume

Uma porcentagem de 1% significa “uma parte em cem”. Por exemplo, uma pessoa em meio a um grupo de cem pessoas corresponde a 1% desse grupo. A porcentagem de 0,1% equivale a “0,1 parte em cem”, o que é o mesmo que “uma parte em mil”. A porcentagem de 0,01% equivale a “uma parte em dez mil”. E assim por diante.

Para um soluto em concentração muito pequena, o título ou a porcentagem são números muito pequenos. É comum, nessas situações, o uso da unidade **partes por milhão**, representada por **ppm**, que pode se referir ao título em massa ou ao título em volume. Vejamos um exemplo de cada.

No controle de qualidade da água, há vários critérios para considerá-la própria ao consumo humano. Entre esses critérios está a concentração de íons chumbo (Pb^{2+}), que não pode ser superior a 0,05 ppm **em massa**.

Isso significa que, se houver mais de 0,05 g de íons chumbo em 10^6 g (um milhão de gramas) de líquido, essa “água” é considerada imprópria para consumo. A concentração de 0,05 ppm em massa equivale a 0,000005% em massa, como demonstrado a seguir:

$$\frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de solução}} = \frac{0,05 \text{ g}}{1.000.000 \text{ g}} = \frac{0,000005 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{0,000005}{100} = 0,000005\%$$

0,05 ppm em massa → $\div 10^4$ (top arrow) and $\div 10^4$ (bottom arrow)

Voltemos ao caso do poluente CO no ar das cidades. Conforme foi mencionado na página 12, quando a concentração de CO atinge 30 ppm em volume, tem-se o estado de alerta. Essa concentração equivale a 30 L de CO em cada 10^6 L (milhão de litros) de ar, ou seja, a 0,003% em volume:

$$\frac{\text{volume de soluto}}{\text{volume de solução}} = \frac{30 \text{ L}}{1.000.000 \text{ L}} = \frac{0,0030 \text{ L}}{100 \text{ L}} = \frac{0,0030}{100} = 0,003\%$$

30 ppm em volume → $\div 10^4$ (top arrow) and $\div 10^4$ (bottom arrow)

Assim, estamos em condições de resolver o problema proposto: quantos litros de CO uma pessoa inala em 9 mil litros de ar contendo 30 ppm de CO?

O cálculo pode ser feito por meio da seguinte regra de três:

Volume de ar	Volume de CO		
$1 \cdot 10^6 \text{ L}$	30 L	}	⇒ $x = 0,27 \text{ L} = 270 \text{ mL}$
$9 \cdot 10^3 \text{ L}$	x		

Como você percebe, a unidade **ppm** é útil para expressar a concentração de soluções com baixa concentração. Para concentrações ainda menores, os químicos empregam as unidades **ppb** (partes por bilhão) e **ppt** (partes por trilhão). É útil lembrar que um milhão é 10^6 , um bilhão é 10^9 e um trilhão é 10^{12} .



A concentração de poluentes do ar e da água é, por conveniência, freqüentemente expressa em ppm, já que se trata de um valor que, se expresso em título ou porcentagem, é muito pequeno. Apesar da concentração relativamente “baixa”, poluentes são suficientemente tóxicos para, com a exposição prolongada, produzirem sérios problemas de saúde.

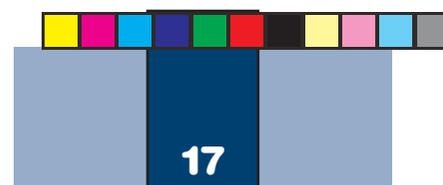
POLUENTES ATMOSFÉRICOS

Como a poluição prejudica a saúde — Principais poluentes e seus efeitos		
Poluente(s)	Principais fontes de emissão	Danos à saúde
CO (monóxido de carbono)	Carros a gasolina (49%), carros a álcool (17%), veículos a diesel (28%)	O CO se liga à hemoglobina no sangue no lugar do oxigênio. Em altas concentrações, prejudica a oxigenação do organismo, causando diminuição dos reflexos e da acuidade visual. Pessoas com problemas cardíacos e circulatórios são as mais prejudicadas.
PI (partículas inaláveis)	Veículos a diesel (30%), carros a gasolina (10%), indústrias (10%)	Instalam-se nos pulmões, diminuindo a capacidade respiratória. O material particulado pode aumentar os efeitos fisiológicos de outros gases presentes no ar.
O ₃ (ozônio)	É formado pela reação dos hidrocarbonetos e óxidos de nitrogênio na presença de luz solar.	Irritação dos olhos e vias respiratórias, diminuição da capacidade pulmonar, envelhecimento precoce e corrosão dos tecidos. Pessoas com asma são mais suscetíveis aos efeitos do ozônio.
HC (hidrocarbonetos)	Carros a gasolina (53%), veículos a diesel (21%), carros a álcool (19%)	Diminuem a capacidade sangüínea de transportar oxigênio e afetam os sistemas cardiovascular e nervoso e o pulmão. Os hidrocarbonetos aromáticos (benzeno, tolueno e xileno) são cancerígenos.
NO ₂ (dióxido de nitrogênio)	Veículos a diesel (81%), carros a gasolina (10%), carros a álcool (5%)	Pode penetrar profundamente no sistema respiratório, podendo dar origem a substâncias mutagênicas e carcinogênicas. É também um irritante, podendo conduzir a sintomas que lembram os do enfisema.
SO ₂ (dióxido de enxofre)	Veículos a diesel (77%), indústrias (15%), carros a gasolina (8%)	Altas concentrações provocam irritação no sistema respiratório e problemas cardiovasculares. A concentração desse poluente tem se mantido abaixo dos níveis aceitáveis nos últimos dez anos.

Fonte: O Estado de S. Paulo, 22 jun. 1997.

Como é medida a qualidade do ar na cidade de São Paulo					
Qualidade	SO ₂ (µg/m ³)	PI (µg/m ³)	CO (partes por milhão)	O ₃ (µg/m ³)	NO ₂ (µg/m ³)
Boa	80	50	4,5	80	100
Regular	365	150	9,0	160	320
Inadequada	800	250	15,0	200	1.130
Má	1.600	420	30,0	800	2.260
Péssima	2.100	500	40,0	1.000	3.000
Crítica	2.620	600	50,0	1.200	3.750

Fonte: Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental (Cetesb).



5.6. A concentração da água oxigenada (H₂O_{2(aq)})

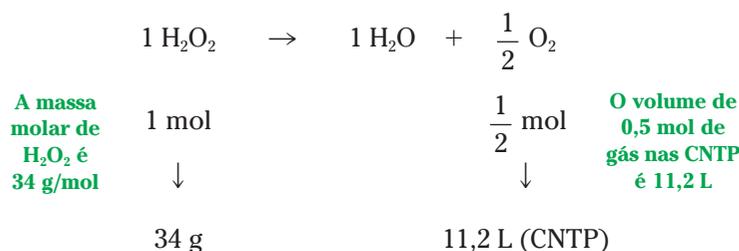
O peróxido de hidrogênio, H₂O₂, é um líquido mais denso que a água (d = 1,44 g · mL⁻¹ a 25°C). Apresenta ponto de fusão igual a -0,4°C e ponto de ebulição igual a 150°C. É miscível em água em todas proporções, e isso ocorre devido à sua capacidade de formar ligações de hidrogênio com ela.

Ele é vendido para uso industrial na forma de uma solução aquosa (denominada água oxigenada) com concentração cerca de 30% em massa.

As soluções diluídas, H₂O_{2(aq)} a 3% em massa, também vendidas nas drogas e farmácias com o nome de água oxigenada, são usadas como anti-séptico moderadamente leve: o contato com o sangue provoca sua decomposição em H₂O_(l) e O_{2(g)}, este responsável pela limpeza do ferimento, impedindo a proliferação de bactérias anaeróbias, como é o caso da causadora do tétano. Soluções mais concentradas (H₂O_{2(aq)} a 6% em massa) são empregadas como agentes branqueadores para tecidos, peles e cabelos.

É comum, nos frascos de água oxigenada, sua concentração ser expressa em *volumes*. Por exemplo, água oxigenada a 10 volumes, a 20 volumes etc.

O significado dessa forma de expressar a concentração corresponde ao número de litros de oxigênio, nas condições normais de temperatura e pressão, que se obtém pela decomposição do H₂O₂, contido em 1,0 litro de solução. Assim:



Interpretação

Assim, uma solução de água oxigenada a 11,2 volumes corresponde a uma solução aquosa contendo 1,0 mol de peróxido de hidrogênio dissolvido em 1,0 L de solução. A decomposição de 1,0 mol do peróxido de hidrogênio nas CNTP libera 11,2 L de O_{2(g)}, daí a expressão 11,2 volumes.



A concentração de H₂O₂ em solução aquosa pode ser expressa em volumes, como é comentado no texto ao lado.

Aplique

o que aprendeu

Utilize os conhecimentos adquiridos sobre concentração de soluções.

Tente demonstrar que uma água oxigenada a 20 volumes é o mesmo que uma solução em torno de 6% em massa.

Tente demonstrar, ainda, qual a concentração em mol/L de uma água oxigenada a 22,4 volumes.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

26. "O título em massa é uma relação (divisão, quociente, razão) entre a ■ e a ■." Reescreva essa frase, completando as lacunas, de modo que fique corretamente redigida.
27. Explique como você procederia, em um laboratório adequadamente equipado, para preparar um quilograma de solução aquosa de sacarose (açúcar de cana), na qual a porcentagem em massa desse soluto seja 10%.
28. Um frasco (aquele da questão 13) tem o rótulo mostrado abaixo. Determine a porcentagem em massa do soluto na solução.

$$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \quad C = 165 \text{ g/L} \quad d = 1,10 \text{ g/cm}^3$$
29. Um solução de ácido clorídrico a 10% em massa tem densidade 1,05 g/mL. Qual a concentração dessa solução em g/L?
30. Em 50 L de ar seco e isento de poluentes há 39 L de gás nitrogênio. Qual é o título em volume do nitrogênio no ar?
31. Em uma amostra de 100 L do ar de uma cidade há $2 \cdot 10^{-8}$ L do poluente SO₂. A quantas ppm, em volume, isso corresponde?
32. Em uma amostra de 1 kg de um lote de salsicha em lata os técnicos detectaram a presença de 300 mg de estanho. Levando em conta que é proibido comercializar alimentos contendo mais de 250 ppm de estanho, em massa, conclua se esse produto pode ser comercializado. Justifique.

Aplique

o que aprendeu

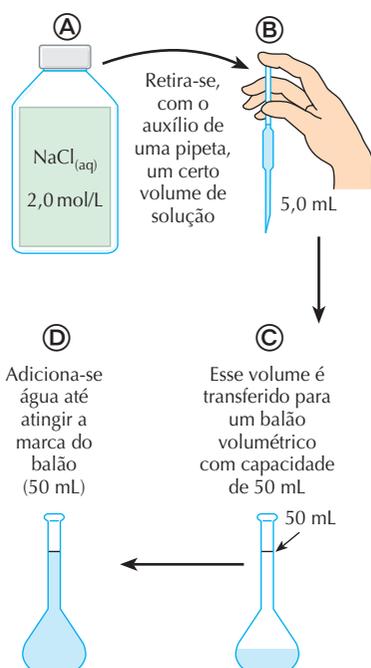
EDUARDO SANTALIESTRA / CID



Soluções de estoque, guardadas nos laboratórios (foto acima), normalmente apresentam concentrações elevadas. É a partir delas que, por diluição, são preparadas soluções para uso diário. Tente justificar, após a leitura do texto, por que as soluções de estoque são concentradas.

ATENÇÃO

NÃO se deve, em hipótese alguma, aspirar com a boca o líquido a ser transferido para a pipeta.



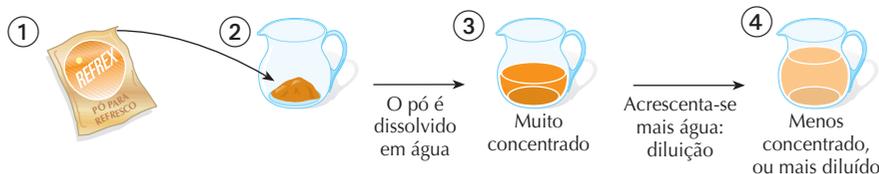
Motivação

Acompanhe esta situação

Uma pessoa abriu um envelope de pó para refresco e acrescentou seu conteúdo em uma certa quantidade de água. Mexeu bem até obter uma mistura com uma única fase, ou seja, uma mistura homogênea. Experimentou o refresco e concluiu que ele estava muito “forte”.

A pessoa resolveu acrescentar mais água e mexer bem. Com isso, ela conseguiu que o refresco tivesse o sabor desejado.

Se a pessoa acrescentar ainda mais água, o sabor pode ficar muito “fraco” ou, como também se diz popularmente, “aguado”.



Desenvolvendo

o tema

6. DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

Você não deve confundir as expressões *dissolver* e *diluir*.

Na situação que acabamos de descrever, ao misturar o pó para refresco com a água e mexer bem, a pessoa está dissolvendo esse pó no solvente água. O pó é o soluto (na verdade, é uma mistura de vários solutos: aromatizante, corante, acidulante, açúcar etc.).

Uma vez que a solução está preparada e sua concentração não é a desejada (estava muito “forte”), a pessoa acrescentou mais solvente água. Esse procedimento é a *diluição*.

Diluição é o processo de acrescentar mais solvente a uma solução.

Ao diluir o refresco (solução), a quantidade de soluto (pó para refresco) dissolvida não se altera, porém o volume total da solução aumenta e a massa total da solução também aumenta. Então, como decorrência desse aumento, a concentração da solução diminui. Isso pode ser entendido do ponto de vista das equações que definem a concentração de uma solução. Nos esquemas a seguir, o símbolo \uparrow indica aumento e o símbolo \downarrow indica diminuição:

$$\downarrow C = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}} \uparrow} \quad \downarrow m = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}} \uparrow} \quad \downarrow c_m = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}} \uparrow} \quad \downarrow c_v = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}} \uparrow}$$

Num laboratório de Química não existem soluções de todas as concentrações possíveis e imagináveis. Geralmente, são preparadas e armazenadas apenas soluções com alguns valores de concentração e, a partir delas, podem-se obter outras, mais diluídas (isto é, menos concentradas) por meio da diluição.

Um exemplo do processo de diluição em laboratório aparece no esquema ao lado. De uma solução aquosa de NaCl 2,0 mol/L, (A), é retirada uma alíquota de 5,0 mL com auxílio de uma pipeta volumétrica, (B). Essa alíquota é transferida para um balão volumétrico de 50 mL, (C). A seguir, completa-se com água destilada até atingir a marca de 50 mL no gargalo do balão, (D).

Como determinar a concentração da solução final?

A partir da definição de concentração em quantidade de matéria, podemos afirmar que a quantidade em mols de soluto é dada por $n_{\text{soluto}} = \mathcal{M} \cdot V$, em que \mathcal{M} é a concentração da solução em mol/L e V é o volume da solução.

Uma vez que, na diluição, a quantidade do soluto não se altera, podemos afirmar que o mesmo n_{soluto} presente na alíquota de 5,0 mL está presente na nova solução obtida pela diluição da alíquota.

Usando o índice **i** para a alíquota (situação inicial) e **f** para a nova solução (situação final), temos:

$$n_{i \text{ soluto}} = n_{f \text{ soluto}}$$

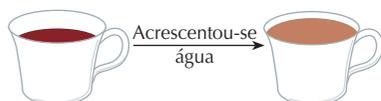
$$\mathcal{M}_i \cdot V_i = \mathcal{M}_f \cdot V_f$$

$$2,0 \text{ mol/L} \cdot 0,005 \text{ L} = \mathcal{M}_f \cdot 0,050 \text{ L} \quad \Rightarrow \quad \mathcal{M}_f = 0,2 \text{ mol/L}$$

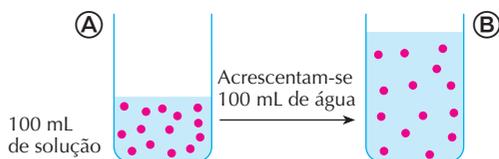
Questões *para fixação*

Resolva em seu caderno

33. Uma pessoa que não gosta de café “forte” resolveu transformar um café “forte” num café “fraco” por acréscimo de água.



- a) Como é denominada a técnica empregada?
 b) Compare a concentração de soluto antes e depois.
34. Este exercício envolve a interpretação de modelos. A ilustração (A) representa 100 mL de uma solução aquosa de açúcar de cana (sacarose). A ilustração (B) representa o sistema após a adição de 100 mL de água pura.



- a) Nos modelos, as bolinhas representam, de modo mais correto, as moléculas do soluto ou do solvente? Justifique.
 b) As expressões “diluído” e “concentrado” só fazem sentido quando usadas para estabelecer comparação entre soluções. Aplique esses termos às soluções das ilustrações.
35. Estabeleça uma comparação entre os sistemas representados pelas figuras (A) e (B) da questão anterior, quanto:
- à massa de soluto;
 - à quantidade em mols de soluto;
 - ao volume da solução;
 - à concentração, em g/L;
 - à concentração, em mol/L.
36. Inspirado na resolução das duas questões anteriores, deduza a seguinte fórmula, que relaciona as concentrações das soluções antes e depois de uma diluição:

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$$

Sugestões:

- Expresse a massa de soluto na solução inicial em função de C (concentração em g/L) e do volume da solução (V).
 - Faça o mesmo para a massa de soluto na solução final.
 - Igual as massas inicial e final de soluto.
37. Quando, na diluição de uma solução aquosa, o acréscimo de água provoca uma **triplicação** do volume da solução, o que acontece com a concentração da solução, expressa em:
- mol/L?
 - g/L?

38. Imagine que, a uma certa massa conhecida de solução aquosa de sacarose (m_i), seja acrescentada uma certa massa de água até que a solução atinja uma nova massa (m_f). Sendo ζ_i o título, em massa, da solução inicial e ζ_f o título, em massa, da solução final, deduza a seguinte expressão:

$$\zeta_i \cdot m_i = \zeta_f \cdot m_f$$

Sugestões:

- Expresse a massa de soluto na solução inicial em função de ζ e da massa total da solução.
 - Faça o mesmo para a massa de soluto na solução final.
 - Igual as massas inicial e final de soluto.
39. Quando, na diluição de uma solução aquosa, o acréscimo de água provoca uma **triplicação** da massa da solução, o que acontece com o título em massa?
40. Você tem três copos de uma limonada muito azeda. Em uma jarra de tamanho apropriado, quantos copos de água você adicionaria a esses 3 copos de limonada a fim de que a concentração, em mol/L, dos solutos presentes na limonada se reduza a 60% da inicial? Observação: Considere que todos os “copos” mencionados tenham o **mesmo** volume.
41. Acrescentam-se 300 mL de água a 200 mL de uma solução 10 g/L de cloreto de sódio. Qual a concentração final dessa solução?
42. Um técnico tem 500 mL de uma solução de um medicamento e precisa reduzir a concentração, em mol/L, a 1/4 do valor inicial. Como ele deve proceder?

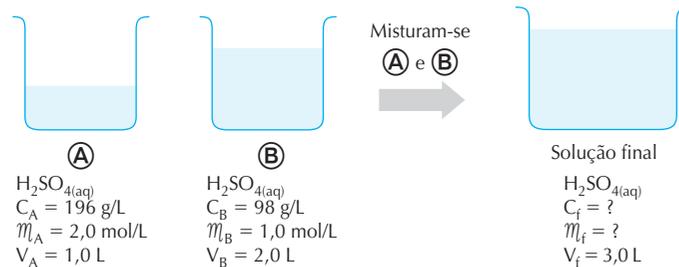


A diluição de soluções é procedimento comum em laboratórios químicos. Pipeta e balão volumétricos são indispensáveis.

7. MISTURA DE SOLUÇÕES

7.1. Soluções constituídas por mesmo soluto e mesmo solvente

Duas soluções aquosas de ácido sulfúrico, (A) e (B), de concentração em gramas por litro e concentração em quantidade de matéria conhecidas, serão misturadas conforme o esquema a seguir:



Estamos diante de uma situação em que soluções de mesmo soluto e mesmo solvente estão sendo misturadas, e necessitamos calcular a concentração da solução resultante. Para isso, é fundamental que tenhamos um ponto de partida para nossos cálculos. Nesse caso, podemos sugerir como ponto de partida o seguinte raciocínio:

Quando misturamos soluções aquosas de mesmo soluto, a quantidade de soluto na solução final é igual à soma das quantidades dos solutos nas soluções iniciais.

$$m_{\text{solute final}} = m_{\text{solute em A}} + m_{\text{solute em B}} \quad \text{ou} \quad C_f \cdot V_f = C_A \cdot V_A + C_B \cdot V_B$$

$$n_{\text{solute final}} = n_{\text{solute em A}} + n_{\text{solute em B}} \quad \text{ou} \quad \mathcal{M}_f \cdot V_f = \mathcal{M}_A \cdot V_A + \mathcal{M}_B \cdot V_B$$

Resolvendo o problema proposto:

$$\begin{aligned} m_{\text{solute final}} &= m_{\text{solute em A}} &+& m_{\text{solute em B}} \\ C_f \cdot V_f &= C_A \cdot V_A &+& C_B \cdot V_B \\ C_f \cdot 3,0 \text{ L} &= 196 \text{ g/L} \cdot 1,0 \text{ L} &+& 98 \text{ g/L} \cdot 2,0 \text{ L} \end{aligned}$$

$$C_f = 130,67 \text{ g/L}$$

$$\begin{aligned} n_{\text{solute final}} &= n_{\text{solute em A}} &+& n_{\text{solute em B}} \\ \mathcal{M}_f \cdot V_f &= \mathcal{M}_A \cdot V_A &+& \mathcal{M}_B \cdot V_B \\ \mathcal{M}_f \cdot 3,0 \text{ L} &= 2,0 \text{ mol/L} \cdot 1,0 \text{ L} &+& 1,0 \text{ mol/L} \cdot 2,0 \text{ L} \end{aligned}$$

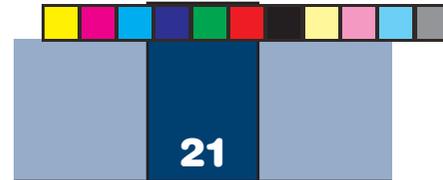
$$\mathcal{M}_f = 1,33 \text{ mol/L}$$

Questões

para fixação

Resolva em seu caderno

43. Em um laboratório de Bioquímica, um técnico misturou 200 mL de solução aquosa 0,50 mol/L de glicose com 300 mL de solução aquosa 0,20 mol/L de glicose. Qual a concentração, em mol/L, da solução final?
Sugestão: Trata-se de um problema de mistura de duas soluções aquosas de mesmo soluto. A sugestão é você calcular a quantidade em mols de soluto que há em cada solução e levar em conta que, após a mistura, essa quantidade total estará presente num volume de 500 mL (200 mL + 300 mL).
44. Por meio da mistura de uma solução de glicose 1,0 mol/L com outra 2,0 mol/L, como você procederia para obter uma solução que fosse 1,2 mol/L? Justifique.
45. **Exclusivamente** por meio da mistura de duas soluções aquosas de sacarose, de concentrações 0,5 mol/L e 1,0 mol/L, responda e justifique se é possível obter uma solução:
a) 0,6 mol/L? c) 1,2 mol/L?
b) 0,9 mol/L?



7.2. Soluções constituídas por solventes iguais e solutos diferentes sem ocorrência de reação química

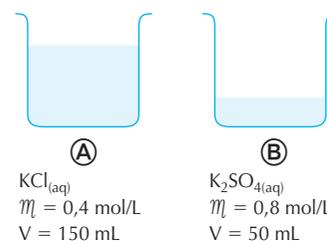
Duas soluções aquosas: uma de volume 150 mL, tendo como soluto cloreto de potássio, KCl, com concentração em quantidade de matéria igual a 0,4 mol/L, (A), e outra de volume 50 mL, tendo como soluto sulfato de potássio, K₂SO₄, com concentração em quantidade de matéria igual a 0,8 mol/L, (B), são misturadas em um mesmo recipiente. A partir desses dados, desejamos calcular:

- a concentração em mol/L da solução resultante em relação a cada um dos solutos;
- a concentração em mol/L da solução resultante em relação aos íons presentes na solução.

Como se pode observar, estamos diante de uma nova situação. Soluções de mesmo solvente, porém contendo solutos diferentes e que, ao serem misturados, não reagem entre si. Qual será, nesse caso, o ponto de partida para efetuarmos os cálculos sugeridos?

Quando se misturam soluções contendo solutos diferentes sem que ocorra reação química entre eles, a quantidade em mols de cada soluto (ou a massa), antes e após a mistura, permanece inalterada.

Tudo se passa como se cada solução individualmente sofresse uma diluição.



Misturam-se

(A) e (B)

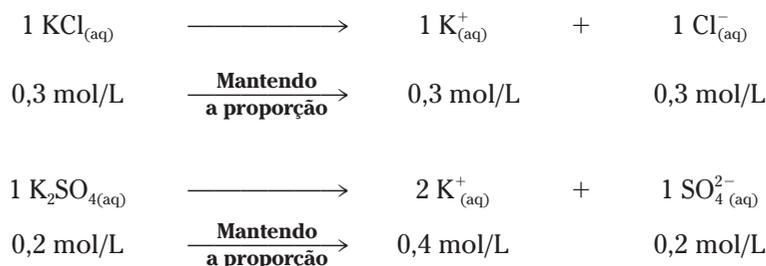


Resolvendo o problema proposto:

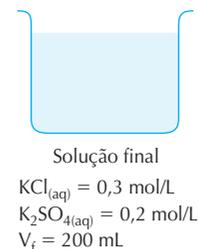
- Cálculo da concentração em quantidade de matéria (mol/L) em relação ao KCl e ao K₂SO₄ na solução final:

$n \text{ do KCl}_{\text{antes}} = n \text{ do KCl}_{\text{após}}$ $\downarrow \qquad \qquad \downarrow$ $\underbrace{m_{\text{KCl}} \cdot V_{\text{KCl}}}_{\text{Antes}} = \underbrace{m_{\text{KCl}} \cdot V_{\text{KCl}}}_{\text{Após}}$ $0,4 \text{ mol/L} \cdot 0,15 \text{ L} = m_{\text{KCl}_{\text{após}}} \cdot 0,2 \text{ L}$ $m_{\text{KCl}_{\text{após}}} = 0,3 \text{ mol/L}$	$n \text{ do K}_2\text{SO}_4_{\text{antes}} = n \text{ do K}_2\text{SO}_4_{\text{após}}$ $\downarrow \qquad \qquad \downarrow$ $\underbrace{m_{\text{K}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{K}_2\text{SO}_4}}_{\text{Antes}} = \underbrace{m_{\text{K}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{K}_2\text{SO}_4}}_{\text{Após}}$ $0,8 \text{ mol/L} \cdot 0,05 \text{ L} = m_{\text{K}_2\text{SO}_4_{\text{após}}} \cdot 0,2 \text{ L}$ $m_{\text{K}_2\text{SO}_4_{\text{após}}} = 0,2 \text{ mol/L}$
--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

- Cálculo da concentração em quantidade de matéria (mol/L) da solução resultante em relação aos íons presentes:



$m_{\text{K}_{(aq)}^+} = 0,7 \text{ mol/L}; \quad m_{\text{Cl}_{(aq)}^-} = 0,3 \text{ mol/L}; \quad m_{\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}} = 0,2 \text{ mol/L}$



7.3. Soluções constituídas por solventes iguais e solutos diferentes com ocorrência de reação química

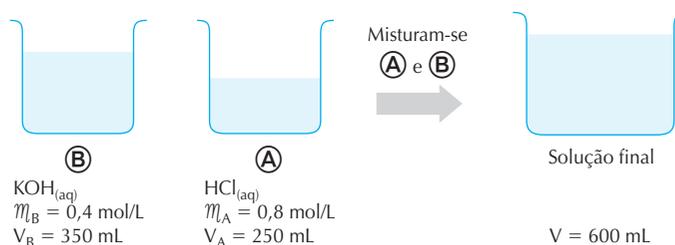
Duas soluções aquosas: uma de volume 250 mL, tendo como soluto ácido clorídrico, HCl, e concentração em quantidade de matéria igual a 0,8 mol/L, (A), e outra de volume 350 mL, tendo como soluto hidróxido de potássio, KOH, e concentração em quantidade de matéria igual a 0,4 mol/L, (B), são misturadas em um mesmo recipiente. A partir desses dados, desejamos responder:

- a solução resultante é ácida, básica ou neutra?
- caso a solução não seja neutra, qual a concentração em quantidade de matéria (mol/L) em relação ao soluto que se encontra em excesso?
- qual a concentração em quantidade de matéria (mol/L) do sal presente ao final da reação?

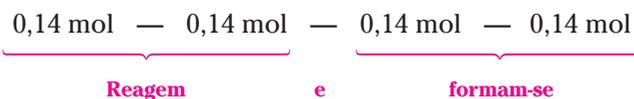
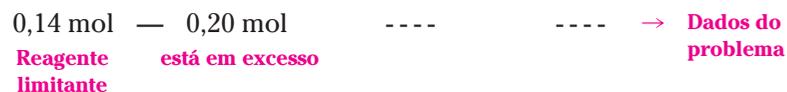
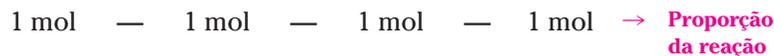
Estamos agora diante de uma nova situação. Soluções constituídas pelo mesmo solvente, porém contendo solutos diferentes e que, ao serem misturados, reagem entre si, transformando-se em novos solutos. Qual será, nesse caso, o ponto de partida para efetuarmos os cálculos sugeridos?

Quando se misturam soluções contendo solutos diferentes que reagem entre si, estamos diante de um problema de cálculo estequiométrico.

Resolvendo o problema proposto:



Equação envolvida:



Ao final da reação teremos no recipiente 0,06 mol de HCl que não participou da reação (excesso), 0,14 mol de KCl e também água, já que a reação ocorre em meio aquoso.

Respondendo à pergunta (a): como o ácido se encontra em excesso, a solução resultante será ácida.

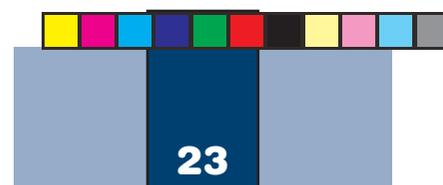
Para termos a quantidade em mols de cada reagente utiliza-se a equação:

$$n_{\text{solute}} = m_l \cdot V \quad (V \text{ em litro})$$

Assim:

$$n_{\text{KOH}} = 0,14 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,20 \text{ mol}$$



Respondendo à pergunta (b): temos um excesso de 0,06 mol de HCl presente num volume de 0,6 L de solução. Assim a concentração em quantidade de matéria do reagente que ficou em excesso pode ser calculada usando a expressão:

$$m = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} = \frac{0,06 \text{ mol}}{0,6 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Respondendo à pergunta (c): temos, na solução resultante, além do excesso do reagente HCl, um outro soluto que é o produto da reação, KCl, presente numa quantidade de 0,14 mol num volume de 0,6 L de solução. Assim a concentração em quantidade de matéria do KCl pode ser calculada usando a expressão:

$$m = \frac{n_{\text{KCl}}}{V} = \frac{0,14 \text{ mol}}{0,6 \text{ L}} = 0,23 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

O volume da solução resultante é de 600 mL. Ela é constituída pelo solvente água e pelos seguintes solutos:

HCl_(aq), que corresponde ao reagente em excesso, e KCl_(aq), que corresponde ao produto da reação.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

46. Sejam as seguintes soluções:
 (A) 100 mL de H₂SO_{3(aq)} de concentração 0,30 mol/L;
 (B) 200 mL de H₂SO_{3(aq)} de concentração 0,15 mol/L.
 Ao misturarmos (A) e (B), obteremos uma solução (C) cuja concentração em quantidade de matéria é:
 a) 0,05 mol/L d) 2 mol/L
 b) 1 mol/L e) 4 mol/L
 c) 0,2 mol/L
47. A 100 mL de uma solução 2 mol/L de HCl são misturados 300 mL de outra solução também 2 mol/L desse ácido. Meta-de da solução obtida é diluída ao dobro pela adição da água. Calcule a concentração em quantidade de matéria da solução resultante.
48. Que volumes de soluções 8,0 mol/L (solução (A)) e 3,0 mol/L (solução (B)) de HCl devem ser misturados para fornecer 1,0 L de solução 6,0 mol/L de HCl?
49. Misturaram-se 100 mL de ácido sulfúrico, de densidade 1,235 g/L, que contém 31,7% de H₂SO₄ em massa, com 500 mL de solução 1,0 mol/L do mesmo ácido. Calcule a concentração em quantidade de matéria da solução resultante.
50. (UCS-RS) Nas campanhas de desidratação infantil, a população é orientada para fazer uso do “soro caseiro”. Esse “soro” é constituído de uma solução aquosa contendo 3,5 g/L de cloreto de sódio e de 11,0 g/L de açúcar (C₁₂H₂₂O₁₁). Os solutos dissolvidos no soro caseiro formam uma solução cuja quantidade de matéria é aproximadamente igual a:
 a) 0,03 mol/L c) 0,06 mol/L e) 0,09 mol/L
 b) 0,05 mol/L d) 0,07 mol/L
51. (Mackenzie-SP) Dada a equação balanceada:
 2 KOH_(aq) + H₂SO_{4(aq)} → K₂SO_{4(aq)} + 2 H₂O_(aq)
 300 mL de KOH_(aq) 2 mol/L são adicionados a 200 mL de H₂SO_{4(aq)} 1 mol/L.
 Após a reação, verifica-se que:
 a) a concentração em quantidade de matéria da solução final em relação ao ácido é diferente de zero.
 b) há excesso de 0,4 mol da base.
 c) todo o ácido e toda a base foram consumidos.
 d) a concentração em quantidade de matéria da solução final em relação ao K₂SO_{4(aq)} é igual é 0,4 mol/L.
 e) reagiu 1 mol do ácido.
52. (UFF-RJ) Se 40,00 mL de HCl 1,600 mol/L e 60,00 mL de NaOH 2,000 mol/L são misturados, quais as concentrações (em mol · L⁻¹) de Na⁺, Cl⁻ e OH⁻, respectivamente, na solução resultante?
 a) 0,400 mol · L⁻¹, 0,600 mol · L⁻¹, 1,200 mol · L⁻¹
 b) 0,560 mol · L⁻¹, 0,640 mol · L⁻¹, 1,200 mol · L⁻¹
 c) 120,0 mol · L⁻¹, 0,640 mol · L⁻¹, 64,0 mol · L⁻¹
 d) 1,200 mol · L⁻¹, 0,560 mol · L⁻¹, 0,560 mol · L⁻¹
 e) 1,200 mol · L⁻¹, 0,640 mol · L⁻¹, 0,560 mol · L⁻¹

8. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS ENVOLVENDO SOLUTOS: O EXEMPLO DA TITULAÇÃO ÁCIDO-BASE

Os coeficientes estequiométricos de uma equação química corretamente balanceada permitem inferir a proporção entre as quantidades em mols dos participantes da reação química representada por essa equação.

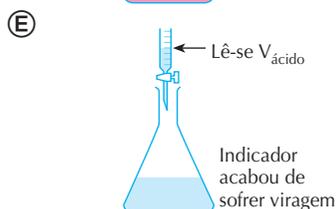
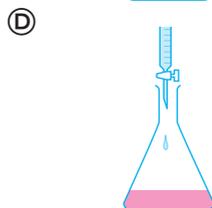
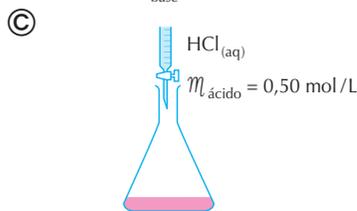
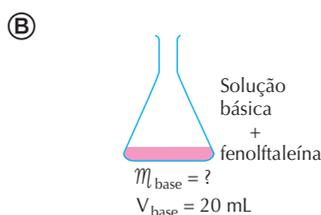
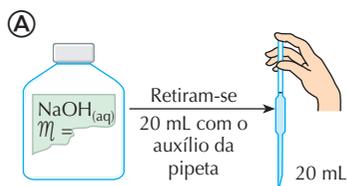
É bastante comum que reações químicas envolvam substâncias dissolvidas, ou seja, solutos. Nesse caso, conhecer a concentração expressa em mol/L é muito útil, pois, conhecido também o volume de solução, podemos calcular quantos mols há do soluto por meio da expressão $n_{\text{solutos}} = m \cdot V_{\text{solução}}$.

ATENÇÃO

NÃO se deve, em hipótese alguma, aspirar com a boca o líquido a ser transferido para a pipeta.

A eventual realização de um experimento de titulação requer a autorização e a supervisão do(a) professor(a).

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são recomendados.



Assim, conhecer m permite fazer cálculos estequiométricos. Um dos casos mais interessantes e comuns em laboratório é o da **titulação ácido-base**, processo que permite determinar experimentalmente a concentração de uma solução de ácido ou de base. Trata-se de uma técnica corriqueira em alguns laboratórios de análise, que usaremos para exemplificar a realização de um cálculo estequiométrico envolvendo substâncias em solução.

Digamos que um laboratório escolar possua grande estoque de uma solução aquosa de NaOH, mas, circunstancialmente, o rótulo está rasgado e a parte que indicava a concentração foi perdida. É possível determinar essa concentração? A resposta é afirmativa e o esquema ao lado ilustra as etapas necessárias.

Inicialmente, (A), uma alíquota de volume conhecido (por exemplo, 20 mL) é retirada com auxílio de uma pipeta volumétrica. Essa alíquota é colocada em um erlenmeyer e são acrescentadas algumas gotas de fenolftaleína, (B), indicador ácido-base que adquire cor avermelhada em meio básico.

Note que sabemos o volume da alíquota, mas não o valor de m_{base} .

Uma bureta é preenchida com solução de HCl que foi preparada no laboratório e que apresenta um valor previamente conhecido de $m_{\text{ácido}}$. Digamos que esse valor seja 0,50 mol/L, conforme ilustrado em (C).

A técnica da titulação ácido-base consiste em adicionar lentamente a solução do ácido à da base, (D), fazendo uso da torneira da bureta, até que a reação se complete. Quando ela se completar, poderemos determinar, por leitura na escala da bureta, o volume de solução ácida gasto. De posse desse resultado, é possível calcular, por estequiometria, o valor de m_{base} .

Mas como saber que a reação chegou ao final e parar de adicionar ácido?

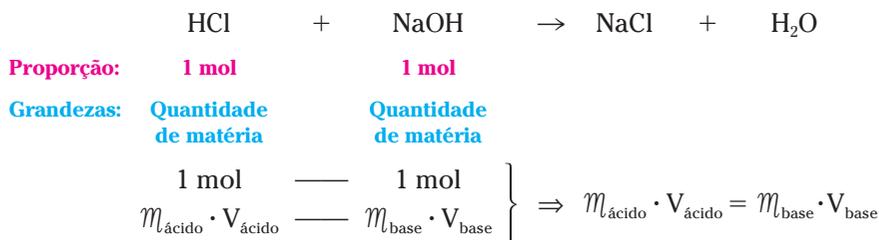
Bem, no *ponto de equivalência*, ou seja, no ponto em que a reação acabou de se completar, toda a base foi neutralizada pelo ácido adicionado e todo o ácido adicionado foi neutralizado pela base presente no erlenmeyer. Nesse momento, o meio deixou de ser básico. E, como a fenolftaleína é róseo-avermelhada apenas em meio básico (em meio neutro ou ácido ela é incolor), é possível perceber que se atingiu o ponto final da titulação porque o indicador mudou de cor, (E). Ocorreu a **viragem do indicador**.

Numa titulação ácido-base, a viragem do indicador (adequadamente escolhido) permite avaliar o instante em que se atinge o ponto final da titulação e em que se deve parar de adicionar a solução titulante (no caso, a solução de HCl).

Imaginemos que, na titulação de solução de NaOH usando a solução titulante de HCl, o volume de ácido consumido tenha sido de 30 mL.

$$\text{Quantidade em mols de ácido que reagiu: } n_{\text{ácido}} = m_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}}$$

$$\text{Quantidade em mols de base que reagiu: } n_{\text{base}} = m_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$



Substituindo os valores numéricos, temos:

$$0,50 \text{ mol/L} \cdot 0,030 \text{ L} = m_{\text{base}} \cdot 0,020 \text{ L} \Rightarrow m_{\text{base}} = 0,75 \text{ mol/L}$$

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

53. Uma amostra de 25 mL de uma solução aquosa de Ca(OH)_2 foi titulada com HCl 0,10 mol/L. Determinou-se que o volume de solução ácida necessária para atingir a viragem do indicador foi 40 mL. Determine a concentração de Ca(OH)_2 , expressa em mol/L.

Resolução

Quantidade de ácido que reagiu: $n_{\text{ácido}} = m_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}}$

Quantidade de base que reagiu: $n_{\text{base}} = m_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$

A equação balanceada da reação entre o ácido e a base é:



Por meio dessa equação, sabemos que a proporção entre as quantidades em mols de HCl e de Ca(OH)_2 é de 2 : 1. Assim, podemos montar uma regra de três:



Proporção: **2 mol** **1 mol**

Grandezas: **Quantidade** **Quantidade**
 de matéria **de matéria**

$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol} \\ m_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} \quad \text{---} \quad m_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}} \end{array} \right\} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = 2 \cdot m_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

A rigor, os volumes devem estar em L (ou dm^3), pois essa expressão foi deduzida a partir da definição de m . Contudo, podemos empregar outra unidade de volume, desde que seja a **mesma** em ambos os membros da equação (pois nesse caso mantêm-se, entre os volumes, a mesma proporcionalidade que existe quando ambos estão expressos em litros).

$$0,10 \text{ mol/L} \cdot 40 \text{ mL} = 2 \cdot m_{\text{base}} \cdot 25 \text{ mL}$$

$$m_{\text{base}} = 0,08 \text{ mol/L}$$

Compare essa resolução (que envolve uma proporção em mols de 2 : 1) com o exemplo apresentado no texto (que envolve uma proporção em mols de 1 : 1) e perceba que **não vale a pena memorizar** uma equação que se aplique à titulação.

É muito mais vantajoso deduzir a relação entre as grandezas envolvidas, no momento em que se faz necessária, a partir da proporção expressa pelos coeficientes estequiométricos da equação química.

Afinal, trata-se apenas de um **cálculo estequiométrico!**

54. Num laboratório de Química deseja-se confirmar a informação dada por certa empresa de que uma determinada solução aquosa de HCl , produzida por ela, apresenta concentração de 1,0 mol/L. Para isso, titulou-se uma alíquota de 20 mL dessa solução com KOH 0,20 mol/L. O volume de solução básica necessária para atingir a viragem do indicador empregado foi 30 mL. Efetue os cálculos necessários e responda: a informação é correta ou não?
55. Uma amostra de 25 mL de uma solução aquosa de H_2SO_4 foi titulada com uma solução aquosa 0,10 mol/L de NaOH . Determinou-se que o volume de solução básica necessária para atingir a viragem do indicador foi 20 mL. Determine a concentração (mol/L) de H_2SO_4 na solução ácida.



A titulação é um dos métodos empregados para o controle de qualidade de matérias-primas e de produtos industriais.

56. Conhecer a concentração em quantidade de matéria (isto é, em mol/L) de soluções é bastante vantajoso para que se possam efetuar cálculos envolvendo quantidades gastas e/ou formadas em reações químicas, ou seja, **cálculos estequiométricos**. A titulação ácido-base não é o único caso. Este e os próximos exercícios mostrarão algumas outras situações de cálculo estequiométrico envolvendo soluções. Se forem misturadas duas soluções contidas nos frascos A e B, conforme os dados abaixo, é possível prever se a solução final será ácida ou básica. Efetue os cálculos e faça a previsão.

Frasco A: 300 mL de HCl 0,10 mol/L

Frasco B: 100 mL de NaOH 0,20 mol/L

Resolução

A equação balanceada da reação entre o ácido e a base é:



Essa equação nos informa que a proporção entre as quantidades em mols de ácido e base é 1 : 1. Para que não haja excesso, HCl e NaOH devem estar presentes em igual quantidade em mols. Vamos calcular a quantidade em mols de cada reagente.

$$\begin{aligned} \text{Frasco A: } n_{\text{ácido}} &= m_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 0,300 \text{ L} \\ n_{\text{ácido}} &= 0,030 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Frasco B: } n_{\text{base}} &= m_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}} = 0,20 \text{ mol/L} \cdot 0,100 \text{ L} \\ n_{\text{base}} &= 0,020 \text{ mol} \end{aligned}$$

Há, portanto, excesso de ácido:



Proporção: **1 mol** **1 mol**

Grandezas: **Quantidade** **Quantidade**
 de matéria **de matéria**

$$\left. \begin{array}{l} \text{Apenas essa} \\ \text{quantidade de} \\ \text{ácido reage.} \end{array} \right\} \left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol} \\ 0,020 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 0,020 \text{ mol} \end{array} \right\}$$

Há excesso de 0,010 mol de HCl . Esse excesso não será consumido na reação e, portanto, estará presente na solução resultante, que será **ácida**.

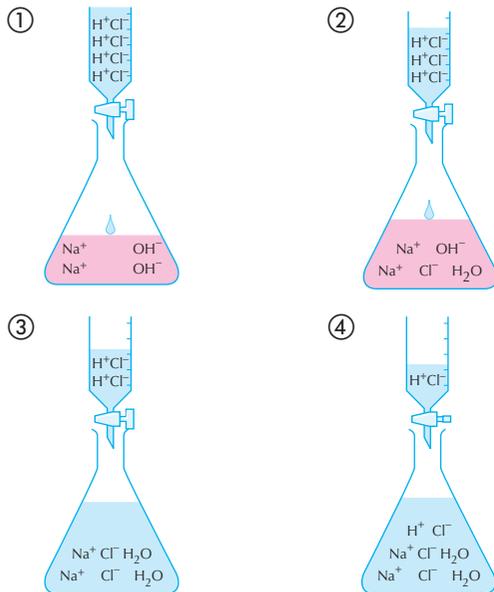
Agora tente, como mais um exercício, determinar a concentração de HCl na solução final. Lembre-se de que o volume final é 400 mL. (O resultado é 0,025 mol/L.)

57. Após misturar o conteúdo dos frascos A e B, cujos dados aparecem abaixo, a solução resultante será ácida, neutra ou básica? Explique.

Frasco A: 400 mL de HCl 0,10 mol/L

Frasco B: 200 mL de KOH 0,30 mol/L

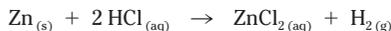
58. Esta questão é sobre a interpretação de modelos. Analise as ilustrações ①, ②, ③ e ④ e responda às perguntas, que se referem à titulação de uma solução de hidróxido de sódio usando como solução titulante uma solução de ácido clorídrico e, como indicador, a fenolftaleína. O azul-claro indica solução incolor e o cor-de-rosa indica uma solução róseo-avermelhada, típica da fenolftaleína em meio básico.



- Qual dos modelos se refere à situação inicial?
- Qual deles se refere a uma situação durante a titulação, mas antes do ponto final?
- Qual dos modelos é mais adequado para o ponto final?
- Um dos modelos não é resposta dos itens anteriores. A que corresponderia esse modelo?

59. Ainda sobre a titulação da questão anterior, que dados são necessários a fim de se poder calcular a concentração, em mol/L, da solução que é titulada?

60. Num experimento laboratorial, um grupo de alunos desejava acompanhar a total corrosão de um pedaço de zinco por uma solução de ácido clorídrico, que se faz acompanhar da liberação de gás hidrogênio. A equação química é:



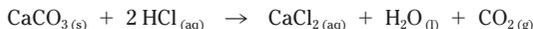
O pedaço de zinco usado tem massa 6,54 g, o que corresponde a 0,10 mol de zinco. Esse pedaço foi colocado em um béquer e foram despejados sobre ele, cuidadosamente, 200 mL de uma solução de HCl 0,40 mol/L.

Faça uma previsão se o metal será totalmente corroído ou não pelo ácido da solução.

Sugestão: Trata-se de um cálculo estequiométrico em que se deve verificar se há excesso de ácido ou de metal. Para verificar qual está em excesso, calcule a quantidade de ácido, em mols, que existe na solução.

61. O mesmo grupo de estudantes da questão anterior desejava, em um outro experimento, comprovar que cascas de ovos (que contêm carbonato de cálcio) também sofrem corrosão em meio ácido, dessa vez com liberação de gás carbônico. Foram colocadas 100 g de cascas de ovos (que vamos supor serem formadas exclusivamente por CaCO_3) em um erlenmeyer. Qual o volume mínimo de solução 0,10 mol/L que deve ser adicionado ao frasco, a fim de que as cascas sejam totalmente corroídas?

A equação da reação envolvida é:



62. Uma das normas de conduta em laboratório diz respeito ao modo de neutralizar soluções ácidas derramadas sobre a bancada. Uma maneira correta de se realizar essa neutralização é jogando bicarbonato de sódio sólido sobre o líquido derramado. A reação envolvida é uma efervescência.

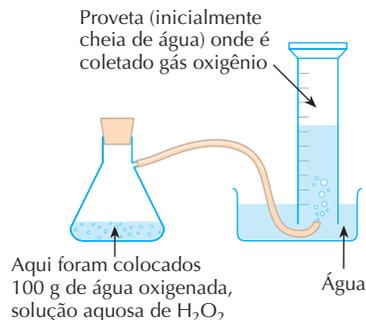
No caso do HCl, por exemplo, ela pode ser assim equacionada:



Foram derramados 500 mL de HCl 1,0 mol/L. Havia na estante apenas um frasco com 500 g de bicarbonato de sódio. Essa massa é suficiente para neutralizar o ácido derramado? Justifique.

63. A água oxigenada é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , substância que, sob condições apropriadas, decompõe-se em água e gás oxigênio.

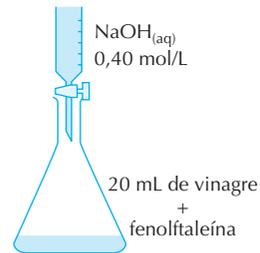
Um frasco adquirido em farmácia contém 100 g de água oxigenada. Seu conteúdo foi submetido a decomposição total dentro da aparelhagem ilustrada abaixo.



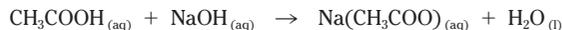
O gás oxigênio produzido foi recolhido na proveta e seu volume foi medido a 30°C e 1 atm, resultando em 1,25 L.

- Equacione a reação envolvida.
- Determine a porcentagem em massa de H_2O_2 na água oxigenada analisada. (O volume molar de gás a 30°C e 1 atm é 25 L.)

64. O vinagre é uma solução aquosa de ácido acético (CH_3COOH), substância cuja massa molar é 60 g/mol. Uma amostra de 20 mL de um vinagre de densidade 1,0 g/mL foi titulada com solução de NaOH 0,40 mol/L. Foram necessários 25 mL da solução básica para atingir-se o ponto final.



A equação da reação de neutralização ácido-base entre ácido acético e hidróxido de sódio é:



O fabricante desse vinagre alega que ele contém pelo menos 4%, em massa, de ácido acético. Essa afirmação está correta? Explique como você concluiu.

65. Num acidente rodoviário, um caminhão-tanque derramou na estrada 5 m³ de ácido fosfórico concentrado (16 mol/L). Os técnicos levaram ao local 10 t de cal hidratada, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, para ser usada na neutralização.



Essa quantidade de base será suficiente para neutralizar todo o ácido derramado na estrada? Justifique.



CORROSIVO



Exercícios

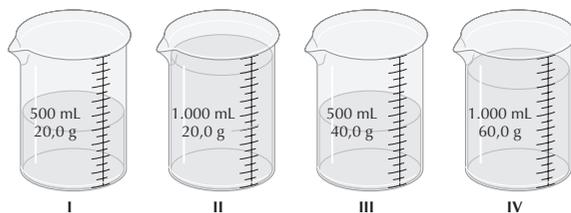
sobre todo o capítulo

Resolva em seu caderno

A tabela periódica é um instrumento de consulta!

Modos para expressar a concentração

66. (UCS-RS-Modificado) Uma pessoa usou 3,42 g de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) para adoçar seu cafezinho. O volume de cafezinho adoçado na xícara foi de 50 mL. A concentração da sacarose nesse cafezinho foi de:
- a) 0,5 mol/L c) 1,5 mol/L e) 2,5 mol/L
b) 1,0 mol/L d) 0,2 mol/L
67. (UFRRJ) Calcule a massa de sal necessária para produzir 10,0 litros de soro caseiro, sabendo-se que na sua composição utiliza-se 11,0 g/L de sacarose e que a concentração de cloreto de sódio é 0,06 M.
68. (UFRN) A concentração é uma característica importante das soluções e um dado necessário para seu uso no laboratório, na indústria e no cotidiano. Abaixo, estão desenhados recipientes com os respectivos volumes de solução e massas de hidróxido de sódio (NaOH).



A solução cuja concentração molar é 1,0 mol/L está contida no recipiente:

- a) I b) II c) III d) IV
69. (PUC-RS) O soro fisiológico é uma solução de cloreto de sódio a 0,9%. A quantidade, aproximada, em mol(s) de cloreto de sódio consumidos por um paciente que recebeu 1.500 mL de soro fisiológico, é:
- a) 0,12 b) 0,23 c) 0,46 d) 1,35 e) 13,5
70. (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 comum	331,2
lata com refrigerante "diet"	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 b) 0,050 c) 1,1 d) 20 e) 50
71. (Unitins-TO) Quando se espreme um limão em água, as sementes ficam na solução obtida. Adicionando açúcar, todavia, as sementes passam a flutuar na superfície. Isso ocorre porque:
- a) o açúcar aumenta a densidade da solução.
b) a solução reduz a densidade da solução.
c) a densidade das sementes aumenta.
d) a solução não se altera.
e) as sementes diminuem a densidade.

72. (UFPI) Arqueologistas usam diferenças de densidade para separar as misturas que obtêm por escavação. Identifique a opção correta para uma amostra que contém a seguinte composição:

Composição	Densidade (g/cm ³)
Carvão	0,3 – 0,6
Ossos	1,7 – 2,0
Areia	2,2 – 2,4
Solo	2,6 – 2,8
Pedras	2,6 – 5,0

- a) Se a mistura acima é adicionada a uma solução que tem densidade de 2,1 g/cm³, o material correspondente a ossos e carvão deverá flutuar.
b) É possível separar ossos dos demais componentes usando um líquido que tenha densidade no intervalo de 0,6 g/cm³ a 1,7 g/cm³.
c) A utilização da água não é recomendada pois neste solvente todos os componentes da mistura afundarão.
d) Em soluções de densidade 2,5 g/cm³ a fração da mistura correspondente a pedra e solo flutuará e os demais afundarão.
e) Líquido de densidade 2,2 g/cm³ separará os componentes pedra e solo dos demais.
73. (Enem-MEC) Pelas normas vigentes, o litro do álcool hidratado que abastece os veículos deve ser constituído de 96% de álcool puro e 4% de água (em volume). As densidades desses componentes são dadas na tabela.

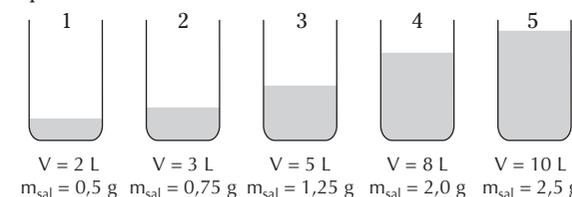
Substância	Densidade (g/L)
Água	1.000
Álcool	800

Um técnico de um órgão de defesa do consumidor inspecionou cinco postos suspeitos de venderem álcool hidratado fora das normas. Colheu uma amostra do produto em cada posto, mediu a densidade de cada uma, obtendo:

Posto	Densidade do combustível (g/L)
I	822
II	820
III	815
IV	808
V	805

A partir desses dados, o técnico pôde concluir que estavam com o combustível adequado somente os postos:

- a) I e II b) I e III c) II e IV d) III e V e) IV e V
74. (Mackenzie-SP) Têm-se cinco recipientes contendo soluções aquosas de cloreto de sódio.



É correto afirmar que:

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

75. (UFPI) A nova legislação de trânsito prevê um limite máximo de 6 decigramas de álcool, C_2H_5OH , por litro de sangue do motorista (0,6 g/L). Considerando que a porcentagem média de álcool ingerida que fica no sangue é de 15% em massa, identifique, para um adulto com peso médio de 70 kg cujo volume de sangue é de 5 litros, o número máximo de latas de cerveja (volume = 350 mL) ingeridas sem que o limite estabelecido seja ultrapassado. Dados complementares: a cerveja tem 5% de álcool em volume, e a densidade do álcool é 0,80 g/mL.

- a) 1 c) 3 e) 5
b) 2 d) 4

76. (Cefet-SP) O álcool etílico pode provocar alterações no organismo humano. Suponha, neste exercício, que, para evitar acidentes automobilísticos, o atual nível de álcool permitido por lei seja 6 decigramas por litro de sangue. Suponha também que todo o álcool ingerido por uma pessoa, com 6 litros de sangue no corpo, seja absorvido por seu organismo. Sabendo que uma lata de cerveja de 350 mL tem teor alcoólico de 4% e sendo a densidade do álcool = 0,80 g/mL, a quantidade aproximada de cerveja que esta pessoa poderia ingerir sem ser reprovada em testes seria:

- a) 1.000 mL c) 508 mL e) 112 mL
b) 754 mL d) 357 mL

77. (PUC-PR) O sulfato de sódio, quando em solução aquosa, dissocia-se produzindo íons positivos e negativos. Uma solução 0,1 M deste sal apresentará, respectivamente, uma concentração de íons positivos e negativos iguais a:

- a) 0,1 molar e 0,1 molar
b) 0,3 molar e 0,2 molar
c) 0,3 molar e 0,1 molar
d) 0,2 molar e 0,1 molar
e) 0,3 molar e 0,3 molar

78. (Uerj) Para analisar o crescimento de raízes, quatro mudas idênticas de violeta foram submetidas a um procedimento experimental.

Três das mudas foram colocadas em soluções nutritivas contendo diferentes concentrações de ácido naftaleno acético, um inibidor do crescimento de raízes.

As concentrações de ácido utilizadas, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, foram:

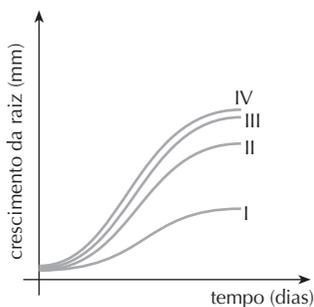
$$C_1 = 2 \cdot 10^{-4}$$

$$C_2 = 1 \cdot 10^{-3}$$

$$C_3 = 2 \cdot 10^{-5}$$

A quarta muda, para controle, foi colocada na mesma solução nutritiva, porém na ausência do inibidor.

Observe o gráfico abaixo:

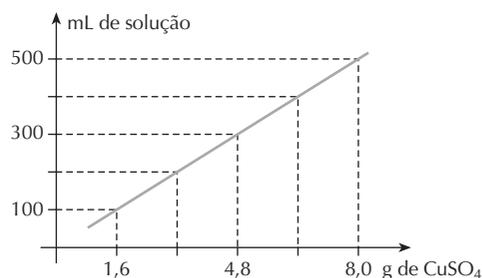


(Adaptado de BAKER & ALLEN. *Estudo de Biologia*. São Paulo: Edgar Blücher, 1975.)

As curvas que representam o crescimento das raízes para as concentrações C_1 , C_2 , C_3 e de controle são, respectivamente, as de números:

- a) IV - III - II - I c) II - I - III - IV
b) III - IV - II - I d) I - II - III - IV

79. (FIR-PE) Uma solução de sulfato de cobre (CuSO_4) apresenta as seguintes quantidades do sal por volume de solução:



A concentração da solução é:

- a) 10^2 g/L c) 10^1 g/L e) 10^{-2} M
b) 10^0 M d) 10^{-1} M

80. (UEPB) A água oxigenada é uma substância que se decompõe naturalmente segundo a reação: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. A produção de oxigênio, segundo essa reação, originou o uso convencional da concentração da água oxigenada em 10 volumes, que significa: 1 litro dessa água oxigenada produzirá 10 litros de gás oxigênio nas CNTP. Qual a quantidade de oxigênio produzida a partir de 34,0 g de água oxigenada? Dados: H = 1; O = 16

- a) 68 g c) 32 g e) 160 g
b) 16 g d) 34 g

Responda às questões, 81 e 82, a partir das informações do texto abaixo.

Para se obter etanol anidro (100% puro), trata-se o álcool etílico ou álcool comum (96 °GL) com cal virgem (CaO). Esta reage com a água presente no álcool, formando $\text{Ca}(\text{OH})_2$. A substância $\text{Ca}(\text{OH})_2$, que é insolúvel, pode então ser separada do etanol por filtração.

81. (Mackenzie-SP) Uma diferença entre o álcool anidro e o álcool comum é que, enquanto o álcool anidro é uma:

- a) substância simples, o álcool comum é uma substância composta.
b) mistura homogênea, o álcool comum é uma mistura heterogênea.
c) mistura heterogênea, o álcool comum é uma substância composta.
d) substância composta, o álcool comum é uma mistura homogênea.
e) mistura homogênea, o álcool comum é uma substância composta.

82. (Mackenzie-SP) Compare a informação do texto com outra contida no rótulo de uma bebida destilada, onde se lê:

Teor alcoólico 28% ou 28 °GL

Essa informação indica que, possivelmente, a bebida contém:

- a) 28% de água.
b) 28% de álcool.
c) 72% de álcool.
d) 72% de álcool e água.
e) 28% de álcool e água.

Nota:
as porcentagens citadas referem-se a volume.

83. (Acafe-SC) A partir da análise de uma amostra de vinagre (solução aquosa de ácido acético), um químico anotou, no rótulo de uma embalagem, a seguinte informação: 4% em v. Esse dado representa que:

- a) há 4 mL de ácido acético em 1 L de água.
b) para cada 100 unidades volumétricas de água, 4 unidades correspondem ao ácido acético.
c) há 4 mg de ácido acético em 1 L de água.
d) para cada 100 unidades volumétricas de vinagre, 4 unidades correspondem ao ácido acético.
e) o ácido acético é concentrado.

93. (Uesc-BA) Nos grandes centros urbanos, a água tratada recebe fluoreto de sódio como meio de prevenir a incidência de cárie dentária. Fabricantes de creme dental adicionam cerca de 1.500 ppm desse composto nos seus produtos com a mesma finalidade.

A partir dessas informações e dos conhecimentos sobre cálculos químicos, funções da química inorgânica e estudo de líquidos e sólidos, pode-se afirmar:

- 01) A solução aquosa de fluoreto de sódio é má condutora da corrente elétrica.
 - 02) O íon fluoreto é isoeletrônico do íon cloreto.
 - 03) A composição centesimal do fluoreto de sódio varia com o método de obtenção.
 - 04) 1,0 mol de fluoreto de sódio contém $3,01 \cdot 10^{23}$ cátions sódio.
 - 05) 1.500 ppm de íons fluoreto correspondem a 1,5 g/L desse íon.
94. (Unesp) O ácido nítrico é vendido na forma de solução que contém 70% de HNO_3 em massa e densidade igual a 1,42 g/mL. Para um frasco que contém 500 mL dessa solução, calcule:
- a) a massa de HNO_3 ;
 - b) a concentração em mol/L.

Dados:

massa molar do $\text{HNO}_3 = 63 \text{ g/mol}$

$$\text{densidade (solução)} = \frac{\text{massa (solução)}}{\text{volume (solução)}}$$

$$\text{concentração em mol/L} = \frac{\text{quantidade em mols de soluto}}{\text{volume da solução em litros}}$$

95. (UFRJ) No cultivo hidropônico de hortaliças, as plantas não são cultivadas diretamente no solo. Uma solução que contém os nutrientes necessários circula entre suas raízes. A tabela a seguir apresenta a composição recomendada de alguns nutrientes para o cultivo hidropônico de alface.

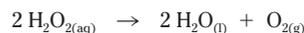
Nutriente mg/L		
K	Mg	S
312	48	?

Foram utilizados sulfato de potássio e sulfato de magnésio para preparar uma solução nutriente de acordo com as concentrações apresentadas na tabela.

Determine a concentração de enxofre em mg/L nesta solução.

96. (UFRGS-RS) A água oxigenada, solução aquosa de peróxido de hidrogênio, é comercializada com sua concentração especificada em número de volumes.

Um litro de água oxigenada a 20 volumes produz 20 litros de gás oxigênio nas CNTP, quando ocorre a decomposição total do peróxido, conforme a equação:



A concentração, em mols/litro, do peróxido de hidrogênio na água oxigenada 20 volumes é, aproximadamente:

- a) 0,45
- b) 0,89
- c) 1,00
- d) 1,78
- e) 20,00

Diluição

97. (Unesp) 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



98. (Uerj) Diluição é uma 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 $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

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) 1.000
- b) 900
- c) 500
- d) 400

99. (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 (litros)	Herbicida (gramas)
a)	1	0
b)	0	50
c)	1	50
d)	1	100
e)	0	100

100. (Uninove-SP) Em um frasco há uma solução aquosa de H_2SO_4 com concentração inicial $C_i = 196 \text{ g/L}$. O volume de 0,5 L dessa solução foi transferido para um béquer, e essa solução foi diluída acrescentando-se 1,5 L de água pura.

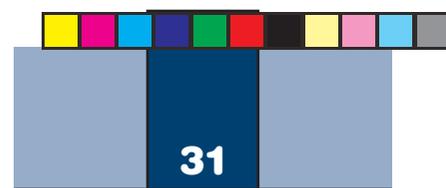
- a) A concentração final C_f da solução será igual a 196 g/L e essa é uma solução neutra.
- b) A concentração final C_f da solução será aproximadamente 65,3 g/L e essa é uma solução ácida.
- c) A concentração final C_f da solução será igual a 49 g/L e essa é uma solução ácida.
- d) A concentração final C_f da solução será igual a 98 g/L e essa é uma solução alcalina.
- e) A concentração final C_f da solução será igual a 196 g/L e essa é uma solução ácida.

101. (UFPE-RS) Na seção de material de limpeza, eles encontraram um frasco de detergente cujo rótulo informava que esse produto continha 0,34% (m/V) 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 g%, qual o volume de água que deve ser adicionado ao detergente derramado, para obter 0,01 g% (m/V) de NH_3 ?

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

102. (UFMG) Uma criança precisa tomar 15 gotas de um anti-térmico 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) A concentração de 15 gotas do medicamento diluído para 20 mL de solução equivale ao dobro da concentração das mesmas 15 gotas diluídas para 40 mL de solução.
- b) 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.
- c) 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.
- d) A quantidade de medicamento ingerido independe do volume de água utilizado na diluição.



103. (Mackenzie-SP) Aquecem-se 800 mL de solução 0,02 mol/litro de fosfato de sódio, até que o volume de solução seja reduzido de 600 mL. A concentração molar da solução final é:
a) $2,0 \cdot 10^{-3}$ mol/litro d) $1,5 \cdot 10^{-3}$ mol/litro
b) $8,0 \cdot 10^{-2}$ mol/litro e) $5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/litro
c) $1,0 \cdot 10^{-2}$ mol/litro
104. (UFC-CE) 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 no caderno a soma dos números associados às afirmações corretas.
105. (UFSC) Qual a massa de Na_2SO_4 em gramas necessária para preparar 100 mL de solução 3,5 molar? Que volume de água, em mL, é necessário para diluir 10 mL dessa solução transformando-a em 1,75 molar? Massa molar do $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 142$ g/mol.
106. (PUC-RS) 50,00 mL de uma solução 2,0 mols/L em MgCl_2 são diluídos a 1 L. A concentração, em mol/L, de íons cloreto na nova solução é
a) 0,1 b) 0,2 c) 1,0 d) 2,0 e) 4,0
107. (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 $\text{O}_{2(g)}$ nas CNTP). Para preparar 100,0 L de água oxigenada a 10 volumes, deve-se proceder praticamente da seguinte forma:
a) tomam-se 10 L de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 L.
b) tomam-se 100 L de água oxigenada a 125 volumes e aquecem-se até a proporção desejada.
c) tomam-se 8 L de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 L.
d) tomam-se 80,0 L de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 L.
e) tomam-se 125 L de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 L.

Misturando soluções

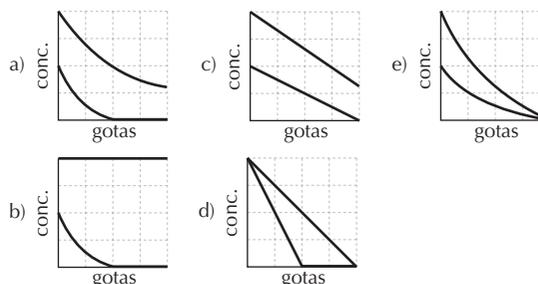
As questões de números 108 e 109 estão relacionadas com a mistura de 300 mililitros de solução de NH_4OH com concentração 3,0 g/L com 200 mililitros de outra solução de mesma base de concentração x g/L. Obtém-se solução final contendo 4,0 g/L de hidróxido de amônio.

108. Quantos gramas de soluto há na primeira solução?
109. Qual o valor numérico de x ?
110. (Efei-MG-Modificada) No verão, é recomendado que se administre — às crianças principalmente — o soro caseiro. Este pode ser obtido pela mistura de uma solução composta de 0,25 g de cloreto de sódio com uma solução contendo 1,0 g de açúcar. Considere o preparo de 1,0 L de uma solução de soro caseiro pela mistura de 0,50 L de solução de cloreto de sódio com 0,50 L de solução de açúcar, contendo as massas de soluto acima mencionadas. Quais as concentrações expressas em quantidade de matéria dos solutos na solução resultante?
111. (UFRRJ) 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,
a) $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
b) $0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
c) $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
d) $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
e) $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
112. (Mackenzie-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:
a) 26,0 g/L b) 13,0 g/L c) 3,0 g/L d) 5,0 g/L e) 4,0 g/L
113. (UFRJ) Foram misturados 50 mL de solução aquosa 0,4 mol/L 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 em quantidade de matéria do reagente remanescente na mistura.
114. (PUC-SP) Adicionaram-se 100 mL de solução de $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ de concentração 0,40 mol/L a 100 mL de solução de Na_2S de concentração 0,20 mol/L. Sabendo-se que a reação ocorre com formação de um sal totalmente solúvel (NaNO_3) e um sal praticamente insolúvel (HgS), as concentrações, em mol/L, dos íons Na^+ e Hg^{2+} presentes na solução final são respectivamente:
a) $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
b) $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
c) $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
d) $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
e) $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
115. (UFRGS-RS) Ao preparar-se soro caseiro para ser servido a crianças de uma creche, utilizou-se 1 mol de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) e 0,5 mol de cloreto de sódio (NaCl), com água suficiente para se obterem cerca de 5 litros do soro. O número total de partículas dos dois solutos presentes nessa solução é cerca de
a) $1,5 \cdot 10^{23}$. c) $6,0 \cdot 10^{23}$. e) $9,0 \cdot 10^{24}$.
b) $3,0 \cdot 10^{23}$. d) $1,2 \cdot 10^{24}$.
116. (UFMG) O quadro abaixo apresenta as quantidades utilizadas na preparação de três soluções aquosas de permanganato de potássio (KMnO_4).

Solução	Massa de KMnO_4/g	Volume da solução/mL
I	4	100
II	6	300
III	12	200

Analise o quadro quanto às concentrações das soluções e identifique a alternativa correta.

- a) Se adicionarmos a solução II à solução III, a concentração final será menor que a da solução I.
b) Se adicionarmos 100 mL de água à solução I, a concentração final será a mesma da solução III.
c) A solução mais concentrada é a que tem o menor volume.
d) A solução mais diluída é a que tem a maior massa de soluto.
117. (Fuvest) 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



118. (UFMS) Partindo-se de 500 mL de uma solução aquosa de HCl 1,0 mol/L, é correto afirmar que, adicionando-se a ela, seguido de agitação,

- 01) 1.000 mL de solução aquosa de NaOH 0,5 mol/L, a solução final será básica.
- 02) 4,0 g de NaOH(s), a solução final será 0,8 mol/L de HCl.
- 04) 500 mL de solução aquosa de NaOH 1,0 mol/L, a solução final será 0,5 mol/L de NaCl.
- 08) 500 mL de solução aquosa de NaCl 1,0 mol/L, a solução final será 0,5 mol/L de HCl e 0,5 mol/L de NaCl.
- 16) 500 mL de solução aquosa de HCl 1,0 mol/L, a solução final será 2,0 mol/L de HCl.
- 32) 500 mL de água, a solução final será 0,5 mol/L de HCl.

119. (ITA-SP) Em um béquer, contendo uma solução aquosa 1,00 mol/L em nitrato de prata, foi adicionada uma solução aquosa contendo um sal de cloreto (M_xCl_x). A mistura resultante foi agitada, filtrada e secada, gerando 71,7 gramas de precipitado. Considerando que não tenha restado cloreto no líquido sobrenadante, o número de mols de íons M^{+} adicionado à mistura, em função de x e y é

- a) x/y
- b) $2x/y$
- c) $y/2x$
- d) $2y/x$
- e) x^2/y

120. (UFF-RJ) O composto de fórmula molecular $Na_2B_4O_7 \cdot 10 H_2O$, denominado tetraborato de sódio, é conhecido por bórax. Se uma pessoa 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:

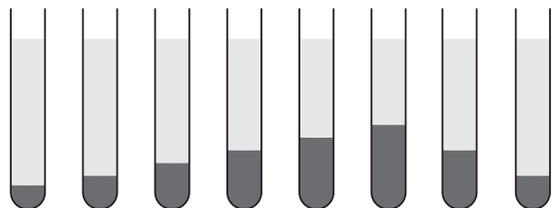


Uma amostra de tetraborato de sódio, de massa 0,9550 g, reage completamente com uma solução de HCl 0,1000 M. Podemos afirmar que o volume de ácido clorídrico consumido nessa reação é, aproximadamente:

- a) 5,00 mL
- b) 9,50 mL
- c) 25,00 mL
- d) 50,00 mL
- e) 95,00 mL

121. (Fuvest-SP) Em solução aquosa, íons de tálio podem ser precipitados com íons cromato. Forma-se o sal pouco solúvel, cromato de tálio, $Tl_x(CrO_4)_y$.

Tomaram-se 8 tubos de ensaio. Ao primeiro, adicionaram-se 1 mL de solução de íons tálio (incolor) na concentração de 0,1 mol/L e 8 mL de solução de íons cromato (amarela), também na concentração de 0,1 mol/L. Ao segundo tubo, adicionaram-se 2 mL da solução de íons tálio e 7 mL da solução de íons cromato. Continuou-se assim até o oitavo tubo, no qual os volumes foram 8 mL da solução de íons tálio e 1 mL da solução de íons cromato. Em cada tubo, obteve-se um precipitado de cromato de tálio. Os resultados foram os da figura. Os valores de x e y , na fórmula $Tl_x(CrO_4)_y$, são, respectivamente,



A coloração da solução sobrenadante diminui da esquerda para a direita.

■ precipitado amarelo

- a) 1 e 1
- b) 1 e 2
- c) 2 e 1
- d) 2 e 3
- e) 3 e 2

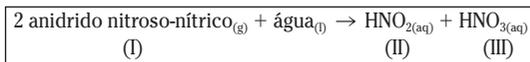
122. (Furg-RS) Um técnico de laboratório necessita preparar urgentemente 500 mL de solução 0,5 mol/L de hidrogenofosfato

de sódio. Como o estoque de água destilada do laboratório acabou, há a necessidade de preparar a solução a partir de duas outras soluções, I e II, das quais o laboratório tem 1 L de cada. A solução I de hidrogenofosfato de sódio apresenta uma concentração de 1 mol/L, e a solução II de hidrogenofosfato de sódio é de 0,25 mol/L. Qual o volume de cada uma das soluções que será utilizado?

- a) 225 mL da solução I e 275 mL da solução II.
- b) 167 mL da solução I e 333 mL da solução II.
- c) 175 mL da solução I e 325 mL da solução II.
- d) 67 mL da solução I e 433 mL da solução II.
- e) 50 mL da solução I e 450 mL da solução II.

123. (UFJF-MG) A reação entre os gases nitrogênio e oxigênio, presentes no ar, é muito difícil de ocorrer. Porém, em presença de grande quantidade de energia, como por exemplo em motores a combustão interna ou em regiões onde há grande ocorrência de relâmpagos, a referida reação pode ocorrer, formando-se o anidrido nitroso-nítrico (dióxido de nitrogênio).

- a) Formule a equação balanceada que representa a reação entre os gases nitrogênio e oxigênio, com formação do anidrido nitroso-nítrico.
- b) A principal consequência da formação do anidrido nitroso-nítrico é que este composto reage com a água, contribuindo para a formação de um tipo de chuva chamada "chuva ácida", que provoca um grande impacto ambiental. O esquema abaixo representa a reação do anidrido nitroso-nítrico com a água:



Classifique as substâncias (I), (II) e (III) como *ácidos*, *bases*, *sais* ou *óxidos*.

- c) O ácido nítrico, produzido em laboratório através da reação representada no item "b", pode ser utilizado para neutralizar o hidróxido de sódio. Calcule o volume de dióxido de nitrogênio, em litros, nas condições normais de temperatura e pressão, que produz a quantidade de ácido nítrico necessária para neutralizar completamente 2 L de uma solução de hidróxido de sódio a 1 mol/L.

Dado: Volume molar nas CNTP: 22,7 L

Cálculos estequiométricos envolvendo soluções

124. (UFMG) O rótulo de uma garrafa de vinagre indica que a concentração de ácido acético (CH_3COOH) é 42 g/L.

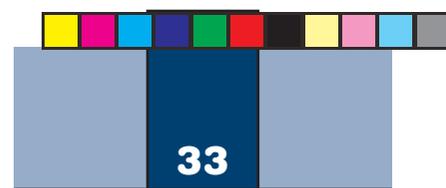
A fim de verificar se a concentração da solução ácida corresponde à indicada no rótulo, 10,00 mL da mesma solução foram titulados com hidróxido de sódio 0,100 mol/L, gastando-se 25,00 mL da base para a neutralização.

Quatro grupos de estudantes realizaram os cálculos de ambas as concentrações, a indicada no rótulo e a obtida através da titulação. Os resultados encontrados pelos quatro grupos estão apresentados no quadro.

GRUPO	Concentração indicada no rótulo / (mol/L)	Concentração calculada a partir da titulação / (mol/L)
I	0,25	0,25
II	0,25	0,70
III	0,70	0,25
IV	0,70	0,70

Ambas as concentrações foram calculadas corretamente pelo grupo:

- a) IV
- b) I
- c) III
- d) II



125. (UFRRJ) Uma amostra de 12 g contendo hidróxido de potássio foi dissolvida em água formando 1,0 litro de solução. Determine o grau de pureza de KOH na amostra, sabendo-se que uma alíquota de 100 mL desta solução consumiu 75 mL de uma solução de ácido nítrico 0,2 M.

126. (Fuvest-SP) Misturando-se soluções aquosas de nitrato de prata (AgNO_3) e de cromato de potássio (K_2CrO_4), forma-se um precipitado de cromato de prata (Ag_2CrO_4), de cor vermelho-tijolo, em uma reação completa.

A solução sobrenadante pode se apresentar incolor ou amarela, dependendo de o excesso ser do primeiro ou do segundo reagente. Na mistura de 20 mL de solução 0,1 mol/L de AgNO_3 com 10 mL de solução 0,2 mol/L de K_2CrO_4 , a quantidade em mol do sólido que se forma e a cor da solução sobrenadante, ao final da reação, são respectivamente:

- a) $1 \cdot 10^{-3}$ e amarela d) $2 \cdot 10^{-3}$ e amarela
b) $1 \cdot 10^{-3}$ e incolor e) $2 \cdot 10^{-3}$ e incolor
c) 1 e amarela

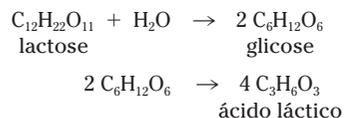
127. (ITA-SP) Um litro de uma solução aquosa contém 0,30 mols de íons Na^+ , 0,28 mols de íons Cl^- , 0,10 mols de íons SO_4^{2-} e x mols de íons Fe^{3+} . A concentração de íons Fe^{3+} (em mol/L) presentes nesta solução é

- a) 0,03 c) 0,08 e) 0,26
b) 0,06 d) 0,18

128. (UFF-RJ) Sabe-se que uma amostra de 10,0 mL de leite bovino continha, inicialmente, 0,50 g de lactose (açúcar encontrado no leite dos mamíferos).

Após algum tempo, ao realizar-se uma análise para a determinação da massa, em grama, de ácido láctico (monoprótico) existente nessa amostra foram necessários 40,0 mL de solução NaOH 0,10 mol \cdot L $^{-1}$.

Tem-se a transformação:



A partir dessas informações, determine o percentual de lactose presente na amostra analisada.

129. (UPE) 42,0 g de carbonato de magnésio reagem com excesso de ácido sulfúrico. Aqueceu-se o sistema para eliminar o bióxido de carbono. Em seguida, resfria-se e dilui-se a 1,0 L. Retira-se uma alíquota de 10,0 mL e titula-se, utilizando-se como titulante uma solução de hidróxido de sódio 0,50 mol/L, gastando-se 2,0 mL para a neutralização.

O volume do ácido sulfúrico, utilizado inicialmente, é, aproximadamente,

- a) 30,0 mL.
b) 50,0 mL.
c) 18,4 mL.
d) 40,0 mL.
e) 36,2 mL.

Dados:
Densidade do H_2SO_4 = 1,8 g/mL
Mg = 24 u, C = 12 u, O = 16 u,
S = 32 u, H = 1 u

130. (UFS-SE) 50 mL de uma solução aquosa 0,1 mol/L de cloreto de sódio foram adicionados a 50 mL de uma solução 0,1 mol/L de nitrato de prata. Houve precipitação de cloreto de prata (praticamente insolúvel em água). Na solução resultante, a concentração do íon Na^+

- a) e a do íon NO_3^- se reduziram à metade.
b) e a do íon NO_3^- dobraram.

- c) e a do íon NO_3^- são as mesmas das soluções originais.
d) dobrou e a do íon NO_3^- se reduziu à metade.
e) se reduziu à metade e a do íon NO_3^- dobrou.

131. (Vunesp) 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.

- 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.

Dados: massas molares, em g/mol: Na = 23,0; Cl = 35,5; Ag = 107,9; densidade da solução aquosa de NaCl = 1,0 g/mL.

132. (Fuvest-SP) Para se determinar o conteúdo de ácido acetil-salicílico ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) num comprimido analgésico, isento de outras substâncias ácidas, 1,0 g do comprimido foi dissolvido numa mistura de etanol e água. Essa solução consumiu 20 mL de solução aquosa de NaOH , de concentração 0,10 mol/L, para reação completa. Ocorreu a seguinte transformação química:



Logo, a porcentagem em massa de ácido acetil-salicílico no comprimido é de, aproximadamente,

- a) 0,20%
b) 2,0%
c) 18%
d) 36%
e) 55%

Dado:
massa molar do $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ = 180 g/mol

133. (Unifenas-MG) O ácido cítrico (192 g/mol), responsável pela acidez do suco de laranja, é um aditivo multifuncional muito utilizado como acidificante, flavorizante, tamponante e seqüestrante no processamento industrial de alimentos. Na titulação de uma solução contendo 0,24 g dessa substância foram consumidos 25 mL de solução 0,2 mol/L de NaOH . Esse ácido possui:

- a) 1 hidrogênio ionizável.
b) 2 hidrogênios ionizáveis.
c) 3 hidrogênios ionizáveis.
d) 4 hidrogênios ionizáveis
e) 5 hidrogênios ionizáveis.

134. (ITA-SP) O rótulo de um produto de limpeza diz que a concentração de amônia (NH_3) é de 9,5 g/L. Com o intuito de verificar se a concentração de amônia corresponde à indicada no rótulo, 5,00 mL desse produto foram titulados com ácido clorídrico de concentração 0,100 mol/L. Para consumir toda a amônia dessa amostra, foram gastos 25,00 mL do ácido. Com base nas informações fornecidas acima,

qual a concentração da solução, calculada com os dados da titulação?	A concentração indicada no rótulo é correta?
a) 0,12 mol/L	sim
b) 0,25 mol/L	não
c) 0,25 mol/L	sim
d) 0,50 mol/L	não
e) 0,50 mol/L	sim

Capítulo

2

CID



São conhecidas algumas borboletas, habitantes de locais com inverno rigoroso, que produzem substâncias causadoras de um *efeito crioscópico* nos seus fluidos corporais. Isso permite que elas não congelem durante o período mais frio do ano e consigam sobreviver. Neste capítulo estudaremos, entre outras coisas, o que vem a ser o *efeito crioscópico*.

Propriedades coligativas

Comentário preliminar

Dentre os inúmeros exemplos de soluções (misturas homogêneas), são de particular interesse as soluções aquosas (aquelas nas quais o solvente é a água) pois, entre outros motivos, estão presentes em todos os seres vivos. Compreender as propriedades das soluções tem contribuído para que os cientistas entendam melhor o funcionamento dos organismos vivos.

Entre as propriedades das soluções líquidas, em particular das soluções aquosas de solutos não-voláteis (que não tendem a vaporizar), destacam-se quatro que são denominadas *propriedades coligativas*. São propriedades que dependem da concentração de partículas dissolvidas (moléculas e/ou íons), mas não da natureza dessas partículas, ou seja, não dependem de que partículas são essas. As quatro propriedades coligativas são o abaixamento da pressão de vapor do solvente, o aumento da temperatura de início de ebulição, a diminuição da temperatura de início de solidificação e a tendência de o solvente atravessar membranas que permitem a passagem do solvente mas não do soluto.

Para compreender essas propriedades é necessário conhecer o diagrama de fases de uma substância e compreender o conceito de pressão de vapor de um líquido. Por conveniência didática, este capítulo pode ser dividido em três partes.

Na primeira delas (item 1), você conhecerá o diagrama de fases da água e aprenderá a interpretá-lo. Também aprenderá o conceito de pressão de vapor e sua relação com a tendência que um líquido tem para vaporizar.

Na segunda parte (itens 2 a 6), você estudará as quatro propriedades coligativas referentes a soluções de solutos não-eletrólitos e não-voláteis.

Finalmente, na terceira parte (item 7), estenderemos a discussão das propriedades coligativas às soluções de solutos eletrólitos e não-voláteis.

Alguns conteúdos importantes

- Diagrama de fases da água
- Pressão de vapor
- Volatilidade e pressão de vapor
- Efeito tonoscópico
- Efeito ebulioscópico
- Efeito crioscópico
- Osmose
- Pressão osmótica
- Osmose reversa
- Comparação dos efeitos coligativos produzidos por solutos não-eletrólitos e não-voláteis com os de solutos eletrólitos e não-voláteis

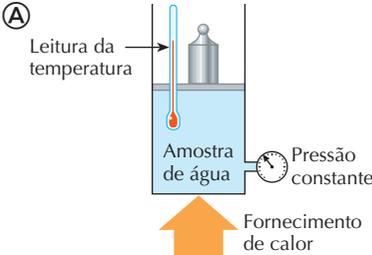


Motivação

Fatos experimentais

A pressão atmosférica média ao nível do mar é de 101,3 kPa, o que equivale a 1 atm ou 760 mmHg. Quando uma amostra de água, mantida a essa pressão, é gradualmente aquecida, verifica-se que entra em ebulição a 100°C.

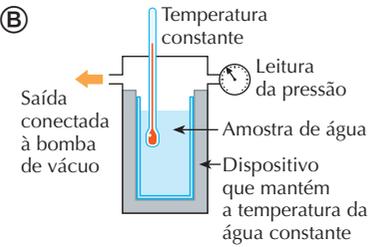
Experimentalmente também se verifica que, quando a água está submetida a uma outra pressão que não 101,3 kPa, a temperatura de ebulição não é 100°C. Assim, por exemplo, quando a água está submetida a 198,5 kPa (196% da pressão ao nível do mar), entra em ebulição a 120°C. Quando está a 84,5 kPa (83% da pressão ao nível do mar), o ponto de ebulição se reduz a 95°C. E quando a pressão é de 70,1 kPa (69% da pressão ao nível do mar), a ebulição ocorre a 90°C. A figura (A) esquematiza uma aparelhagem que pode ser empregada para realizar experimentos que fornecem resultados como esses.



Esses e muitos outros resultados permitiram aos cientistas enunciar a seguinte conclusão experimental: o ponto de ebulição da água aumenta à medida que aumenta a pressão a que ela está submetida.

Os resultados experimentais que citamos serão interpretados mais à frente, neste capítulo. Por conveniência, vamos designá-los por ①, ②, ③ e ④.

Resultado experimental	Pressão constante à qual a água está submetida (kPa)	Ponto de ebulição (°C)
①	198,5	120
②	101,3 (1 atm)	100
③	84,5	95
④	70,1	90



Outra conclusão experimental interessante é que a água pode entrar em ebulição à temperatura ambiente. Isso é conseguido colocando-se uma amostra de água no interior de um recipiente fechado conectado a uma bomba de vácuo, dispositivo que remove substâncias gasosas do recipiente e reduz a pressão no interior dele. Essa aparelhagem está esquematizada na figura (B), ao lado. Promovendo uma gradual redução da pressão observa-se que, num certo momento, a água entra em ebulição, mesmo estando à temperatura bem inferior a 100°C.

Verifica-se, por exemplo, que se a água estiver à temperatura fixa de 20°C, ela entra em ebulição quando a pressão atinge o valor de 2,3 kPa (que equivale a 2% da pressão atmosférica ao nível do mar). Em outras temperaturas, que não 20°C, verifica-se que a ebulição ocorre em outras pressões. Abaixo estão alguns exemplos de resultados experimentais.

Resultado experimental	Temperatura constante à qual a água está submetida (°C)	Pressão na qual ocorre a ebulição (kPa)
⑤	20	2,3
⑥	30	4,2
⑦	40	7,4
⑧	50	12,3

Como você pode perceber, a ebulição da água envolve um compromisso entre duas variáveis: a pressão e a temperatura.

Mantendo-se a pressão constante, a ebulição da água pode ser conseguida aumentando-se a temperatura. Por outro lado, mantendo-se a temperatura fixa, a ebulição pode ser realizada por meio da redução da pressão.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



Muitos outros fatos experimentais como esses permitiram generalizar essas conclusões para outros líquidos, que não apenas a água. Como os cientistas organizam dados como esses, de modo a tornar compreensíveis os comportamentos de mudança de fase como, por exemplo, a transição de água líquida para vapor de água? É isso que veremos na primeira parte deste capítulo.

Desenvolvendo o tema

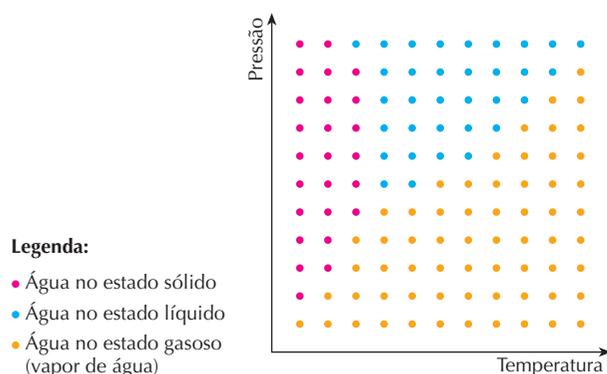
1. DIAGRAMA DE FASES DE UMA SUBSTÂNCIA PURA

1.1. Diagrama de fases da água

Em Ciência, quando se deseja compreender comportamentos ligados a dados numéricos experimentalmente determinados, o primeiro passo é determinar uma quantidade suficiente desses dados. O passo seguinte é analisar o conjunto de dados obtidos visando perceber as regularidades nele presentes.

No caso das mudanças de estado físico envolvendo a substância água, cientistas realizaram muitos experimentos nos quais uma amostra dessa substância foi submetida a pressões e temperaturas conhecidas.

Para cada par de valores pressão-temperatura escolhido, observou-se o estado físico da água: sólido, líquido ou gasoso. Cada par de valores pressão-temperatura foi anotado, assim como o estado físico da água nessas condições. Os resultados foram, a seguir, colocados em um gráfico de pressão *versus* temperatura, como o que aparece esquematizado na figura abaixo.



A partir desse grande conjunto de informações, foi possível elaborar o chamado **diagrama de fases** para a água, que aparece na próxima página. Nele, a temperatura aparece nas abscissas e a pressão, nas ordenadas.

Uma amostra qualquer de água tem um valor de pressão e um de temperatura. Esse par de valores pressão-temperatura determina um ponto no diagrama de fases da água. Se esse ponto estiver na área rósea, a água estará no estado sólido. Se o ponto estiver na área azul, a água estará líquida e, se estiver na área amarela, ela estará no estado gasoso.

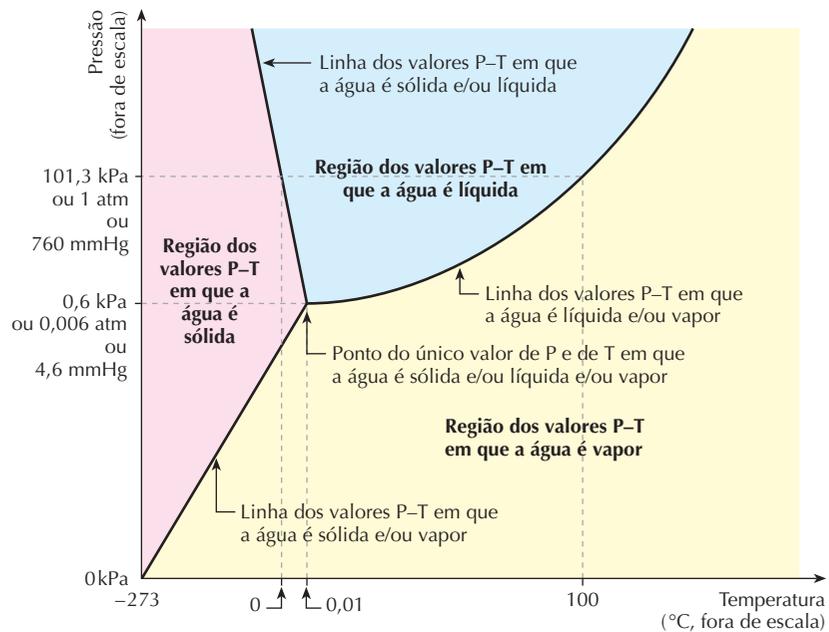
As áreas rósea e azul são separadas por uma linha. Qualquer ponto sobre essa linha indica um par pressão-temperatura em que a água pode existir no estado sólido e/ou líquido. Em outras palavras, essa linha indica os valores pressão-temperatura em que uma amostra de água pode sofrer transição de sólido para líquido (fusão) e de líquido para sólido (solidificação).

O **diagrama de fases** da água permite avaliar o estado físico de uma amostra de água em função da pressão e da temperatura a que está submetida. Esse diagrama também permite prever como pressão e/ou temperatura podem ser alteradas a fim de provocar mudanças de estado físico numa amostra de água. (Os eixos de pressão e de temperatura **não estão em escala**.)

Fonte: Gráfico elaborado pelos autores.

Um ponto na linha de separação entre as regiões azul e amarela corresponde a um par pressão-temperatura no qual uma amostra de água pode estar no estado líquido e/ou gasoso. Pontos sobre essa linha correspondem, portanto, à transição de água líquida para vapor de água (vaporização) e à transição de vapor de água para água líquida (condensação).

Analogamente, um ponto sobre a linha que separa as regiões rósea e amarela corresponde a um par de valores pressão-temperatura em que a água pode ser sólida e/ou vapor, ou seja, corresponde à transição entre esses dois estados físicos (sublimação).



1.2. Interpretação do diagrama de fases da água

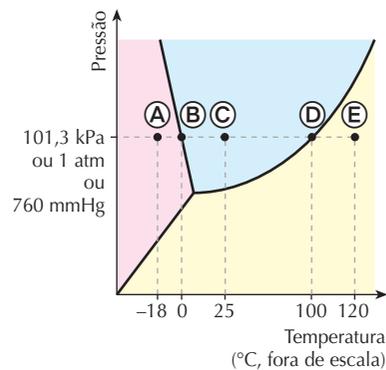
Considere o diagrama de fases da água ilustrado ao lado. Uma amostra de gelo, a 1 atm e a -18°C , temperatura típica de um *freezer*, é representada pelo ponto **A**. Se essa amostra for deixada em um ambiente a 1 atm e 25°C , irá sofrer gradual aquecimento, tendo sua situação modificada ao longo da linha horizontal tracejada. Ao chegar ao ponto **B**, acontecerá a fusão do gelo.

Durante a fusão, a temperatura da amostra permanecerá constante em 0°C .

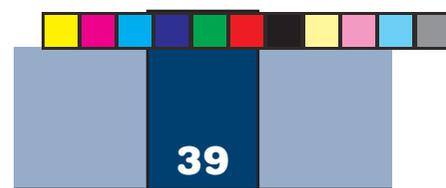
Completada a fusão da amostra, o aquecimento continuará, até ser atingido o ponto **C**, que corresponde a água líquida, a 1 atm e 25°C . Nesse ponto, a amostra estará na mesma temperatura do ambiente e, portanto, em equilíbrio térmico com ele. Se, a seguir, essa amostra de água líquida for gradualmente aquecida, ela continuará tendo a sua situação modificada ao longo da linha horizontal tracejada e entrará em ebulição quando for atingido o ponto **D**, a 1 atm e 100°C .

Durante o tempo que durar a ebulição, a temperatura permanecerá constante em 100°C . Terminada a ebulição, se o vapor for mantido em um sistema fechado, a 1 atm de pressão, e o aquecimento continuar, será atingido, por exemplo, o ponto **E**, que representa vapor de água, a 1 atm e 120°C .

Se procedêssemos de forma inversa, resfriando o vapor de água do ponto **E** até o ponto **A**, ocorreria a condensação do vapor em **D**. E o líquido proveniente dessa condensação iria se solidificar no ponto **B**.



Fonte: Gráfico elaborado pelos autores.



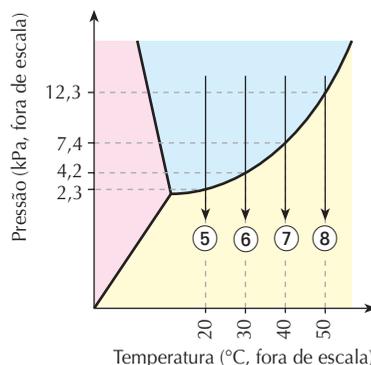
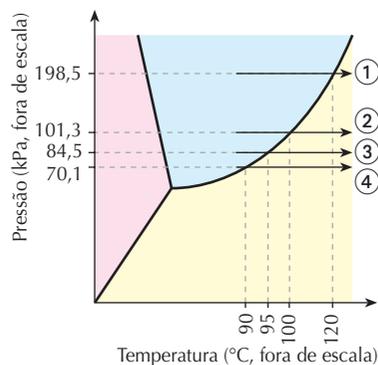
O diagrama de fases da água corresponde a um modo simples de expressar como a pressão e a temperatura influenciam as mudanças de fase dessa substância. Já estamos em condição, por exemplo, de usar esse diagrama para ter uma visão de conjunto dos resultados experimentais ① a ③, apresentados no início do capítulo.

As setas mostradas no diagrama de fases ilustrado abaixo, à esquerda, representam os resultados experimentais ① a ④. Em cada um dos casos, a amostra de água está submetida a um valor diferente de pressão, que se mantém constante durante o aquecimento. Nesses processos, a ebulição ocorre quando se cruza horizontalmente a linha que separa as regiões de líquido e vapor. E esse cruzamento, como se pode perceber, ocorre em diferentes valores de temperatura.

Na prática, uma situação como ①, ocorre dentro de uma panela de pressão, que é projetada para reter parte do vapor de água, produzindo um aumento da pressão interna e, conseqüentemente, um aumento da temperatura de ebulição da água. (Veremos, no capítulo 7, que esse aumento da temperatura da água fervente acelera o cozimento dos alimentos e torna, portanto, a panela de pressão mais rápida e econômica.) Situações como ③ e ④ ocorrem em locais cuja altitude seja superior ao nível do mar, pois neles a pressão atmosférica é menor que ao nível do mar. Como regra geral, **à medida que nos dirigimos para localidades de maior altitude, constatamos que a temperatura de ebulição da água diminui graças à redução da pressão ambiente.**

Os resultados ⑤ a ⑧ são representados pelas setas no diagrama de fases ilustrado abaixo, à direita. Esses processos referem-se à ebulição da água provocada por redução de pressão, a temperatura constante. Perceba que, em cada um desses quatro casos, o cruzamento da linha que separa água líquida do vapor de água ocorre em uma diferente pressão, o que é decorrente do fato de, em cada caso, a amostra de água ser mantida a uma diferente temperatura.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



Fonte: Gráficos elaborados pelos autores.



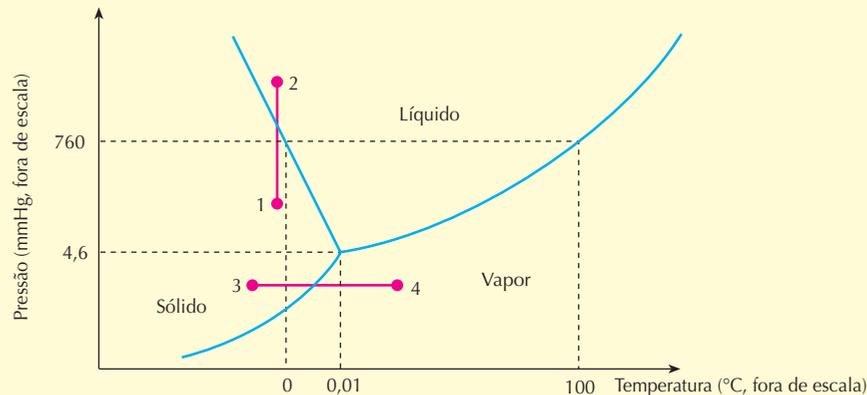
Nas panelas de pressão a água ferve acima de 100°C graças à retenção de parte do vapor produzido, que gera aumento da pressão interna.



Nas cidades situadas acima do nível do mar (como é o caso de Poços de Caldas, nesta foto, que está 1.196 m acima do nível do mar) a temperatura de ebulição da água, em panela aberta, é inferior a 100°C como consequência de a pressão atmosférica ser menor que ao nível do mar.



DO CAFEZINHO À PATINAÇÃO NO GELO



Fonte: Gráfico elaborado pelos autores.

Obtendo o café solúvel (desidratação a frio)

O pó de café é adicionado à água sob agitação. O conjunto é submetido a uma filtração para eliminar a porção insolúvel do pó. A solução restante (água + porção solúvel do pó) é congelada e colocada numa câmara de vácuo. Os cristais de gelo formados sublimam com um leve aumento de temperatura (trecho 3 — 4 do gráfico), restando um produto isento de água e com suas propriedades inalteradas, o que não ocorreria caso a água fosse eliminada por fervura.

Deslizando sobre o gelo

Uma explicação aventada por alguns para o deslizamento dos patins sobre o gelo está relacionada a uma fina camada de água líquida que se forma devido à pressão exercida pelas lâminas dos patins, pressão essa que provoca a fusão do gelo (trecho 1 — 2 do gráfico).

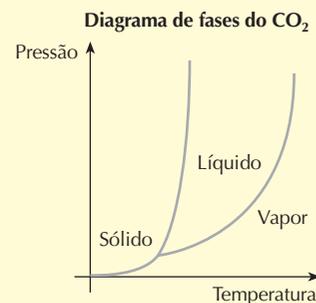
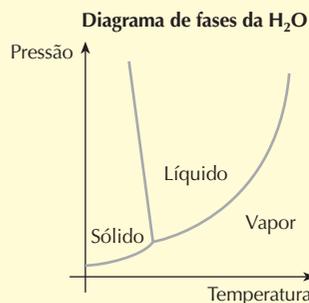
JAVIER JAIME / CID



CID

O processo de fabricação do café solúvel e uma proposta de explicação de como um patinador desliza sobre o gelo têm a ver com o diagrama de fases da água.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ONDE É MELHOR PATINAR: NO GELO ($H_2O_{(s)}$) OU NO GELO-SECO ($CO_{2(s)}$)?

Fonte: Gráficos elaborados pelos autores.

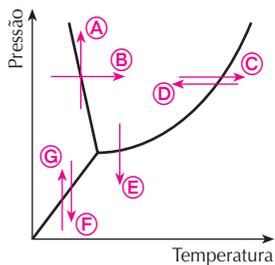
A inclinação negativa (para a esquerda) na curva sólido-líquido da água torna possível a patinação no gelo. Isso indica que é possível derreter gelo ou neve por um aumento de pressão. Ao deslizar sobre o gelo, a pressão exercida pela lâmina dos patins faz com que ele derreta; na realidade a lâmina está deslizando sobre uma fina película de água.

A inclinação positiva (para a direita) na curva sólido-líquido do gelo-seco torna impossível a patinação nessa superfície. Nesse caso, um aumento da pressão exercido pela lâmina do patim aumentaria seu ponto de fusão, em vez de diminuí-lo.

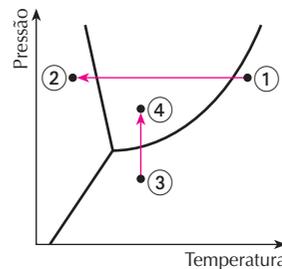
Questões para fixação

Resolva em seu caderno

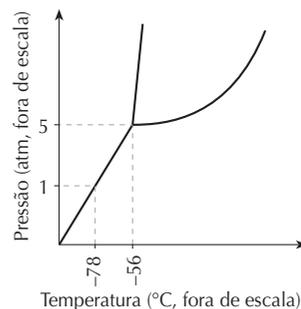
- No alto da Serra da Mantiqueira, a água ferve a uma temperatura mais baixa que em Brasília. Em Brasília, por sua vez, a água ferve a uma temperatura mais baixa que em Fortaleza. Utilize o diagrama de fases da água para explicar essas observações experimentais.
- Os patins usados no gelo não têm rodas, mas sim uma lâmina metálica longitudinal. Uma explicação sugerida para o fato de os patinadores conseguirem deslizar sobre o gelo é que a lâmina dos patins exerce uma alta pressão sobre o gelo sólido, que provoca sua fusão sob a lâmina. O deslizamento aconteceria graças à camada de água líquida que se formaria entre a lâmina e o gelo. Qual das setas no diagrama de fases mostrado acima, corresponde a essa mudança de fase da água? Explique.
- Qual das setas no diagrama de fases da questão anterior corresponde ao derretimento de um pedaço de gelo deixado sobre a pia? Justifique.
- Qual das setas no diagrama de fases da questão 2 representa a ebulição da água em uma panela aberta? Explique.



- Descreva a seqüência de eventos que corresponde, no diagrama de fases da água mostrado ao lado, à transição do ponto:
 - ao ponto 2;
 - ao ponto 4.

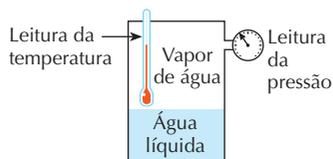


- Abaixo aparece o diagrama de fases do dióxido de carbono que, no estado gasoso é também conhecido como gás carbônico e, no estado sólido, como gelo-seco.
 - A 1 atm, o que acontece se gelo-seco, inicialmente a -80°C , for colocado em um ambiente a 25°C ?
 - A água sólida (gelo comum) pode sofrer fusão por aumento de pressão. Isso também acontece com o gelo-seco? Justifique com base no diagrama.
 - Qual o estado físico estável do dióxido de carbono nas condições ambientes (25°C e 1 atm)?



1.3. Pressão de vapor de um líquido

Considere um sistema fechado no qual haja água líquida em equilíbrio com vapor de água, como o esquematizado a seguir.

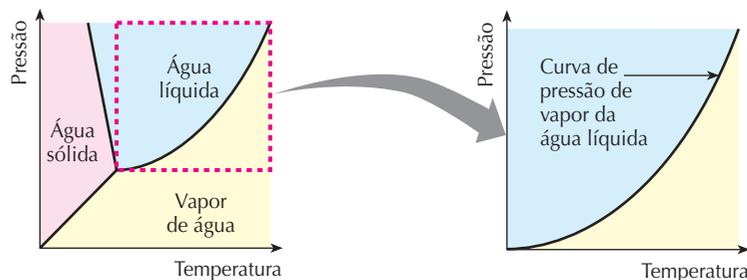


O equilíbrio entre a fase líquida e a fase vapor pressupõe que extensão de cada uma delas permaneça constante, ou seja, que a velocidade de vaporização seja igual à de condensação.

A pressão medida nesse sistema, denominada **pressão de vapor da água**, é a pressão que, nessa temperatura, corresponde à situação de coexistência (isto é, existência simultânea) de água líquida e vapor de água.

Com uma montagem experimental como essa foram obtidos os valores de pressão de vapor da água em várias temperaturas. Alguns desses valores aparecem na tabela 1, ao lado.

Se elaborarmos um gráfico da pressão de vapor da água em função da temperatura, o que iremos obter nada mais é do que a curva que, no diagrama de fases da água, separa a região de água líquida da região de vapor de água.



Fonte: Gráficos elaborados pelos autores.

Tabela 1. Pressão de vapor da água em várias temperaturas

Temperatura (°C)	Pressão de vapor (kPa)
0	0,6
10	1,2
20	2,3
30	4,2
40	7,4
50	12,3
60	19,9
70	31,2
80	47,4
90	70,1
100	101,3 (1 atm)
150	475,7
200	1.553,6
250	3.973,6
300	8.583,8

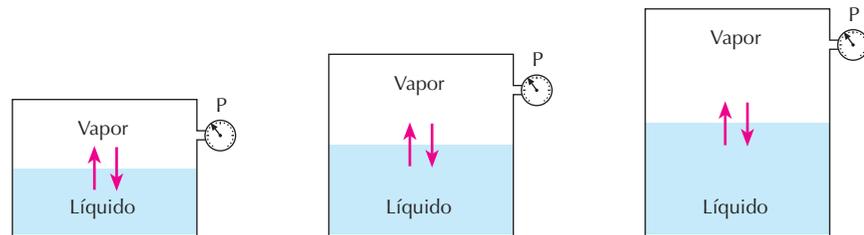
Fonte: D. R. Lide (ed.), *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 82. ed. Boca Raton, CRC Press, 2001. p. 6–10s.

1.4. O volume das fases não afeta a pressão de vapor de um líquido

Acabamos de ver que a pressão de vapor da água varia com a temperatura.

O gráfico da pressão de vapor em função da temperatura, conhecido como *curva de pressão de vapor*, expressa graficamente essa dependência.

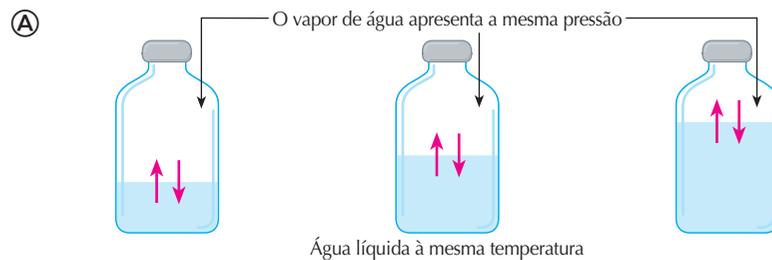
Verifica-se, experimentalmente, que **a pressão de vapor de uma substância, numa dada temperatura, não depende do volume e do formato das fases líquida e vapor que estão em equilíbrio**. Os desenhos a seguir ilustram, esquematicamente essa constatação experimental.



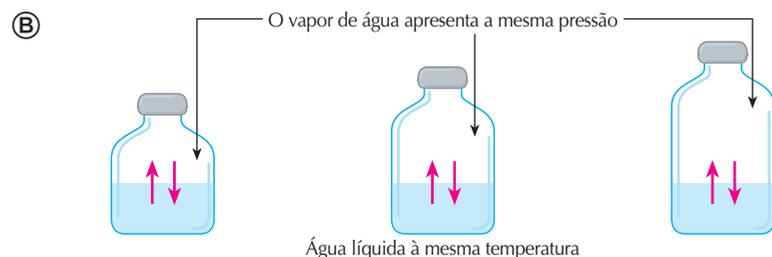
Esse fato tem pelo menos dois desdobramentos importantes.

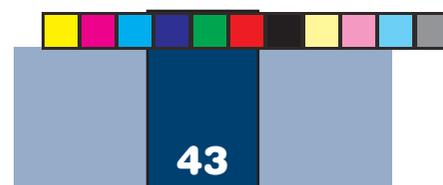
Imagine que, em vários frascos iguais, coloquemos quantidades diferentes de água e que todos sejam fechados e mantidos à mesma temperatura. Haverá evaporação do líquido, a concentração de vapor irá aumentando até que, num dado momento, se estabelecerá o equilíbrio entre as fases vapor e líquida.

Uma vez estabelecido esse equilíbrio, apesar de o volume das fases ser diferente nos frascos, a pressão da fase vapor será a mesma em todos eles. Veja a figura (A), abaixo. (Se, contudo, a quantidade de líquido inicialmente colocada não for suficiente para que a quantidade de vapor formado atinja a pressão de vapor — aquela que permite o estabelecimento do equilíbrio —, então todo o líquido terá evaporado sem que atinja o equilíbrio e, sem haver esse equilíbrio, a pressão interna da fase vapor será inferior à pressão de vapor do líquido.)



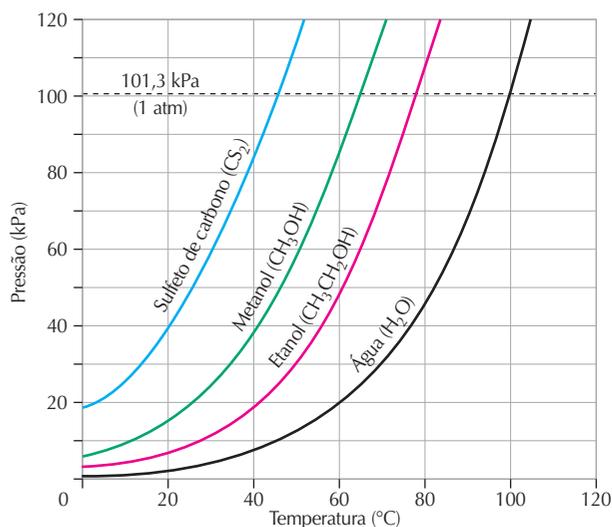
Imagine que a mesma experiência seja repetida, agora com frascos de tamanhos e formatos diferentes, mas com quantidades iguais de líquido. Como anteriormente, desde que a quantidade de líquido colocada seja suficiente, o líquido irá evaporando e a concentração de vapor irá aumentando até que, num dado momento, se estabelecerá o equilíbrio entre as fases líquida e vapor. Estabelecido esse equilíbrio, apesar de o volume das fases (notadamente da fase vapor) ser diferente nos frascos, a pressão da fase vapor será a mesma em todos. Veja a figura (B).





1.5. A pressão de vapor depende do líquido

Fazendo a medida da pressão de vapor, em diversas temperaturas, com outros líquidos diferentes da água, constata-se que a pressão de vapor depende do líquido. O gráfico abaixo mostra as curvas de pressão de vapor de quatro líquidos: sulfeto de carbono, metanol, etanol (álcool comum) e água.



ATENÇÃO

Sulfeto de carbono, metanol e etanol são líquidos tóxicos e altamente inflamáveis.

Curvas de pressão de vapor para os líquidos sulfeto de carbono (CS_2), metanol (CH_3OH), etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) e água.

Fonte: J. W. Hill e R. H. Petrucci; *General Chemistry*. Upper Saddle River, Prentice Hall, 1996. p. 401.

(Escala convertida de mmHg para kPa pelos autores deste livro.)

1.6. Comparando pontos de ebulição de líquidos diferentes

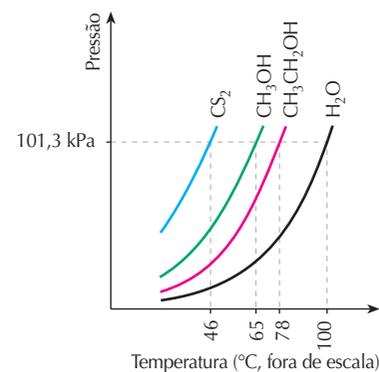
O gráfico acima, que mostra as curvas de pressão de vapor de quatro substâncias, permite que façamos a avaliação do ponto de ebulição delas numa determinada pressão.

Para a análise, vamos considerar a pressão de 101,3 kPa (1 atm ou 760 mmHg). Traçando uma horizontal no gráfico nesse valor de pressão, ela interceptará as curvas de pressão de vapor em diferentes temperaturas; cada uma delas é o ponto de ebulição (PE) daquele líquido, na pressão considerada. Entre as quatro substâncias, podemos afirmar que a seqüência de pontos de ebulição é:

sulfeto de carbono < metanol < etanol < água

Verifica-se aumento do ponto de ebulição

A figura ao lado resume isso. Para uma leitura dos valores nas escalas numéricas, consulte o gráfico acima.



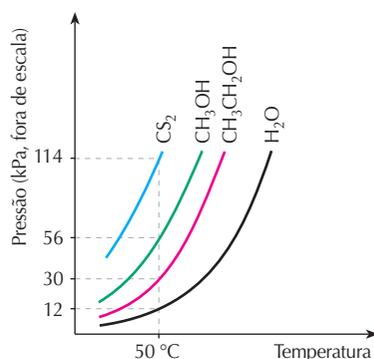
Fonte: Gráfico elaborado pelos autores.

DELEIVA RODRIGUES / CID



Para que uma bolha de vapor possa se formar, crescer e escapar do líquido é fundamental que a pressão do vapor que forma a bolha seja pelo menos igual à pressão que a atmosfera exerce sobre o líquido. Caso contrário, a bolha será "esmagada" pela pressão atmosférica e a ebulição não ocorrerá. Assim, a formação de bolhas e a conseqüente ebulição do líquido, em frasco aberto, somente ocorrerão quando a pressão de vapor da substância for igual à pressão atmosférica, ou superior a ela.





Fonte: Gráfico elaborado pelos autores.

1.7. Comparando a volatilidade de líquidos diferentes

O mesmo gráfico da página anterior permite comparar, numa mesma temperatura, as pressões de vapor das quatro substâncias. Conforme esboçado na figura ao lado, a seqüência crescente de pressão de vapor é, água, etanol, metanol e sulfeto de carbono.

O líquido com maior pressão de vapor, numa dada temperatura, é o que apresenta, nessa temperatura, maior tendência a evaporar. Ao comparar líquidos, dizemos que aquele que possui maior tendência a evaporar é o *mais volátil*. **Volatilidade** é a tendência de sofrer vaporização.

Comparando as quatro substâncias, temos:



Verifica-se aumento da pressão de vapor e da volatilidade

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

- Imagine que, no futuro, dados de uma sonda espacial revelam que a pressão atmosférica em um determinado planeta seja da ordem de 4.000 kPa. Use os dados da tabela 1 para estimar o valor aproximado do ponto de ebulição da água nesse planeta.
- Numa autoclave, a água entra em ebulição a 150°C.
 - Pesquise o que vem a ser uma autoclave.
 - Consulte a tabela 1 e determine a pressão no interior de uma autoclave com água fervente a 150°C.
- Verifica-se que o ponto de ebulição da água, a 3,2 kPa, é 25°C. Se, num experimento controlado, uma amostra de água for mantida a 25°C e a pressão for lentamente reduzida, qual será o valor da pressão no momento em que a água entrar em ebulição? Explique o raciocínio usado.
- Na estante de um laboratório há três frascos fechados contendo acetona, todos à mesma temperatura, ilustrados ao lado. Em qual deles a pressão do vapor de acetona é maior?
 
- Sabe-se que o éter é mais volátil que a acetona, que é mais volátil que o etanol (álcool comum), que é mais volátil que a água.
 - Numa mesma temperatura, qual é a ordem crescente de pressão de vapor desses líquidos?
 - Esboce, em um mesmo gráfico, as curvas de pressão de vapor desses quatro líquidos.
 - Coloque esses líquidos em ordem crescente de ponto de ebulição, numa mesma pressão.

Motivação

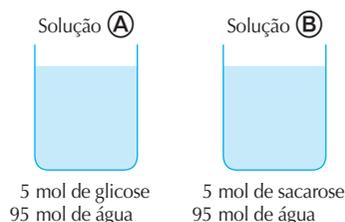
Fatos experimentais

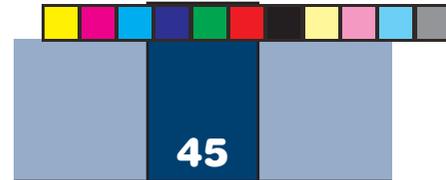
A água **pura**, a 30°C, apresenta pressão de vapor 4,2 kPa. E, a 40°C, apresenta pressão de vapor 7,4 kPa.

Verifica-se experimentalmente que, se dissolvermos na água um soluto não-eletrólito e não-volátil (isto é, um soluto que permaneça sob a forma de moléculas — não sofrendo, portanto, dissociação iônica nem ionização — e que não tenha tendência a vaporizar), a pressão de vapor da água passa a ser menor do que se a água estivesse pura. Veja os seguintes dados experimentais.

Uma solução **(A)** foi elaborada dissolvendo 5 mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$) em 95 mol de água. A 30°C, verifica-se que a pressão de vapor dessa solução é 4,0 kPa. Como o soluto glicose é não-volátil, a pressão de vapor medida é a pressão de vapor do solvente (água), pois a água é o único componente dessa solução que evapora. Então, podemos dizer, de maneira alternativa, que a pressão de vapor do solvente água, nessa solução, é 4,0 kPa. A 40°C, verifica-se que a pressão de vapor da água, nessa mesma solução, é 7,0 kPa.

Uma solução **(B)** foi elaborada com 5 mol de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) em 95 mol de água. A 30°C verifica-se que a pressão de vapor da água nessa solução é 4,0 kPa e, a 40°C, é 7,0 kPa.





Desenvolvendo o tema

2. O CONCEITO DE PROPRIEDADES COLIGATIVAS

Existem quatro propriedades das soluções que dependem da quantidade de partículas de soluto dissolvidas em uma certa quantidade de solvente, mas não da natureza dessas partículas dissolvidas.

Elas são conhecidas como **propriedades coligativas**, palavra que vem do latim *co*, que indica a participação simultânea, e *ligare*, que significa unir, ligar.

As quatro propriedades coligativas, que estudaremos a partir desse ponto, são o abaixamento da pressão de vapor, o aumento da temperatura de ebulição, o abaixamento da temperatura de solidificação e a tendência de o solvente atravessar determinadas membranas de permeabilidade seletiva.

Os fatos experimentais apresentados na página anterior permitem ilustrar a primeira das propriedades coligativas, o abaixamento da pressão de vapor do solvente na solução, que será estudada na seqüência.

3. ABAIXAMENTO DA PRESSÃO DE VAPOR

3.1. O efeito tonoscópico

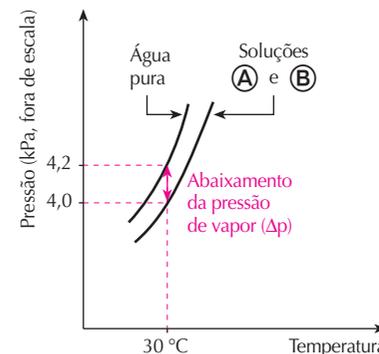
Observações experimentais como as mostradas anteriormente permitiram elaborar generalizações sobre o comportamento da pressão de vapor de um solvente quando nele é dissolvido um soluto *não-eletrólito* e *não-volátil*.

A presença desse soluto provoca um abaixamento da pressão de vapor do solvente, o que é conhecido como **efeito tonoscópico**.

Nas soluções (A) e (B), a quantidade de glicose e de sacarose, em mols, dissolvida em uma igual quantidade de água é a mesma. Isso revela que o abaixamento de pressão de vapor provocado pela presença do soluto depende da concentração de partículas de soluto e não da natureza desse soluto.

Igual quantidade em mols de diferentes solutos não-eletrólitos e não-voláteis, dissolvidos numa mesma quantidade de solvente, à uma mesma temperatura, causa o mesmo abaixamento na pressão de vapor do solvente na solução quando comparado ao solvente puro.

O gráfico ao lado mostra a curva de pressão de vapor para a água pura e para as soluções (A) e (B).



Fonte: Gráfico elaborado pelos autores.

3.2. A Lei de Raoult

O cientista francês François Marie Raoult (1830-1901) fez uma ampla série de medidas experimentais de pressão de vapor. A partir delas, pôde enunciar, em 1882, uma regularidade que é atualmente conhecida como *Lei de Raoult*.

Em palavras: A pressão de vapor de uma solução (ou melhor, do solvente na solução) de soluto não-eletrólito e não-volátil é igual ao produto da fração em mols do solvente pela pressão de vapor do solvente puro, numa dada temperatura.

Em equação:
$$P_{\text{solução}} = x_{\text{solvente}} \cdot P_{\text{solvente puro}}$$

em que x_{solvente} = fração em mols do solvente =
$$\frac{n_{\text{solvente}}}{n_{\text{solute}} + n_{\text{solvente}}}$$

Solução (A)

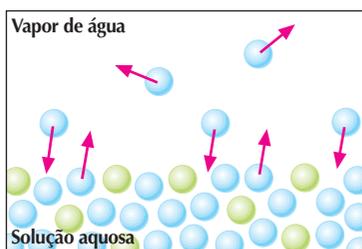
$$x_{\text{glicose}} = \frac{5}{5 + 95} = \frac{5}{100} = 0,05$$

$$x_{\text{água}} = \frac{95}{5 + 95} = \frac{95}{100} = 0,95$$

Solução (B)

$$x_{\text{sacarose}} = \frac{5}{5 + 95} = \frac{5}{100} = 0,05$$

$$x_{\text{água}} = \frac{95}{5 + 95} = \frac{95}{100} = 0,95$$



Tudo se passa como se a presença das partículas de soluto “atrapalhasse” a vaporização das moléculas do solvente líquido, mas não a condensação das moléculas que estão na fase vapor. (Moléculas representadas esquematicamente por esferas em cores fantasiosas, ampliadas aproximadamente dezoito milhões de vezes.)

Desde há muito tempo, os habitantes das regiões áridas perceberam que os lagos de água salgada têm menor tendência para secar que os lagos de água doce. Isso se deve ao efeito tonoscópico produzido pelos sais dissolvidos na água, que são solutos eletrólitos e não-voláteis. Veremos, mais à frente, que os solutos do tipo eletrólito produzem um efeito tonoscópico mais acentuado que se fossem do tipo não-eletrólito porque, graças à ionização ou à dissociação iônica, produzem maior quantidade de partículas dissolvidas. Na foto, um lago de água salgada em região desértica.

Em ambas as soluções, (A) e (B), a fração em mols do soluto é 0,05 e a do solvente é 0,95, como mostrado nos esquemas ao lado.

A 30°C a pressão de vapor da água pura é 4,2 kPa. Fazendo uso da Lei de Raoult, calculamos a pressão de vapor do solvente na solução multiplicando esse valor pela fração em mols do solvente:

$$P_{\text{solução}} = x_{\text{solvente}} \cdot P_{\text{solvente puro}} = 0,95 \cdot 4,2 \text{ kPa} = 4,0 \text{ kPa}$$

Isso conduz ao valor experimentalmente determinado, que é o mesmo para as soluções (A) e (B), uma vez que a fração em mols do solvente é a mesma.

Para aplicar a Lei de Raoult às soluções a 40°C, devemos empregar o valor da pressão de vapor do solvente a 40°C, que é 7,4 kPa. Isso nos conduz a:

$$P_{\text{solução}} = x_{\text{solvente}} \cdot P_{\text{solvente puro}} = 0,95 \cdot 7,4 \text{ kPa} = 7,0 \text{ kPa}$$

As soluções que seguem a Lei de Raoult são chamadas de **soluções ideais**.

Na prática, verifica-se que soluções bastante diluídas têm comportamento ideal. Em nossos estudos, consideraremos apenas soluções ideais.

3.3. Interpretação microscópica da Lei de Raoult*

Os cálculos acima têm um interessante significado matemático. A fração em mols do solvente, 0,95, pode ser considerada como 95%. Assim, nas soluções (A) e (B), a pressão de vapor da água é 95% da pressão de vapor da água pura.

Para interpretar a Lei de Raoult microscopicamente, vamos inicialmente imaginar a superfície da água líquida pura em equilíbrio com vapor de água. Ao mesmo tempo que moléculas evaporam da fase líquida, outras que estão na fase vapor condensam-se, ou seja, retornam à fase líquida. Como há equilíbrio entre as fases (a extensão de cada uma delas permanece constante) isso indica que a velocidade de evaporação é igual à velocidade de condensação.

No caso da solução, a presença de algumas moléculas de soluto na superfície da solução não atrapalha o retorno das moléculas (condensação), mas dificulta a evaporação, pois na solução há menos moléculas de solvente na superfície, ou seja, menos moléculas aptas a passar para a fase vapor. Assim, é como se a presença do soluto “atrapalhasse” a vaporização do líquido, o que acarreta a redução da sua pressão de vapor e o torna menos volátil.

Quanto maior a concentração de soluto, menor a fração em mols do solvente e, portanto, menor a pressão de vapor do solvente na solução.



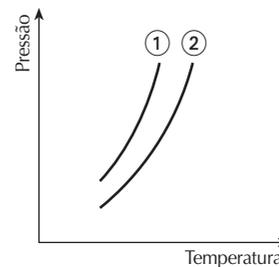
* O conteúdo deste item, embora pareça simplista, encontra total respaldo na Físico-química superior (cf. P. W. Atkins e J. de Paula; *Physical Chemistry*. 7 ed. Oxford, Oxford University Press, 2002. p. 169-170).



Questões *para fixação*

Resolva em seu caderno

12. Um aluno colocou 20 mL de água em dois copos iguais. Dissolveu uma colherada (das de café) de açúcar na água de um dos copos. Cobriu-os com um pedaço de gaze, a fim de impedir a entrada de insetos e sujeiras graúdas. Deixou ambos os copos num mesmo local dentro de sua casa e notou que, após alguns dias, a água de um dos copos tinha “desaparecido”.
- Que palavra é mais adequada para uso em lugar de “desaparecido”?
 - A água “desaparecida” deixou de ser a substância água? Explique.
 - Por que a água do outro copo não “desapareceu”?
 - Explique como um gráfico com duas curvas de pressão de vapor permite explicar o resultado dessa experiência.
13. “Ao dissolver um soluto não-eletrólito e não-volátil em água, ocorre um abaixamento da pressão de vapor desse solvente que, portanto, se torna mais volátil.” Comente a frase acima, dizendo se está correta ou incorreta e justificando.
14. A pressão de vapor da água pura, a 25°C, é 3,2 kPa. Utilize a Lei de Raoult para prever a pressão de vapor, a 25°C, de uma solução de 0,10 mol de glicose em 0,90 mol de água.
15. Considere o gráfico ao lado, que apresenta duas curvas de pressão de vapor. Sabe-se que, no gráfico, uma curva se refere à água pura e outra a uma solução aquosa de sacarose. Desenhe esse gráfico em seu caderno e indique nele:
- a curva referente à água pura;
 - a curva referente à solução de sacarose;
 - a pressão de vapor (nas ordenadas) da água pura, a 25°C;
 - a pressão de vapor (nas ordenadas) da solução, a 25°C;
 - o abaixamento da pressão de vapor (Δp) do solvente causado pela presença do soluto na solução.
16. Considere as seguintes amostras:
- Água pura
 - Solução aquosa 0,1 mol/L de sacarose
 - Solução aquosa 0,2 mol/L de sacarose
- Coloque-as em ordem crescente de pressão de vapor.
 - Em qual das soluções — II ou III — o efeito tonoscópico é maior? Por quê?



Motivação *Fatos experimentais*

Considere as seguintes amostras de matéria:

- Água pura
- Solução contendo 0,05 mol de glicose em 1.000 g de água.
- Solução contendo 0,05 mol de sacarose em 1.000 g de água.
- Solução contendo 0,10 mol de glicose em 1.000 g de água.
- Solução contendo 0,10 mol de sacarose em 1.000 g de água.

Submetendo essas amostras ao aquecimento, a 101,3 kPa (1 atm), verifica-se que a ebulição se inicia exatamente a 100,000°C apenas para a água pura.

Amostra	Temperatura em que se inicia a ebulição (°C)
(A)	100,000
(B)	100,026
(C)	100,026
(D)	100,051
(E)	100,051

Submetendo as amostras ao resfriamento, a 101,3 kPa (1 atm), verifica-se que a solidificação se inicia exatamente a 0,000°C apenas para a água pura.

Amostra	Temperatura em que se inicia a solidificação (°C)
(A)	0,000
(B)	-0,093
(C)	-0,093
(D)	-0,186
(E)	-0,186

Aplique *o que aprendeu*

Se as amostras de matéria (A) a (E), cuja composição aparece ao lado, tiverem sua pressão de vapor determinada, em uma mesma temperatura, qual será a ordem dessas pressões de vapor? Justifique a previsão.

Como se pode observar, a presença do soluto interfere nas temperaturas em que ocorrem os processos de ebulição e de solidificação. Vamos interpretar esses acontecimentos a partir do diagrama de fases da água.

Desenvolvendo o tema

4. AUMENTO DA TEMPERATURA DE EBULIÇÃO

Os resultados experimentais apresentados, sobre a temperatura em que se inicia a ebulição das amostras (A) a (E), permitem tirar conclusões importantes.

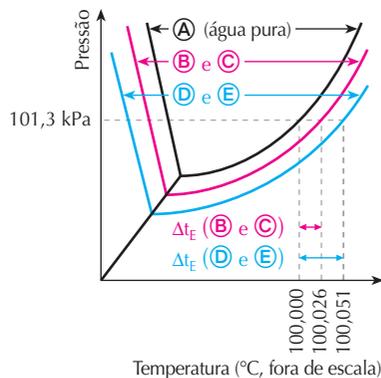
A glicose e a sacarose são solutos não-eletrólitos e não-voláteis. A concentração de partículas de soluto nas soluções (B) e (C) são iguais. O mesmo se pode afirmar nas soluções (D) e (E).

Os resultados revelam que, ao se adicionar um soluto não-eletrólito e não-volátil à água pura (solvente puro), a temperatura em que se inicia a ebulição do solvente na solução — ou, simplesmente, a temperatura em que se inicia a ebulição da solução — aumenta.

O valor desse aumento é denominado **efeito ebullioscópico** (Δt_E).

Nas soluções (B) e (C), o efeito ebullioscópico foi de $0,026^\circ\text{C}$, e nas soluções (D) e (E), foi de $0,051^\circ\text{C}$.

Igual quantidade (mols) de diferentes solutos não-eletrólitos e não-voláteis, dissolvidos numa mesma quantidade de solvente, causa igual aumento na temperatura em que se inicia a ebulição desse solvente na solução.



Fonte: Gráfico elaborado pelos autores.

O aumento da temperatura de início de ebulição do solvente é uma consequência direta do abaixamento da pressão de vapor do solvente, já que, para qualquer valor de temperatura, a pressão de vapor do solvente na solução é menor que a do solvente puro. O gráfico ao lado ilustra essa discussão. Em outras palavras, a presença do soluto torna o solvente menos volátil e, portanto, tudo se passa como se o soluto “atrapalhasse” a ebulição do solvente.

O aumento da temperatura de ebulição provocado pela presença de um soluto não-eletrólito e não-volátil depende única e exclusivamente do número de partículas (moléculas) do soluto dissolvidas numa certa quantidade de solvente. Assim, quanto mais concentrada for a solução (maior número de partículas do soluto em uma certa quantidade de solvente), maior será a temperatura de início de ebulição do solvente.

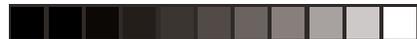
5. ABAIXAMENTO DA TEMPERATURA DE SOLIDIFICAÇÃO

Os outros dados apresentados, sobre a temperatura de início de solidificação, também permitem tirar importantes conclusões.

Ao se adicionar um soluto não-eletrólito e não-volátil à água pura (solvente puro), a temperatura de solidificação do solvente na solução — ou, simplesmente, a temperatura de solidificação da solução — diminui.

O valor absoluto dessa diminuição é chamada de **efeito crioscópico** (Δt_C).

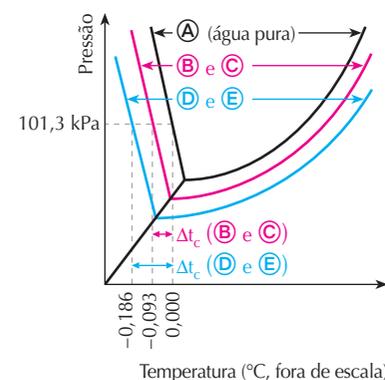
Nas soluções (B) e (C), o efeito crioscópico foi de $0,093^\circ\text{C}$, e nas soluções (D) e (E), foi de $0,186^\circ\text{C}$.



Igual quantidade (mols) de diferentes solutos não-eletrólitos e não-voláteis, dissolvidos numa mesma quantidade de solvente, causa igual abaixamento na temperatura em que se inicia a solidificação do solvente na solução.

O abaixamento da temperatura de solidificação do solvente na solução é também consequência direta das alterações que acontecem no diagrama de fases. O gráfico ao lado permite visualizar esse abaixamento da temperatura de solidificação.

O abaixamento da temperatura de solidificação provocado pela presença de um soluto não-eletrólito e não-volátil depende única e exclusivamente do número de partículas (moléculas) do soluto dissolvido numa certa quantidade de solvente. Assim, quanto mais concentrada for a solução (maior número de partículas do soluto em uma certa quantidade de solvente), menor deverá ser a temperatura para que o solvente da solução comece a solidificar.



Fonte: Gráfico elaborado pelos autores.

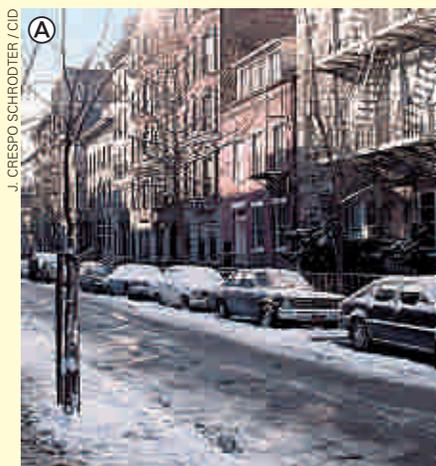
Em destaque

O PORQUÊ DA ADIÇÃO DE SAL ($\text{NaCl}_{(s)}$) À NEVE!

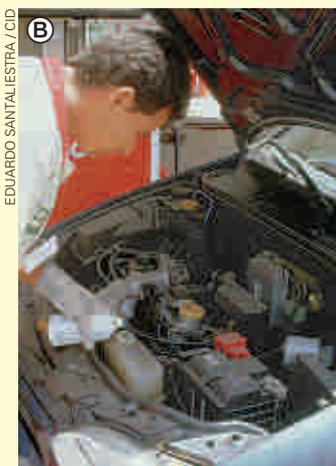
Como sabemos, a adição de NaCl à água reduz o seu ponto de congelamento (efeito crioscópico). A presença de 23,3% de $\text{NaCl}_{(s)}$ na água pode reduzir o seu ponto de congelamento a $-21,1^\circ\text{C}$, formando entre ambos uma mistura eutética. Se sal sólido for adicionado ao gelo acima

dessa temperatura, parte deste se fundirá e ocorrerá a dissolução do sal adicionado. Se mais sal for adicionado, o gelo continuará a se fundir. Essa é uma prática às vezes usada para remover o gelo das ruas das cidades em países em que neva no inverno.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



J. CRESPO SCHRODTER / CID



EDUARDO SANTALESTRA / CID

ATENÇÃO

O etilenoglicol, utilizado como aditivo em radiadores, é um líquido muito tóxico. Seu contato com a pele ou os olhos, sua ingestão ou a inalação de seus vapores oferece sérios riscos à saúde. Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são recomendados.

- (A) Nos países frios, durante o inverno, sal às vezes é jogado sobre a neve acumulada nas ruas e calçadas.
- (B) A colocação de um aditivo especial nos radiadores dos automóveis eleva o ponto de ebulição da água e também abaixa o seu ponto de congelamento. O último efeito é particularmente útil nos países de clima frio.

Questões para fixação

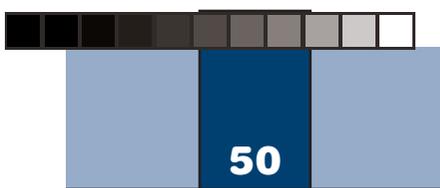
Resolva em seu caderno

17. As banquisas (veja a foto ao lado) são placas de gelo que se formam quando a água da superfície do mar congela. Contudo, verifica-se em diversos locais que a água do mar pode estar ainda líquida em temperaturas um pouco inferiores a 0°C . Proponha uma explicação para isso.

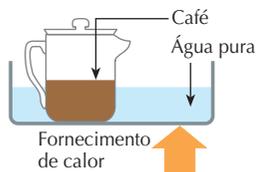


18. Considere as seguintes amostras:
- I. Água pura
 - II. Solução aquosa 0,1 mol/L de sacarose
 - III. Solução aquosa 0,2 mol/L de sacarose
- Coloque-as em ordem crescente de:
- a) pressão de vapor;
 - b) temperatura de início de ebulição;
 - c) temperatura de início de congelamento.
19. Água está em ebulição em uma panela e um cozinheiro joga dentro dela uma colherada de açúcar. Ele observa que a água pára de ferver, mas retoma a fervura após alguns instantes. Proponha uma explicação para essas observações.





20. Algumas pessoas requeimam em banho-maria o café preparado, conforme a ilustração abaixo.



Sobre essa situação, cada um de cinco estudantes afirmaram:

- I. O café e a água do banho-maria começam a ferver ao mesmo tempo.
- II. O café vai ferver mas a água do banho-maria não.
- III. O café não vai ferver, mas a água do banho-maria sim.
- IV. Nem a água do banho-maria nem o café podem ferver.
- V. O café e a água do banho-maria podem ferver, mas o café começa a ferver primeiro.

Considerando o café como uma solução aquosa de solutos não-voláteis, responda: com qual dessas afirmações você concorda? Explique o raciocínio que você usou.

Motivação

Faça uma experiência e observe

A critério do(a) professor(a), esta atividade poderá ser realizada em grupos. Objetivo: Observar evidências do fluxo osmótico de água em uvas passas.

Você vai precisar de:

- vinte uvas passas;
- um copo com água potável.

Procedimentos:

1. Mergulhe 10 uvas passas no copo com água. Deixe as outras 10 uvas fora para servirem como grupo de controle, ou seja, para comparar com as que foram mergulhadas no líquido.
2. Deixe as uvas passas mergulhadas na água por cerca de 12 horas.
3. Retire as uvas da água e compare-as com as que ficaram fora. Que diferenças você nota? O que teria provocado a alteração observada?

Desenvolvendo

o tema

6. PRESSÃO OSMÓTICA

6.1. Membranas semipermeáveis

Os cientistas descobriram que alguns materiais naturais têm uma interessante propriedade. Eles permitem que determinadas substâncias os atravessem, mas outras não. Como a palavra *permeável* significa “que deixa passar” e a palavra *impermeável* significa “que não deixa passar”, tais materiais foram denominados materiais *semipermeáveis*, pois são seletivos quanto às substâncias que os atravessam.

A membrana que reveste as células é um exemplo de material que apresenta seletividade sobre certas moléculas de substâncias que a atravessam. As moléculas de água, algumas outras moléculas pequenas e alguns íons hidratados podem atravessar a membrana celular. Isso permite que substâncias necessárias ao funcionamento da célula entrem nela. Também permite que substâncias tóxicas produzidas por ela sejam eliminadas para o meio externo. Moléculas muito grandes não atravessam os orifícios da membrana celular, o que é importantíssimo para evitar que as células percam as proteínas e outras substâncias vitais para o seu funcionamento saudável.

De modo bem simplista, podemos considerar que a permeabilidade seletiva está relacionada à existência de minúsculos orifícios nos materiais semipermeáveis. Esses orifícios, de dimensões microscópicas, permitem que partículas menores que eles os atravessem, mas partículas maiores não.



Os químicos perceberam que algumas membranas naturais e também algumas artificialmente produzidas apresentam um caso interessante de semipermeabilidade: permitem a passagem do solvente água, mas não de solutos nela dissolvidos. Essas membranas semipermeáveis estão envolvidas num acontecimento denominado *osmose*.

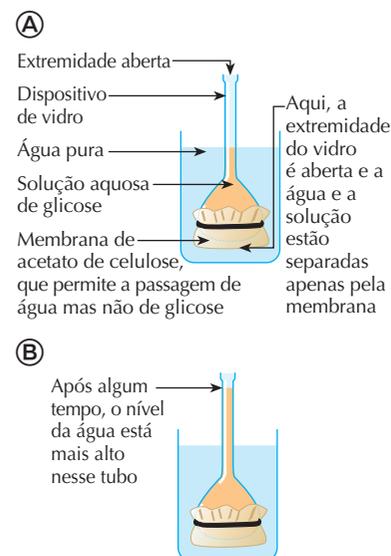
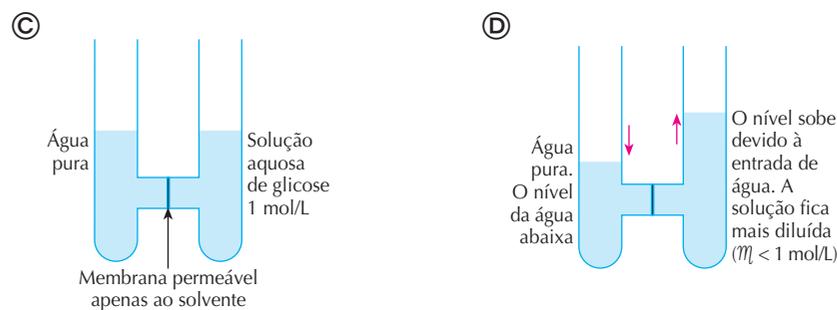
6.2. Osmose

A figura (A), ao lado, ilustra a situação inicial de uma experiência na qual uma solução aquosa de glicose está separada de água pura por meio de uma membrana semipermeável que só permite a passagem da água, mas não de solutos nela dissolvidos.

Após algum tempo, verifica-se que o nível da água é mais alto na parte do sistema em que está a solução, como ilustrado em (B). Esse resultado ilustra uma generalização feita pelos cientistas após muitas observações. Quando uma membrana que permite apenas a passagem do solvente separa água pura de uma solução aquosa, ocorre um fluxo efetivo de água através da membrana em direção à solução.

O fluxo efetivo de solvente através de uma membrana permeável apenas ao solvente é denominado **osmose**. Verifica-se que esse fluxo ocorre espontaneamente do meio menos concentrado para o meio mais concentrado.

As figuras abaixo ilustram a ocorrência da osmose em uma aparelhagem ligeiramente diferente daquela apresentada nas figuras (A) e (B). A figura (C) ilustra o sistema inicial e a figura (D), o sistema após algum tempo.



Aplique

o que aprendeu

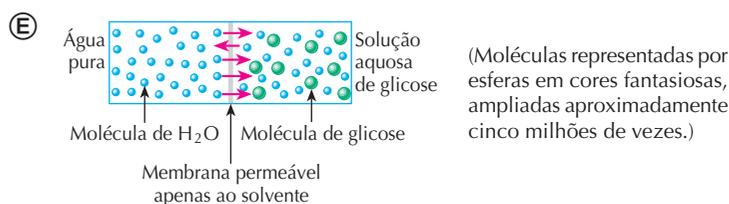
Reelabore a explicação que você deu para o resultado da experiência com as uvas passas.

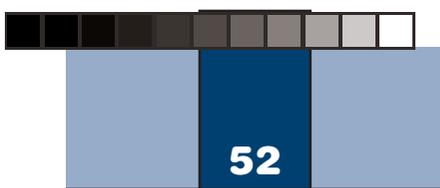
6.3. Interpretação microscópica da osmose

Microscopicamente, podemos interpretar a osmose como a passagem de água por meio de orifícios existentes na membrana. Esses orifícios são suficientemente pequenos para permitir a passagem de água mas não dos íons que carregam consigo uma camada de hidratação, ou seja, uma camada de moléculas de água ao seu redor.

O fluxo de água ocorre pela membrana nos dois sentidos. Porém a ocorrência da osmose indica que o fluxo é mais intenso no sentido do meio menos concentrado para o mais concentrado. Assim, há um fluxo efetivo de água num dos sentidos, denominado osmose.

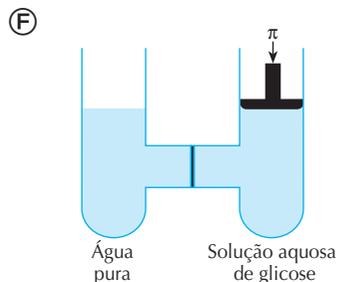
A figura (E) esquematiza a osmose em nível microscópico.





6.4. Pressão osmótica

Em uma situação como a da figura © da página anterior, verifica-se experimentalmente que é possível impedir que a osmose ocorra. Isso é conseguido aplicando-se uma pressão externa sobre a solução, o que aparece esquematizado na figura ƒ, ao lado.



Quando uma solução aquosa está separada da água pura por uma membrana permeável apenas à água, o valor exato de pressão que se deve aplicar sobre a solução para impedir a osmose é denominado **pressão osmótica** da solução. Essa grandeza é representada pela letra grega pi minúscula (π).

Na segunda metade do século XIX, o cientista holandês van't Hoff verificou que, para soluções diluídas de solutos não-eletrólitos, a pressão osmótica é diretamente proporcional à concentração em mol/L dessa solução e à temperatura em que ela se encontra. Verifica-se experimentalmente que a constante de proporcionalidade envolvida, curiosamente, apresenta o mesmo valor que a constante universal dos gases, R.

Em palavras: A pressão osmótica (π) de uma solução diluída de soluto não-eletrólito é diretamente proporcional à concentração em mol/L e à temperatura da solução na escala kelvin.

Em equação: $\pi = m_{\text{solução}} \cdot R \cdot T$ ou $\pi \cdot V_{\text{solução}} = n_{\text{soluto}} \cdot R \cdot T$

Exemplos de valores de R acompanhados das unidades:

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}; \quad R = 62,3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}; \quad R = 8,315 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$



GARCIA PELAYO / CID

O físico-químico holandês Jacobus Henricus van't Hoff (1852-1911) foi a primeira pessoa a receber o Prêmio Nobel de Química, ofertado em 1901.

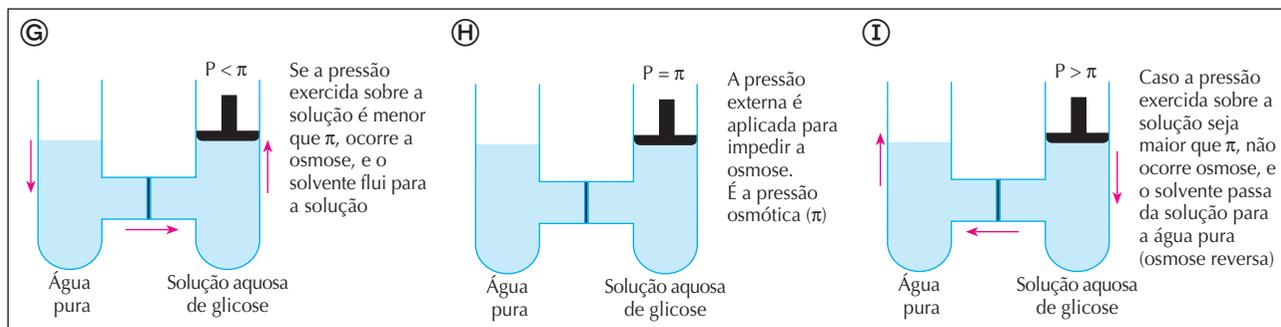
6.5. Osmose reversa

As figuras abaixo ilustram três possibilidades referentes à aplicação de uma pressão externa sobre a solução presente na aparelhagem da figura © da página anterior. Consideremos que a pressão osmótica da solução seja π e que a pressão externa aplicada seja P.

Na figura ƒ, a pressão aplicada é menor que a pressão osmótica. Essa pressão é insuficiente para impedir que a osmose ocorra. (Ela prossegue, contudo, mais lentamente, em decorrência da pressão aplicada.)

Na figura ƒ, estamos diante da situação que define a pressão osmótica. A pressão aplicada é exatamente a necessária para impedir a osmose.

Na figura ƒ, como a pressão aplicada é superior à pressão osmótica, ela força o fluxo de solvente a ocorrer preferencialmente no sentido oposto ao espontâneo. Esse fluxo, denominado **osmose reversa**, não é espontâneo. Ele só ocorre porque a pressão aplicada é suficientemente alta. A osmose reversa tem como importante aplicação a obtenção de água pura a partir da água do mar.





Em destaque

O CLORETO DE SÓDIO E A OSMOSE

Qual deve ser a concentração adequada de soluto no soro que é administrado em pacientes?

Por que o sal ajuda a conservar a carne-seca?

De que modo pode-se obter água pura a partir da água do mar empregando o conceito de osmose?

As respostas a essas perguntas — ligadas à saúde, à alimentação e à subsistência do ser humano — relacionam-se ao conceito de osmose.

O sangue é formado por elementos celulares (glóbulos brancos, glóbulos vermelhos e plaquetas) e por uma solução aquosa de vários componentes, que é o soro sanguíneo. O soro sanguíneo apresenta uma pressão osmótica bem definida, que é a mesma pressão osmótica do líquido presente no interior das células sanguíneas.

Um glóbulo vermelho, por exemplo, se for colocado em uma solução de pressão osmótica maior que ele, denominado meio **hipertônico**, perderá água por osmose e murchará. Se for colocado em um meio com pressão osmótica menor, um meio **hipotônico**, ganhará água por osmose e inchará até estourar. Só em um meio com uma pressão osmótica igual àquela de seu interior, um meio **isotônico**, um glóbulo vermelho não corre o risco de murchar ou de estourar.

Assim, ao administrar na circulação de um paciente grandes volumes de líquido, é necessário que esse líquido apresente a mesma pressão osmótica do plasma sanguíneo.

O *soro glicosado* é uma solução aquosa 5% em massa de glicose, que é uma solução isotônica ao sangue. Não oferece, portanto, risco às células sanguíneas. O *soro fisiológico* é uma solução aquosa de NaCl a 0,9% e também apresenta a mesma pressão osmótica do sangue. Seu uso consiste numa maneira de hidratar o paciente (repor água que foi perdida), sem risco de afetar as células sanguíneas.



DR. TONY BRAIN / SPL-Stock PHOTOS

A pressão osmótica do meio interno de um glóbulo vermelho é igual à do plasma sanguíneo. Na foto, glóbulo vermelho visto ao microscópio eletrônico sob ampliação aproximada de 8 mil vezes (imagem colorida por computador).

Na conservação da carne pela salga, produzindo a carne-seca (jabá, charque, carne-de-sol), o cloreto de sódio retira a água da carne, por osmose. Também retira água de microrganismos eventualmente presentes, impedindo seu crescimento e sua atividade. Assim, a carne é preservada por mais tempo. A salga do pescado (por exemplo, bacalhau seco) baseia-se no mesmo princípio.

A salga é uma antiga técnica para conservar certos alimentos.



DE LEIVA RODRIGUES / CID



FRANCOIS LOCHON / GAMMA

Tanques de distribuição de água potável numa região árida, que pode ser obtida a partir da água do mar por osmose reversa.

A pressão osmótica da água do mar é da ordem de 27 atm. Essa é a pressão que deve ser aplicada à água do mar — separada da água pura por uma membrana que deixe passar apenas o solvente — para impedir que ocorra a osmose. Se a pressão exercida for superior a 27 atm, o fluxo osmótico é invertido, e água pura pode ser obtida por osmose reversa.

Em algumas regiões desérticas já existem usinas nas quais água pura é obtida a partir da água do mar por meio da osmose reversa. A principal dificuldade envolvida nessa tecnologia diz respeito ao material da membrana semipermeável, já que ele deve resistir a altas pressões sem se romper.

A idéia da osmose reversa também é usada para a fabricação de equipamento de sobrevivência para náufragos, permitindo que obtenham água pura a partir da água do mar.

Para um náufrago sem água há muitos dias, a idéia de beber água do mar é uma tentação fatal. A água do mar não apresenta apenas cloreto de sódio, mas vários outros solutos, entre os quais sais de magnésio. Embora nosso intestino apresente mecanismos que permitam a absorção dos íons presentes nas comidas e nas bebidas, os íons magnésio (Mg^{2+}) não são absorvidos com muita eficiência. Ao ingerir a água do mar, a concentração de íons magnésio dentro do intestino aumenta muito e, por osmose, água passa da circulação sanguínea para o interior do intestino, provocando diarreia. Assim, o náufrago não só deixa de saciar a sede, como também desidrata-se fatalmente por causa da diarreia.

(Isso que acabamos de falar sobre os íons magnésio também explica por que existem laxantes baseados no hidróxido de magnésio — o *leite de magnésia* — e no sulfato de magnésio — o *sal amargo* ou *sal de Epsom*.)

Equipamentos portáteis baseados na osmose reversa permitem que um náufrago aplique pressão por meio de uma bomba manual, gerando pressão suficiente para produzir cerca de 4,5 L de água pura em cerca de uma hora. Já foi relatado o caso de um casal de náufragos que permaneceu 66 dias no mar alimentando-se de peixe e obtendo água por meio de kits de sobrevivência baseados na osmose reversa.

Kit de sobrevivência que permite obter água pura a partir da água do mar por meio de osmose reversa.



RECOVERY ENGINEERING, INC.

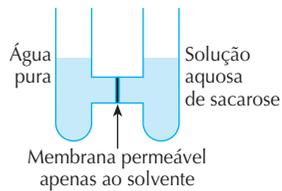
Questões para fixação

Resolva em seu caderno

21. As perguntas se referem à montagem experimental esquematizada ao lado.

a) Em que sentido haverá fluxo espontâneo efetivo de água através da membrana? Como se chama esse fenômeno?

b) Como é denominada a pressão mínima necessária para impedir tal fenômeno? Sobre qual dos compartimentos deve-se aplicá-la?



22. Quando um pepino é usado para fazer pickles, ele é deixado por vários dias mergulhado numa salmoura (solução aquosa de sal de cozinha).

a) Que se pode afirmar sobre o aspecto final do pepino se comparado ao inicial?

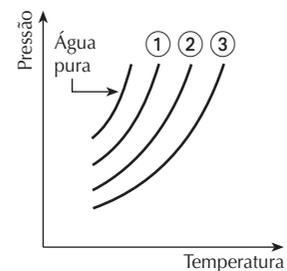
b) Como se pode explicar, físico-quimicamente, a mudança de aspecto que se observa?

23. As amebas são seres vivos unicelulares (formados por uma única célula) que vivem em ambientes aquáticos. Levando em conta que a membrana que reveste a ameba (membrana celular) permite fluxo osmótico, o que se espera que aconteça se uma ameba que está adaptada à vida:

- a) marinha for colocada na água destilada?
b) em lago de água doce for colocada no mar?
Justifique suas respostas.

24. O gráfico ao lado apresenta as curvas de pressão de vapor da água pura e de três soluções aquosas de uréia ($\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$), de diferentes concentrações, designadas por ①, ② e ③.

Analise o gráfico e, a seguir, responda às questões.



a) Compare a concentração das soluções.

b) Considerando as soluções em uma mesma temperatura (25°C, por exemplo) coloque-as em ordem crescente de pressão de vapor.

c) Qual das soluções tem maior temperatura de início de ebulição?

d) Qual tem menor temperatura de início de congelamento?

e) Qual delas tem maior pressão osmótica?

25. Qual apresenta maior pressão osmótica: uma solução aquosa 18 g/L de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) ou uma solução aquosa 18 g/L de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)? Justifique.

26. Use a expressão mostrada no texto para estimar a pressão osmótica, em atm, de uma solução 0,1 mol/L de glicose a 27°C. Compare o resultado com a pressão atmosférica ao nível do mar. (Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$)

Motivação

Fatos experimentais

Considere as seguintes amostras de matéria:

- (A) Água pura
(B) Solução contendo 0,10 mol de glicose em 1.000 g de água.
(C) Solução contendo 0,10 mol de NaCl em 1.000 g de água.
(D) Solução contendo 0,10 mol de CaCl_2 em 1.000 g de água.

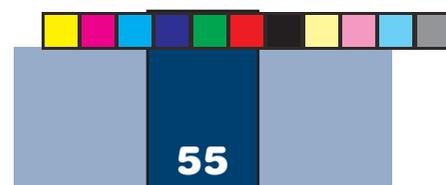
Submetendo essas amostras ao aquecimento, a 101,3 kPa (1 atm), verifica-se que a ebulição se inicia exatamente a 100,000°C apenas para a água pura.

Amostra	Temperatura em que se inicia a ebulição (°C)
(A)	100,000
(B)	100,051
(C)	100,102
(D)	100,153

Submetendo as amostras ao resfriamento, a 101,3 kPa (1 atm), verifica-se que o congelamento se inicia exatamente a 0,000°C apenas para a água pura.

Amostra	Temperatura em que se inicia o congelamento (°C)
(A)	0,000
(B)	-0,186
(C)	-0,372
(D)	-0,558

Apesar de as soluções (B), (C) e (D) apresentarem a mesma quantidade em mols de soluto, os efeitos coligativos das soluções de solutos iônicos (NaCl e CaCl_2) são diferentes da solução de soluto molecular (glicose). Por quê?

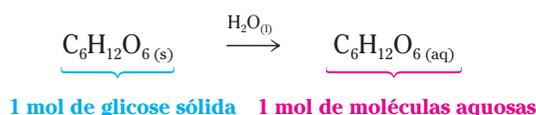


Desenvolvendo o tema

7. PROPRIEDADES COLIGATIVAS PARA SOLUÇÕES DE ELETRÓLITOS NÃO-VOLÁTEIS

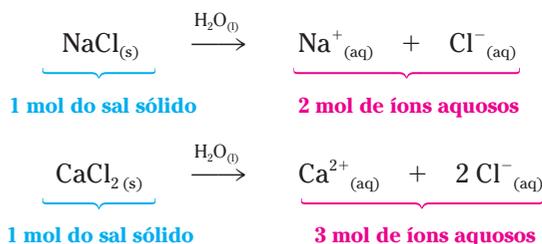
Como foi apresentado no decorrer deste capítulo, as propriedades coligativas das soluções são aquelas propriedades que dependem da quantidade de partículas de soluto presentes em uma certa quantidade de solvente, mas não da natureza dessas partículas. De fato, é esse conceito que nos ajudará a entender os resultados apresentados na página anterior.

A glicose é um soluto não-eletrólito, o que equivale a dizer que, quando dissolvida em água, a glicose sólida simplesmente tem as suas moléculas separadas. Isso pode ser assim equacionado:



Essa equação nos informa que, para cada mol de glicose dissolvida, há um mol de partículas de soluto (moléculas, no caso) na solução.

O cloreto de sódio (NaCl) e o cloreto de cálcio (CaCl₂) são compostos iônicos. Dissolvidos em água, sofrem dissociação iônica. Isso faz com que, para cada mol de soluto dissolvido, haja mais de um mol de partículas de soluto (íons, no caso) na solução.



Pela **proporção em mols** expressa nas equações acima, concluímos que:

Na solução **(B)**, há 0,1 mol de partículas dissolvidas em 1.000 g de água.

Na solução **(C)**, há 0,2 mol de partículas dissolvidas em 1.000 g de água.

Na solução **(D)**, há 0,3 mol de partículas dissolvidas em 1.000 g de água.

Em decorrência disso, os efeitos coligativos da solução **(C)** são o **dobro** dos efeitos da solução **(B)** e os efeitos coligativos da solução **(D)** são o **triplo** dos efeitos da solução **(B)**, como mostram as tabelas 2 e 3, abaixo.

Tabela 2. Efeito ebulioscópico das soluções (B), (C) e (D)

Solução	Efeito ebulioscópico (°C)
(B)	0,051
(C)	0,102
(D)	0,153

Diagrama de proporcionalidade: 0,051 → 0,102 (x2) → 0,153 (x3)

Tabela 3. Efeito crioscópico das soluções (B), (C) e (D)

Solução	Efeito crioscópico (°C)
(B)	0,186
(C)	0,372
(D)	0,558

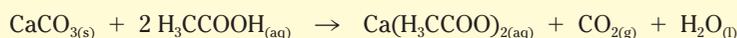
Diagrama de proporcionalidade: 0,186 → 0,372 (x2) → 0,558 (x3)

Assim, ao trabalhar com soluções de solutos do tipo eletrólito, deve-se levar em conta que é a quantidade **total** de partículas dissolvidas numa certa quantidade de solvente que determina a intensidade das propriedades coligativas da solução.

UM EXPERIMENTO SOBRE OSMOSE

Coloque dois ovos, crus e com casca, cada qual em um béquer contendo vinagre (solução diluída de ácido acético). O vinagre em contato com o carbonato de cálcio da casca do ovo provoca uma reação química, o que faz com que, após algum tempo, a casca seja dissolvida, porém a membrana interna ao redor do ovo se mantém intacta.

A reação envolvendo a dissolução do CaCO_3 da casca do ovo em solução de ácido acético (vinagre) pode ser assim equacionada:



insolúvel

solúvel

A seguir, mergulhe os dois ovos sem casca, obtidos a partir do procedimento descrito acima: um em um copo contendo água pura e o outro em um copo contendo uma solução aquosa de cloreto de sódio (salmoura). O que se pode observar é que:

- aquele imerso em água incha;
- aquele mergulhado numa solução aquosa de cloreto de sódio (salmoura) murcha.

Aplique

o que aprendeu

Tente justificar, empregando seus conhecimentos sobre o fenômeno da osmose, as observações descritas ao lado.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

27. Três soluções foram preparadas dissolvendo-se, separadamente, em 1.000 g de água, as quantidades listadas abaixo das seguintes substâncias sólidas:

Solução ① — 0,1 mol de uréia ($\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$, não-eletrólito)

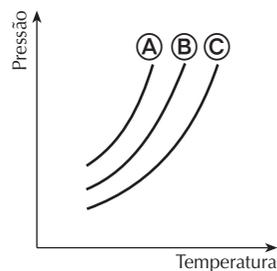
Solução ② — 0,1 mol de brometo de potássio (KBr)

Solução ③ — 0,1 mol de brometo de magnésio (MgBr_2)

- a) Utilize equações químicas para representar o processo que ocorre quando cada um dos solutos se dissolve.
b) Com base nessas equações, responda se a quantidade de partículas (íons, moléculas) dissolvidas é igual nas três soluções.
28. Compare as três soluções da questão anterior quanto ao:
- a) efeito ebulioscópico;
b) efeito crioscópico.

29. Considere o gráfico abaixo.

- a) Associe as soluções da questão 27 às curvas de pressão de vapor do gráfico.
b) Compare as pressões de vapor das três soluções, numa mesma temperatura.



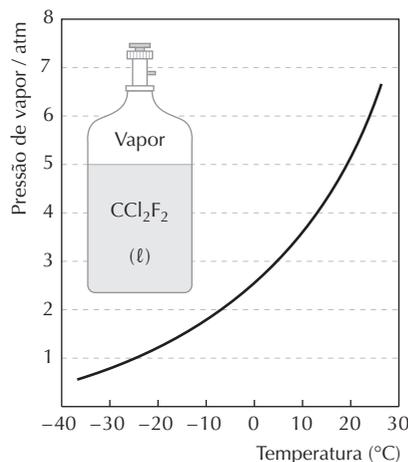
Exercícios sobre todo o capítulo

Resolva em seu caderno

A tabela periódica é um instrumento de consulta!

Diagrama de fases e pressão de vapor

30. (Ceeteps-SP) O gráfico ao lado mostra a variação da pressão de vapor, em função da temperatura, para o dicloro-difluorometano. A temperatura de ebulição, em $^{\circ}\text{C}$, do CCl_2F_2 , no nível do mar é de aproximadamente:
- a) 0
b) 20
c) 25
d) -25
e) -13



Texto comum às questões 31 e 32:

A panela de pressão permite que os alimentos sejam cozidos em água muito mais rapidamente do que em panelas convencionais. Sua tampa possui uma borracha de vedação que não deixa o vapor escapar, a não ser através de um orifício central sobre o qual assenta um peso que controla a pressão. Quando em uso, desenvolve-se uma pressão elevada no seu interior. Para a sua operação segura, é necessário observar a limpeza do orifício central e a existência de uma válvula de segurança, normalmente situada na tampa. O esquema da panela de pressão e um diagrama de fase da água são apresentados abaixo.

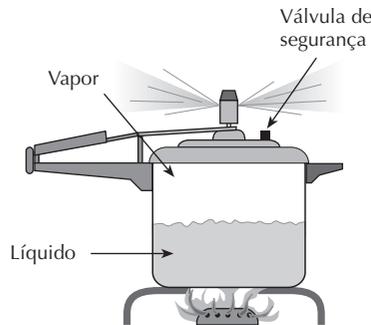
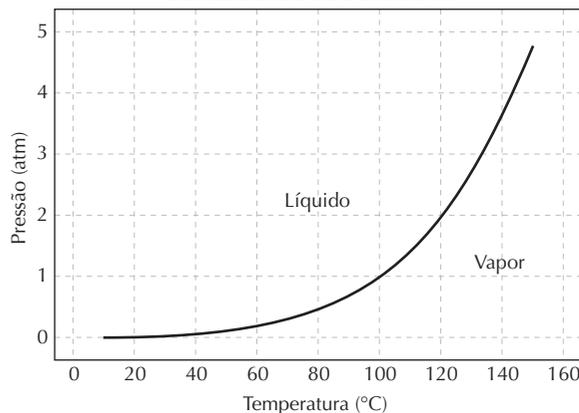
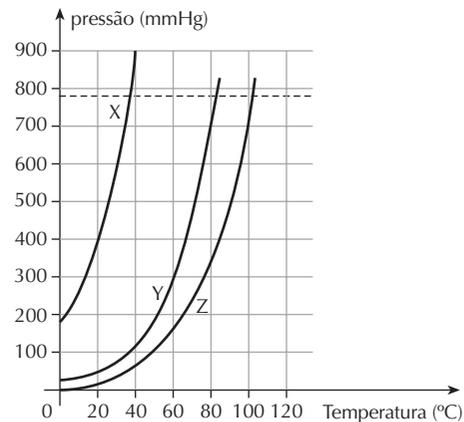


DIAGRAMA DE FASE DA ÁGUA



31. (Enem-MEC) A vantagem do uso de panela de pressão é a rapidez para o cozimento de alimentos e isto se deve:
- à pressão no seu interior, que é igual à pressão externa.
 - à temperatura de seu interior, que está acima da temperatura de ebulição da água no local.
 - à quantidade de calor adicional que é transferida à panela.
 - à quantidade de vapor que está sendo liberada pela válvula.
 - à espessura da sua parede, que é maior que a das panelas comuns.
32. (Enem-MEC) Se, por economia, abaixarmos o fogo sob uma panela de pressão logo que se inicia a saída de vapor pela válvula, de forma simplesmente a manter a fervura, o tempo de cozimento:
- será maior porque a panela “esfria”.
 - será menor, pois diminui a perda de água.
 - será maior, pois a pressão diminui.
 - será maior, pois a evaporação diminui.
 - não será alterado, pois a temperatura não varia.
33. (UFRN) 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 mmHg e 900 mmHg e temperaturas entre 0°C e +120°C.



Usando os dados acima 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 mmHg.
 - 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.
34. (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. Observou-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.
- Considerando-se essas observações, é **INCORRETO** afirmar que
- a panela fechada requer mais tempo para atingir a pressão atmosférica em seu interior.
 - a pressão de vapor da água em ebulição na panela fechada é maior que a pressão atmosférica.
 - a temperatura de ebulição da água na panela fechada é maior que 100°C.
 - o cozimento na panela fechada se passa em temperatura mais elevada que na panela aberta.
35. (Fuvest-SP) Numa mesma temperatura, foram medidas as pressões de vapor dos três sistemas abaixo.

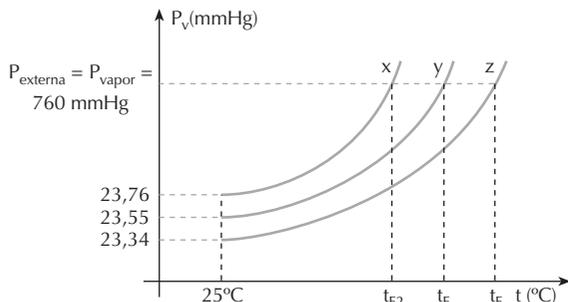
x	100 g de benzeno
y	5,00 g de naftaleno dissolvidos em 100 g de benzeno (massa molar do naftaleno = 128 g/mol)
z	5,00 g de naftaceno dissolvidos em 100 g de benzeno (massa molar do naftaceno = 228 g/mol)

Os resultados, para esses três sistemas, foram: 105,0, 106,4 e 108,2 mmHg, não necessariamente nessa ordem. Tais valores são, respectivamente, as pressões de vapor dos sistemas

	105,0	106,4	108,2
a)	x	y	z
b)	y	x	z
c)	y	z	x
d)	x	z	y
e)	z	y	x

Efeitos coligativos

36. (Vunesp) Considere o gráfico abaixo que representa as variações das pressões máximas de vapor de um solvente puro e duas soluções com diferentes concentrações de um mesmo soluto nesse solvente, em função da temperatura.



Pode-se concluir que a curva:

- a) x corresponde à solução mais concentrada.
 b) y corresponde à solução mais concentrada.
 c) z corresponde à solução mais diluída.
 d) x corresponde ao solvente puro.
 e) z corresponde ao solvente puro.
37. (UFS-SE) Considere três soluções aquosas obtidas dissolvendo em 100 g de água:
- 18,0 g de glicose ($C_6H_{12}O_6$)
 - 17,1 g de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
 - 13,5 g de frutose ($C_6H_{12}O_6$)

Dentre essas soluções, sob mesma pressão, a de maior e a de menor temperatura de ebulição são, respectivamente:

- a) I e II
 b) I e III
 c) II e I
 d) II e III
 e) III e II

Dados:
 Massas molares (g/mol):
 glicose 180
 frutose 180
 sacarose 342

38. (PUC-Campinas-SP) Comparando-se as seguintes soluções aquosas, à mesma temperatura e todas de igual concentração em mol/L:

- I. glicose
 II. sacarose
 III. cloreto de sódio
 IV. cloreto de cálcio

pode-se dizer que são isotônicas (exercem igual pressão osmótica) SOMENTE

- a) I e II
 b) I e III
 c) I e IV
 d) II e III
 e) III e IV

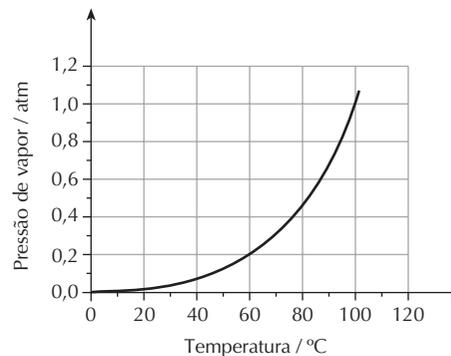
39. (UFRGS-RS) Analise as soluções aquosas abaixo discriminadas:

- I. $C_{12}H_{22}O_{11}$ 0,040 mol/L
 II. $AgNO_3$ 0,025 mol/L
 III. Na_2CO_3 0,020 mol/L
 IV. $MgCl_2$ 0,010 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 acima.
 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 acima.

40. (UFMG) Este gráfico apresenta a curva da variação da pressão de vapor da água pura em função da temperatura:



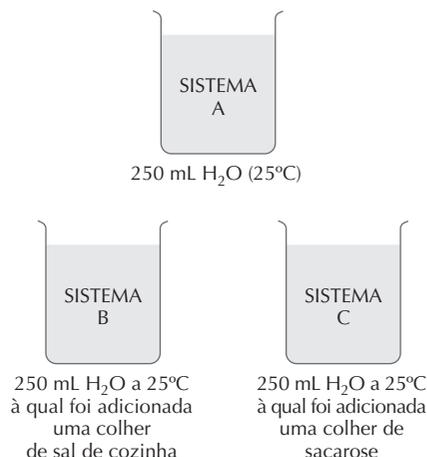
1. Reproduza este gráfico em seu caderno e, usando uma linha tracejada (-----), **REPRESENTE**, nessa reprodução, a curva semiquantitativa que mostra a variação da pressão de vapor de uma solução aquosa de glicose, de concentração 0,1 mol/L, em função da temperatura. **JUSTIFIQUE** o comportamento dessa solução em relação ao da água pura.
2. Usando uma linha cheia (————), **REPRESENTE**, nessa mesma reprodução, a curva semiquantitativa que mostra a variação da pressão de vapor de uma solução aquosa de cloreto de sódio, de concentração 0,1 mol/L (a mesma da solução de glicose do item 1 desta questão), em função da temperatura. **JUSTIFIQUE** o comportamento dessa solução em relação ao da solução de glicose.

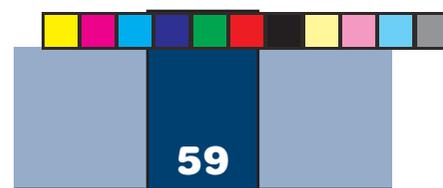
As questões 41 e 42 devem ser respondidas considerando-se as informações que seguem.

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 abaixo indicadas.

Amostra I	água (H_2O) pura
Amostra II	solução aquosa 0,5 molar de glicose ($C_6H_{12}O_6$)
Amostra III	solução aquosa 1,0 molar de glicose ($C_6H_{12}O_6$)
Amostra IV	solução aquosa 1,0 molar de cloreto de cálcio ($CaCl_2$)

41. (UFRN) A amostra que possui maior pressão de vapor é:
 a) I b) II c) III d) IV
42. (UFRN) A amostra que tem o mais baixo ponto de congelamento é:
 a) I b) II c) III d) IV
43. (Unisinos-RS) Considere os seguintes sistemas:





Os sistemas B e C foram agitados até completa dissolução dos solutos.

Sobre esses três sistemas, são feitas as seguintes afirmativas:

- I. As soluções preparadas nos sistemas B e C têm como semelhança o fato de serem eletricamente neutras, homogêneas, incolores e insaturadas, mas diferem do fato de a solução contida no sistema B ser eletrolítica e, por isso, apresentar condutividade elétrica.
- II. Quando os três sistemas são aquecidos em frascos abertos, é observada a seguinte ordem nas temperaturas de ebulição: sistema B > sistema C > sistema A.
- III. Quando os sistemas A e B são aquecidos até a ebulição, pode-se afirmar que a pressão de vapor da $H_2O(l)$, no sistema A, é igual à pressão atmosférica, e não há variação na massa da solução do sistema B, porque o soluto não é volátil.

Das afirmativas acima,

- a) apenas I está correta.
- b) apenas I e II estão corretas.
- c) apenas I e III estão corretas.
- d) apenas II e III estão corretas.
- e) I, II e III estão corretas.

44. (Cesumar-PR) Sobre propriedades coligativas, são feitas as seguintes afirmativas:

- I. A pressão de vapor da água pura é maior do que a pressão da água contendo sal dissolvido;
- II. A temperatura de ebulição de uma solução 1 M de sal e de 1 M de glicose é a mesma temperatura;
- III. A pressão de vapor não depende do número de partículas dispersas, somente da massa da substância dissolvida;
- IV. O ponto de fusão da água pura é maior do que o ponto de fusão de uma solução 1 M de NaCl;
- V. Ponto de ebulição e fusão de uma solução não dependem da natureza do soluto, apenas do número de partículas do soluto dispersas na solução;
- VI. Uma solução de 1 M de NaCl apresenta maior efeito coligativo do que uma solução 1 M de glicose, na mesma temperatura.

Identifique a alternativa que apresenta afirmativas corretas:

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

45. (UFMT) A água de coco apresenta características isotônicas em relação ao sangue humano, não sendo necessário acrescentar nenhum eletrólito. Outro aspecto importante está relacionado com o envasamento da água, permitindo conservá-la em embalagens tetra pak, ou longa vida, como também em recipientes que mantêm a água a baixas temperaturas.

(Texto adaptado: <http://www.fotunecity.com/meltingpot/ethiopia/614/index.html>)

Em relação à água de coco, julgue as proposições, classificando-as, no caderno, em verdadeiras ou falsas.

- A água de coco é uma solução heterogênea que apresenta duas fases, uma sólida e outra líquida.
 - Se a água de coco fosse uma solução hipotônica e a ela não fosse acrescentado nenhum eletrólito, ela poderia romper as hemácias do sangue.
 - O fato de a água de coco e o sangue serem misturas isotônicas permite concluir que, quando em contato uma com a outra, a célula animal tende a se contrair, enrugando-se de modo a perder o formato original.
 - Pode-se definir pressão osmótica como a pressão externa que se deve exercer numa solução para impedir que, quando em contato com o solvente, ela se dilua, devido à passagem do mesmo, através de uma membrana semipermeável.
46. (FEI-SP) Ao se colocar uma célula vegetal normal, numa solução salina concentrada, observa-se que ela começa a “enrugar” e a “murchar”. Sobre este fenômeno é **incorreto** afirmar:
- a) Há um fluxo de solvente da solução salina para o interior da célula.
 - b) Quanto maior for a concentração da solução salina externa, maior será o fluxo de solvente.
 - c) O fluxo de solvente ocorre através de membranas semipermeáveis.
 - d) Há uma diferença de pressão, dita osmótica, entre a solução celular e a solução salina do meio.
 - e) A célula vegetal não se encontra num meio hipotônico em relação à concentração da solução salina.
47. (UFMS) A respeito do comportamento das soluções, é correto afirmar que:
- (01) o ponto de ebulição de uma solução é maior que do solvente puro correspondente, considerando que o soluto não é volátil.
 - (02) o ponto de congelamento de uma solução é maior que do solvente puro correspondente.
 - (04) a diminuição do ponto de congelamento e o aumento do ponto de ebulição de uma solução dependem somente da natureza do soluto.
 - (08) um protozoário, animal unicelular constituído por um envoltório com as características de uma membrana semipermeável, que normalmente vive no oceano, ao ser transferido para um ambiente de água doce, entra em colapso e explode.
 - (16) 500 mL de uma solução aquosa 1 M de $CaCl_2$ entrará em ebulição à mesma temperatura que 500 mL de solução aquosa 1 M de glicose, considerando-se as mesmas condições para as duas soluções.

Dê como resposta a soma dos números associados às afirmativas corretas.



Capítulo

3

CID



CID



CID



Como funciona a fotografia em preto-e-branco? Por que algumas fotos ficam amareladas com o tempo?



Processos de óxido-redução

Comentário preliminar

Como as demais Ciências Naturais, a Química envolve não apenas a observação e a descrição de fenômenos naturais por meio da realização de experimentos controlados, em laboratório, mas também a tentativa de generalizar os resultados das observações, tentando entender como e por que ocorrem.

Um exemplo de grande e importante generalização, que já é de seu conhecimento, é o de caráter ácido *versus* caráter básico: substâncias de caráter ácido (ácidos inorgânicos e óxidos ácidos, por exemplo) tendem a reagir com substâncias de caráter básico (hidróxidos e óxidos básicos, por exemplo).

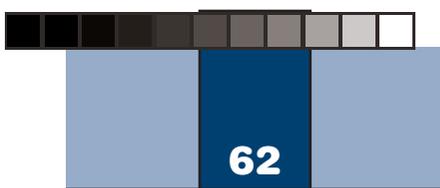
Neste capítulo, você começará a estudar outra grande e importante generalização feita pelos químicos, a de caráter oxidante *versus* caráter redutor.

Nesse contexto, você verá neste capítulo que há reações químicas que envolvem transferência de elétrons entre reagentes. Tais processos, denominados **reações de óxido-redução**, envolvem substâncias com tendência a doar elétrons e substâncias com tendência a receber elétrons.

Você também verá que nem sempre é fácil perceber, pela equação química, que uma reação envolve transferência de elétrons, mas isso será facilitado pelo conceito de **número de oxidação**. Você perceberá que fazer o balanceamento de uma equação química que representa uma reação de transferência de elétrons pode ser, às vezes, muito mais difícil do que de uma reação que não seja desse tipo. Por isso apresentaremos algumas sugestões que permitem empregar o conceito de número de oxidação para facilitar o procedimento de balancear uma equação em que haja transferência de elétrons.

Alguns conteúdos importantes

- Oxidação e redução
- Número de oxidação
- Reação de óxido-redução
- Agente oxidante e agente redutor
- Sugestões para balancear uma equação de óxido-redução (isto é, uma equação química que representa uma reação de óxido-redução)



Motivação

Leia sobre o processo fotográfico

Como funciona o processo fotográfico?

Se estivermos pensando em fotografia em preto-e-branco, a resposta é muito interessante e tem a ver com os processos de óxido-redução, tema deste capítulo. Inicialmente, uma cena fotografada, (A), dá origem a um negativo fotográfico, (B). Este, por sua vez, é usado para fazer uma cópia em papel fotográfico, que é a fotografia em preto-e-branco, (C).

Por que as áreas claras da cena aparecem em escuro no negativo?

Por que as áreas escuras do negativo saem em claro na cópia em papel?

O que dá os tons escuros e claros a uma foto em preto-e-branco?



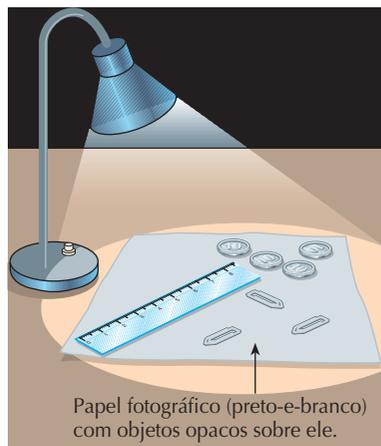
Motivação

Faça uma experiência e observe

ATENÇÃO

O papel fotográfico contém um sal de prata. Os íons Ag^+ podem ser prejudiciais, se ingeridos.

Por isso, não coloque as mãos na boca durante o experimento e, ao final, descarte o papel fotográfico em lixo ao qual crianças não tenham acesso e lave bem as mãos.



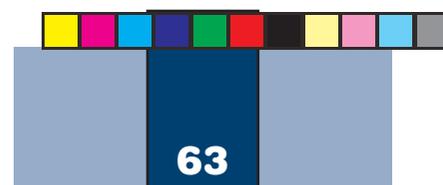
A critério do(a) professor(a), esta atividade poderá ser realizada em grupos. Objetivo: Observar o efeito da luz sobre o papel fotográfico preto-e-branco, mesmo sem que ele seja submetido à revelação.

Você vai precisar de:

- uma folha de papel fotográfico preto-e-branco (que só deve ser retirada da embalagem no momento de fazer a experiência)
- objetos pequenos e opacos (moedas, cliques, régua etc.)
- abajur tipo *spot* com lâmpada de 60 watts

Procedimento:

1. O papel fotográfico preto-e-branco é comercializado embalado em plástico preto colocado em caixas fechadas. Como essas embalagens contêm mais de uma unidade, o ideal é retirar algumas folhas e embalar cada uma em um envelope totalmente fechado, previamente feito com papel *color set* preto. Para não velar o filme, essa operação deve ser efetuada em uma sala em que não haja nenhuma fonte de luz exceto uma lâmpada vermelha de 15 watts.
2. Retire uma folha de papel fotográfico da embalagem preta e coloque-o sobre a mesa com o lado da emulsão fotográfica para cima. É fácil reconhecer esse lado porque ele é mais “pegajoso” que o outro. Além disso, o lado que não contém a emulsão tem, geralmente, o nome do fabricante impresso.



3. Imediatamente após ter tirado o papel da embalagem e tê-lo colocado sobre a mesa, disponha sobre ele os objetos opacos.
4. Acenda o abajur e posicione-o sobre o conjunto (veja a ilustração na página anterior). Observe o que acontecerá com o papel com o passar do tempo. Quando julgar que observou alguma alteração, retire um dos objetos de cima do papel.
5. Continue observando e, a intervalos regulares, retire os demais objetos, um a um. Proponha uma explicação para o resultado observado.

Desenvolvendo o tema

1. TRANSFERÊNCIA DE ELÉTRONS, OXIDAÇÃO E REDUÇÃO

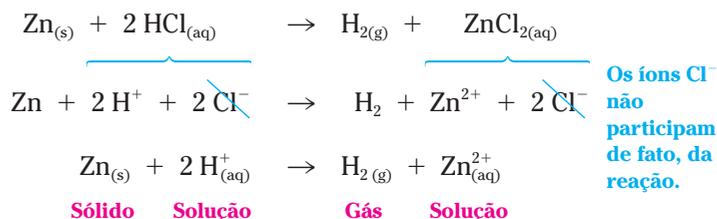
1.1. Analisando a obtenção de hidrogênio em laboratório

Uma maneira simples de obter hidrogênio em laboratório é através da reação entre zinco metálico e solução aquosa de ácido clorídrico. A figura ao lado ilustra a montagem experimental, juntamente com algumas observações em nível macroscópico.

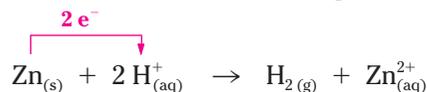
A formação de bolhas gasosas na superfície do zinco ocorre quando os íons $H^+_{(aq)}$, presentes na solução, tomam contato com o pedaço de zinco, recebem elétrons do metal e se transformam em gás hidrogênio, $H_{2(g)}$.

A corrosão do zinco ocorre porque os átomos desse metal, presentes no sólido, ao perderem elétrons para os íons $H^+_{(aq)}$, transformam-se em íons $Zn^{2+}_{(aq)}$, que deixam o sólido e passam para a solução.

A reação química que ocorre pode ser assim equacionada:



Representando um elétron por e^- , podemos indicar nessa equação química a transferência de elétrons do zinco para os íons hidrogênio:



1.2. O conceito de oxidação e o de redução

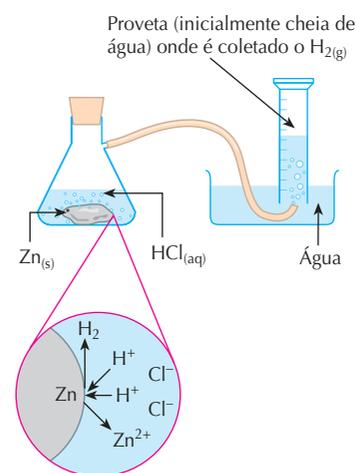
Em Química há vários processos que, como o equacionado acima, envolvem a transferência de elétrons.

No passado, a palavra *oxidação* foi empregada pelos químicos para designar a reação com o oxigênio. Atualmente, essa palavra é empregada, de modo mais genérico, para caracterizar a perda de elétrons por uma espécie química. (*Espécie química* é o nome genérico para átomo, molécula, íon.)

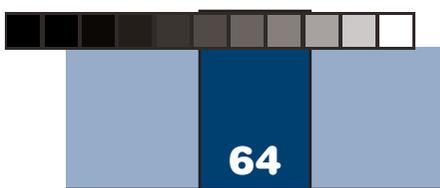
Denomina-se **oxidação** a perda de elétrons por uma espécie química.

ATENÇÃO

Não faça o experimento ilustrado abaixo por conta própria. Ele está sendo **APENAS RELATADO** para permitir a compreensão dos temas da Química tratados a seguir. Sua eventual realização, em laboratório, requer autorização e supervisão do(a) professor(a) para evitar acidentes envolvendo o gás hidrogênio, altamente inflamável e explosivo, e o ácido clorídrico, corrosivo e cujos vapores são tóxicos. Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são recomendados.



- Cada Zn perde $2e^-$
- Cada H^+ recebe $1e^-$
- Os íons Cl^- não participam do processo



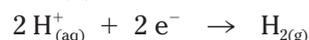
Por exemplo, na reação com H^+ , cada átomo de zinco perde 2 elétrons:



Já o processo oposto ao da oxidação é denominado *redução*.

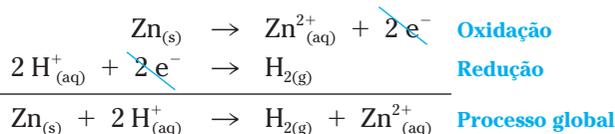
Denomina-se **redução** o ganho de elétrons por uma espécie química.

Por exemplo, cada íon H^+ ganha 1 elétron:



Oxidação e redução ocorrem ao mesmo tempo, não existindo uma sem a outra, pois o total de elétrons perdidos por uma espécie química deve ser igual ao total de elétrons ganhos por outra espécie, ou seja, o número de elétrons permanece inalterado (eles não “aparecem” do nada nem “desaparecem”).

Assim, podemos somar ambas as equações, a da oxidação do zinco e a da redução do hidrogênio, obtendo a equação global do processo.



Os conceitos de oxidação e de redução são fáceis de aplicar na reação entre zinco metálico com solução aquosa de ácido clorídrico, pois a transferência de elétrons do Zn para o H^+ é relativamente fácil de ser percebida.

Existem, porém, processos de oxidação/redução em que a transferência de elétrons não é tão evidente na equação química. É o caso, por exemplo, do processo representado por: $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$.

Casos como esse evidenciam a necessidade de formular um outro conceito para tornar mais clara a identificação da ocorrência de oxidação/redução.

Esse conceito é o de *número de oxidação*, introduzido na Química para facilitar a análise de processos de transferência de elétrons.

2. O CONCEITO DE NÚMERO DE OXIDAÇÃO

O conceito de número de oxidação foi criado com a intenção de facilitar a análise de uma equação química a fim de saber se a reação que ela representa envolve a transferência de elétrons entre espécies químicas.

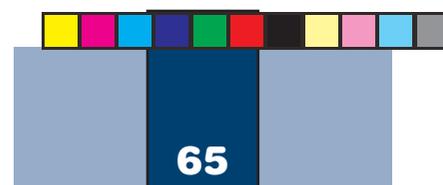
O **número de oxidação** é um número **associado aos átomos de um determinado elemento presente em uma determinada substância** que está relacionado à carga elétrica que esses átomos apresentam, nessa substância. Essa carga elétrica pode ser uma carga real — é o caso da carga de íons (Na^+ , S^{2-} , Al^{3+} etc.) — ou uma carga imaginária, que se atribui aos átomos em função do ambiente eletrônico ao seu redor, na substância de que tomam parte.

Dito dessa maneira, parece bastante abstrato. Vamos tentar, porém, ao longo das próximas páginas, esclarecer esse importante conceito.

Tradicionalmente, encara-se o número de oxidação (representado, em diferentes publicações, por N_{ox} , n_{ox} , Nox , nox ou NOX) como o resultado da aplicação de um conjunto de regras. Essas regras têm, contudo, uma motivação lógica que permite que sejam compreendidas.

Assim, antes de apresentar regras, vamos apresentar a motivação que deu origem a elas.

Lembre-se de que, à exceção dos seis gases nobres, em todas as substâncias há átomos unidos por ligações químicas. Os átomos que formam uma dada substância podem ser de um mesmo elemento químico (é *substância simples*) ou de elementos diferentes (é uma *substância composta*, ou *composto químico* ou, simplesmente, *composto*).



2.1. Número de oxidação em íons monoatômicos

Quando átomos de um elemento metálico se unem ionicamente a átomos de um elemento não-metálico, essa união envolve cátions e ânions que compõem um retículo cristalino iônico. No composto iônico formado, os átomos dos elementos estão presentes, de fato, sob a forma de íons. Assim, consideramos que cada um deles apresenta carga elétrica.

O valor algébrico da carga elétrica dos íons de um elemento num composto iônico informa o número de oxidação desse elemento no composto.

Exemplos de compostos iônicos são NaCl, MgBr₂, CaS e Al₂O₃:



No NaCl, o número de oxidação do elemento sódio é +1 e o do elemento cloro é -1. No MgBr₂, o número de oxidação do magnésio é +2 e o do bromo é -1. No CaS, o número de oxidação do cálcio é +2 e o do enxofre é -2. E no Al₂O₃, o número de oxidação do alumínio é +3 e o do oxigênio é -2.

2.2. O conceito de eletronegatividade

Átomos dos diversos elementos químicos apresentam diferentes tendências para atrair elétrons.

Denomina-se **eletronegatividade** a tendência que o átomo de um determinado elemento apresenta para atrair elétrons, num contexto em que se acha ligado a outro(s) átomo(s). Embora essa atração se dê sobre todo o ambiente eletrônico que circunda o núcleo do átomo, é de particular interesse a atração que ele exerce sobre os elétrons envolvidos na ligação química.

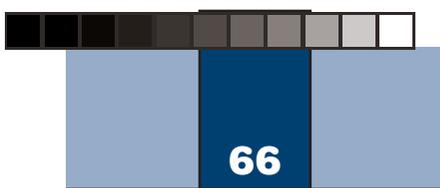
Há várias décadas os químicos se preocupam em estabelecer escalas numéricas para expressar a eletronegatividade. Entre as muitas escalas existentes, a mais conhecida é a que foi elaborada pelo químico norte-americano Linus Pauling, que aparece na tabela a seguir:

Escala de eletronegatividade de Pauling

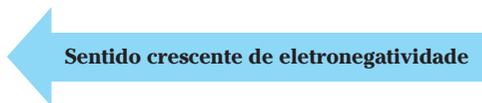
H 2,1																	He -
Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne -
Na 1,0	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar -
K 0,9	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,4	V 1,5	Cr 1,6	Mn 1,6	Fe 1,7	Co 1,7	Ni 1,8	Cu 1,8	Zn 1,6	Ga 1,7	Ge 1,9	As 2,1	Se 2,4	Br 2,8	Kr -
Rb 0,9	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,3	Nb 1,5	Mo 1,6	Tc 1,7	Ru 1,8	Rh 1,8	Pd 1,8	Ag 1,6	Cd 1,6	In 1,6	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe -
Cs 0,8	Ba 1,0	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,4	W 1,5	Re 1,7	Os 1,9	Ir 1,9	Pt 1,8	Au 1,9	Hg 1,7	Tl 1,6	Pb 1,7	Bi 1,8	Po 1,9	At 2,1	Rn -
Fr 0,8	Ra 1,0	Ac 1,1	Rf ?	Db ?	Sg ?	Bh ?	Hs ?	Mt ?	Ds ?	Rg ?							

Esses valores são fundamentalmente os propostos por Pauling, com algumas correções mais recentes.

Fonte: J. C. Kotz e P. Treichel Jr.; *Chemistry & chemical reactivity*. 4. ed. Saunders, Orlando, 1999. p. 410.



A partir desses valores podemos construir uma fila com alguns dos elementos que aparecem freqüentemente no estudo da Química:



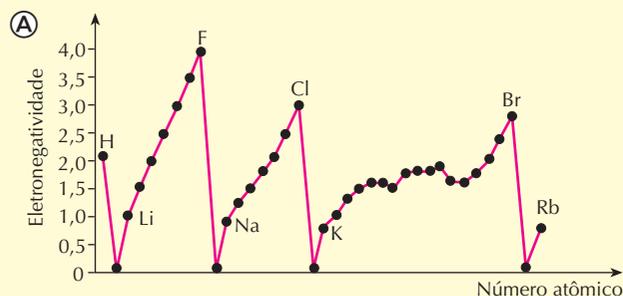
Alguns autores utilizam a palavra **eletropositividade** para se referir ao **oposto da eletronegatividade**. Assim, podemos dizer que ter alta eletronegatividade significa ter baixa eletropositividade, e vice-versa.

Em destaque

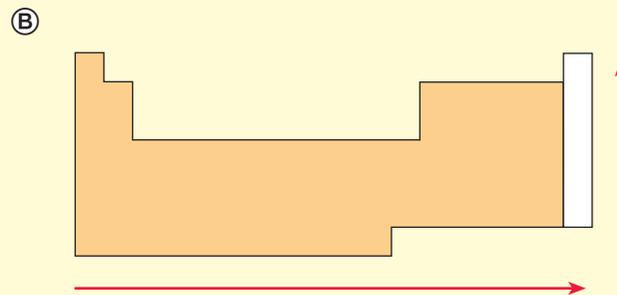
A ELETRONEGATIVIDADE É UMA PROPRIEDADE PERIÓDICA

A eletronegatividade é uma propriedade periódica, ou seja, é uma propriedade cujo valor varia regular e periodicamente à medida que aumenta o número atômico dos elementos. Não é costume atribuir valores de eletronegatividade para os gases nobres, já que eles não apresentam tendência a receber ou compartilhar elétrons.

O gráfico (A) ilustra que a eletronegatividade é uma propriedade periódica. Para elaborá-lo, a eletronegatividade dos gases nobres foi considerada como zero. Na figura (B), as setas mostram o sentido crescente da eletronegatividade na tabela periódica. O grupo dos gases nobres está em branco para enfatizar sua acentuada inércia química.



Fonte do gráfico (A): M. Freemantle, *Chemistry in action*. 2. ed. London, Macmillan, 1995. p. 338.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

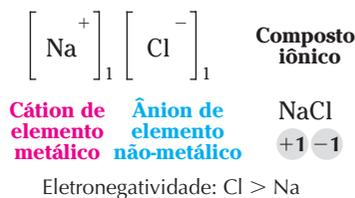
2.3. Número de oxidação em espécies com ligação covalente

O conceito de eletronegatividade permite comparar os átomos dos elementos químicos no que diz respeito à diferente tendência para atrair elétrons.

As substâncias iônicas são constituídas por átomos de elementos com grande diferença de eletronegatividade: metais são pouco eletronegativos e não-metais, bastante eletronegativos. Isso enfatiza o fato — que já é de seu conhecimento — de que, na ligação iônica, os átomos do metal perdem elétrons, transformando-se em cátions, e os átomos do não-metal recebem elétrons, transformando-se em ânions (veja o exemplo do NaCl, ao lado).

Agora, focalizemos nossa atenção nos compostos moleculares, nos quais os átomos estão unidos por ligações covalentes. Considere, por exemplo, uma molécula de HCl. Consultando a fila de eletronegatividade, verificamos que o cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio. Isso significa que o cloro exerce maior atração sobre o par de elétrons compartilhado do que o hidrogênio.

Podemos dizer que esse par de elétrons, que é **compartilhado** por ambos os átomos, passa a **maior parte do tempo** nas imediações do cloro do que nas do hidrogênio. Como consequência, os químicos atribuem ao cloro, nessa substância, o número de oxidação -1 e, ao hidrogênio, o número de oxidação $+1$.





Note que a ligação no HCl **não é iônica**, mas **sim covalente**. Contudo, o compartilhamento eletrônico não é igualitário. Os números de oxidação espelham simplesmente que o elétron do hidrogênio passa a maior parte do tempo com o cloro do que o próprio hidrogênio. **A ilustração ao lado é meramente uma representação esquemática** que tenta evidenciar o compartilhamento não-igualitário do par eletrônico no HCl.

Vamos, como próximo exemplo, considerar a molécula de água. O compartilhamento eletrônico também é desigual, pois o oxigênio é mais eletronegativo que o hidrogênio. Assim, os dois pares eletrônicos — cada qual formado por um elétron do oxigênio e um do hidrogênio — passam a maior parte do tempo nas proximidades do oxigênio. Por isso, a ele atribuímos número de oxidação -2 e, ao hidrogênio, $+1$. O esquema ao lado representa essa situação.

Agora considere a molécula de amônia, NH_3 . O nitrogênio é mais eletronegativo que o hidrogênio e exerce maior atração sobre os pares eletrônicos das três ligações covalentes. Assim, o elétron de cada átomo de hidrogênio passa a maior parte do tempo nas proximidades do nitrogênio, razão pela qual se atribui a ele o número de oxidação -3 . E a cada hidrogênio atribui-se $+1$. Essa discussão sobre a molécula de amônia também está representada ao lado.

Como você percebe, quando há diferença de eletronegatividade, os elétrons das ligações covalentes não são igualmente compartilhados. Podemos atribuir a cada um dos átomos de uma molécula uma carga elétrica fictícia decorrente desse compartilhamento não-igualitário de elétrons.

E se átomos de um mesmo elemento químico estiverem unidos por ligação covalente? Vamos considerar, como exemplo, a molécula de gás hidrogênio, H_2 . Como ambos os átomos têm a mesma eletronegatividade, o compartilhamento dos elétrons é igualitário, ou seja, os elétrons permanecem o mesmo tempo nas proximidades de cada um dos átomos. Por isso, atribui-se a cada um deles o número de oxidação zero (veja o esquema abaixo).



A eletronegatividade de ambos os átomos é igual.

Podemos, agora, tentar formalizar o conceito de número de oxidação de um elemento em uma espécie química na qual há ligação covalente.

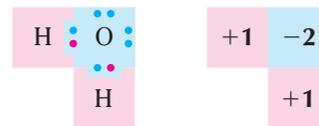
Em espécies químicas nas quais há ligação covalente,* o número de oxidação de um elemento expressa a carga parcial de cada átomo desse elemento na molécula, gerada pela distribuição não-igualitária dos elétrons das ligações covalentes em decorrência das diferenças de eletronegatividade.

Para um par de átomos unidos covalentemente, o número de oxidação negativo é atribuído ao átomo do elemento mais eletronegativo (que atrai mais intensamente os elétrons da ligação), e o número de oxidação positivo é atribuído ao átomo do elemento menos eletronegativo (que atrai menos intensamente os elétrons da ligação).

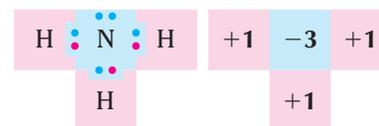
* Isso engloba, além das moléculas, os íons formados por dois ou mais átomos unidos covalentemente (íons poliatômicos), tais como NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , O_2^{2-} etc., que serão considerados mais à frente.



Eletronegatividade: $\text{Cl} > \text{H}$



Eletronegatividade: $\text{O} > \text{H}$



Eletronegatividade: $\text{N} > \text{H}$

Os esquemas acima **não são representações científicas padrão**. São **meramente esquemas** com a preocupação didática de auxiliar o estudante no entendimento do conceito de número de oxidação em espécies nas quais há ligação covalente.

Questões para fixação

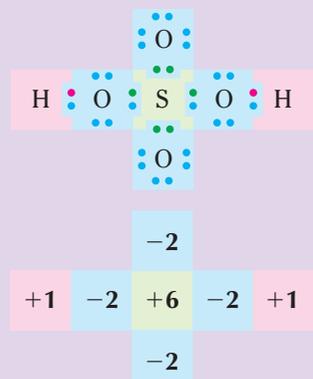
Resolva em seu caderno

1. Determine o número de oxidação de cada um dos elementos presentes na molécula de H_2SO_4 .

Resolução

Primeiramente, escrevemos a fórmula eletrônica da molécula de H_2SO_4 . A seguir, consultamos a **fila de eletronegatividade**, que nos informa que o oxigênio é mais eletro-negativo que o enxofre e o hidrogênio.

Com base nisso, podemos elaborar o esquema:



Assim, na molécula de H_2SO_4 , o número de oxidação do:

- hidrogênio é +1;
- oxigênio é -2;
- enxofre é +6.

2. Utilizando as fórmulas eletrônicas ou estruturais, determine o número de oxidação de cada um dos elementos presentes nas substâncias representadas a seguir:

- | | |
|----------------------------|-------------------------|
| a) Cl_2 | m) NF_3 |
| b) O_2 | n) HNO_2 |
| c) N_2 | o) HNO_3 |
| d) HF | p) H_2S |
| e) CH_4 | q) S_8 |
| f) CH_3F | r) SO_2 |
| g) CH_2F_2 | s) SO_3 |
| h) CHF_3 | t) HCl |
| i) CF_4 | u) HClO |
| j) CO_2 | v) HClO_2 |
| k) H_2CO | w) HClO_3 |
| l) NH_3 | x) HClO_4 |

3. O carbono pertence ao grupo 14 da tabela periódica. Isso significa que seus átomos apresentam quatro elétrons na camada de valência.

Com base nessa informação, reflita e responda às perguntas. Qual deve ser o maior número de oxidação possível para o carbono? E o menor? Explique como chegou às respostas.

Sugestão: Inspire-se na questão 2.

4. Repita a resolução da questão anterior para os elementos:

- nitrogênio (grupo 15 da tabela periódica);
- enxofre (grupo 16);
- cloro (grupo 17).

2.4. Regras para a determinação do número de oxidação

Como mostramos nas páginas anteriores, é possível determinar o número de oxidação de um elemento observando a fórmula da substância em que ele se encontra. Tradicionalmente, os químicos entendem por número de oxidação o resultado da aplicação de um conjunto de regras, que mostraremos agora.

Julgamos importante que você tente compreender a lógica envolvida em cada uma delas, o que torna mais fácil assimilá-las. Para isso, ao estudar esse item, **tenha sempre em mente o que aprendeu nas páginas anteriores**. Lembre-se, também, de **consultar a fila de eletronegatividade**.

1ª regra: Sobre substâncias simples

Numa substância simples, como os átomos são todos do mesmo elemento, não há diferença de eletronegatividade entre eles e, assim sendo, o número de oxidação do elemento é zero.

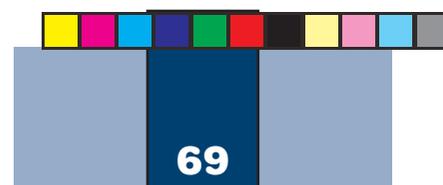
Como exemplos de substâncias simples formadas por elementos metálicos (portanto, substâncias metálicas), podemos citar Fe, Zn, Cu, Au, Ag, Pb. E como exemplos de substâncias simples formadas por elementos não-metálicos (portanto, substâncias moleculares), podemos citar H_2 , O_2 , O_3 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , P_4 , $\text{P}_{(\text{verm})}$, S_8 , $\text{C}_{(\text{diam})}$ e $\text{C}_{(\text{graf})}$.

Assim, podemos enunciar que: Nas **substâncias simples**, o número de oxidação do elemento que forma a substância é zero.

EDUARDO SANTALIESTRA / CID



Algumas substâncias simples: alumínio (na forma de papel-alumínio), hélio (no balão azul), oxigênio (no balão vermelho), ferro (como palha-de-aço), prata (no talher) e enxofre (pó amarelo).



2ª regra: Sobre o hidrogênio em seus compostos

Compostos químicos (substâncias compostas) são formados por dois ou mais elementos químicos. Quando o hidrogênio se liga aos não-metais (o que ocorre por ligação covalente, veja exemplo (A)), que são mais eletronegativos que ele, atrairá menos intensamente o seu elétron do que eles. Assim, seu número de oxidação será +1. Ao se ligar aos metais, formando os hidretos metálicos (exemplo (B)), o hidrogênio, por ser mais eletronegativo que eles, terá número de oxidação -1.

Assim, podemos enunciar que: O número de oxidação do hidrogênio em seus **compostos** é +1, exceto nos **hidretos metálicos**, nos quais é -1.

3ª regra: Sobre o oxigênio em seus compostos

O oxigênio está no grupo 16 (ou 6A) da tabela periódica. Apresenta seis elétrons na camada de valência e completa o octeto ao receber ou compartilhar dois elétrons.

No caso de ligação iônica, o oxigênio recebe dois elétrons para completar o octeto, transforma-se em íon O^{2-} (íon óxido) e adquire número de oxidação -2. É, por exemplo, o caso dos óxidos iônicos Na_2O e CaO (veja (C) e (D)).

No caso de ligação covalente, o oxigênio estabelece duas delas para completar o octeto. Acontece que, como o oxigênio só não é mais eletronegativo que o flúor, ao se combinar com todos os demais elementos, atrairá os elétrons compartilhados mais intensamente do que eles e ficará com número de oxidação -2. É o que acontece, por exemplo, em H_2O e CO_2 (veja (E) e (F)).

Assim, o oxigênio, em substâncias compostas, adquire em geral número de oxidação -2. Porém, ao se ligar ao flúor, a situação se inverte, pois o flúor é mais eletronegativo que ele. No OF_2 , portanto, o número de oxidação do oxigênio é +2 (veja (G)).

Outra situação que destoa do valor -2 para o oxigênio é nos peróxidos. O H_2O_2 , peróxido de hidrogênio — comercializado em solução aquosa com o nome de água oxigenada —, é um peróxido molecular cuja estrutura está mostrada em (H). Por causa dessa estrutura, o número de oxidação do oxigênio é -1. O oxigênio é mais eletronegativo que o hidrogênio, mas “empata” com o outro oxigênio. Na estrutura dos peróxidos dos metais alcalinos (veja (I)) e alcalino-terrosos (veja (J)), existe o íon O_2^{2-} (íon peróxido). Já que, nesse íon, dois átomos de oxigênio têm carga -2, concluímos que cada um deles tem número de oxidação -1.

Assim, enunciamos: O número de oxidação do oxigênio em seus **compostos** é, em geral, -2. Exceções são o **fluoreto de oxigênio**, OF_2 , em que é +2, e os **peróxidos**, nos quais é -1.

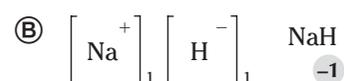
4ª regra: Sobre outros exemplos de elementos que possuem, quase sempre, o mesmo número de oxidação em seus compostos

Os metais alcalinos (grupo 1, ou 1A, da tabela periódica), ao se combinarem ionicamente, formam cátions monovalentes, pois completam o octeto quando perdem um elétron (o lítio, de número atômico 3, não completa o octeto, mas adquire eletrosfera semelhante à do hélio). Assim, nos compostos em que há metal alcalino, seu número de oxidação é +1. Exemplos desses compostos são $NaOH$ (veja (K)), KBr , Na_2S , $NaCl$, K_2O , $LiNO_3$ e Na_2SO_4 .

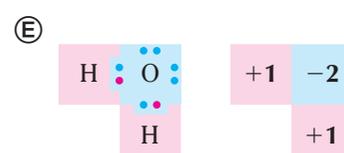
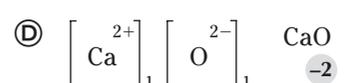
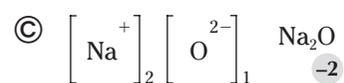
Os metais alcalino-terrosos (grupo 2, ou 2A), ao tomarem parte de compostos iônicos, o fazem como cátions bivalentes. Isso porque, ao perderem dois elétrons, completam o octeto. Assim, o número de oxidação desses metais, nessas substâncias compostas, é +2. Exemplos de compostos de metais alcalino-terrosos são CaO , $Ca(OH)_2$ (veja (L)), $Ba(NO_3)_2$, $SrCl_2$, $CaCO_3$, $BaSO_4$.



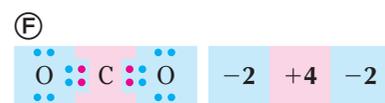
Eletronegatividade: $Cl > H$



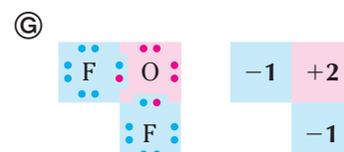
Eletronegatividade: $H > Na$



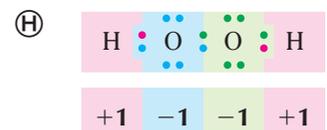
Eletronegatividade: $O > H$



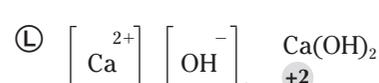
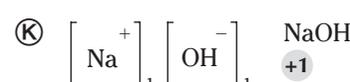
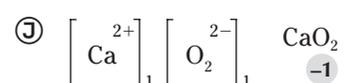
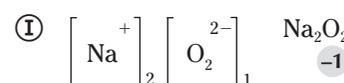
Eletronegatividade: $O > C$

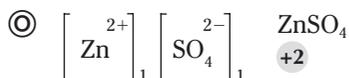
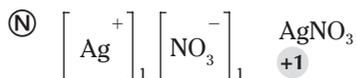
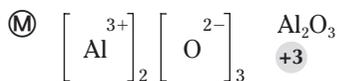
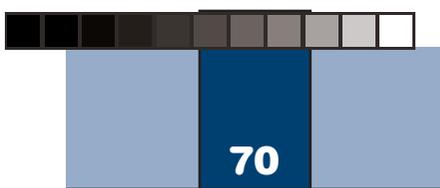


Eletronegatividade: $F > O$



Eletronegatividade: $O > H$





O alumínio (grupo 13, ou 3A) apresenta três elétrons na camada de valência. Em seus compostos iônicos apresenta-se, portanto, sob a forma de íon Al^{3+} , no qual o elemento se encontra com número de oxidação +3. Exemplos de compostos de alumínio são Al_2O_3 (veja Ⓜ) e $\text{Al}(\text{OH})_3$.

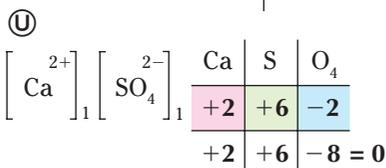
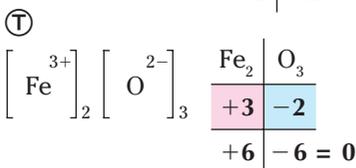
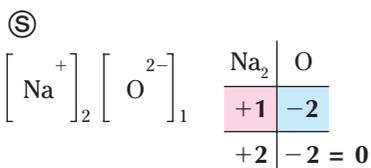
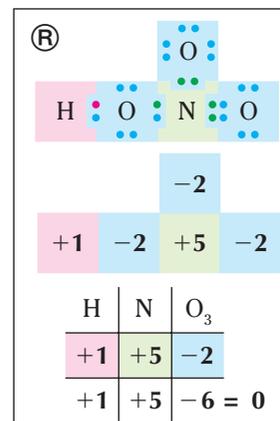
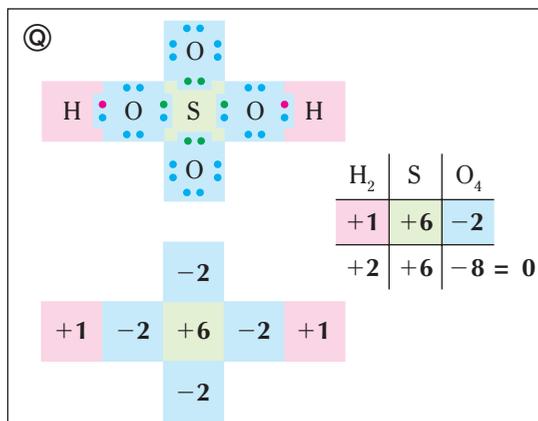
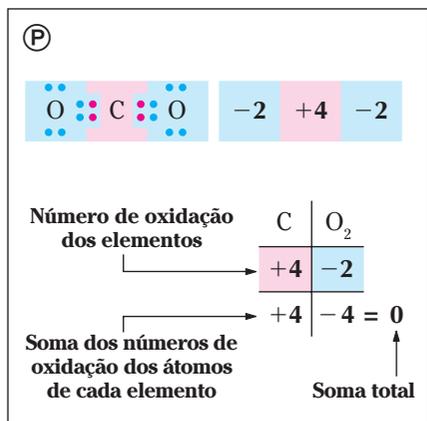
Prata e zinco combinam-se ionicamente com elementos não-metálicos sob a forma de íons Ag^+ e Zn^{2+} . Assim, em substâncias compostas, apresentam, respectivamente, números de oxidação +1 e +2. Como exemplos, podemos citar AgBr , Ag_2O , AgNO_3 (veja Ⓝ), ZnCl_2 , ZnO e ZnSO_4 (veja Ⓞ).

O flúor pertence ao grupo 17 (ou 7A) da tabela periódica. Apresenta sete elétrons na última camada e completa o octeto ao receber ou compartilhar um elétron. Ao receber um elétron, em ligação iônica, transforma-se no ânion F^- e fica com número de oxidação -1 . Ao fazer uma ligação covalente, como é o mais eletronegativo dos elementos, atrai os elétrons da ligação mais do que o átomo de outro elemento ao qual se liga, adquirindo número de oxidação -1 (veja Ⓞ).

Assim, podemos enunciar: Há alguns elementos que, de modo geral, apresentam sempre o mesmo número de oxidação em seus **compostos**. Entre eles, podemos citar os metais **alcalinos** (+1), os metais **alcalino-terrosos** (+2), a **prata** (+1), o **zinco** (+2), o **alumínio** (+3) e o **flúor** (-1).

5ª regra: Sobre a soma algébrica dos números de oxidação em uma espécie química eletricamente neutra

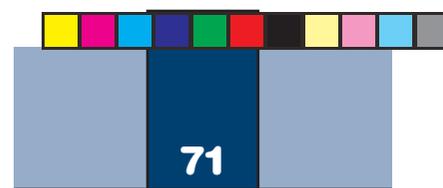
Uma molécula é uma espécie química eletricamente neutra. Como elétrons não “aparecem” nem “desaparecem”, para cada carga positiva atribuída dentro de uma molécula deve-se atribuir também uma carga negativa. Em outras palavras, quando somamos os números de oxidação de todos os átomos que tomam parte de uma molécula, necessariamente obteremos zero como resultado. Veja os exemplos esquemáticos Ⓟ a Ⓡ.



Um composto iônico, considerado como um todo, é um conjunto de cátions e ânions que, considerados individualmente, apresentam carga elétrica: os cátions são positivos e os ânions, negativos. Contudo, o total de cargas positivas deve contrabalançar o total de negativas, resultando num composto eletricamente neutro, ou seja, no qual a carga elétrica total é nula. Veja os esquemas Ⓢ a Ⓤ.

Como veremos por meio de alguns exercícios resolvidos na próxima página, essa regra é muito valiosa para determinar o número de oxidação daqueles elementos que apresentam número de oxidação bastante variável de um composto para outro. Esse é o caso, por exemplo, de nitrogênio, cloro, enxofre, carbono e fósforo.

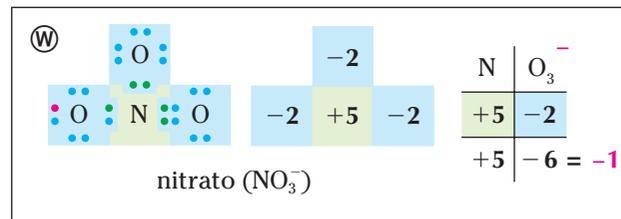
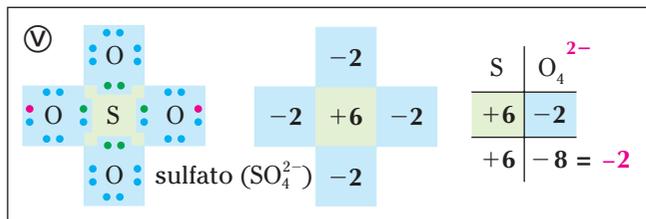
Enunciando: A soma algébrica de todos os números de oxidação dos elementos presentes em uma **espécie química eletricamente neutra** é **zero**.



6ª regra: Sobre a soma algébrica dos números de oxidação em um íon poliatômico

Essa regra, como a anterior, envolve a idéia de contabilidade de elétrons. Se uma espécie é eletricamente neutra, a soma dos números de oxidação dos átomos que a compõem é igual a zero, que é a carga total da espécie.

Por outro lado, se estamos diante de uma espécie química eletricamente carregada — íons poliatômicos, tais como NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , O_2^{2-} e NH_4^+ —, a soma de todos os números de oxidação deve resultar na carga elétrica dessa espécie química. Veja os exemplos esquemáticos (V) e (W).



Assim, podemos enunciar a última das regras: A soma algébrica dos números de oxidação dos elementos constituintes de um **íon poliatômico** é igual à **carga desse íon**.

Questões para fixação

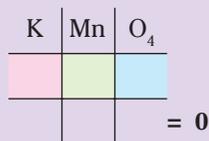
Resolva em seu caderno

5. Determine o número de oxidação dos elementos destacados em negrito nas fórmulas a seguir:
- a) KMnO_4 b) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ c) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

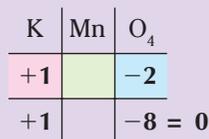
Resolução

Nessa resolução vamos empregar as regras que foram apresentadas. Lembre-se de que essas regras se baseiam numa lógica que pode ser compreendida em vez de memorizada.

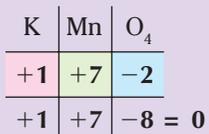
- a) O número de oxidação do potássio (metal alcalino) num composto é +1 e o do oxigênio é -2. Para achar o do manganês, vamos usar o fato de a soma de todos os números de oxidação ser igual a zero. Usaremos o esquema:



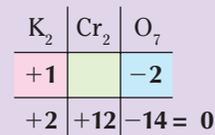
Primeiramente, colocamos os números de oxidação que conhecemos (+1 e -2). A seguir, multiplicamos o número de oxidação de cada elemento pelo número de átomos presentes na fórmula:



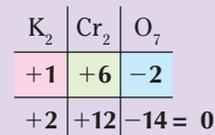
Como a soma total deve resultar em zero, deduzimos que o número de oxidação do manganês é +7.



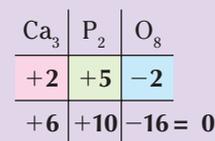
- b) No caso do $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, resolveremos de modo semelhante:



Há, contudo, uma pequena diferença em relação ao caso anterior. O valor +12, necessário para que a soma total seja zero, deve-se a dois átomos de crômio. Assim, concluímos que o número de oxidação do crômio é +6.



- c) Devemos perceber que $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ equivale a " $\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8$ ". A resolução é semelhante à anterior, e nos conduz ao valor +5 para o número de oxidação do fósforo.



6. Na **questão 2** você determinou o número de oxidação dos elementos presentes em algumas substâncias. Para treinar o uso das regras, **repita** essa determinação naquelas substâncias, porém desta vez empregando diretamente as regras em vez da fórmula eletrônica ou estrutural.

7. Abaixo aparecem as fórmulas de alguns ácidos inorgânicos oxigenados.

Busque uma maneira lógica de relacionar o nome desses ácidos com o número de oxidação do elemento em negrito em cada uma das fórmulas.

HClO ₄ ácido perclórico	—	—	—
HClO ₃ ácido clórico	H ₂ SO ₄ ácido sulfúrico	HNO ₃ ácido nítrico	H ₃ PO ₄ ácido fosfórico
HClO ₂ ácido cloroso	H ₂ SO ₃ ácido sulfuroso	HNO ₂ ácido nitroso	H ₃ PO ₃ ácido fosforoso
HClO ácido hipocloroso	—	—	H ₃ PO ₂ ácido hipofosforoso

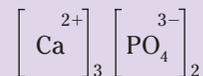
8. Determine o número de oxidação do fósforo no íon PO₄³⁻.

Resolução

Podemos resolver de modo similar ao que fizemos na questão 5, apenas atentando ao fato de que a soma total dos números de oxidação deve ser igual à carga do íon (-3). Assim, concluímos que o número de oxidação do fósforo no PO₄³⁻ é +5:

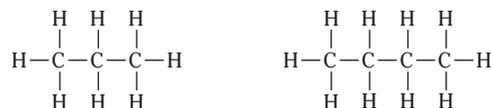
P	O ₄	3 ⁻
+5	-2	
+5	-8	= -3

Observação: O item c da questão 5 envolve o sal fosfato de cálcio, que é formado pelos íons cálcio e fosfato.



Para calcular o número de oxidação do fósforo nesse sal, poderíamos simplesmente trabalhar com o íon fosfato em separado, como acabamos de fazer, chegando ao mesmo resultado, +5.

9. Compare o número de oxidação do carbono no ácido carbônico (H₂CO₃) e nos íons provenientes de sua ionização, o bicarbonato (HCO₃⁻) e o carbonato (CO₃²⁻).
10. Compare o número de oxidação do enxofre no ácido sulfúrico (H₂SO₄) e nos íons provenientes de sua ionização, o bissulfato (HSO₄⁻) e o sulfato (SO₄²⁻). Que conclusão você tira?
11. Compare o número de oxidação do fósforo no ácido fosfórico (H₃PO₄) com o número de oxidação desse mesmo elemento nos ácidos provenientes da desidratação do ácido fosfórico, que são o metafosfórico (HPO₃) e o pirofosfórico (H₄P₂O₇). Que conclusão você tira?
12. O propano (C₃H₈) e o butano (C₄H₁₀) são os componentes principais do gás de cozinha. Suas fórmulas estruturais são:



Determine o número de oxidação do carbono em cada um desses compostos por meio da fórmula eletrônica e também por meio das regras que apresentamos. Há divergência entre os resultados? Que conclusão você tira deste exercício?

3. REAÇÕES DE ÓXIDO-REDUÇÃO

3.1. Oxidação, redução e número de oxidação

No início do capítulo foi mostrado que uma espécie química sofre *oxidação* quando perde elétrons e *redução* quando recebe elétrons. Vimos, contudo, que há casos em que a equação química que representa a reação não indica de modo muito evidente que houve oxidação/redução.

O conceito de número de oxidação torna mais prática a identificação da ocorrência de oxidação/redução, como veremos agora.

O número de oxidação está relacionado à carga elétrica, real ou parcial, dos átomos de um elemento em uma substância. Se, numa reação química, houver aumento do número de oxidação de um certo elemento, isso indica aumento de sua carga elétrica, o que equivale à perda de elétrons, ou seja, *oxidação*. Um abaixamento do número de oxidação indica, por outro lado, que ocorreu uma diminuição da carga elétrica, o que equivale a dizer que houve ganho de elétrons, isto é, *redução*. Assim, com base no modelo conceitual descrito, podemos generalizar:

Um aumento algébrico do número de oxidação indica **oxidação**.

Uma diminuição algébrica do número de oxidação indica **redução**.

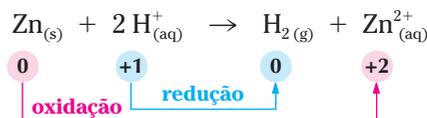
3.2. Definição de reação de óxido-redução

Quando, em uma reação química, ocorre alteração do número de oxidação de elemento(s) químico(s), isso revela a ocorrência de oxidação e redução.

Quando um ou mais elementos sofrem variações nos seus números de oxidação no transcorrer de uma reação química, dizemos que se trata de uma reação de **óxido-redução**, também denominada reação de **óxi-redução**, **óxi-red** ou **redox**.

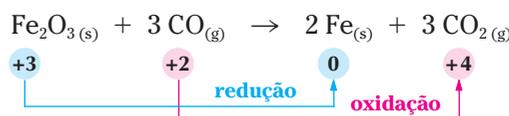
Oxidação e redução ocorrem sempre de modo simultâneo, já que elétrons se conservam (não “aparecem” nem “desaparecem”). Em outras palavras, se uma espécie química recebe elétrons é porque alguma espécie química os perdeu. Assim, numa reação de óxido-redução sempre haverá aumento e diminuição de número de oxidação de elemento(s) químico(s) envolvido(s), caracterizando a ocorrência simultânea de oxidação e redução. Vejamos alguns exemplos de equações químicas que representam reações de óxido-redução.

- Corrosão do zinco pelo ácido clorídrico em solução aquosa:

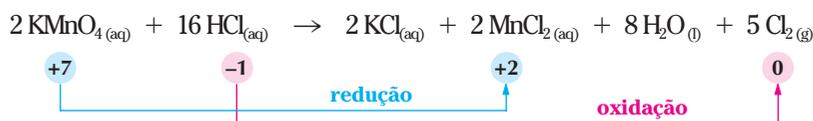


Dizemos que o zinco sofreu oxidação porque perdeu elétrons e, por isso, seu número de oxidação aumentou. Dizemos que o íon H⁺ sofreu redução porque recebeu elétrons e, por isso, seu número de oxidação diminuiu.

- Produção de ferro em altos-fornos por meio da redução do Fe₂O₃ pelo monóxido de carbono (CO):



- Produção de gás cloro em laboratório por meio da oxidação do ácido clorídrico pelo permanganato de potássio:



3.3. Agente oxidante e agente redutor

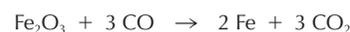
Em reações de óxido-redução é freqüente usarmos as expressões *agente redutor* e *agente oxidante*.

Agente redutor é a espécie química que age causando a redução de algum elemento presente nos reagentes. O agente redutor é, portanto, a espécie que contém o elemento que perde elétrons, ou seja, que sofre oxidação.

Agente oxidante é a espécie química que age causando a oxidação de algum elemento presente nos reagentes. O agente oxidante é, portanto, a espécie que contém o elemento que recebe elétrons, ou seja, que sofre redução.



O ferro (Fe) é um importante metal para nossa civilização. Dentre muitas outras aplicações, é usado na estrutura de edificações, como a desta foto. Esse metal é obtido de um óxido natural (Fe₂O₃) por meio da reação de óxido-redução assim equacionada:



ATENÇÃO

Permanganato de potássio e dicromato de potássio são irritantes, tóxicos e corrosivos.

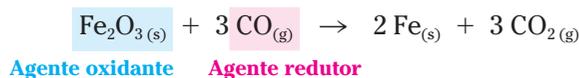
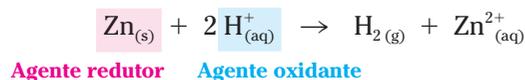
Não devem ser manipulados sem autorização e supervisão adequada.

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são recomendados.



Soluções aquosas de permanganato de potássio (KMnO₄), à esquerda, e de dicromato de potássio (K₂Cr₂O₇), à direita. Ambas são poderosos agentes oxidantes utilizados em laboratório.

O agente oxidante e o agente redutor em uma reação de óxido-redução figuram entre seus reagentes, não entre seus produtos. Vamos exemplificar aproveitando as equações químicas mostradas na página anterior:



Em destaque

O BAFÔMETRO DE DICROMATO

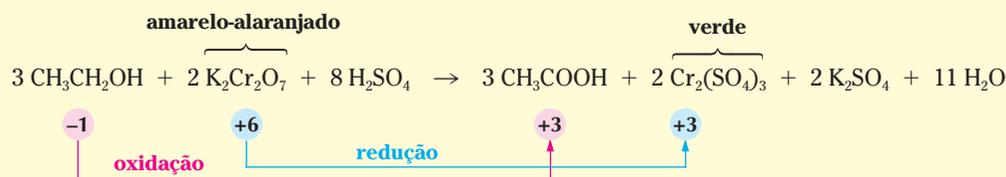
Bafômetro é o nome dado a um aparelho usado pelos policiais para estimar o nível de embriaguez de motoristas suspeitos de dirigir alcoolizados.

O motorista deve soprar com força num canudinho ligado ao aparelho, que conduzirá o ar que sai de seus pulmões (ar expirado) para um dispositivo que analisa a concentração de álcool presente nessa amostra de ar.

Um dos tipos de bafômetro existentes contém uma solução ácida de dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) pela qual borbulha o ar expirado pelo motorista ao assoprar no canudinho.

O álcool (etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) presente nesse ar expirado é convertido em ácido acético (CH_3COOH), numa reação de óxido-redução equacionada abaixo.

Nesta reação, o etanol é oxidado a ácido acético e o crômio, inicialmente presente no ânion dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$), amarelo-alaranjado, é reduzido ao íon crômio (III), verde. Medindo a alteração da intensidade de cor da solução (o que é feito por um medidor contido no bafômetro), é possível estimar o nível de álcool no sangue do motorista. O limite máximo permitido pela legislação brasileira é 0,6 g de álcool por litro de sangue.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

13. O ácido fosfórico, usado, por exemplo, como acidulante em refrigerantes tipo “cola”, é obtido industrialmente através da reação de um minério chamado *apatita* (que contém fosfato de cálcio) com ácido sulfúrico. A equação do processo é:



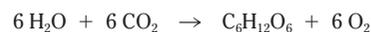
É um processo de óxido-redução? Por quê?

14. Como se forma a ferrugem?
“Por meio de uma reação química entre o ferro presente nos metais e o oxigênio do ar. Essa reação, em que o oxigênio perde e o ferro ganha elétrons, chama-se óxido-redução.” (Resposta dada pela revista *Superinteressante*, ano 4, n. 11, p. 17.)

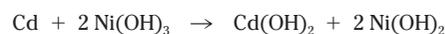
Analise o texto e comente o erro conceitual que existe nessa resposta.

15. A neutralização de hidróxido de sódio por ácido clorídrico é uma reação de óxido-redução? Justifique.

16. A fotossíntese é um processo complexo que ocorre em muitas etapas. Simplificadamente, pode ser representado pela equação a seguir, que mostra a conversão de água e dióxido de carbono em açúcar (no caso, glicose) e gás oxigênio. No processo, que elementos sofrem variação de número de oxidação?



17. A equação representa a reação envolvida no funcionamento das baterias recarregáveis de níquel/cádmio. Nesse processo, qual o agente oxidante e qual o agente redutor? Justifique.





Motivação

Você consegue fazer o balanceamento?

Ao introduzir uma chapinha de cobre em ácido nítrico concentrado, ocorre uma reação química entre o metal e o ácido, que produz nitrato de cobre (II), dióxido de nitrogênio e água. As fotografias ao lado referem-se a esse processo realizado sob condições adequadas de segurança: **o ácido é bastante corrosivo e o gás produzido, tóxico. Não tente realizá-lo.** A reação química em questão pode ser representada pela seguinte equação química não-balanceada:

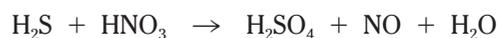


Trata-se de uma reação de óxido-redução. (Você concorda? Por quê?)

Como já sabemos, fazer o balanceamento de equações químicas consiste em colocar coeficientes estequiométricos na frente das fórmulas de cada um dos reagentes e produtos, a fim de que o número de átomos de cada elemento seja o mesmo em ambos os membros da equação.

Tente balancear a equação acima. Você consegue? É fácil?

Aqui vão mais algumas equações que representam processos de óxido-redução. Antes de prosseguir sua leitura, tente também balanceá-las.



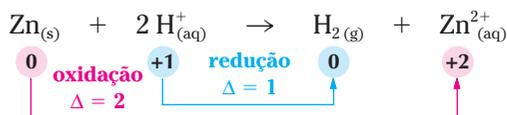
A seguir, você verá que existe um interessante esquema que facilita fazer o balanceamento de equações de óxido-redução que, por simples tentativa e erro, oferecem razoável dificuldade para o balanceamento.

Desenvolvendo o tema

4. SUGESTÕES PARA AUXILIAR NO BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES QUÍMICAS DE REAÇÕES DE ÓXIDO-REDUÇÃO

Numa reação de óxido-redução há transferência de elétrons.

Já que os elétrons se conservam, o número total de elétrons cedidos pelo agente redutor (que contém o elemento que se oxida) deve ser igual ao número total de elétrons recebidos pelo agente oxidante (que contém o elemento que se reduz). Utilizando esse simples princípio, o balanceamento de equações complexas de óxido-redução pode ser bastante facilitado. Vamos começar analisando um exemplo já conhecido e que está corretamente balanceado.



Cada átomo de zinco perde dois elétrons e cada íon H^+ recebe um elétron.

O número de elétrons perdidos ou recebidos é dado pelo **módulo da variação do número de oxidação** dos elementos, **representado por Δ** .

ATENÇÃO

Este experimento **NÃO** deve ser feito pelo aluno, nem sob a supervisão e orientação do professor.

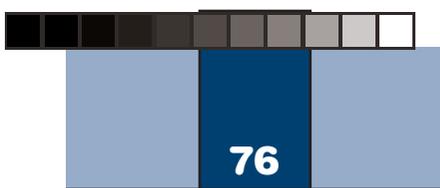
Ele está sendo aqui **APENAS RELATADO** para permitir a compreensão do tema da Química tratado a seguir.

O HNO_3 , em contato com a pele, causa desde manchas amarelas até lesões graves.

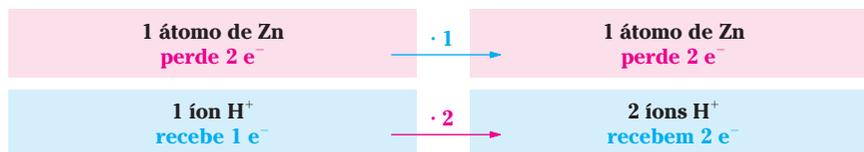
E o NO_2 é um gás tóxico e de cheiro irritante que causa desde dor de cabeça até edema pulmonar, arritmia cardíaca e convulsões.



- (A) Placa de cobre metálico prestes a ser jogada em solução de ácido nítrico.
- (B) Começa a reação de óxido-redução entre o metal e o ácido, que produz nitrato de cobre (II) ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$), dióxido de nitrogênio (NO_2) e água.
- (C) O gás castanho que vemos sair do frasco é o NO_2 . O íon cobre (II), que toma parte do $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, é azul quando dissolvido em água. Nessa foto, e na anterior, a solução parece esverdeada porque a cor castanha do NO_2 se sobrepõe à cor azul dos íons cobre (II) e resulta nessa coloração esverdeada.



De acordo com o balanceamento, dois íons H^+ reagem com um átomo de zinco. Ambos os H^+ recebem dois elétrons, o mesmo número de elétrons perdidos pelo átomo de zinco. **Esquemáticamente:**



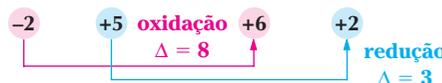
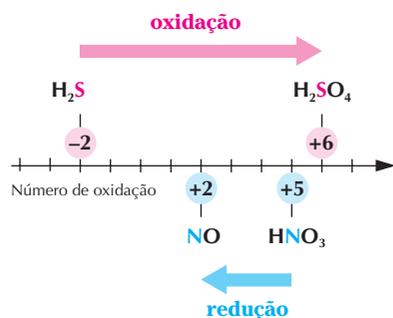
Perceba que, empregando o Δ do elemento zinco como coeficiente do H^+ e o Δ do elemento hidrogênio como coeficiente do Zn, realizamos o correto balanceamento da equação, que, nesse caso, não apenas expressa a **conservação dos átomos**, mas também a **conservação dos elétrons**.

4.1. Exemplos do balanceamento de equações de óxido-redução

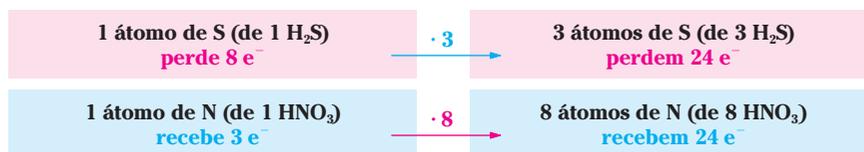
1ª exemplo



Primeiro determinamos o número de oxidação de todos os elementos presentes, tanto nos reagentes como nos produtos (pare a leitura por um momento e faça isso como exercício). A seguir, registramos os números de oxidação que variam e o módulo dessas variações (Δ):



Assim temos, esquematicamente, o seguinte:

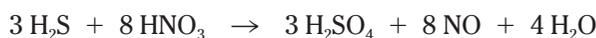


Portanto, colocando o coeficiente 3 na frente do H_2S e o coeficiente 8 na frente do HNO_3 , asseguramos que o balanceamento expresse que o número de elétrons perdidos é igual ao número de elétrons recebidos.



O restante do balanceamento pode ser feito, sem grandes dificuldades, por meio de tentativa e erro, como estamos acostumados a fazer.

A equação corretamente balanceada é:

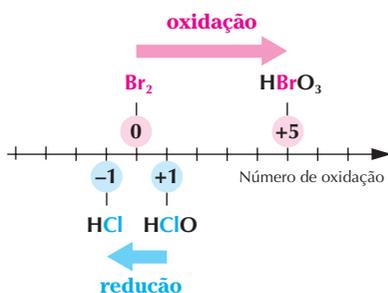
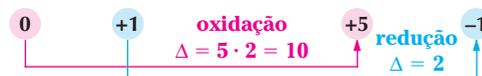


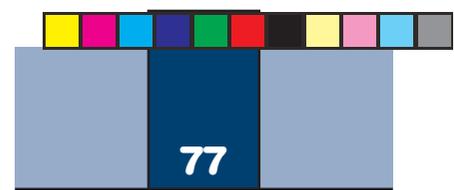
Confira! Em ambos os membros há:
3 átomos de S
8 átomos de N
14 átomos de H
24 átomos de O

2ª exemplo

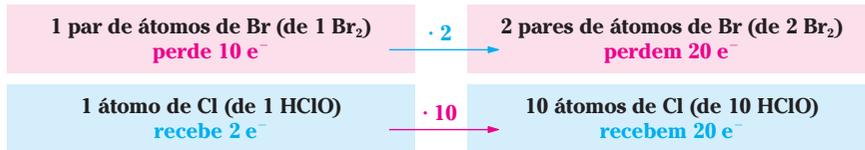


Determinando o número de oxidação de todos os elementos envolvidos, concluímos que o do bromo e o do cloro são os únicos que variam:





Temos agora um complicador. O índice de atomicidade do bromo na molécula de Br_2 é 2, o que significa que o número de átomos de bromo no primeiro membro será o dobro do valor do coeficiente que colocarmos no Br_2 . Para que a nossa contabilidade de elétrons seja correta, precisamos levar isso em conta. Assim, ao calcular o Δ para o bromo, multiplicamos 5 por 2. Isso significa que uma molécula de Br_2 perde dez elétrons.



Nesse estágio, até poderíamos simplificar 2 e 10, utilizando 1 e 5 como coeficientes. Podemos, também, utilizar 2 e 10 como coeficientes e, ao final, simplificar todos os coeficientes a fim de deixar a equação balanceada com os menores coeficientes inteiros. Assim, colocando os coeficientes 2 e 10 e, balanceando o restante, chegamos a:



Simplificando os coeficientes (dividindo-os por 2), obtemos, finalmente:

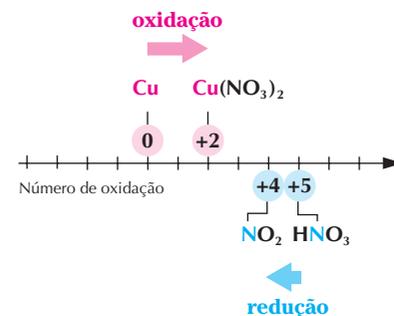
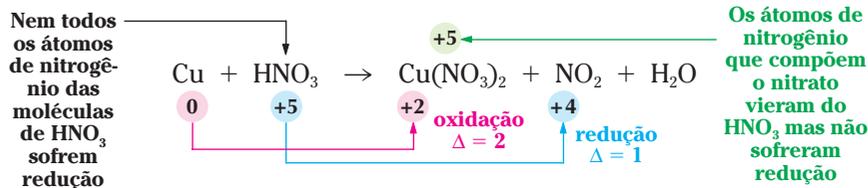


Confira! Em ambos os membros há:
2 átomos de Br
5 átomos de Cl
6 átomos de O
7 átomos de H

3º exemplo

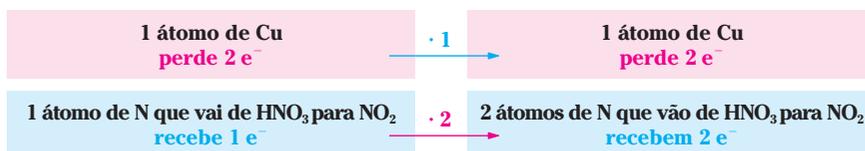


Determinando o número de oxidação de todos os elementos envolvidos, concluímos que o do cobre e o do nitrogênio são os únicos que variam:

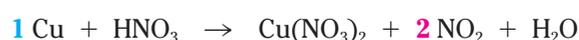


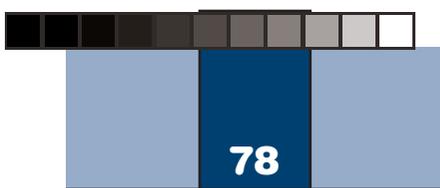
Dessa vez, o complicador é o fato de que apenas os átomos de nitrogênio que vão do HNO_3 para o NO_2 é que sofreram redução. Os que vão do HNO_3 para o $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ não sofrem oxidação nem redução! Como superar esse problema?

Basta lembrar que a idéia básica é a da contabilidade de elétrons. Se apenas os átomos de nitrogênio que vão do HNO_3 para o NO_2 é que participaram da transferência de elétrons, então vamos pensar somente nelas ao fazer a contabilidade! Esquemáticamente, temos:



Portanto, colocando o coeficiente 1 na frente do cobre e o coeficiente 2 na frente do NO_2 , asseguramos que o balanceamento expresse que o número de elétrons perdido é igual ao número de elétrons recebidos.



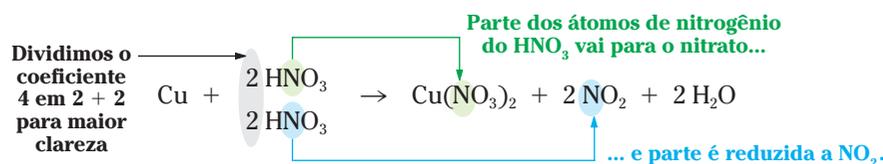


O restante do balanceamento pode ser feito, sem grandes dificuldades, por meio de tentativa e erro, como estamos acostumados a fazer. A equação corretamente balanceada é a seguinte:

Confira! Em ambos os membros há:
 1 átomo de Cu
 4 átomos de N
 4 átomos de H
 12 átomos de O



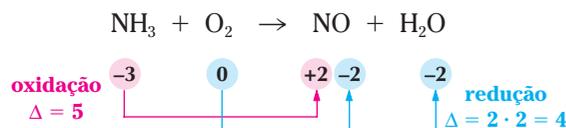
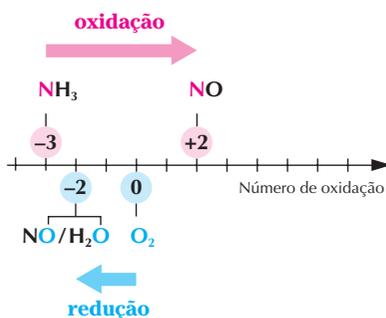
Talvez você ainda esteja achando estranho termos colocado inicialmente o coeficiente num produto (o NO_2) e não no reagente (o HNO_3). Acontece que o coeficiente final colocado no HNO_3 leva em conta “dois tipos” de átomos de nitrogênio presentes nesse reagente: os átomos que participaram da transferência de elétrons, terminando no NO_2 , e os que não participaram, terminando no $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Para certificar-se de entender bem, analise atentamente o esquema a seguir:



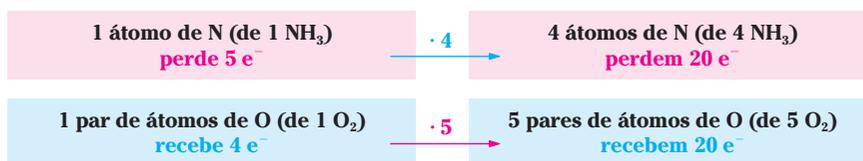
4º exemplo



Determinando o número de oxidação de todos os elementos envolvidos, concluímos que o do nitrogênio e o do oxigênio variam:



Note que todos os átomos de oxigênio sofrem redução. Contudo, eles figuram, nos produtos, em duas substâncias diferentes, NO e H_2O . Isso não é um problema, pois nossa atenção estará voltada para a molécula de O_2 , na frente da qual será colocado um coeficiente determinado pela contabilidade de elétrons. O esquema a seguir sugere que coloquemos o coeficiente 4 na frente do NH_3 e o coeficiente 5 na frente do O_2 .

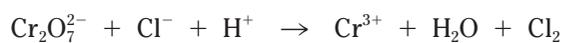


Colocando os coeficientes 4 e 5 e balanceando o restante, chegamos a:



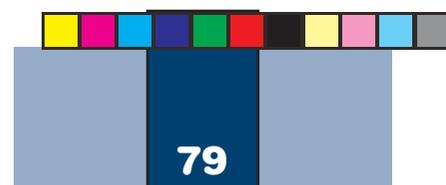
Confira! Em ambos os membros há:
 4 átomos de N
 10 átomos de O
 12 átomos de H

5º exemplo

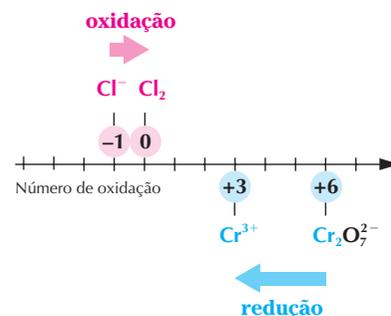
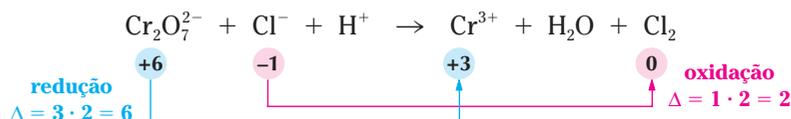


Trata-se de uma equação química na qual figuram íons, denominada **equação iônica**.

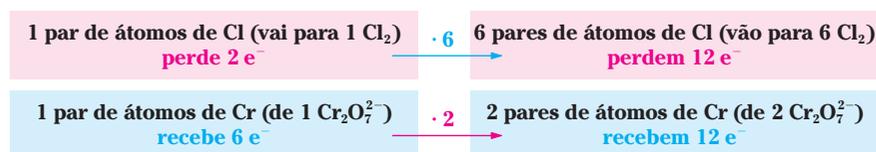




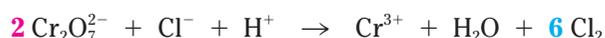
No balanceamento de equações iônicas o procedimento é o mesmo adotado nos casos anteriores. Ao final do balanceamento, é conveniente verificar se a carga total é igual em ambos os lados da equação. (Às vezes, até auxilia no balanceamento saber que a carga elétrica se conserva numa reação química, ou seja, que a carga total é a mesma em ambos os membros da equação.)



O seguinte esquema nos permite encontrar os coeficientes para colocar na frente de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ e Cl_2 :



Colocando o coeficiente 2 no $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ e 6 no Cl_2 , temos:

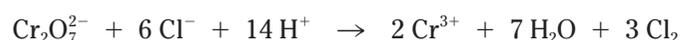


Escolhemos trabalhar com as espécies químicas de maior índice de atomicidade, como foi feito no 2º e no 4º exemplos.

Concluindo o balanceamento:

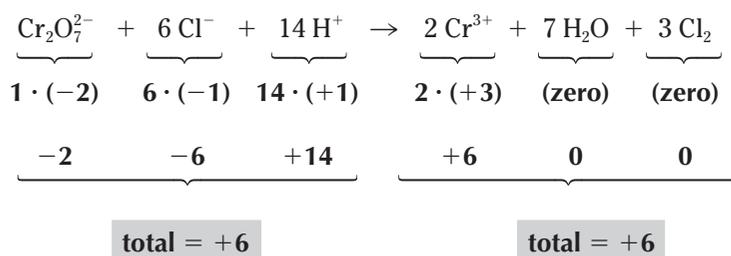


Podemos dividir os coeficientes por 2, pois assim obteremos os menores coeficientes inteiros, o que é habitual ao se balancear equações químicas. Fazendo isso, chegamos a:



Perceba que a simplificação já poderia ter sido feita na etapa em que encontramos os coeficientes 2 e 6 que, simplificados para os menores inteiros, fornecem 1 e 3.

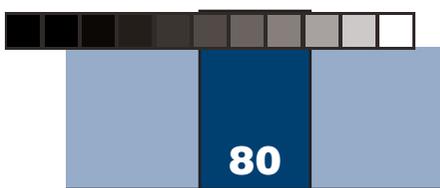
Para conferir o balanceamento a que chegamos, além de verificar o número de átomos de cada elemento em ambos os membros, podemos conferir se a carga elétrica total é a mesma antes e depois. (Se não for, o balanceamento está errado!) Conferindo as cargas:



Confira! Em ambos os membros há:
 2 átomos de Cr
 6 átomos de Cl
 7 átomos de O
 14 átomos de H

4.2. Resumindo as sugestões apresentadas

Mostramos, por meio de exemplos, que o fato de o número de elétrons cedidos pela espécie que se oxida ser igual ao recebido pela espécie que se reduz ajuda a fazer o balanceamento de equações de óxido-redução.



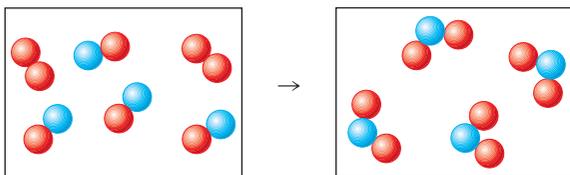
Vamos, agora, tentar resumir as idéias apresentadas. É **importante que você tente compreender a lógica envolvida**, o que torna mais fácil assimilar essas sugestões. Para isso, **tenha em mente os exemplos discutidos nas páginas anteriores**. Basicamente, as idéias são as seguintes:

- Calcular o número total de elétrons perdidos e recebidos pelas espécies que sofreram oxidação e redução. Para esse cálculo multiplica-se o módulo da variação do número de oxidação pela maior atomicidade com a qual o elemento aparece na equação, esteja ela no primeiro ou no segundo membro.
- O coeficiente estequiométrico colocado na frente da espécie que contém o elemento que sofre oxidação será igual ao total de elétrons recebidos pela espécie que contém o elemento que sofre redução (calculado anteriormente), e vice-versa. Esses coeficientes devem ser colocados na frente das espécies químicas utilizadas para o cálculo, estejam elas no primeiro ou no segundo membro da equação química.
- Esses coeficientes são o ponto de partida. O restante do balanceamento é realizado por tentativas.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

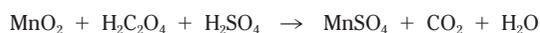
18. O esquema a seguir representa um sistema antes e depois de uma reação química. As esferas vermelhas indicam átomos de oxigênio e as azuis, átomos de nitrogênio.



- Represente as fórmulas dos reagentes e do produto.
 - Represente a reação que ocorreu por meio de uma equação química balanceada.
 - Explique por que esse é um processo de óxido-redução.
 - Demonstre que o número de elétrons cedido pela espécie que se oxida é igual ao recebido pela que se reduz.
 - Qual é o oxidante e qual é o redutor nesse processo?
19. Algumas cidades dispõem de estação de tratamento de esgotos, que permite reduzir a concentração de poluentes nos despejos líquidos antes de lançá-los ao rio ou ao mar. Nessas estações acontecem inúmeros processos, entre os quais a transformação do H_2S , de cheiro muito desagradável, em SO_2 . A equação não-balanceada do processo é:



- Especifique o oxidante e o redutor nesse processo.
 - Efetue o balanceamento da equação.
20. A pirolusita é um importante minério, do qual se extrai o metal manganês, adicionado ao aço para aumentar sua resistência. A pirolusita consiste em óxido de manganês (IV) e impurezas. Num laboratório de análise de minérios, pode-se determinar o teor de óxido de manganês (IV) numa amostra de pirolusita (o que é conveniente para avaliar se a exploração de uma jazida é economicamente viável) por meio de um processo em etapas, na qual a primeira delas é reação com ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$), em meio ácido, que é assim equacionada:



- Determine o oxidante e o redutor nesse processo.
- Efetue o balanceamento da equação apresentada.

21. Alguns acidentes em laboratório acontecem porque pessoas despreparadas realizam procedimentos perigosos que parecem inofensivos. Um exemplo desse tipo de procedimento é descartar num cesto de lixo comum o sulfeto de ferro (II) úmido, recém-produzido em uma reação. Na presença do ar ocorre a reação assim equacionada:



O processo libera muito calor e o enxofre produzido, que se encontra finamente pulverizado, pode se inflamar e iniciar um incêndio. Balanceie a equação apresentada acima.

22. A concentração de hipoclorito (ClO^-) na água sanitária pode ser determinada em laboratório por um método que envolve processos de óxido-redução, dentre os quais um deles é representado pela seguinte equação não-balanceada:



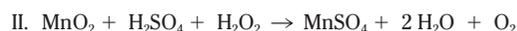
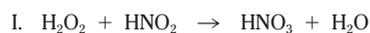
Balanceie corretamente essa equação.

23. Quando a água oxigenada (solução aquosa de peróxido de hidrogênio) é colocada em um ferimento (corte, esfolado) recente, ocorre a decomposição do peróxido de hidrogênio:



No processo, um mesmo elemento sofre oxidação e redução, aparecendo nos produtos em diferentes espécies químicas.

- De que elemento químico estamos falando?
 - Por que, num caso como o dessa reação, **não** faz muito sentido falar em agente oxidante e agente redutor?
24. Em certas reações, o peróxido de hidrogênio (H_2O_2) pode funcionar como redutor; já em outras pode funcionar como oxidante. Como exemplos, podemos equacionar:



- Em qual desses processos o H_2O_2 é oxidante e em qual é redutor?
- Justifique, consultando uma tabela periódica, por que HNO_3 e H_2SO_4 somente podem agir como oxidantes, mas nunca como redutores.



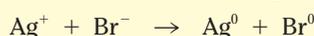
Em destaque

O PROCESSO FOTOGRÁFICO EM PRETO-E-BRANCO

Agora que foram trabalhados os conceitos de oxidação, redução, agente oxidante e agente redutor, podemos entender, em linhas gerais, o processo envolvido nas fotografias em preto-e-branco.

Um filme fotográfico consiste numa fina película transparente revestida com uma gelatina incolor contendo inúmeros cristais de um haleto de prata (AgCl, AgBr ou AgI). São os íons Ag^+ presentes nesses sais que desempenham papel fundamental no processo (veja a figura (A)). Como o brometo de prata é muito utilizado, vamos apresentar o processo fotográfico considerando que o haleto presente no filme seja o AgBr.

No momento em que um objeto é fotografado, a luz atinge o filme (veja (B) e (C)) e provoca a reação de óxido-redução assim equacionada:



na qual a prata sofre redução, e o bromo, oxidação. Isso só acontece nas regiões do filme que receberam luz. (Os números zero colocados como sobrescrito enfatizam que os números de oxidação no Ag^0 e no Br^0 são ambos zero. Dois átomos de Br^0 podem unir-se e formar Br_2 , que volatiliza.)

Como a incidência de luz é muito rápida no momento em que a foto é batida, pouquíssimos íons Ag^+ tomam parte nesse processo e, em cada cristalinho de AgBr que recebeu luz, são formados pouquíssimos átomos de prata Ag^0 .

A etapa seguinte é a **revelação**. Revelar um filme fotográfico consiste em, na ausência de luz, mergulhá-lo em uma solução aquosa de um agente redutor apropriado, que promove a redução dos íons Ag^+ a átomos Ag^0 :

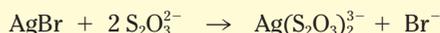


Os átomos de Ag^0 , formados nesse processo, apresentam coloração escura.

Verifica-se que os cristais de AgBr que foram expostos à luz reagem (sofrem redução) mais rápido que os que não foram. (Isso é atribuído à presença de alguns átomos de prata metálica, Ag^0 , formados na hora do clique.)

Se quem está revelando o filme deixá-lo em contato com a solução reveladora apenas o tempo suficiente para que ocorra redução dos íons Ag^+ dos cristais que receberam luz (que reagem mais rápido que os demais), será obtida uma imagem no filme. Nela, o que estava claro no objeto fotografado aparecerá escuro e vice-versa (figura (D)). Isso é denominado *negativo fotográfico*, no qual a cor escura se deve aos átomos de Ag^0 formados na revelação e a cor branca ocorre nos locais em que a prata ainda está na forma de íon Ag^+ .

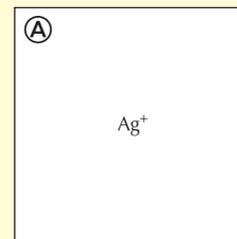
A fim de evitar que o filme fique amarelado com o tempo, é necessário eliminar o AgBr que sobrou nas regiões do filme que não foram expostas à luz. Isso é feito por meio do processo chamado **fixação**, que consiste em mergulhar o filme em uma solução aquosa de tiosulfato de sódio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$). Os íons tiosulfato ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$), presentes nesse composto, atuam como fixadores fotográficos por meio da seguinte reação:



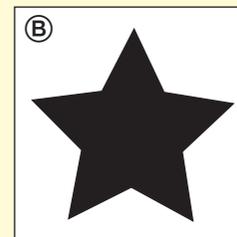
Os íons $\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$ e Br^- são solúveis em água e, portanto, facilmente eliminados do filme por imersão em água pura. A etapa de fixação, eliminando a presença de AgBr no filme, impede que ele amarele com o tempo.

Após a revelação e a fixação, o negativo fotográfico é colocado, no escuro, sobre um papel fotográfico (também recoberto com AgBr). Uma luz é acesa por fração de segundo. Algumas regiões do papel recebem luz e outras não (figura (E)).

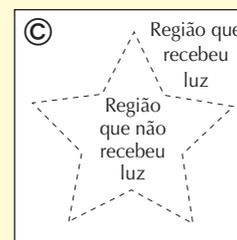
A seguir, esse papel passa por um processo de revelação e de fixação parecido com o descrito para o filme fotográfico. Obtém-se, assim, uma imagem que é o “negativo do negativo”, ou seja, uma imagem similar à originalmente fotografada (figura (F)).



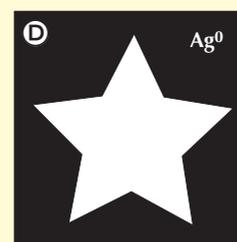
Filme fotográfico antes do uso.



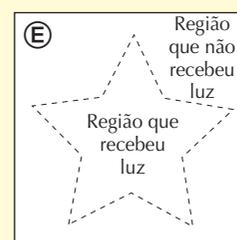
Objeto fotografado.



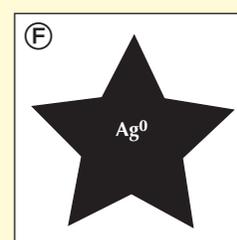
Filme após o clique.



Filme após a revelação (negativo).



Papel fotográfico após receber luz.



Papel fotográfico após revelado.



COMISTOCK/OD

A fotografia envolve, além de arte, vários conceitos importantes de Física e Química, entre os quais o de óxido-redução.

Discuta

Troque idéias com seus colegas e reformule a explicação dada ao resultado da experiência com o papel fotográfico.

Número de oxidação

25. (Uerj) As regras utilizadas para nomenclatura de substâncias inorgânicas estão baseadas no número de oxidação de seus elementos químicos.

Observe o quadro abaixo, em que o cloro apresenta diferentes números de oxidação:

SUBSTÂNCIAS	
Fórmula	Nome
Cl ₂	cloro gasoso
NaClO	hipoclorito de sódio
NaCl	cloreto de sódio
KClO ₃	clorato de potássio

A alternativa que mostra a ordenação das substâncias citadas no quadro, segundo o número de oxidação crescente do cloro, é:

- a) cloreto de sódio, cloro gasoso, hipoclorito de sódio e clorato de potássio
 b) clorato de potássio, cloreto de sódio, hipoclorito de sódio e cloro gasoso
 c) hipoclorito de sódio, cloro gasoso, cloreto de sódio e clorato de potássio
 d) hipoclorito de sódio, cloreto de sódio, cloro gasoso e clorato de potássio
26. (PUC-MG) Nos compostos CCl₄, CHCl₃, CH₂Cl₂, CH₃Cl e CH₄, os números de oxidação dos carbonos são respectivamente:
 a) +4, +2, 0, -2, -4 d) -2, +4, 0, +2, +4
 b) -4, -2, 0, +2, +4 e) -2, -4, -2, +2, -4
 c) +4, +2, +1, -2, +4
27. (UFRJ) A hidroxiapatita [Ca₁₀(PO₄)₆(OH)₂] sintetizada em laboratório é utilizada para a preparação de implantes ósseos e dentários. Esse composto biocerâmico pode ser obtido por meio de gotejamento de soluções de nitrato de cálcio e de fosfato de amônio em uma solução aquecida de nitrato de amônio.
 a) Determine o número de oxidação do fósforo na hidroxiapatita.
 b) Represente a fórmula molecular do nitrato de amônio.
28. (ITA-SP) Identifique a opção relativa aos números de oxidação **CORRETOS** do átomo do cloro nos compostos KClO₂, Ca(ClO)₂, Mg(ClO₃)₂ e Ba(ClO₄)₂, respectivamente.
 a) -1, -1, -1 e -1 d) +3, +1, +5 e +6
 b) +3, +1, +2 e +3 e) +3, +1, +5 e +7
 c) +3, +2, +4 e +6

29. (Uenf-RJ) Fim do mau cheiro

Algodão que elimina odor desagradável é a novidade entre os tecidos inteligentes. O mau cheiro é causado por bactérias que proliferam com o calor e a umidade. O tecido é tratado com um composto químico à base de cloro, que mata esses microorganismos, eliminando o odor.

(Veja, 01/09/99)

Para reativar as propriedades desse composto, basta colocar o vestuário em uma solução com água sanitária, produto de uso doméstico que contém hipoclorito de sódio-NaClO.

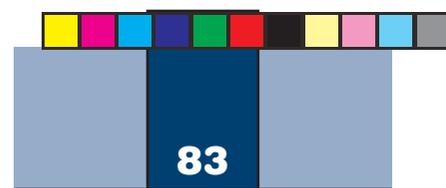
- a) Com base na Tabela de Classificação Periódica, dê o nome da família e o número do grupo a que pertence o elemento cloro.
 b) Determine o número de oxidação do oxigênio e do cloro no hipoclorito de sódio.

30. (UFRRJ) O dióxido de enxofre (SO₂), presente na atmosfera, tem origem tanto na indústria como na oxidação de gases, tais como o gás sulfídrico e o dimetil sulfeto, liberados, em grande parte, na decomposição de vegetais. Da oxidação pelo oxigênio atmosférico, o dióxido de enxofre produz trióxido de enxofre (1), que reage quase imediatamente com a água, formando ácido sulfúrico (2). O ácido sulfúrico pode ainda interagir com a amônia presente no ar, produzindo sulfato de amônio.
 a) Represente as reações (1) e (2) citadas.
 b) Dê a fórmula molecular do sulfato de amônio.
 c) Identifique o número de oxidação do enxofre nos óxidos.

31. (UFRN) O nitrogênio forma vários óxidos binários apresentando diferentes números de oxidação: NO (gás tóxico), N₂O (gás anestésico — hilariante), NO₂ (gás avermelhado, irritante), N₂O₃ (sólido azul) etc. Esses óxidos são instáveis e se decompõem para formar os gases nitrogênio (N₂) e oxigênio (O₂). O óxido binário (NO₂) é um dos principais poluentes ambientais, reagindo com o ozônio atmosférico (O₃) — gás azul, instável — responsável pela filtração da radiação ultravioleta emitida pelo Sol. Baseando-se nas estruturas desses óxidos, pode-se concluir que a fórmula molecular em que o átomo de nitrogênio apresenta o menor número de oxidação é:
 a) N₂O₃ c) N₂O
 b) NO d) NO₂

Oxidação e redução

32. (Vunesp) A formação de imagem num filme fotográfico envolve a reação de oxidorredução entre o sal de prata contido no filme e a substância que constitui o revelador. Genericamente, o processo pode ser representado por:
 AgX(s) + revelador → Ag(s) + X⁻(aq) + outros produtos
 Identifique a afirmação correta.
 a) AgX é o agente redutor.
 b) O revelador sofre redução.
 c) O revelador é o agente oxidante.
 d) O íon Ag⁺ é reduzido no processo.
 e) Nesse processo ocorre alteração do número de oxidação do elemento X.
33. (PUC-RS) Em relação à equação de oxidação-redução não balanceada Fe⁰ + CuSO₄ → Fe₂(SO₄)₃ + Cu⁰, pode-se afirmar que o:
 a) número de oxidação do cobre no sulfato cúprico é +1.
 b) átomo de ferro perde 2 elétrons.
 c) cobre sofre oxidação.
 d) ferro é o agente oxidante.
 e) ferro sofre oxidação.
34. (UFS-SE) Dentre as reações representadas abaixo, balanceadas, a única em que peróxido de hidrogênio, H₂O₂, atua como agente redutor é:



- a) $\text{PbO} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{S}^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{CH}_3\text{OH} + 3 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$
 d) $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{O}_2$
 e) $\text{CH}_3\text{CHO} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$

35. (Unicamp-SP) Muito antes da era Cristã, o homem já dominava a fabricação e o uso do vidro. Desde então o seu emprego foi, e continua sendo, muito variado: desde simples utensílios domésticos ou ornamentais até sofisticadas fibras óticas utilizadas em telecomunicações.

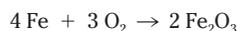
Uma aplicação bastante moderna diz respeito à utilização do vidro em lentes fotossensíveis empregadas na confecção de óculos especiais. Algumas dessas lentes contêm cristais de cloreto de prata e cristais de cloreto de cobre (I). Quando a luz incide sobre a lente, ocorre uma reação de oxidação e redução entre os íons cloreto e os íons prata, o que faz com que a lente se torne escura. Os íons cobre (I), também por uma reação de oxidação e redução, regeneram os íons cloreto consumidos na reação anterior, sendo que a lente ainda permanece escura. Ao ser retirada da exposição direta à luz, a lente torna-se clara, pois os íons cobre (II), formados na reação de regeneração dos íons cloreto, reagem com o outro produto da primeira reação.

- a) Formule a equação química que descreve o escurecimento da lente.
 b) Qual é a espécie química responsável pelo escurecimento da lente?
 c) Formule a equação química da reação que possibilita à lente clarear. Qual é o agente oxidante nesta reação?

36. (Vunesp) Em 1962, foi divulgada a preparação do tetrafluoreto de xenônio, pela combinação direta de xenônio com flúor, ambos gasosos, sob altas pressões.

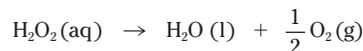
- a) Formule a equação química balanceada da reação, indicando os números de oxidação dos elementos químicos nos reagentes e no produto.
 b) Explique por que a preparação do referido composto representou uma mudança no conceito de reatividade dos elementos químicos do grupo do xenônio na tabela periódica.

37. (UEPG-PR) Sobre a equação abaixo, que representa a formação da ferrugem, identifique o que for correto.



- 01) O ferro metálico é reduzido para Fe^{3+} .
 02) O ferro metálico é o agente redutor.
 04) O oxigênio é oxidado.
 08) O oxigênio é um agente oxidante.
 16) A soma dos estados de oxidação dos reagentes é zero.

38. (UFMG) A água oxigenada pode ser usada para a desinfecção de ferimentos, promovida pelo oxigênio liberado na reação

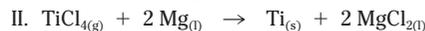
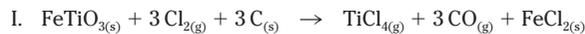


Essa reação ocorre lentamente, em condições normais de armazenagem. Quando, porém, a água oxigenada entra em contato com um fermento, observa-se um borbulhamento intenso.

Com relação a esse fenômeno, é **INCORRETO** afirmar que

- a) a decomposição da água oxigenada é acelerada quando em contato com um fermento.
 b) o borbulhamento da água oxigenada, em contato com um fermento, evidencia a vaporização dessa substância.
 c) o hidrogênio presente em H_2O_2 mantém seu número de oxidação ao final da reação de decomposição.
 d) o oxigênio presente em H_2O_2 é oxidado e reduzido na reação de decomposição.

39. (Uesc-BA) O titânio, metal leve utilizado na fabricação de aeronaves, próteses e trocadores de calor, é resistente a altas temperaturas, p.f. = 1.667°C , é à corrosão. É produzido a partir da ilmenita, FeTiO_3 , segundo as equações químicas I e II.

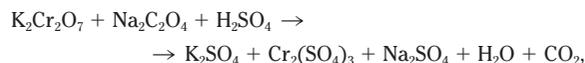


Com base nas informações e nos conhecimentos sobre ligações químicas, funções da química inorgânica e oxirredução, pode-se afirmar:

- a) Cl_2 e CO são oxidados e FeTiO_3 é óxido neutro, em I.
 b) Mg é o agente oxidante, em II.
 c) $\text{Ti}_{(\text{s})}$, $\text{Fe}_{(\text{s})}$ e $\text{Mg}_{(\text{s})}$ têm propriedades físicas e químicas semelhantes.
 d) TiCl_4 , p.f. = -30°C , é molecular.
 e) FeCl_2 e MgCl_2 apresentam reação básica quando em solução aquosa.

40. (UFRRJ) As reações químicas de oxirredução, basicamente, são constituídas de espécies que podem perder e receber elétrons simultaneamente.

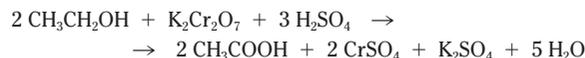
Na reação:



o agente redutor é o

- a) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
 b) $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$.
 c) H_2SO_4 .
 d) K_2SO_4 .
 e) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

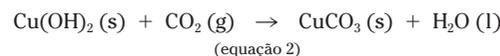
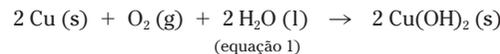
41. (UFRN) Nas operações de policiamento (blitze) em rodovias, o "bafômetro" – tubo contendo uma mistura de dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) e sílica umedecida com ácido sulfúrico (H_2SO_4) – é usado para medir a quantidade de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) presente no ar exalado por uma pessoa que ingeriu bebida alcoólica. A reação do álcool com os reagentes mencionados é expressa pela equação descrita abaixo:



De acordo com a equação, pode-se afirmar que o etanol sofre um processo de

- a) oxidação pelo $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
 b) oxidação pelo H_2SO_4 .
 c) redução pelo $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
 d) redução pelo H_2SO_4 .

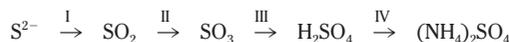
42. (Vunesp) Em contato com o ar úmido, um telhado de cobre é lentamente coberto por uma camada verde de CuCO_3 , formada pela seqüência de reações representadas pelas equações a seguir:



Com relação ao processo global que ocorre, pode-se afirmar:

- a) as duas reações são de óxido-redução.
 b) apenas a reação 1 é de óxido-redução.
 c) apenas a reação 2 é de óxido-redução.
 d) nenhuma das reações é de óxido-redução.
 e) O Cu (s) é o agente oxidante da reação 1.
43. (Furg-RS) No filme "Erin Brokovich", do diretor Steven Soderberg, a personagem principal, vivida por Julia Roberts, participa de uma causa jurídica envolvendo a contaminação de uma extensa área por cromo hexavalente. A semi-reação que descreve corretamente a oxidação do cromo trivalente em cromo hexavalente é
- a) $\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{6+}$
 b) $\text{Cr}^{6+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^-$
 c) $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{6+} + 6 \text{e}^-$
 d) $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^{6+} + 3 \text{e}^-$
 e) $\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$

44. (Uesb-BA) O fertilizante sulfato de amônio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, pode ser obtido pela seqüência de transformações químicas resumida por:

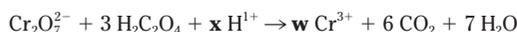


Há oxidação do elemento enxofre SOMENTE nas etapas

- a) I e II
b) II e III
c) III e IV
d) I, II e III
e) II, III e IV

Balanceamento de equações que representam reações de óxido-redução

45. (Mackenzie-SP)



Após o acerto dos coeficientes, verifica-se se uma equação iônica está corretamente balanceada, quando o total de cargas elétricas dos reagentes é igual ao total de cargas dos produtos. Desse modo, na equação acima, os coeficientes x e w devem ser, respectivamente:

- a) 12 e 3
b) 8 e 2
c) 3 e 1
d) 7 e 3
e) 6 e 2

46. (Uespi) Dada a seguinte reação:



Depois de balanceada a reação, a soma dos coeficientes dos reagentes e a soma dos coeficientes dos produtos serão respectivamente:

- a) 3 e 2
b) 2 e 3
c) 2 e 2
d) 3 e 3
e) 3 e 4

47. (Fuvest-SP) O minério caliche, cujo principal componente é o salitre do Chile, contém cerca de 0,1%, em massa, de iodato de sódio (NaIO_3). A substância simples I_2 pode ser obtida em um processo que envolve a redução desse iodato com hidrogenossulfito de sódio (NaHSO_3), em meio aquoso. Nessa redução também são produzidos íons sulfato, íons H^+ e água.

- a) Formule a equação iônica balanceada que representa a formação de iodo nessa solução aquosa, identificando o oxidante e o redutor.
b) Calcule a massa de caliche necessária para preparar 10,0 kg de iodo, pelo método acima descrito, considerando que todo o iodato é transformado em iodo.

Dados: massas molares (g/mol)	
NaIO_3	198
I_2	254

48. (UCG-GO) Sobre a seguinte equação química não balanceada,



julgue as proposições, classificando-as, no caderno, em verdadeiras ou falsas.

- o HNO_3 é o agente oxidante;
- os produtos da reação são nitrato de zinco, nitrato de amônio e peróxido de hidrogênio;
- balanceando-se a equação com os menores números inteiros possíveis, conclui-se que a soma dos coeficientes dos reagentes é igual à soma dos coeficientes dos produtos;
- verifica-se que o zinco metálico sofre oxidação na presença de ácidos, isto é, seu número de oxidação varia de 0 a 2+;
- trata-se de uma reação de dupla troca;
- nessa equação há 5 substâncias compostas.

49. (Unicap-PE) Seja a equação iônica abaixo:



Após o seu balanceamento, com os menores números inteiros, podemos concluir que [são verdadeiros os itens]:

- 0 - o enxofre do SO_3^{2-} se oxida;
1 - o coeficiente da água é 6;
2 - o agente oxidante é o MnO_4^- ;
3 - o enxofre do SO_3^{2-} tem número de oxidação +6;
4 - a soma dos menores coeficientes inteiros da equação balanceada é 23.

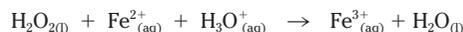
50. (UFRRJ) A equação não-balanceada de obtenção do cloro gasoso é:



Identifique:

- a) a reação química equilibrada.
b) o agente oxidante.
c) o agente redutor.

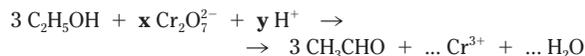
51. (Uesc-BA) A água oxigenada decompõe-se com facilidade na presença de íons $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$, segundo a equação química não-balanceada.



Com base nos conhecimentos sobre reações químicas e oxirredução, pode-se afirmar:

- 01) O $\text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}$ é o agente oxidante.
02) A água oxigenada é o agente redutor.
03) O N_{ox} do oxigênio na água oxigenada é -2.
04) A equação química é classificada como de deslocamento.
05) Após balanceamento da equação, o menor coeficiente estequiométrico inteiro de H_2O_2 é 1.

52. (UFS-SE) Certos "bafômetros" utilizados pela polícia rodoviária quando há suspeita de embriaguês, baseiam-se na oxidação do etanol pelo dicromato de potássio em meio aquoso ácido. Quando há suficiente etanol para reduzir todo o dicromato, a cor da solução muda de laranja ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) para verde (Cr^{3+}).



Na equação representada acima, quando corretamente balanceada, x e y valem, respectivamente,

- a) 1 e 8
b) 1 e 10
c) 2 e 5
d) 2 e 9
e) 2 e 10

53. (Mackenzie-SP)



Dessa equação, é **INCORRETO** afirmar que:

- a) o carbono oxidou.
b) os valores dos coeficientes x e y que tornam a equação corretamente balanceada são, respectivamente, 3 e 5.
c) CO é o monóxido de carbono.
d) P é uma substância simples.
e) o número de oxidação do carbono no CO é +1.

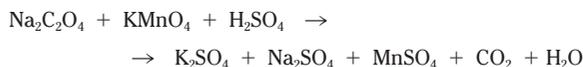
54. (PUC-PR) Ao equilibrarmos com números inteiros e menores possíveis, a equação iônica abaixo representada:



Encontraremos como soma dos coeficientes, o seguinte resultado:

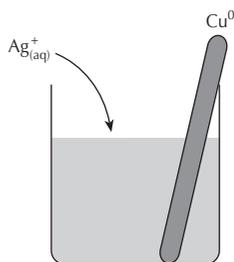
- a) 22
b) 23
c) 24
d) 25
e) 26

55. (UFG-GO) Após a incineração de lixo, faz-se a determinação de carbono não-queimado e matéria fermentável por um método que se fundamenta na equação de reação abaixo



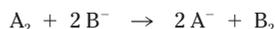
A respeito dessa equação de reação, pede-se:

- a) o agente oxidante e o agente redutor;
b) o balanceamento da equação.
56. (EEM-SP) Para a equação
- $$\dots \text{Mg} + \dots \text{HNO}_3 + \dots \text{HOH} \rightarrow \dots \text{NH}_3 + \dots \text{MgO}$$
- a) acertar por óxido-redução os coeficientes, identificando os números de oxidação que sofreram variação;
b) mencionar uma utilidade de cada um dos produtos.
57. (UFRJ) Uma barra de cobre é mergulhada em uma solução que contém íons Ag^+ . Observa-se, então, o aparecimento de uma leve cor azul na solução e de um depósito escuro na barra de cobre.



- a) Represente a reação de oxirredução ocorrida.
b) Determine a variação do número de oxidação de cada participante da reação.

58. (Fuvest-SP) A equação abaixo representa, de forma genérica, a reação de óxido-redução entre um halogênio e um haleto:



Em nove tubos de ensaio foram realizados testes de reatividade, misturando-se soluções aquosas de halogênios e de haletos, em proporção estequiométrica. Posteriormente, foi colocado CHCl_3 nos tubos e observada a cor da fase orgânica.

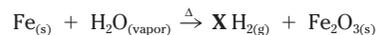
Os resultados são apresentados abaixo:

$\text{B}^- \backslash \text{A}_2$	Cl_2	Br_2	I_2
Cl^-	incolor	castanho	violeta
Br^-	castanho	castanho	violeta
I^-	violeta	violeta	violeta

(Informação: cor dos halogênios em CHCl_3 : Cl_2 = incolor; Br_2 = castanho; I_2 = violeta)

Essa experiência evidencia que o poder oxidante dos três halogênios decresce na ordem:

- a) $\text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2$
b) $\text{Cl}_2 > \text{I}_2 > \text{Br}_2$
c) $\text{Br}_2 > \text{I}_2 > \text{Cl}_2$
d) $\text{I}_2 > \text{Cl}_2 > \text{Br}_2$
e) $\text{I}_2 > \text{Br}_2 > \text{Cl}_2$
59. (Vunesp) Quando o ferro metálico (Fe) reage com vapor de água a altas temperaturas, há liberação de gás hidrogênio e formação de óxido de ferro III (Fe_2O_3). A equação, não-balanceada, da reação descrita é:



O agente oxidante e o menor coeficiente estequiométrico, inteiro, representado na equação pela letra X são, respectivamente:

- a) H_2O e 3.
b) Fe_2O_3 e 2.
c) H_2O e 2.
d) Fe e 3.
e) Fe_2O_3 e 1.
60. (Vunesp) Considere a reação representada pela equação química não-balanceada:



Neste processo, pode-se afirmar que:

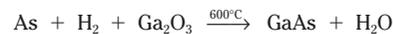
- a) o Br_2 é o agente redutor.
b) o H_2SO_4 é o agente oxidante.
c) a reação é de dupla troca.
d) para cada mol de Br_2 consumido, é produzido um mol de HBr.
e) os menores coeficientes de H_2S e Br_2 , na equação balanceada, são 1 e 4, respectivamente.

61. (Unisinos-RS) A equação química



depois de balanceada com os menores coeficientes inteiros possíveis, apresenta os valores de x e y, respectivamente, iguais a:

- a) 5 e 4
b) 10 e 8
c) 20 e 16
d) 9 e 6
e) 18 e 12
62. (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-se 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 da reação.



Capítulo 4

CID



Os telefones celulares devem muito de seu sucesso à evolução das baterias recarregáveis, um dos assuntos deste capítulo.



Eletrquímica: celas galvânicas

Comentário preliminar

Pilhas e baterias constituem, hoje em dia, produtos de importância para boa parte da sociedade.

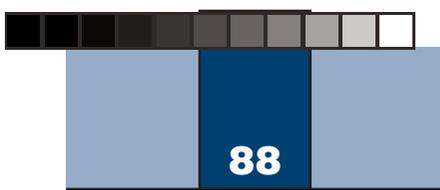
Este capítulo esclarece como é possível gerar uma corrente elétrica por meio de uma reação química, o que ocorre nas **pilhas** e **baterias**.

O capítulo também analisa, dentre outras coisas:

- A corrosão sofrida por certos metais — fenômeno relevante e que causa muitos prejuízos ao ser humano — e meios para tentar retardá-la ou evitá-la.
- Quais as causas do enegrecimento dos objetos de prata e o que fazer para eliminá-lo?
- Por que o toque de uma colher metálica numa obturação de amálgama provoca dor?
- Como funcionam as baterias de aparelhos eletrônicos e qual a diferença entre uma comum e uma recarregável?

Alguns conteúdos importantes

- Voltímetro e diferença de potencial elétrico
- Celas galvânicas (pilhas)
- Semicela e potencial-padrão de semicela
- Força eletromotriz de uma pilha
- Força de oxidantes e redutores
- Espontaneidade de reações de óxido-redução
- Algumas pilhas e baterias comerciais comuns



Motivação

Leia este texto

O texto a seguir contém trechos de um artigo escrito pelo renomado professor Aécio Pereira Chagas, sobre a invenção da pilha elétrica pelo cientista italiano Alessandro Volta.

Em destaque

OS 200 ANOS DA PILHA ELÉTRICA

No final de 1799, Alessandro Volta concluiu seu trabalho sobre o que ele chamou de “*órgão elétrico artificial*”, hoje mais conhecido como *pilha elétrica*. Em 20 de março de 1800 ele escreve uma carta a Sir Joseph Banks, presidente da *Royal Society of London*, comunicando estes resultados, sendo lida na referida sociedade em 26 de junho e publicada no número de setembro do *Philosophical Transactions*. Daí as comemorações do bicentenário desta fabulosa invenção serem em 1999 ou em 2000.

[...]

O “*órgão elétrico artificial*” foi o resultado de uma controvérsia entre Volta e seu compatriota Luigi Galvani (1737-1798). Este último havia descoberto, em torno de 1780, que quando se tocava uma extremidade de um músculo, dissecado da perna de uma rã, com um metal e a outra extremidade com outro metal diferente, ao se pôr em contacto dos dois metais o músculo se contraía. Sem se deter nas motivações de Galvani e em seus estudos, chegou ele à conclusão que o efeito era devido ao músculo, por ele possuir “*eletricidade animal*” (na época eram considerados vários tipos de eletricidade). Volta foi de opinião que a causa da contração era o contacto dos diferentes metais e seu “*órgão elétrico artificial*” foi construído para confirmar seus pontos de vista. De fato, um de seus dispositivos era constituído de uma série de discos de dois metais diferentes, como prata e zinco, empilhados (daí o nome pilha) alternativamente [...]. Entre cada disco havia um pedaço de tecido ou papel embebido com água, água com sal (cloreto de sódio) ou com lixívia (carbonato de potássio, principalmente). Além da prata podiam ser utilizados outros metais como cobre, estanho ou chumbo, sendo que, das diferentes combinações, prata e zinco davam os melhores resultados.

[...]

Desnecessário dizer sobre a importância da pilha elétrica para a Ciência, para a Técnica e para toda a Humanidade. Sem ela não teria sido possível o “mundo elétrico” de hoje. Logo após a sua comunicação, muitos pesquisadores passaram a construir suas pilhas e a utilizá-las, pois, mesmo para a época, era relativamente fácil sua construção: “Bastavam algumas moedas de cobre, alguns pedaços de zinco e um pouco de ácido... e pronto!”, não requerendo grandes investimentos. Interessante citar o fato que Volta considerava que seu *órgão elétrico artificial* produzia, no fluido elétrico, um movimento perpétuo... e não foi

fácil mostrar que ele estava enganado. Isto levou vários anos de polêmicas.

Das pesquisas que se desenvolveram posteriormente com a pilha elétrica, podemos considerá-las de dois ângulos: no primeiro ângulo as pesquisas com as próprias pilhas, procurando-se aperfeiçoá-las, conhecer as causas dos fenômenos observados (por exemplo, mostrar que a causa da corrente era a reação química que ocorria entre os materiais da pilha e não apenas através do contacto dos metais, como pensava Volta) etc. [...]

O segundo ângulo a se considerar foi o fato da pilha ser uma fonte de eletricidade duradoura e estável, diferentemente das máquinas eletrostáticas de então. Com a pilha foi possível decompor substâncias, depositar metais, inclusive novos elementos, estudar o comportamento da corrente elétrica e seus efeitos, inclusive magnéticos etc. Foi graças às pilhas que se tornou possível o conhecimento do Eletromagnetismo e da tecnologia correspondente.

Antes de terminar, uma pequena observação: Volta era professor de *Física Sperimentale* e no título de seu trabalho, em inglês, consta: *Professor of Natural Philosophy*. Estes dois termos tinham, na época, o mesmo significado. O objetivo da *Filosofia Natural* era explicar o mundo, em complementação com a *História Natural*, que se preocupava em descrevê-lo. O que entendemos hoje por Física e Química estava sendo formado naquela época. Ambas, na época, eram partes da *Filosofia Natural*.



O cientista italiano Alessandro Giuseppe Anastasio Volta (1745-1827), inventor da pilha elétrica.

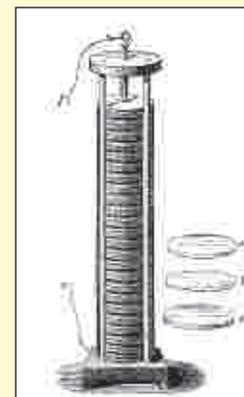


Ilustração da primeira pilha elétrica, construída por Volta.

Como funcionam as pilhas e baterias elétricas? Quais as substâncias que as compõem? O que têm essas substâncias de especial e que papel exercem dentro de tais dispositivos? Por que chega um momento em que a carga das pilhas e baterias acaba, ou seja, por que a capacidade delas para gerar corrente elétrica não é eterna?

E por que algumas pilhas e baterias podem ser recarregadas, recuperando a capacidade de gerar corrente elétrica, mas outras não?

Essas são algumas das perguntas que poderão ser respondidas com o que se estuda neste capítulo, que aborda, entre outros temas, os dispositivos que permitem gerar corrente elétrica a partir de determinadas reações químicas.

Motivação

Fatos experimentais

O *voltímetro* é um aparelho corriqueiramente empregado por profissionais que trabalham com equipamentos elétricos e eletrônicos. Do aparelho saem dois fios, encapados com plástico isolante, que terminam em duas extremidades metálicas desencapadas.

Ao tocar com cada uma das extremidades dois pontos de um circuito elétrico, o voltímetro fornece o valor de uma grandeza denominada *diferença de potencial elétrico* entre ambos os pontos. Essa grandeza é objeto de estudo, com detalhes, da Física do Ensino Médio.

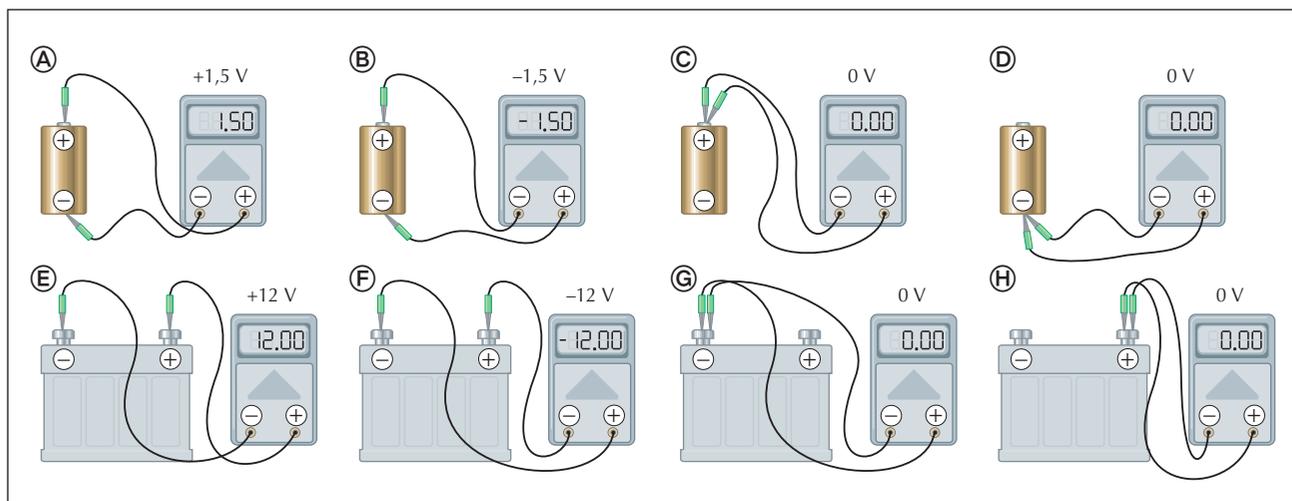
Para seus estudos de Química é conveniente saber que essa grandeza é expressa na unidade de medida **volt**, simbolizada por **V**, estabelecida em homenagem a Alessandro Volta, o inventor da pilha elétrica e um dos primeiros estudiosos da eletricidade e de seus efeitos.

O voltímetro mede a grandeza **diferença de potencial elétrico** entre dois pontos, grandeza que é expressa, no Sistema Internacional de Unidades, na unidade **volt (V)**.

Há voltímetros de ponteiro e voltímetros digitais. Nas ilustrações a seguir é apresentado o resultado de medidas feitas com um voltímetro digital envolvendo uma pilha comum de lanterna e uma bateria de automóvel.

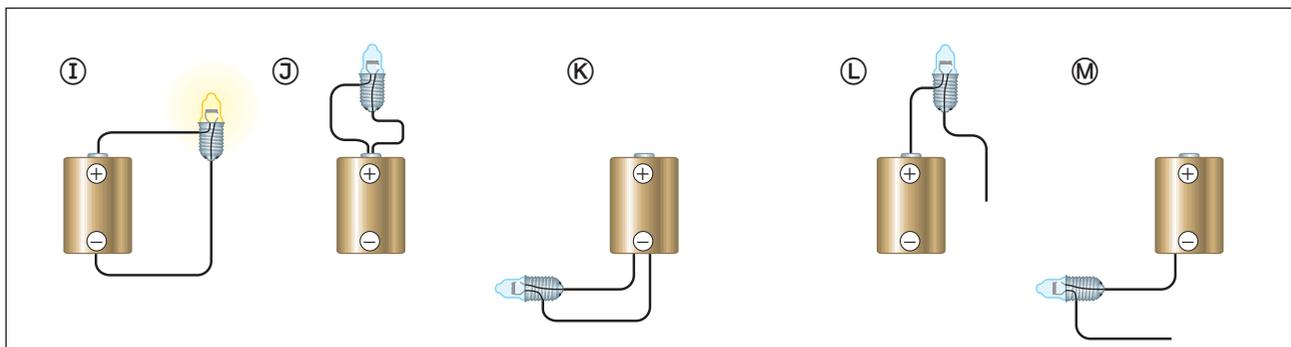
ATENÇÃO

A voltagem de uma bateria de automóvel (12 volts) é suficiente para causar **CHOQUE ELÉTRICO**. A eventual realização do experimento ilustrado abaixo requer autorização e supervisão do(a) professor(a).





A pilha comum de lanterna — à qual nos referimos como pilha de 1,5 V (lê-se um volt e meio) — pode ser usada para acender uma lâmpada apropriada, uma lâmpada de 1,5 V, usando fios metálicos. Porém, os resultados mostrados abaixo revelam que não é toda montagem experimental envolvendo esses materiais que permite o acendimento da lâmpada.



De modo análogo, a bateria de automóvel pode fornecer energia para acender os faróis de um automóvel. Mas há uma maneira adequada para fazer a ligação elétrica entre a lâmpada dos faróis e a bateria, que é semelhante àquela mostrada acima, que permitiu o acendimento da lâmpada com a pilha. Outras formas de fazer a ligação não funcionam.

Que relação você vê entre os fatos acima, ou seja, entre as medidas de diferença de potencial e as montagens que permitem, ou não, que a lâmpada acenda?

Desenvolvendo o tema

1. DIFERENÇA DE POTENCIAL E CORRENTE ELÉTRICA

1.1. Diferença de potencial nos pólos de uma pilha ou bateria

Vamos agora interpretar os resultados de medidas feitas com o voltímetro.

O potencial elétrico é uma grandeza associada a um ponto. Estudar essa grandeza em profundidade é assunto para o curso de Física.

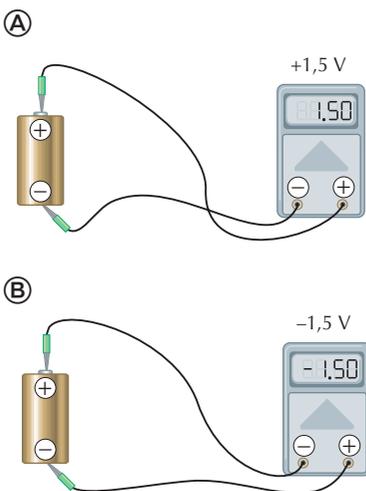
Para nós, nesse momento, interessa que cada ponto de um circuito elétrico apresenta um potencial elétrico.

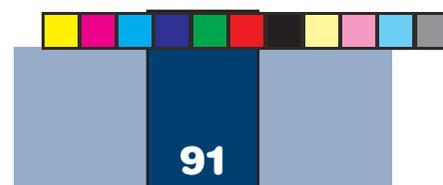
O resultado de uma medida feita com um voltímetro depende do local em que estão posicionadas as extremidades dos dois fios que saem dele. Em outras palavras, o voltímetro **não** fornece o valor do potencial elétrico de um certo ponto, mas **sim** a **diferença de potencial** (ddp) entre dois pontos.

O resultado **A** informa que a diferença de potencial elétrico entre os pólos positivo e negativo da pilha de lanterna é de 1,5 V. O resultado **B** informa a mesma coisa; o sinal negativo apareceu por causa da inversão no modo de conectar as extremidades dos fios do voltímetro aos pólos da pilha.

Ambas as medidas, **A** e **B**, permitem concluir que:

- o pólo positivo da pilha de lanterna tem um potencial elétrico 1,5 V **maior** que o pólo negativo ou, de modo equivalente,
- o pólo negativo da pilha de lanterna tem um potencial elétrico 1,5 V **menor** que o pólo positivo.





Assim:

Além de medir a diferença de potencial elétrico (ddp) entre dois pontos, o voltímetro permite concluir qual deles apresenta o maior potencial.

Analogamente, os resultados (E) e (F) permitem concluir que:

- o pólo positivo da bateria de automóvel tem um potencial elétrico 12 V **maior** que o pólo negativo ou, de modo equivalente,
- o pólo negativo da bateria de automóvel tem um potencial elétrico 12 V **menor** que o pólo positivo.

De fato, o pólo de uma pilha ou bateria que recebe a designação **positivo** é aquele que apresenta, dentre ambos, o **maior** potencial elétrico.

Quando dizemos que uma pilha de lanterna tem “voltagem” de 1,5 V, isso deve ser entendido como “o pólo positivo da pilha de lanterna tem potencial elétrico 1,5 V maior que o pólo negativo”.

A diferença de potencial elétrico nos terminais (pólos) de uma pilha ou bateria, medida quando ela não esteja em uso para produzir corrente elétrica, é denominada **força eletromotriz** (fem) dessa pilha ou bateria.

Os resultados (C), (D), (G) e (H) (veja-os na página 89) revelam que a diferença de potencial entre dois pontos coincidentes é zero.

1.2. Diferença de potencial e movimento de elétrons num fio

Antes de mais nada, recorde que, para que uma corrente elétrica percorra um circuito, é necessário que ele seja fechado.

O fato de a lâmpada acender na montagem experimental (I), que envolve um circuito fechado, indica que, nessa situação, uma corrente elétrica percorre o circuito.

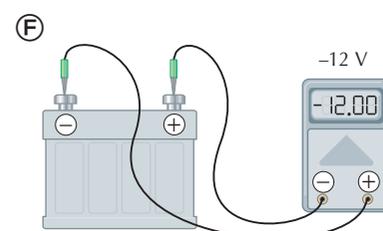
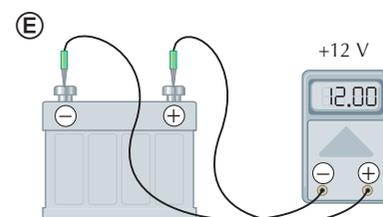
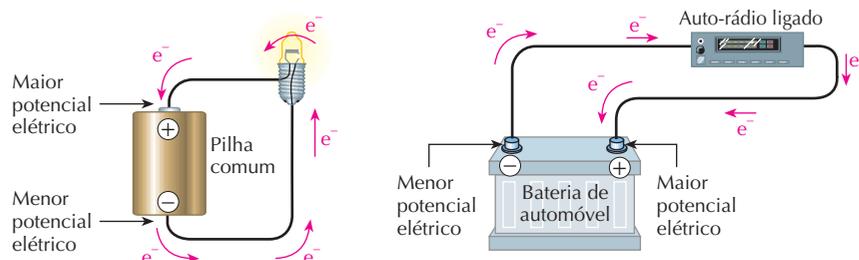
Corrente elétrica é o nome dado a um fluxo ordenado de cargas elétricas.

Na estrutura das substâncias metálicas há elétrons livres para se movimentar. Assim, nos condutores metálicos, a corrente elétrica é um fluxo ordenado de elétrons.

A montagem experimental (I) revela que, quando um condutor elétrico metálico é usado para conectar dois pontos entre os quais há uma diferença de potencial, então isso gera o fluxo de elétrons pelo fio, ou seja, provoca a passagem de corrente elétrica pelo fio.

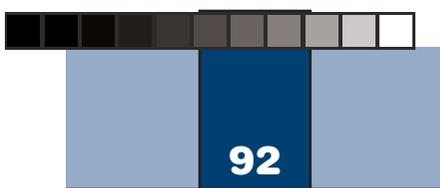
Nas montagens experimentais (J) e (K) a lâmpada não acende porque não existe uma diferença de potencial nos pontos do circuito. E, nos casos (L) e (M), não acende porque o circuito está aberto.

Os físicos e os químicos descobriram que o fluxo de elétrons que se estabelece num fio metálico sempre vai do ponto de menor potencial elétrico para o ponto de maior potencial elétrico. Veja os seguintes esquemas:



ATENÇÃO

A voltagem de uma bateria de automóvel (12 volts) é suficiente para causar CHOQUE ELÉTRICO. A eventual realização do experimento ilustrado acima requer autorização e supervisão do(a) professor(a).



Lembre-se, então, de uma conclusão muito importante:

Elétrons movimentam-se em um fio metálico de um ponto de menor potencial elétrico em direção a um ponto de maior potencial elétrico.

Assim, podemos resumir as idéias principais vistas até agora:

O pólo positivo de uma pilha ou bateria tem potencial elétrico maior que o pólo negativo. Quando essa pilha ou bateria é empregada, num circuito elétrico, para produzir uma corrente elétrica em um fio metálico, essa corrente elétrica consistirá num fluxo de elétrons movendo-se ordenadamente, pelo fio metálico, do pólo negativo em direção ao pólo positivo.

Assim, tudo se passa como se o pólo negativo “emitisse” elétrons para o fio metálico que faz parte do circuito elétrico e como se o pólo positivo “atraísse” elétrons em sua direção.

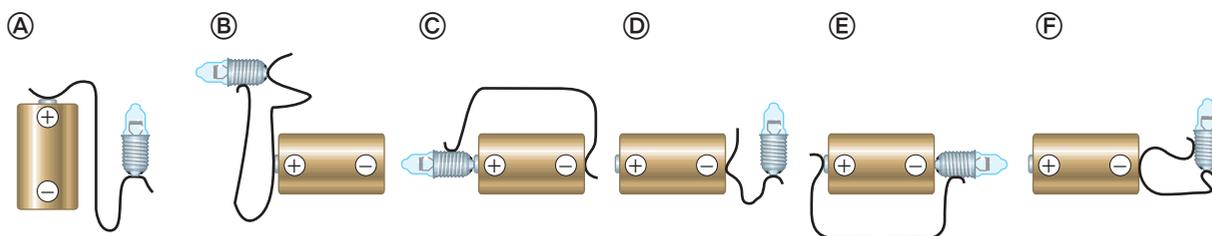
Mas restam várias perguntas. Os elétrons que entram pelo pólo positivo de uma pilha ou bateria são exatamente os mesmos que saem pelo pólo negativo? O que faz com que o pólo negativo “emita” elétrons para o fio metálico e o pólo positivo os “atraia” em sua direção? E, principalmente, por que a capacidade de a pilha ou a bateria fazer isso acaba depois de certo tempo, ou seja, por que acaba a “carga” da pilha ou da bateria?

Até aqui preocupamo-nos em falar sobre características da parte do circuito elétrico externa à pilha ou à bateria, considerando esses dispositivos como se fossem uma “caixa-preta”, em cujo interior ocorre algum processo “misterioso”. É esse “mistério” que começaremos a desvendar a seguir.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

1. Usando um fio metálico, uma lâmpada de 1,5 V e uma pilha de 1,5 V foram feitas as montagens experimentais mostradas abaixo. Preveja em quais delas a lâmpada deve acender e justifique sua previsão.



2. Para os casos da questão anterior em que, segundo sua previsão, a lâmpada deve acender, elabore um esquema que mostre o trajeto dos elétrons na parte metálica do circuito elétrico.

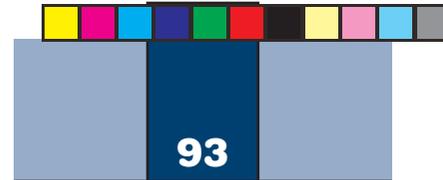
2. CELAS ELETROQUÍMICAS

A **Eletroquímica** é a parte da Química que estuda a relação entre a corrente elétrica e as reações químicas de transferência de elétrons (reações de óxido-redução).

Há dois casos de particular interesse para a Eletroquímica.

O primeiro deles é o emprego controlado de reações espontâneas de óxido-redução para gerar corrente elétrica. É o que acontece nas pilhas e baterias.





Denomina-se **cela** (ou **célula**) **galvânica** (ou **voltaica**) um dispositivo no qual a ocorrência espontânea de uma reação de óxido-redução permite a geração de corrente elétrica.

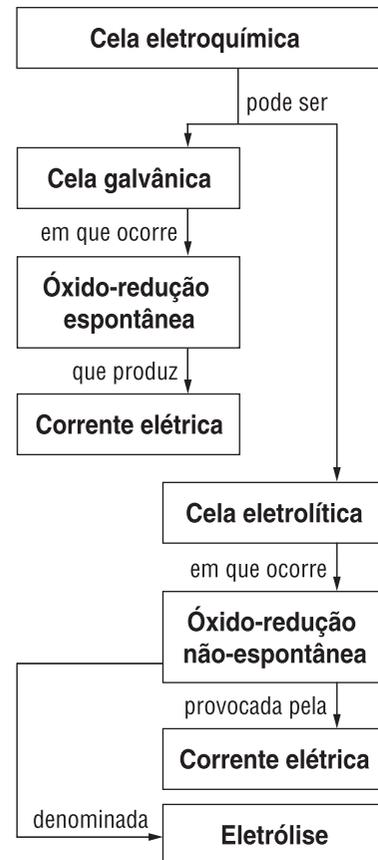
Como a primeira cela galvânica, construída por Alessandro Volta (lembre-se do texto na abertura deste capítulo), era uma pilha de discos metálicos intercalados, uma cela galvânica também costuma ser denominada **pilha**. As pilhas atuais não têm mais o aspecto de uma pilha, mas mantêm esse nome.

O termo **bateria**, por sua vez, é reservado para a associação de duas ou mais pilhas. É o caso, por exemplo, da bateria de automóvel, que corresponde na verdade à associação de várias pilhas iguais, que fornece uma voltagem maior que uma só das pilhas presentes em seu interior seria capaz de fornecer. Na linguagem corriqueira, contudo, os termos **bateria** e **pilha** são empregados indistintamente.

Um segundo caso de interesse da Eletroquímica é o uso da corrente elétrica (gerada, por exemplo, por uma cela galvânica) para forçar a ocorrência de uma reação de óxido-redução que não ocorre espontaneamente, mas que é de interesse prático.

Uma reação não-espontânea de óxido-redução que ocorre de modo forçado é denominada **eletrólise**. E o dispositivo em que esse processo ocorre é chamado de **cela eletrolítica**.

As celas galvânicas e as celas eletrolíticas, por serem ambas de interesse da Eletroquímica, são conjuntamente denominadas **celas eletroquímicas**. O mapa conceitual ao lado ajuda a organizar essas terminologias. A seguir estudaremos as celas galvânicas e, no capítulo 5, as eletrolíticas.



THE NEXT



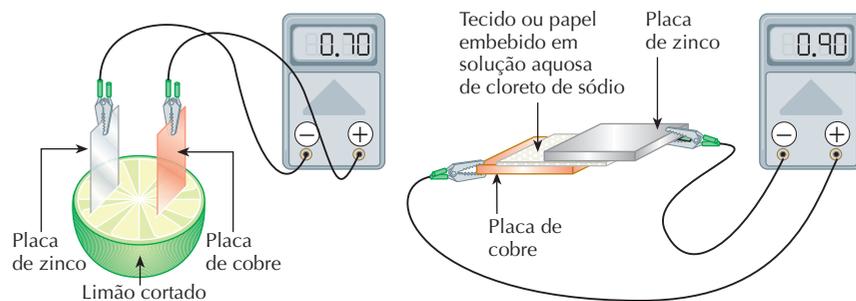
JAUM GUAL CARBONELL / CID

- A As pilhas comuns, usadas em brinquedos, são exemplos cotidianos de celas galvânicas.
- B Bijuterias podem ser revestidas por uma fina camada de ouro por meio de eletrólise, processo que ocorre em uma cela eletrolítica.

Motivação

Outros fatos experimentais

Observe as montagens experimentais abaixo. Elas são muito interessantes e podem ser realizadas em sua escola se houver disponibilidade de um voltímetro e dos demais materiais indicados, com **supervisão do(a) professor(a)**.



ATENÇÃO

Após mexer com limão, **LAVE MUITO BEM** as mãos com água e sabão. Nunca se exponha ao sol com respingos de limão na pele. Isso provoca manchas que demoram bastante tempo para desaparecer.

Observação: os valores medidos podem variar dependendo de diversos fatores, entre os quais o tipo de limão e a concentração de cloreto de sódio na solução.

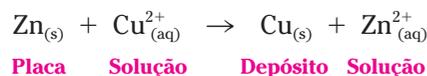
3. ESTUDO DAS CELAS GALVÂNICAS

3.1. A pilha de Daniell: um bom modelo para começar

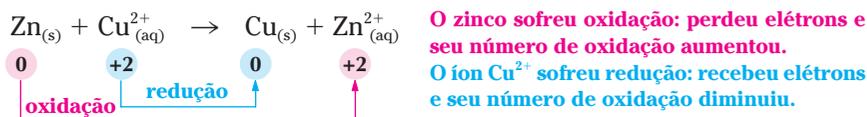
Os resultados experimentais apresentados no final da página anterior revelam uma tendência encontrada pelos cientistas: entre placas de diferentes metais, submetidas a um meio aquoso contendo íons dissolvidos, se estabelece uma diferença de potencial elétrico. E se há essa diferença de potencial, pode-se, em princípio, aproveitá-la para gerar corrente elétrica, ou seja, para construir uma célula galvânica.

Do ponto de vista didático, uma das células galvânicas cujo funcionamento é mais simples de se entender é a *pilha de Daniell*, construída pelo cientista inglês John Daniell em 1836, numa época em que a expansão dos telégrafos com fio exigia fontes de corrente elétrica para uso nesse meio de comunicação.

Vamos apresentar o raciocínio de Daniell, em linguagem atual. Sabemos que os íons cobre (II) reagem espontaneamente com o zinco metálico.



Trata-se de uma reação de oxido-redução em que o zinco sofre oxidação e os íons cobre (II) sofrem redução:



Em uma oxido-redução, a espécie que se oxida — o zinco, no caso — transfere elétrons para a que se reduz — os íons cobre (II), no caso. E se conseguirmos fazer com que essa transferência ocorra por meio de um fio metálico? Seria estabelecida uma corrente elétrica!

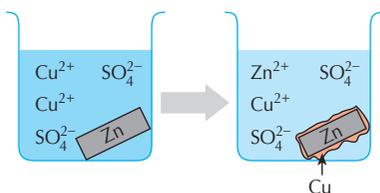
Para conseguir isso, considere uma placa de zinco mergulhada numa solução aquosa contendo 1,0 mol/L de íons zinco (de um sal solúvel de zinco como, por exemplo, sulfato de zinco, ZnSO_4). Esse conjunto será denominado **semicela** (ou meia-cela) e será representado por $\text{Zn}^{2+}_{(aq)} / \text{Zn}^0_{(s)}$.

Considere, também, uma placa de cobre mergulhada numa solução aquosa contendo 1,0 mol/L de íons cobre (II) (por exemplo, uma solução de sulfato de cobre (II), CuSO_4). Essa semicela é representada por $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}^0_{(s)}$.

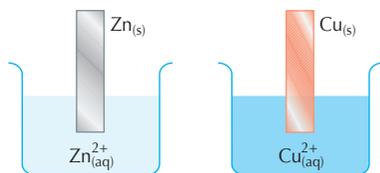
Ao conectar as placas metálicas de ambos os eletrodos, usando fios metálicos e uma lâmpada (de 1,5 V), e colocar uma ponte salina (falaremos sobre ela mais à frente), verificamos que a lâmpada acende!

ATENÇÃO

Jamais cheire ou coloque na boca uma substância empregada em experimentos.

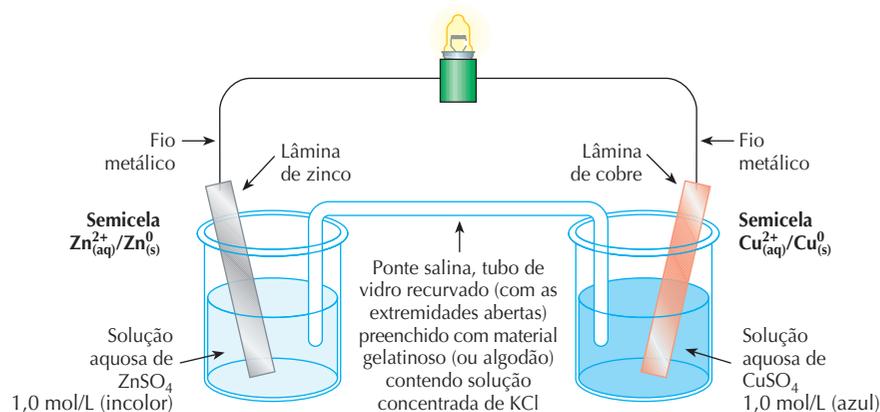


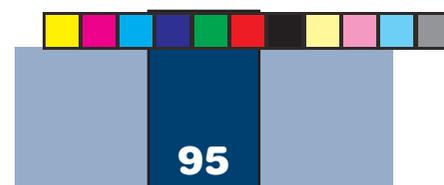
Íons cobre (II), em solução, reagem com uma placa de zinco metálico. São produzidos íons zinco, em solução, e um depósito de cobre metálico. Os íons Cu^{2+} dão cor azulada à solução. No esquema acima, parte desses íons é consumida na reação com a placa de zinco. (Para visualização, a espessura da camada de cobre foi exagerada.)



Esquema da semicela $\text{Zn}^{2+}_{(aq)} / \text{Zn}^0_{(s)}$. Na solução há também ânions de um sal solúvel de zinco (por exemplo, sulfato ou nitrato). Soluções de ZnSO_4 e $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ são **incolors**.

Esquema da semicela $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}^0_{(s)}$. Na solução há também ânions de um sal solúvel de cobre (II) (por exemplo, sulfato ou nitrato). Soluções de CuSO_4 e $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ são **azuis**.





3.2. O funcionamento da pilha de Daniell

Se a lâmpada acendeu é porque o conjunto de eletrodos, fios metálicos e ponte salina forneceu as condições para a movimentação ordenada de cargas elétricas, originando uma corrente elétrica.

O fato de a lâmpada acender também revela que há uma diferença de potencial elétrico entre as placas metálicas de cobre e zinco.

Substituindo a lâmpada por um voltímetro, verifica-se (a 25°C e com 1 mol/L de Cu^{2+} e 1 mol/L de Zn^{2+}) que:

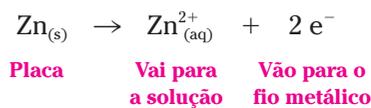
- a diferença de potencial elétrico é de 1,10 V;
- o potencial do eletrodo de cobre é **maior** que o do eletrodo de zinco.

Estudos mais detalhados sobre o funcionamento desse dispositivo (com a lâmpada e sem o voltímetro) revelam que, com o passar do tempo, à medida que a lâmpada permanece acesa:

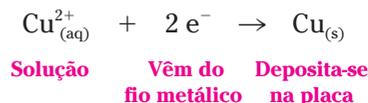
- a concentração de íons cobre (II) diminui na solução da direita;
- a concentração de íons zinco aumenta na solução da esquerda;
- a placa de zinco sofre corrosão (desgaste);
- sobre a placa de cobre deposita-se mais cobre metálico.

Esses fatos indicam que elétrons fluem, pelo fio metálico, da placa de zinco (menor potencial) para a de cobre (maior potencial).

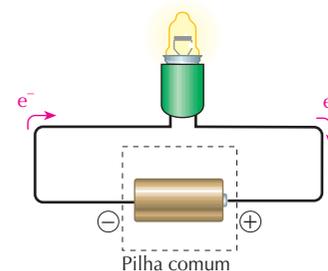
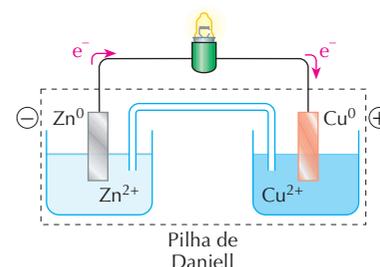
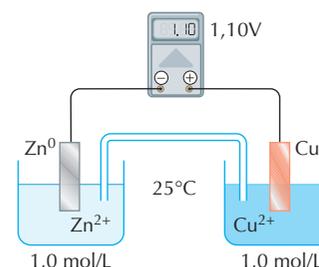
Mas como a placa de zinco poderia “emitir” elétrons? O fato de a concentração de íons Zn^{2+} na solução aumentar e de a placa sofrer corrosão revela que está ocorrendo a oxidação do zinco, que pode ser assim equacionada:



E para onde vão os elétrons recebidos pela placa de cobre? O fato de a concentração de íons Cu^{2+} diminuir e haver depósito de cobre metálico indica que íons cobre (II) da solução estão sofrendo redução:



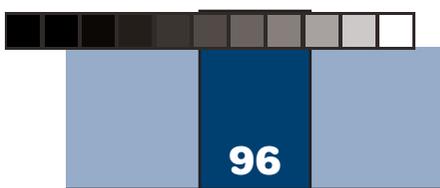
O eletrodo de zinco, por apresentar menor potencial elétrico, atua como o pólo negativo da pilha. E o eletrodo de cobre, que exibe o maior potencial elétrico, atua como pólo positivo. Para entender bem, observe os desenhos ao lado, que permitem **comparar** a pilha de Daniell com uma pilha de lanterna.



3.3. O papel da ponte salina

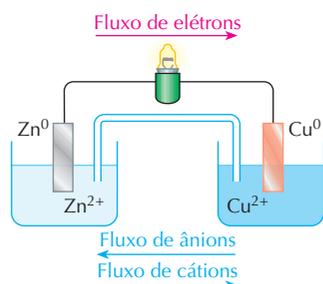
Cada átomo de Zn^0 que manda dois elétrons para o circuito externo sai da placa e passa para a solução na forma de Zn^{2+} , provocando a corrosão da placa e fazendo a solução ficar mais concentrada de íons zinco. Isso tende a fazer com que essa solução fique com excesso de cargas positivas (os íons sulfato, SO_4^{2-} , não participam da reação). Simultaneamente, a outra solução fica menos concentrada em íons Cu^{2+} e tende a ter acúmulo de cargas negativas.

Se isso ocorresse, o funcionamento da pilha rapidamente iria cessar, pois o acúmulo de carga positiva na solução da esquerda iria atrair os elétrons do fio metálico para a placa de zinco (cargas de sinais opostos se atraem), e o acúmulo de carga negativa na solução da direita iria repelir os elétrons do fio metálico (cargas de mesmo sinal se repelem), impedindo-os de chegar à placa de cobre.



O acúmulo de cargas elétricas nas soluções é evitado pela ponte salina, um tubo de vidro recurvado preenchido com material gelatinoso e contendo alta concentração de um sal que não interfira no processo; KCl, por exemplo.

O excesso de cátions (portadores de cargas positivas) no frasco da esquerda é compensado pela migração de íons Cl^- provenientes da ponte salina em direção ao frasco da esquerda. E o excesso de ânions (portadores de cargas negativas) no frasco da direita é compensado pela migração de íons K^+ provenientes da ponte salina em direção ao frasco da direita. Assim, a presença da ponte salina permite que a pilha continue funcionando.



De fato, caso a ponte salina seja retirada, verifica-se que a lâmpada apaga imediatamente. Isso porque o excesso de íons acumulados nas soluções rapidamente impede o fluxo de elétrons através da parte metálica do circuito.

É importante perceber que o circuito elétrico inclui o interior da pilha, porém não é um condutor metálico que conduz a corrente dentro dela, mas sim outro tipo de condutor elétrico: soluções aquosas.

As soluções de ambos os frascos e também a solução presente na ponte salina permitem que o circuito elétrico esteja totalmente fechado. Lembre-se de que corrente elétrica é um fluxo ordenado de **cargas elétricas**. No fio metálico, são os elétrons (portadores de carga elétrica negativa) que se movimentam. Nas soluções não são elétrons que se movimentam, mas sim cátions e ânions.

Assim, a experiência de acender uma lâmpada com uma pilha de Daniell envolve um circuito elétrico fechado que consiste basicamente de duas partes: uma parte externa à pilha, formada por fios metálicos, e uma parte interna à pilha, na qual a corrente elétrica que atravessa as soluções aquosas é um fluxo ordenado de cátions e ânions.

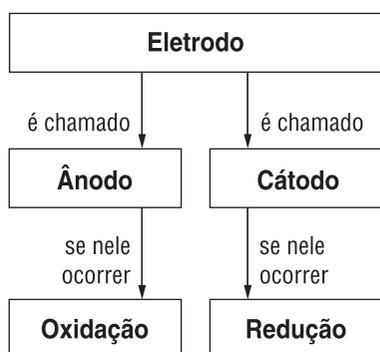
3.4. Nomenclatura dos eletrodos em uma cela galvânica

As placas metálicas existentes em uma pilha, que fazem a sua conexão com a parte do circuito elétrico externa à pilha, são denominadas **eletrodos**. É também freqüente, em Química, encontrarmos a palavra eletrodo sendo usada como sinônimo não apenas da placa metálica, mas de toda a semicela.

Para todas as celas eletroquímicas, vale a seguinte convenção:

O eletrodo no qual ocorre processo de **oxidação** é denominado **ânodo**.
O eletrodo no qual ocorre processo de **redução** é denominado **cátodo**.

Na pilha de Daniell, o ânodo é o eletrodo de zinco e o cátodo é o eletrodo de cobre. O que ocorre em cada um desses eletrodos é denominado **semi-reação**, que pode ser representada por meio de uma equação química. Se somarmos as equações das semi-reações anódica e catódica, obteremos a equação global da reação de óxido-redução que ocorre na pilha:



3.5. Representação esquemática para uma cela galvânica

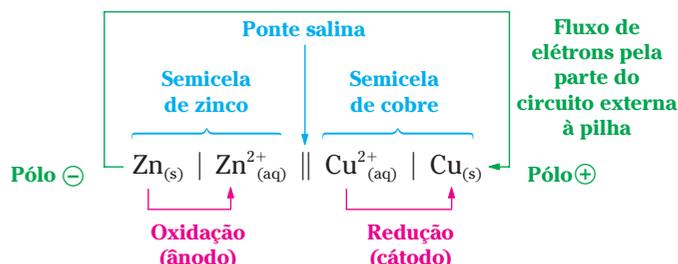
A União Internacional de Química Pura e Aplicada (Iupac) propôs uma maneira esquemática para representar uma cela galvânica. Tal representação é bastante útil, pois permite descrever de modo rápido e simples esse tipo de dispositivo sem a necessidade de desenhá-lo.

Vamos exemplificar essa representação para a pilha de Daniell:



A barra vertical simples (|) indica a fronteira que separa duas fases, e a barra vertical dupla (||) indica a ponte salina. Do lado esquerdo é representada a semicela em que ocorre a oxidação (ânodo) e, do lado direito, a semicela em que ocorre a redução (cátodo).

Assim:



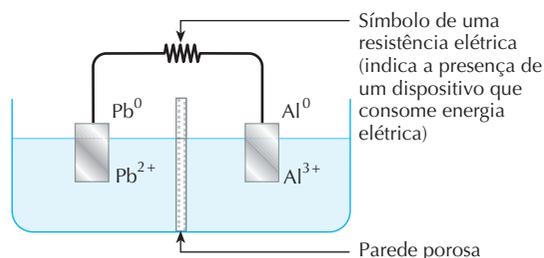
Aplique o que aprendeu

Observe que há uma relação estequiométrica entre a massa de metal perdida no ânodo e a massa de metal ganha no cátodo. Utilizando seus conhecimentos em estequiometria, calcule a massa de metal corroída na semicela de zinco da pilha de Daniell, caso na semicela de cobre tenham se depositado 12,7 g de metal.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

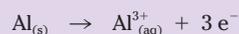
3. No funcionamento da cela galvânica ilustrada abaixo verifica-se acúmulo de chumbo metálico na placa da esquerda e desgaste (corrosão) da placa da direita. A parede porosa exerce o mesmo papel da ponte salina.



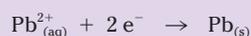
- Expresse, por meio de equações químicas, o que ocorre em cada eletrodo.
- Em que sentido se estabelece o fluxo eletrônico no fio metálico?
- Qual eletrodo atua como cátodo e qual atua como ânodo?
- Qual eletrodo é o pólo positivo e qual é o negativo?
- Equacione a reação global da pilha.

Resolução

- a) A corrosão da placa de alumínio revela que o metal dessa placa se oxida, produzindo íons em solução:

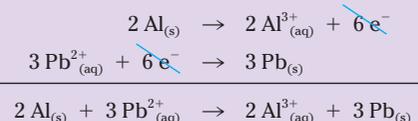


O acúmulo de chumbo indica que íons Pb^{2+} estão se reduzindo a Pb^0 :

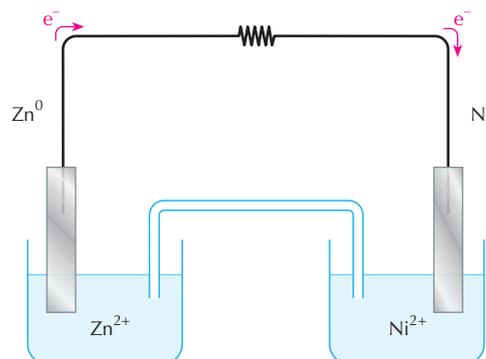


- Os elétrons são emitidos pela placa de alumínio e se dirigem à placa de chumbo.
- Por definição, ânodo é o eletrodo em que há oxidação e cátodo é o eletrodo em que há redução. Assim, o ânodo é o eletrodo de alumínio e o cátodo é o eletrodo de chumbo.
- O pólo positivo (que recebe elétrons do fio metálico) é o eletrodo de chumbo. O pólo negativo (que emite elétrons para o fio) é o eletrodo de alumínio.

- e) Para chegar à equação global multiplicamos a semi-reação de oxidação por 2 e a de redução por 3. Dessa maneira, o número total de elétrons recebido é igual ao perdido:



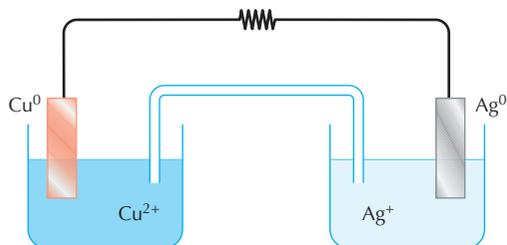
4. O esquema abaixo ilustra uma cela galvânica (pilha), ressaltando o sentido de movimentação dos elétrons.



Sobre essa pilha, responda às questões:

- Qual dos eletrodos é o ânodo? Qual é o cátodo?
- Qual dos eletrodos é o pólo negativo? E o positivo?
- Qual é a espécie química que sofre oxidação? E a que sofre redução? (Lembre-se: *espécie química* é um termo genérico para designar átomo, molécula ou íon.)
- Qual a placa que sofre corrosão?
- Qual a placa em que se deposita sólido?
- Equacione a semi-reação anódica.
- Equacione a semi-reação catódica.
- Equacione a reação global da pilha.
- Qual o sentido de movimentação dos íons nas soluções aquosas e na ponte salina?

5. O esquema abaixo ilustra uma pilha na qual se verifica que, durante o funcionamento, há desgaste da placa de cobre e depósito de metal sobre a placa de prata.

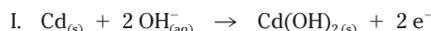


Com base na informação dada, responda às questões:

- Qual dos eletrodos é o ânodo? Qual é o cátodo?
 - Qual dos eletrodos é o pólo negativo? E o positivo?
 - Que espécie química é oxidada? E qual é reduzida?
 - Equacione a semi-reação anódica.
 - Equacione a semi-reação catódica.
 - Equacione a reação global da pilha.
 - Qual o sentido de movimentação dos elétrons no fio?
 - Qual o sentido de movimentação dos íons nas soluções aquosas e na ponte salina?
6. Nas pilhas comuns, usadas, por exemplo, em lanternas e brinquedos, as semi-reações podem ser assim equacionadas:
- $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}_{(aq)}^{2+} + 2 e^{-}$
 - $2 \text{MnO}_{2(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2 e^{-} \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_{3(s)} + 2 \text{OH}_{(aq)}^{-}$

- Cite uma espécie química cuja quantidade **diminui** com o funcionamento da pilha.
- Qual das semi-reações ocorre no cátodo?
- Qual das semi-reações ocorre no pólo que emite elétrons para a parte do circuito externa à pilha?

7. As baterias recarregáveis de níquel/cádmio são empregadas em alguns brinquedos, notebooks, filmadoras, telefones celulares e sem fio. Quando estão descarregando (fornecendo corrente), nelas ocorrem as semi-reações:



- Cite uma substância cuja quantidade **aumenta** com a descarga da bateria.
 - Qual o elemento químico que se oxida? Qual o que se reduz?
 - Qual das semi-reações ocorre no pólo positivo?
 - Equacione a reação global do processo.
8. Quando uma bateria de níquel/cádmio está sendo recarregada, a reação química global ocorre no sentido inverso.
- Baseado na sua resposta ao item *d* da questão anterior, equacione a reação química que ocorre durante o recarregamento da bateria.
 - Nessa recarga, qual o elemento químico que sofre oxidação e qual o que sofre redução?
9. Explique o significado da seguinte representação científica:

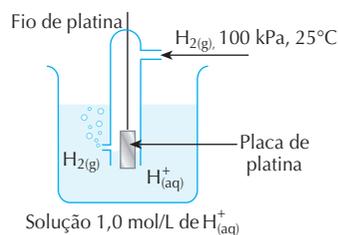


Motivação

Mais fatos experimentais

Considere o seguinte **relato** envolvendo as seguintes semicelas:

- Uma placa de zinco mergulhada em solução 1,0 mol/L de íons Zn^{2+} , a 25°C (semicela que será representada por $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}^0$).
- Uma placa de cobre mergulhada em solução 1,0 mol/L de íons Cu^{2+} , a 25°C ($\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0$).
- Uma placa de prata mergulhada em solução 1,0 mol/L de íons Ag^{+} , a 25°C ($\text{Ag}^{+} / \text{Ag}^0$).
- Uma placa de platina mergulhada em solução contendo 1,0 mol/L de íons H^{+} , a 25°C, e submetida a gás hidrogênio continuamente borbulhado a pressão de 100 kPa ($\text{H}^{+} / \text{H}_2$). O eletrodo dessa semicela, ilustrada ao lado, é denominado **eletrodo-padrão de hidrogênio**.



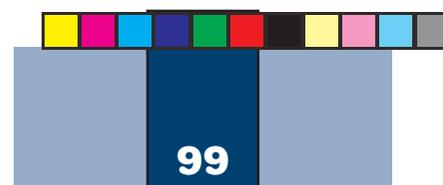
Eletrodo-padrão de hidrogênio.

Fonte: I. Levine, *Physical Chemistry*. 4. ed. New York, McGraw-Hill, 1995. p. 391, 397.

As três primeiras semicelas são empregadas, uma de cada vez, para montar uma pilha com a semicela $\text{H}^{+} / \text{H}_2$.

O uso de um voltímetro permite determinar experimentalmente que:

- O eletrodo de zinco da semicela $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}^0$ tem potencial elétrico 0,76 V **menor** que o eletrodo-padrão de hidrogênio.
- O eletrodo de cobre da semicela $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0$ tem potencial elétrico 0,34 V **maior** que o eletrodo-padrão de hidrogênio.
- O eletrodo de prata da semicela $\text{Ag}^{+} / \text{Ag}^0$ tem potencial elétrico 0,80 V **maior** que o eletrodo-padrão de hidrogênio.



Como esses fatos podem auxiliar a prever, por exemplo, a diferença de potencial de uma pilha feita com as semicelas Zn^{2+}/Zn^0 e Ag^+/Ag^0 ou com Cu^{2+}/Cu^0 e Ag^+/Ag^0 ? Esses resultados experimentais são consistentes com a diferença de potencial medida na pilha de Daniell, que é de 1,10 V (para os íons Zn^{2+} e Cu^{2+} presentes em concentração 1,0 mol/L, a 25°C)?

Desenvolvendo

o tema

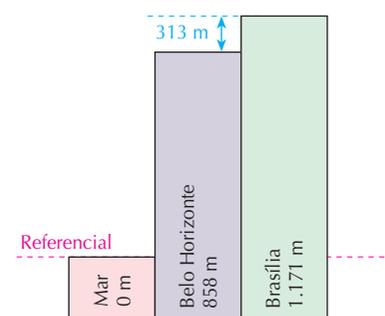
4. POTENCIAL-PADRÃO DE SEMICELA

4.1. A semicela adotada como referencial em Eletroquímica

Quando alguém diz que “a altitude de Brasília é de 1.171 m acima do nível do mar” ou que “a altitude de Belo Horizonte é de 858 m acima do nível do mar”, esse alguém está deixando claro que as medidas são feitas em relação a um **referencial** que, no caso, é o nível do mar.

Conhecendo as altitudes de Brasília e de Belo Horizonte em relação a esse referencial, pode-se calcular que Brasília está 313 m mais alta que Belo Horizonte, como mostra o esquema ao lado.

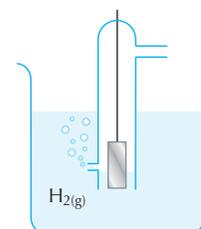
Analogamente, como o voltímetro fornece apenas diferenças de potencial, toda medida feita com ele compara o potencial elétrico de um pólo com o do outro. A fim de poderem comparar as diversas semicelas, os químicos resolveram medir e tabelar as diferenças de potencial de todas elas em relação a um único referencial.



O **referencial** escolhido para expressar potencial elétrico, em experimentos de Eletroquímica, é o **eletrodo-padrão de hidrogênio**.

Evidências mostraram aos cientistas que a platina (metal nobre, que dificilmente reage com outras substâncias) tem a propriedade de *adsorver* o gás hidrogênio, ou seja, de *reter em sua superfície* as moléculas desse gás.

Ao usar a semicela H^+/H_2 , a placa de platina serve como elemento metálico capaz de receber elétrons vindos do circuito externo ou enviar elétrons para ele. As espécies químicas que, de fato, participam do processo de óxido-redução são H_2 e H^+ . Se a semicela H^+/H_2 atuar com ânodo, a semi-reação será a de oxidação de H_2 a H^+ e, se atuar como cátodo, será a de redução de H^+ a H_2 .



Se essa semicela atuar como **ânodo**:
 $H_2 \rightarrow 2 e^- + 2 H^+$

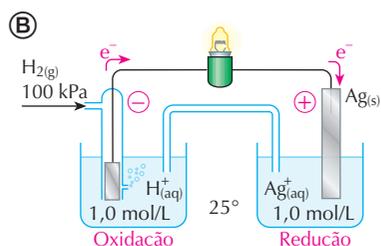
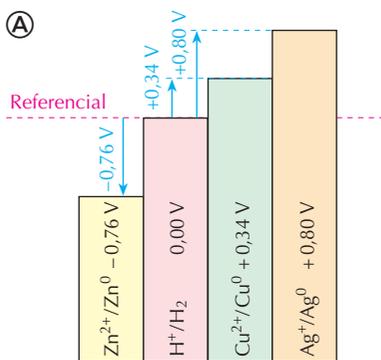
Se essa semicela atuar como **cátodo**:
 $2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_2$

4.2. O conceito de potencial-padrão de semicela

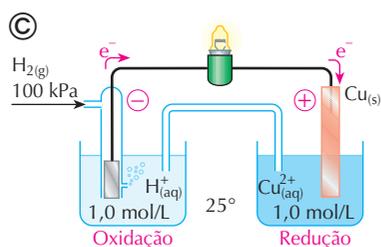
A diferença de potencial elétrico entre os pólos de uma cela galvânica, medida com voltímetro numa situação em que a cela não esteja fornecendo corrente elétrica para um circuito, é representado por ΔE .

Se essa diferença de potencial for medida nas **condições-padrão** (convencionadas como 1,0 mol/L e 100 kPa*) e em uma temperatura de interesse (geralmente 25°C), ela é denominada diferença de potencial-padrão e representada por ΔE° . Já sabemos que o potencial elétrico do

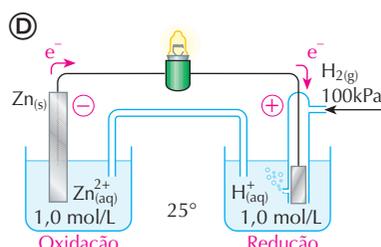
* Anteriormente, a pressão das condições-padrão para as medidas de potenciais de semicela era de 1 atm e não de 100 kPa (cem quilopascals). Como a unidade atm não faz parte do Sistema Internacional, convencionou-se, há alguns anos, mudar a pressão-padrão de 1 atm para 100 kPa. Na prática, isso não envolveu grandes alterações nos valores já conhecidos e tabelados, pois 1 atm = 101,3 kPa, o que é muito próximo de 100 kPa.



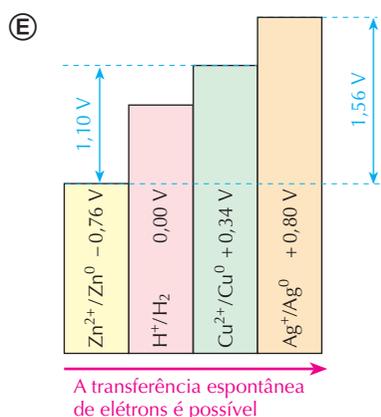
A pilha $\text{Pt(s)} | \text{H}_2(\text{g}) | \text{H}^+(\text{aq}) || \text{Ag}^+(\text{aq}) | \text{Ag(s)}$



A pilha $\text{Pt(s)} | \text{H}_2(\text{g}) | \text{H}^+(\text{aq}) || \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) | \text{Cu(s)}$



A pilha $\text{Zn(s)} | \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) || \text{H}^+(\text{aq}) | \text{H}_2(\text{g}) | \text{Pt(s)}$



cátodo é maior que o do ânodo. Assim, podemos dizer que o valor de ΔE° é dado por:

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ânodo}}$$

em que $E^\circ_{\text{cátodo}}$ e $E^\circ_{\text{ânodo}}$ representam, respectivamente, os potenciais elétricos do cátodo e do ânodo.

Como já foi dito, o voltímetro não mede valores de potencial, mas sim diferenças de potencial. Assim, não há um modo de medir isoladamente $E^\circ_{\text{cátodo}}$ ou $E^\circ_{\text{ânodo}}$. Apenas medimos a diferença entre ambos (ΔE°).

A escolha de um eletrodo como referencial (o eletrodo-padrão de hidrogênio) permite superar a impossibilidade de tabelar potenciais individuais.

O valor de E° para o **eletrodo-padrão de hidrogênio** foi convençãoado como sendo **0 V** (zero volt), quer ele atue como ânodo, quer como cátodo.

A partir dessa definição podemos, de acordo com os fatos experimentais, resumidos no esquema (A), afirmar que:

- o potencial-padrão da semicela $\text{Ag}^+ / \text{Ag}^0$ é +0,80 V;
- o potencial-padrão da semicela $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0$ é +0,34 V;
- o potencial-padrão da semicela $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}^0$ é -0,76 V.

O **potencial-padrão de uma semicela** é o valor da diferença de potencial elétrico, nas condições-padrão (1,0 mol/L e 100 kPa) e numa temperatura de interesse (geralmente 25°C), entre o eletrodo dessa semicela e o eletrodo-padrão de hidrogênio.

4.3. Interpretação dos potenciais-padrão de semicela

Vimos, no início deste capítulo, que os elétrons se movimentam na parte metálica de um circuito elétrico de um ponto de menor potencial elétrico para um ponto de maior potencial elétrico.

O fato de o potencial-padrão da semicela $\text{Ag}^+ / \text{Ag}^0$ ser +0,80 V indica que, na pilha formada por $\text{Ag}^+ / \text{Ag}^0$ e H^+ / H_2 , o eletrodo de hidrogênio atua como pólo negativo e o de prata, como pólo positivo. Isso porque os elétrons se deslocarão, pelo fio, do eletrodo de hidrogênio (de menor potencial elétrico) para o de prata (de maior potencial). Teremos, para essa pilha, a situação ilustrada esquematicamente na figura (B), ao lado. Há oxidação do H_2 e redução dos íons Ag^+ .

O fato de o potencial-padrão da semicela $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0$ ser +0,34 V indica que, na pilha formada por ela e pela semicela H^+ / H_2 , o eletrodo de hidrogênio (menor potencial elétrico) atua como pólo negativo e o de cobre (maior potencial elétrico), como pólo positivo. Assim, teremos a situação mostrada no esquema (C), com a oxidação do H_2 e a redução dos íons Cu^{2+} .

No caso da semicela $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}^0$, a situação se inverte, pois o seu potencial, -0,76 V, é inferior ao do eletrodo-padrão de hidrogênio. O eletrodo de zinco (menor potencial elétrico) funcionará como pólo negativo, emitindo elétrons pelo circuito metálico para o eletrodo de hidrogênio (maior potencial elétrico). A pilha funciona de acordo com o esquema (D), com oxidação do Zn^0 e redução dos íons H^+ .

O esquema (E) resume essa discussão.

Quando uma pilha é usada para gerar corrente elétrica em um circuito, os elétrons se movimentam, na parte metálica do circuito, do eletrodo de menor potencial para o de maior potencial elétrico.

O esquema (E) também nos permite fazer previsões.

Por exemplo, podemos prever que a diferença de potencial entre as semicelas $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0$ e $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}^0$, que tomam parte da pilha de Daniell, é de 1,10 V. Esse é, de fato, o valor experimentalmente determinado, como foi mostrado na página 95.

Aplique

o que aprendeu

Consultando o esquema (E), o que podemos prever sobre a pilha formada pelas semicelas $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$ e Ag^+/Ag^0 ?

Ao comparar, no esquema (E), as semicelas $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0$ e Ag^+/Ag^0 , percebemos que a diferença de potencial-padrão entre ambas é de 1,56 V, sendo que o potencial da semicela de prata é maior que o da semicela de zinco. Ambas semicelas formariam, portanto, uma pilha com diferença de potencial elétrico de 1,56 V, na qual o pólo negativo é o eletrodo de zinco e o pólo positivo é o eletrodo de prata. Essa previsão também é confirmada experimentalmente!

Podemos concluir que, quanto maior o potencial-padrão de uma semicela, maior é a tendência de ela receber elétrons e de nela acontecer redução.

Quanto **maior o potencial-padrão** de uma semicela (E°), maior a tendência de ela receber elétrons, ou seja, **maior a tendência** de nela ocorrer **redução**. Por isso, essa grandeza também é conhecida como **potencial-padrão de redução** e simbolizada por E°_{red} .

A tabela 1 apresenta os valores de potencial-padrão para algumas semicelas. O símbolo \rightleftharpoons indica que uma semi-reação pode, em princípio, ocorrer no sentido da redução ou no da oxidação, dependendo da outra semicela presente.

Tabela 1. Potencial-padrão (1,0 mol/L e 100 kPa) para algumas semicelas, a 25°C

Equação da semi-reação	E° (V)
$\text{Li}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}_{(\text{s})}$	-3,05
$\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}_{(\text{s})}$	-2,93
$\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}_{(\text{s})}$	-2,87
$\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}_{(\text{s})}$	-2,71
$\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}_{(\text{s})}$	-2,38
$\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}_{(\text{s})}$	-1,68
$2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{g})} + 2\text{OH}^-_{(\text{aq})}$	-0,83
$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}_{(\text{s})}$	-0,76
$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{s})}$	-0,44
$\text{Cd}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}_{(\text{s})}$	-0,40
$\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}_{(\text{s})}$	-0,14
$\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}_{(\text{s})}$	-0,13
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{s})}$	-0,04
$2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{g})}$	+0,00
$\text{Sn}^{4+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$	+0,15
$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}_{(\text{s})}$	+0,34
$\text{O}_{2(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 4\text{OH}^-_{(\text{aq})}$	+0,40
$\text{Cu}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}_{(\text{s})}$	+0,52
$\text{I}_{2(\text{s})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-_{(\text{aq})}$	+0,54
$\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_{2(\text{s})} + 4\text{OH}^-_{(\text{aq})}$	+0,59
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	+0,77
$\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}_{(\text{s})}$	+0,80
$\text{Br}_2_{(\text{l})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-_{(\text{aq})}$	+1,07
$\text{O}_{2(\text{aq})} + 4\text{H}^+_{(\text{aq})} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+1,23
$\text{Cl}_{2(\text{g})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$	+1,36
$\text{Au}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}_{(\text{s})}$	+1,42
$\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} + 8\text{H}^+_{(\text{aq})} + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+1,49
$\text{F}_{2(\text{g})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-_{(\text{aq})}$	+2,87

Fontes: R. G. Mortimer, *Physical Chemistry*. 2. ed., Orlando, Harcourt, 2000. p. 992. I. Levine, *Physical Chemistry*. 4. ed., New York, McGraw-Hill, 1995. p. 399.

5. APLICAÇÕES DA TABELA DE POTENCIAIS-PADRÃO

A tabela de potenciais apresenta várias aplicações importantes. A seguir, apresentaremos as mais relevantes para a Química do Ensino Médio.

5.1. Previsão da força eletromotriz de uma pilha

A força eletromotriz de uma pilha é a diferença de potencial elétrico medida entre os seus terminais, quando ela não está sendo usada para gerar corrente. Quanto maior o valor dessa grandeza (representada, neste livro, por ΔE°), maior a capacidade de a pilha gerar corrente elétrica.

Em palavras: A força eletromotriz de uma pilha (ΔE°), nas condições-padrão, é dada pela diferença dos potenciais-padrão das semicelas dessa pilha.

Em equação:

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{eletrodo que recebe } e^-} - E^\circ_{\text{eletrodo que perde } e^-}$$

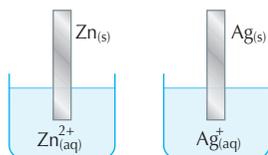
Por exemplo, no caso da pilha de Daniell, temos:

$$E^\circ = E^\circ(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0) - E^\circ(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}^0) = +0,34 \text{ V} - (-0,74 \text{ V}) = 1,10 \text{ V}$$

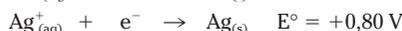
Questões para fixação

Resolva em seu caderno

10. As seguintes semicelas são usadas para montar uma pilha:

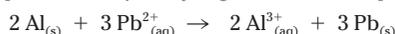


Considerando os potenciais de semicela:



responda às questões abaixo, que se referem ao funcionamento da pilha.

- Qual dos eletrodos é o ânodo? Qual é o cátodo?
 - Qual dos eletrodos é o pólo negativo? E o positivo?
 - Que espécie química é oxidada? E qual é reduzida?
 - Equacione a semi-reação anódica.
 - Equacione a semi-reação catódica.
 - Equacione a reação global da pilha.
 - Qual o sentido de movimentação dos elétrons no fio?
 - Qual o sentido de movimentação dos íons nas soluções aquosas e na ponte salina?
 - Calcule o valor de ΔE° para essa pilha.
11. Consulte a tabela de potenciais apresentada no texto e calcule a força eletromotriz nas condições-padrão (ΔE°) para a pilha da questão 3, cuja reação global é assim equacionada:

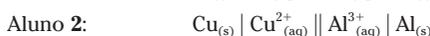


12. Considere os seguintes dados:

$$E^\circ(\text{Al}^{3+} / \text{Al}^0) = -1,68 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0) = +0,34 \text{ V}$$

Três estudantes elaboraram as representações a seguir para a pilha que pode ser formada por essas duas semicelas. Dessas representações, escolha a correta e justifique sua escolha.



13. Equacione a reação global da pilha da questão anterior.

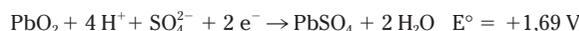
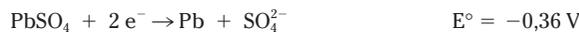
14. Um estudante mergulhou um fio de cobre em uma solução de nitrato de prata 1,0 mol/L e observou a formação de um depósito metálico sobre o fio, conforme mostra a foto abaixo.



- Interprete o acontecimento observado, deixando claro o processo químico que ocorreu.
- Esse processo é uma reação de óxido-redução? Por quê?

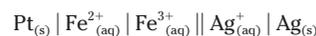
Se a resposta anterior for **afirmativa**, então responda:

- Quais os agentes oxidante e redutor no processo?
 - Se essa reação química fosse empregada em uma pilha, qual seria o valor de ΔE° para ela? (Consulte a tabela 1.)
15. A bateria de automóvel é formada por uma associação de seis pilhas iguais. As semicelas empregadas têm os seguintes valores de potencial-padrão.



- Represente a equação da reação global da pilha.
- Cite uma substância consumida enquanto ela funciona.
- Calcule a força eletromotriz nas condições-padrão (ΔE°) para a pilha em questão.

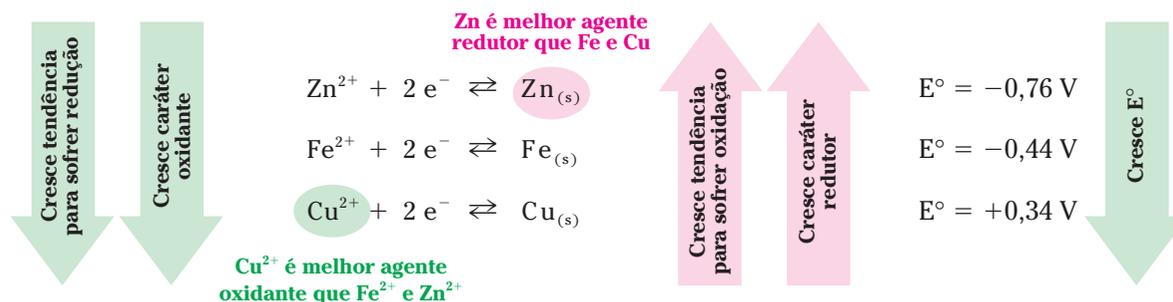
16. Num laboratório foi montada a pilha representada por:



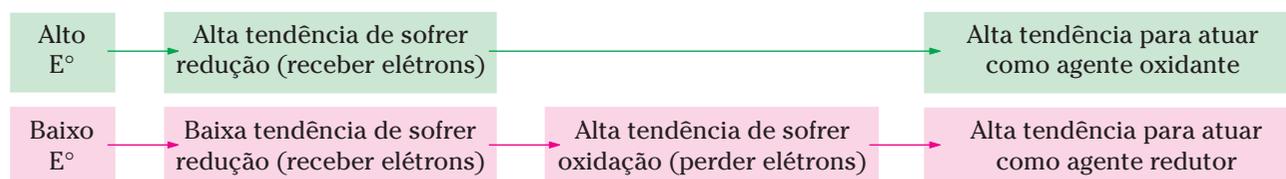
O eletrodo de platina é inerte (não participa da reação em que Fe^{2+} se transforma em Fe^{3+}). O ΔE° medido foi de 0,03 V. Com base nesse valor e sabendo que $E^\circ(\text{Ag}^+ / \text{Ag}^0) = +0,80 \text{ V}$, determine o valor de $E^\circ(\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+})$.

5.2. Comparação da força de oxidantes e redutores

Num mesmo eletrodo pode haver oxidação ou redução. Depende da situação. O esquema abaixo mostra como, comparando os valores de potenciais de redução, podemos **comparar** a tendência de espécies químicas atuarem como agente oxidante ou agente redutor em processos de óxido-redução:



Assim, de um modo geral, podemos dizer que:



5.3. Espontaneidade de reações de óxido-redução

Numa reação de óxido-redução que ocorra espontaneamente, os elétrons são transferidos de uma espécie química com menor potencial de redução para outra com maior potencial de redução. Portanto, se calcularmos a diferença de potencial para esse processo, chegaremos a um valor positivo.

Reação de óxido-redução **espontânea**:

$$E^{\circ}_{\text{espécie que recebe } e^{-}} - E^{\circ}_{\text{espécie que perde } e^{-}} > 0$$

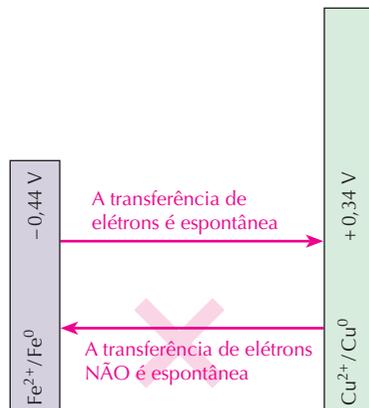
O resultado positivo dessa subtração expressa simplesmente a tendência de elétrons serem transferidos da espécie de menor para a de maior potencial de redução.

Se, por outro lado, a subtração resultasse num valor menor que zero, isso significaria que elétrons estariam sendo transferidos de uma espécie com maior potencial de redução para outra com menor potencial de redução. E isso não está de acordo com a tendência natural de transferência de elétrons.

Reação de óxido-redução **não-espontânea**:

$$E^{\circ}_{\text{espécie que recebe } e^{-}} - E^{\circ}_{\text{espécie que perde } e^{-}} < 0$$

Prever se uma reação de óxido-redução pode ocorrer espontaneamente permite que os químicos antecipem reações indesejáveis (por exemplo, a corrosão dos metais) e tomem providências para evitar que ocorram.



Aplique

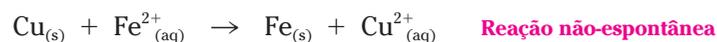
o que aprendeu

Tente justificar, usando seus conhecimentos, a subida do nível da água no interior da bureta.

Por exemplo, por meio do potencial da semicela $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$, que é $+0,34\text{ V}$, e da semicela $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0$, que é $-0,44\text{ V}$, podemos prever que a corrosão do ferro por íons cobre (II) é espontânea, mas a corrosão do cobre por íons ferro (II) não é. Veja os cálculos:



$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0) - E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0) = +0,34\text{ V} - (-0,44\text{ V}) = +0,78\text{ V}$$



$$E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0) - E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0) = -0,44\text{ V} - (+0,34\text{ V}) = -0,78\text{ V}$$

Motivação

Um experimento sobre a formação da ferrugem

Com **autorização e supervisão do(a) professor(a)**, coloque uma porção de lâ de aço à meia altura no interior de uma bureta; inverta a bureta e coloque-a na vertical, presa a um suporte apropriado, sobre um béquer com um pouco de água. Abra a torneira da bureta e aspire um pouco de ar, de maneira que no seu interior entre uma pequena quantidade de água, tendo o cuidado para que a água não se encoste à lâ de aço. Em seguida, feche a torneira da bureta (observe se não existe vazamento). Você notará, após um ou dois dias, que a lâ de aço estará coberta de ferrugem e que o volume de água dentro da bureta aumentou.

Desenvolvendo

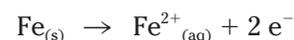
o tema

5.4. A proteção de uma superfície metálica

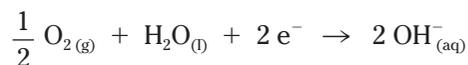
O ferro na presença de água isenta de ar (ausência de gás oxigênio) ou na presença de ar seco (ausência de umidade) praticamente não enferruja (ausência de corrosão). Contudo, o que ocorre normalmente é o ferro ficar exposto à água contendo oxigênio dissolvido, e é aí que está o problema.

As equações a seguir representam o que acontece na corrosão do ferro (ou do aço, uma liga de ferro com um pouco de carbono) na presença de água que contenha oxigênio dissolvido ou na presença de ar úmido.

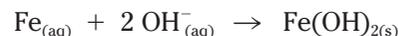
Oxidação do ferro:



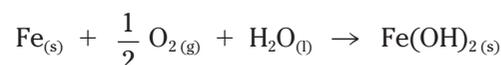
Redução do O_2 :



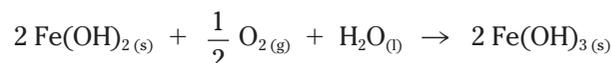
Precipitação de $\text{Fe}(\text{OH})_2$:



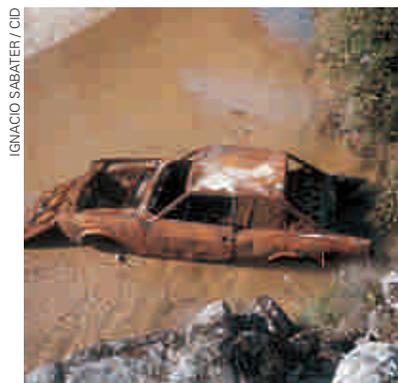
Soma das equações anteriores:



Oxidação do $\text{Fe}(\text{OH})_2$:



A ferrugem, que pode ser encarada como uma mistura de $\text{Fe}(\text{OH})_2$ e $\text{Fe}(\text{OH})_3$, ao ser formada na superfície do ferro ou do aço, solta-se em flocos, deixando o ferro novamente exposto e sujeito à oxidação.



IGNACIO SABATER / CID

A ferrugem se forma, de modo espontâneo, na reação entre ferro, oxigênio e água.

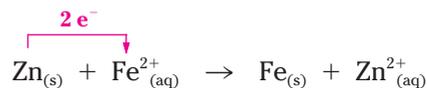


Um procedimento possível para proteger o ferro da corrosão em ambientes nos quais esteja exposto à água e ao gás oxigênio é a *galvanização*. Galvanizar o ferro ou o aço consiste em revesti-los com zinco metálico (como se fosse uma fina película de tinta) para evitar sua corrosão. O zinco foi escolhido por ser um redutor mais forte que o ferro. Vejamos:



O zinco reveste a superfície do ferro como se fosse uma camada de tinta, impedindo seu contato com o ar úmido ou com a água que contém oxigênio. Esse zinco também atua, diante do ferro, como se fosse o ânodo de uma pilha.

Se o ferro galvanizado fosse “riscado” e exposto ao ar e à umidade, ele estaria sujeito a ser oxidado a Fe^{2+} . Este seria imediatamente reduzido a Fe pelo zinco, impedindo o aparecimento da ferrugem.



Porém, como o zinco tem mais facilidade para se oxidar que o ferro (pois tem menor potencial de redução), ele tende a se oxidar preferencialmente, mesmo que o ferro esteja exposto. Em outras palavras, se a película protetora de zinco for danificada e o ferro estiver exposto, o zinco atuará como **metal de sacrifício**, ou seja, um metal propositalmente colocado em contato com o ferro para que seja oxidado em lugar dele, preservando-o.



Cascos de navio são protegidos da corrosão mediante a colocação de placas de zinco, que se oxida mais facilmente que o ferro. A técnica é denominada “proteção catódica”, pois o ferro é protegido justamente por se tornar o cátodo da cela galvânica formada por zinco e ferro. E o zinco é denominado “metal de sacrifício” ou “ânodo de sacrifício”, pois, atuando como o ânodo da cela, oxida-se, preservando, assim, o ferro. A proteção é eficiente desde que o metal de sacrifício seja re-posto à medida que vai sendo consumido.

Em destaque

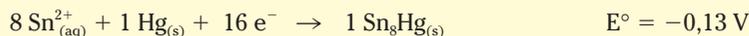
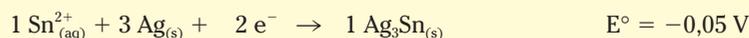
PROBLEMAS CAUSADOS POR OBTURAÇÕES DENTÁRIAS

Na Odontologia, um material ainda bastante utilizado para obturar cáries dentais, ou seja, para preencher cavidades de dentes é o chamado *amálgama dentário*.

Um amálgama dentário é constituído por uma mistura sólida na qual o mercúrio combina-se com prata e estanho.

Na realidade esse tipo de amálgama é constituído de 3 fases sólidas formadas pelas seguintes substâncias: Ag_2Hg_3 , Ag_3Sn e Sn_8Hg .

Veja a seguir três das semi-reações que acontecem nesse preenchimento:



Ao morder acidentalmente um pedaço de papel alumínio (usado para embalar balas ou caramelos), de forma que ele encoste numa obturação dental, a pessoa sentirá uma dor aguda momentânea.

Essa dor surge porque foi criada no interior da boca uma pilha, tendo o alumínio como ânodo ($E^{\circ} = -1,68 \text{ V}$), a obturação como cátodo e a saliva como eletrólito. O contato entre o alumínio e a obturação fecha o circuito, ocasionando um pequeno fluxo de corrente entre os eletrodos. Essa corrente é detectada por um nervo sensível do dente provocando uma dor fina e desagradável.

Outro tipo de problema surge quando um metal de maior E° (ouro, por exemplo) entra em contato com a obturação feita de amálgama. Nesse caso, se a obturação entra em contato com uma incrustação de ouro feita em um dente próximo, haverá corrosão na obturação. Isso acontece porque a obturação de amálgama atua como ânodo (menor E°) e a incrustação de ouro como cátodo (maior E°). Analisando os valores de E° , observa-se que o eletrodo Sn_8Hg é o mais fácil de corroer. Quando isso ocorre, a liberação de íons Sn^{2+} na boca é a responsável pelo desagradável sabor metálico.



Um bom dentista jamais coloca um dente de ouro próximo a uma obturação de amálgama. É desconforto na certa para o paciente.

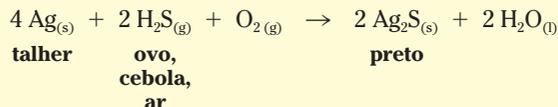


USO DE UM AGENTE REDUTOR PARA A LIMPEZA DA PRATA METÁLICA ESCURECIDA

A prata torna-se opaca ou escurece quando entra em contato com materiais contendo derivados do enxofre. Um exemplo se observa quando um pedaço de cebola é enrolado em um utensílio de prata por vários dias. Ao se retirar a cebola, percebe-se que ela deixará uma marca negra sobre o utensílio. Da mesma forma um talher de prata ficará enegrecido, caso fique em contato com maionese ou outros alimentos que contenham ovo. Tanto a cebola como os ovos contêm pequenas quantidades de substâncias com o elemento enxofre, que reagem com a prata, produzindo uma película escura de Ag_2S sobre a sua superfície.

É comum observar no ovo cozido uma substância esverdeada que se forma ao redor da gema. Ela aparece pelo fato de o sulfeto de hidrogênio (H_2S) presente na clara, ao ser aquecido, se expandir e migrar para as regiões mais frias do ovo, como é o caso da gema. Lá ele reage com o ferro, formando sulfeto ferroso, de coloração verde.

A prata também reage com o H_2S do ar (que é um poluente atmosférico), para formar uma delgada camada de Ag_2S sobre a sua superfície. A reação envolvida nesse escurecimento pode ser assim equacionada:



O que será descrito a seguir permite descobrir, com o passar do tempo (infelizmente), se um determinado objeto é feito de prata maciça ou nada mais é do que latão revestido com uma minúscula película de prata, geralmente de espessura igual a um micrômetro ($1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{m}$).

EDUARDO SANTALIESTRA / CID

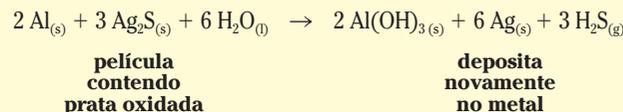


O escurecimento de um objeto de prata se deve à formação de uma película de Ag_2S , na qual a prata está oxidada (Ag^+). A limpeza pode ser feita reduzindo-se Ag^+ a Ag^0 .

Quando os objetos de prata ou de latão revestido de prata ficam enegrecidos por ação do H_2S , utilizam-se pastas limpadoras comerciais contendo abrasivos suaves, que limpam por atrito, “lixando” suavemente a superfície, eliminando a película escura e expondo a prata situada logo abaixo. É bom lembrar que tais pastas, ao eliminar, por meio do polimento, a película escura, estão eliminando uma certa quantidade de prata oxidada, presente na película. Se isso for repetido muitas vezes, a peça sofrerá um desgaste notável. Caso esta seja de latão revestido de prata, o contínuo desgaste dessa película acaba por expor a cor amarela do latão, mostrando que o utensílio em questão nada mais é do que latão revestido de prata. Algumas pastas para limpeza contêm alumínio em pó. O E° do alumínio é bem inferior ao da prata, o que permite a redução do Ag^+ do Ag_2S a prata metálica.

O ideal é remover a cor escura da seguinte maneira:

Envolve-se o material de prata em folha de alumínio e, em seguida, esse “embrulho” é mergulhado em solução diluída de bicarbonato de sódio (NaHCO_3) levemente aquecida. O alumínio é um redutor mais forte do que a prata; compare o potencial do alumínio $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}^0) = -1,68 \text{V}$ com o da prata $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}^0) = +0,80 \text{V}$. Assim, o alumínio metálico (Al^0) é oxidado a íons (Al^{3+}). Simultaneamente íons (Ag^+) são reduzidos a prata metálica (Ag^0), que é novamente depositada sobre a superfície do metal, sem ter havido sua efetiva corrosão. A equação que representa a reação de remoção da cor negra é a seguinte:

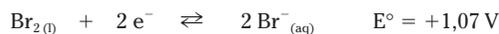


Objetos de cobre ficam, com o tempo, recobertos por uma camada azul-esverdeada de azinhavre, ou zinabre, $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuCO}_3$. A limpeza da peça também pode ser feita pelo método descrito acima.

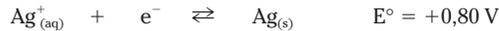
Questões para fixação

Resolva em seu caderno

17. Os halogênios são úteis em processos de oxido-redução realizados em laboratório. Com base nos dados abaixo, compare: a) as substâncias F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 quanto ao poder oxidante; b) os íons F^- , Cl^- , Br^- e I^- quanto ao poder redutor.



18. É fato bastante conhecido da Química que soluções de ácidos corroem alguns metais, embora não todos. Dos metais envolvidos nas semi-reações equacionadas abaixo, quais são: a) atacados pelos íons H^+ de uma solução de HCl 1,0 mol/L? b) mais nobres que o hidrogênio, ou seja, resistem ao ataque mencionado no item anterior?



19. Consulte os dados da questão anterior e coloque os metais Mg, Zn, Fe, Pb, Cu, Ag e Au em ordem crescente de tendência para sofrer oxidação.

20. Compare sua resposta às duas questões anteriores com a fila de reatividade dos metais, reproduzida abaixo. Que conclusão você tira?

Aumenta a reatividade

Li K Ca Na Mg Al Zn Cr Fe Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au

Aumenta a nobreza

21. Uma tubulação de ferro enterrada num local úmido pode sofrer corrosão com o passar do tempo. Quais dos metais presentes nos dados da questão 18, colocados em contato com o ferro da tubulação, atuariam como “metal de sacrifício” e protegeriam o ferro da corrosão? Explique.

22. Ainda com base nos dados apresentados na questão 18, explique por que não se deve guardar uma solução aquosa de $AgNO_3$ em um frasco de latão, que é constituído de cobre e zinco.

23. Considere os seguintes dados:



- a) Os íons prata (Ag^+) são um oxidante suficientemente forte para oxidar estanho metálico a íons estanho (II)? E para oxidar íons estanho (II) a estanho (IV)?

- b) Uma placa de estanho é mergulhada em uma solução 1,0 mol/L de $AgNO_3$. Após algum tempo, haverá algum outro íon metálico na solução, além de Ag^+ ? Explique.

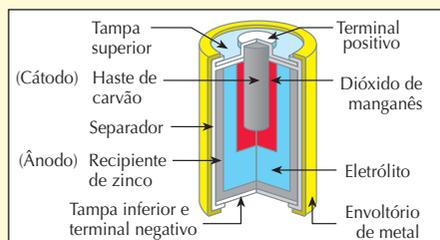
Em destaque

PILHAS E BATERIAS COMERCIAIS

Pilha seca comum (pilha de Leclanché)

Inventada pelo francês George Leclanché por volta de 1865, esse é o tipo de pilha comumente usado em lanternas, rádios, gravadores etc. Ficou conhecida como pilha “seca” porque o meio eletrolítico nela presente não é simplesmente uma solução, mas uma pasta úmida contendo íons dissolvidos.

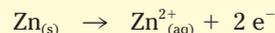
Essa pasta úmida contém cloreto de amônio (NH_4Cl), cloreto de zinco ($ZnCl_2$) e água. Ela encontra-se em um envoltório de zinco, que constitui o ânodo da pilha. No centro da pasta existe um bastão de grafite, ao redor do qual há uma mistura de carvão em pó e dióxido de manganês, que funciona como cátodo.



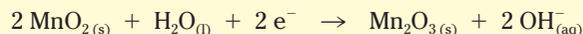
Pilha seca, ilustrada em corte com cores fantasiosas.

Fonte: Figura elaborada a partir de J. McMurry e R. C. Fay, *Chemistry*, 3. ed. New Jersey, Prentice-Hall, 2001. p. 783.

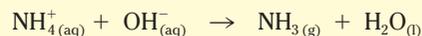
Quando a pilha está funcionando, a semi-reação do ânodo é:



Os íons Zn^{2+} passam para a pasta eletrolítica e os elétrons são enviados para a parte metálica do circuito elétrico, externa à pilha. Esses elétrons migram do ânodo (zinco) para o bastão de grafite (cátodo), no qual o dióxido de manganês (MnO_2) é reduzido a Mn_2O_3 . A semi-reação catódica é:



imediatamente seguida por:



Após longo período de uso de uma pilha, a amônia gasosa formada ao redor do bastão de grafite age como uma camada isolante, o que acarreta uma drástica redução de voltagem.

A pilha cessará seu funcionamento quando o MnO_2 for totalmente consumido. Contudo, mesmo não estando totalmente descarregadas, as pilhas devem ser removidas dos aparelhos quando estes não forem usados durante

períodos prolongados, pois seu eletrólito continua a corroer lentamente o recipiente e pode chegar a perfurá-lo. Se isso acontecer, haverá vazamento da pasta com eletrólito que, além de tóxica, pode danificar o aparelho, corroendo suas partes metálicas.

Pilha alcalina

A pilha alcalina é um aprimoramento da pilha de Leclanché.

O ânodo também é feito de zinco metálico, que se oxida a íons zinco durante o funcionamento, e o cátodo também envolve a redução do MnO_2 . Contudo, a pasta entre os eletrodos contém KOH (como eletrólito) em vez de NH_4Cl . Essa substituição de NH_4Cl e ZnCl_2 por KOH é responsável por algumas das vantagens das pilhas alcalinas sobre as pilhas secas comuns.

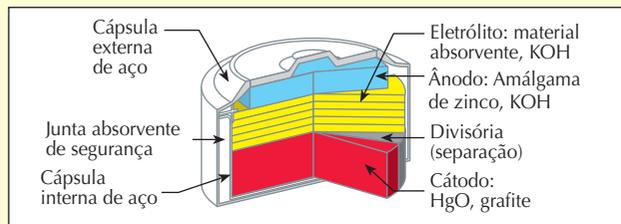
Uma dessas vantagens é que, quando estão em funcionamento, não se forma a camada isolante de amônia ao redor do cátodo de grafite; assim, sua voltagem não cai tão violentamente.

Essas pilhas fornecem corrente a um circuito de maneira mais eficiente e sua vida média é de cinco a oito vezes maior. Elas têm uma vida mais longa porque o zinco não fica muito tempo exposto ao meio ácido, causado pelos íons NH_4^+ (do NH_4Cl) presentes na pilha seca comum. (Veremos no capítulo 9 por que íons NH_4^+ deixam o meio ácido.)

As pilhas alcalinas podem ser armazenadas por mais tempo sem sofrerem uma “auto-descarga” tão intensa como sofrem as pilhas secas comuns.

Pilha de mercúrio

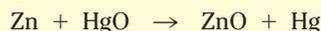
Nesse tipo de pilha, o ânodo é constituído de amálgama de zinco (zinco dissolvido em mercúrio), o cátodo contém óxido de mercúrio (II), e o eletrólito é hidróxido de potássio (KOH).



Pilha de mercúrio, ilustrada em corte com cores fantasiosas.

Fonte da figura: T. Moeller et al. *Chemistry; with inorganic qualitative analysis*. 3. ed. New York, Harcourt Brace-Jovanovich, 1989. p. 625.

A equação que representa a reação global dessa pilha é:



A grande vantagem da pilha de mercúrio em relação à pilha seca comum e à alcalina é que a voltagem nessas pilhas de mercúrio permanece bem mais constante, enquanto nas outras pilhas secas ela decai com o uso (embora essa queda seja mais acentuada na pilha seca comum). Essa característica a torna adequada para dispositivos sensíveis, tais como aparelhos contra surdez, instrumentos científicos e relógios.

EDUARDO SANTALESTRA / CID



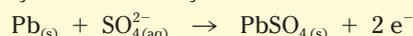
A pilha de mercúrio é pequena (compare com a moeda de 5 centavos) e fornece voltagem constante. É ideal, por exemplo, para relógios e aparelhos de surdez. Porém, a presença de mercúrio a torna um sério risco ao ambiente.

Bateria de ácido/chumbo

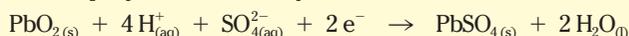
A bateria de 12 V usada nos automóveis, também chamada acumulador de Planté, consiste na associação de seis pilhas ligadas em série, cada uma fornecendo aproximadamente 2 V. Sua invenção é atribuída ao francês Raymond Gaston Planté, em 1859.

O ânodo dessa bateria (pólo negativo) é constituído por um grupo de placas de chumbo, Pb, e o cátodo, por uma série de placas de óxido de chumbo (IV), PbO_2 .

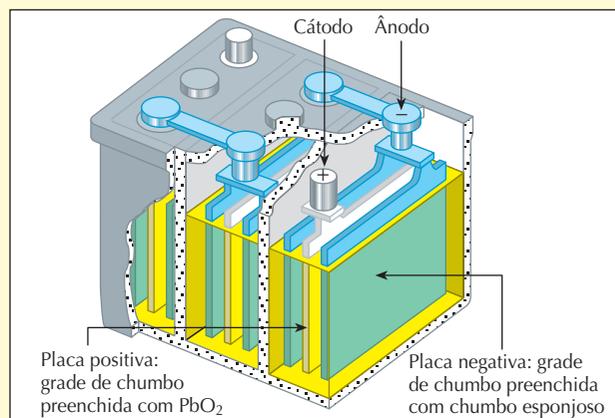
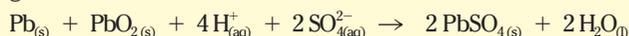
A equação da semi-reação do ânodo é:



A equação da semi-reação do cátodo é:



Somando as duas, obtemos a equação da reação global:



Acumulador de Platé, ilustrado em corte com cores fantasiosas.

Fonte da figura: J. C. Kotz e P. M. Treichel, *Chemistry & chemical reactivity*. 4. ed. Orlando, Saunders, 1999. p. 979.

O funcionamento da bateria pode ser assim **esquemmatizado**.

Bateria **carregada**:

Placa +	Solução	Placa -
PbO_2	$\text{H}_2\text{SO}_4(aq)$	$\text{Pb}_{(s)}$

Bateria **descarregando** (isto é, em uso):

Placa +	Solução	Placa -
Pb	H_2 e $\text{SO}_4(aq)$	$\text{Pb}_{(s)}$
O_2	H_2 e $\text{SO}_4(aq)$	

Depósitos de PbSO_4 sólido acumulam-se lentamente nas placas. À medida que a produção de corrente prossegue, a bateria vai se descarregando e a solução de ácido sulfúrico (o eletrólito) fica mais diluída. Observando a equação global, constata-se que, para cada 1 mol de Pb que reage, 2 mol de H_2SO_4 são gastos e 2 mol de água são formados.

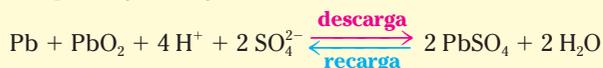
Como saber se uma bateria está gasta? O teste, que pode ser feito rapidamente em uma auto-elétrica, emprega um densímetro para medir a densidade da solução. Quando a bateria está com carga plena, a densidade está entre 1,25 e 1,30 g/cm^3 . Caso a densidade esteja abaixo de 1,20 g/cm^3 , a concentração do ácido está baixa e a bateria se encontra parcialmente descarregada.

**ATENÇÃO**

O líquido das baterias de automóvel contém H_2SO_4 , que é **extremamente corrosivo**. O contato com pele, olhos e mucosas causa graves lesões. **Sua manipulação é perigosa e só deve ser feita por profissional treinado.**

Para profissionais que trabalham em auto-elétrica, um teste rotineiro para saber se uma bateria está ou não adequadamente carregada é medir a densidade da solução contida em seu interior.

Uma bateria de ácido/chumbo pode ser recarregada, passando-se por ela uma corrente contínua em direção oposta, o que força a reação a acontecer no sentido inverso:

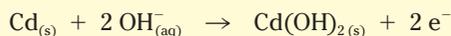


Após o recarregamento, uma bateria está em condições de produzir corrente elétrica novamente.

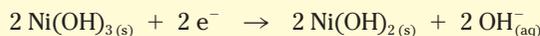
Bateria de níquel/cádmio

As baterias de níquel/cádmio, também conhecidas como baterias nicad, são recarregáveis e bastante empregadas em filmadoras, computadores portáteis, máquinas fotográficas digitais, telefones celulares e telefones sem fio.

Essas baterias são formadas por associações de duas ou mais pilhas de níquel/cádmio, nas quais o ânodo é formado por cádmio metálico e o cátodo, por um composto de níquel. O eletrólito dessa pilha é uma pasta contendo solução concentrada de KOH. A equação da semi-reação no ânodo é:



A equação da semi-reação no cátodo (multiplicada por 2) é:



Equação da reação global:

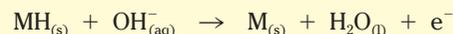


Uma vantagem dessa pilha é o fato de ela ser leve e facilmente miniaturizada. Além disso, sua voltagem permanece constante (1,4 V) até que ela seja totalmente descarregada. Isso acontece porque as concentrações iônicas internas não variam durante sua utilização (note que íons OH^- são consumidos no ânodo, mas produzidos no cátodo). Uma desvantagem é que são significativamente mais caras que as pilhas secas comuns.

Bateria de hidreto metálico

As baterias de níquel/cádmio contêm um metal altamente tóxico, o cádmio, o que causa muita preocupação sobre seu descarte. Tendo em vista essa preocupação e também graças a recentes avanços tecnológicos, há uma tendência a substituir as baterias níquel/cádmio, nas diversas finalidades a que se destinam, pelas baterias de hidreto metálico, nas quais o ânodo é constituído de uma placa metálica contendo hidreto de um metal apropriado (metal representado por M na equação a seguir).

A semi-reação anódica envolve a oxidação do hidrogênio, que vai do número de oxidação -1 , no hidreto (veja esse valor na página 69, se julgar necessário), ao número de oxidação $+1$, na água. Simplificadamente, ela pode ser assim equacionada:



A semi-reação catódica é a mesma das baterias de níquel/cádmio, que envolve a redução do níquel.

O desempenho das baterias de hidreto metálico é superior ao das baterias níquel/cádmio, com a vantagem de não envolverem o risco ambiental associado ao cádmio.

ATENÇÃO

Você NÃO DEVE ABRIR pilhas e baterias, pois muitas delas contêm METAIS PESADOS TÓXICOS. Pilhas e baterias não devem ser jogadas no lixo comum, pois com o tempo sofrem vazamento e contaminam o solo e a água. Elas devem ser encaminhadas ao fabricante para que sejam recicladas. Informe-se em seu município sobre **locais de recolhimento de pilhas e baterias usadas** e leve a sério a necessidade do correto descarte desses produtos.

Exercícios*sobre todo o capítulo***Resolva em seu caderno**

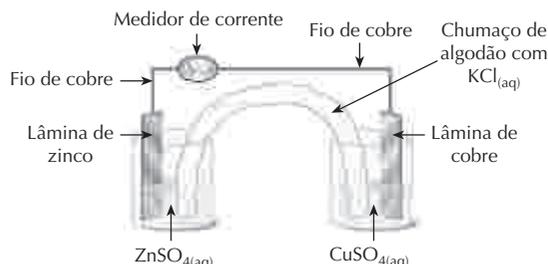
A tabela periódica é um instrumento de consulta!

Celas galvânicas

24. (Acafe-SC) Considere a pilha de Daniell, em que os eletrodos são de cobre e zinco. O zinco é mais eletropositivo que o cobre, logo, é o zinco que doa elétrons para o cobre. Em relação às considerações acima, é **correto** afirmar que, após certo tempo:

- a solução de sulfato de zinco fica mais diluída.
- a massa de cobre diminui.
- a massa de zinco aumenta.
- a solução de sulfato de cobre fica mais concentrada.
- a massa do cobre aumenta.

25. (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.



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.

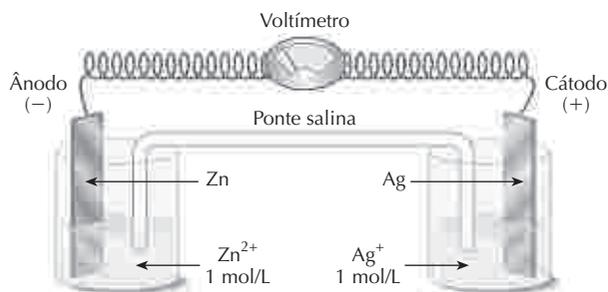
Considerando-se essas informações, é **CORRETO** afirmar que, quando a pilha está em funcionamento,

- 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 esquerda.
- d) nos fios, elétrons se movem da esquerda para a direita; e, no algodão, elétrons se movem da direita para a esquerda.

26. (UFSM-RS) Observe a série de atividade dos metais:

Li, Cs, K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Ni, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Ag, Pd, Pt, Au

(ordem crescente da reatividade dos metais)



Considere o desenho que apresenta uma pilha galvânica constituída de um cátodo de prata metálica e de um ânodo de zinco metálico. As semi-reações de óxido-redução que ocorrem na superfície dos eletrodos são

- $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$
- $Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$
- $Zn^{2+} + Ag^+ + 3e^- \rightarrow Zn + Ag$
- $Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$
- $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

Estão corretas

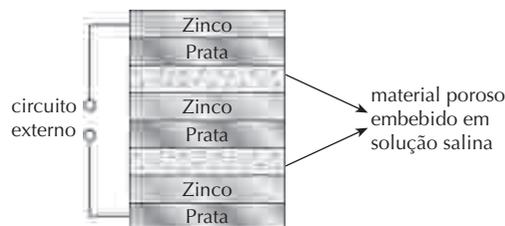
- a) apenas I e II. c) apenas III e IV. e) apenas IV e V.
b) apenas II e III. d) apenas I e V.

27. (Unesp) A reação entre crômio metálico e íons ferro (II) em água, produzindo íons crômio (III) e ferro metálico, pode ser utilizada para se montar uma pilha eletroquímica.

- Represente as semi-reações que ocorrem na pilha, identificando a semi-reação de oxidação e a semi-reação de redução.
- Represente a equação química global correspondente à pilha em funcionamento.

28. (Unesp) 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.

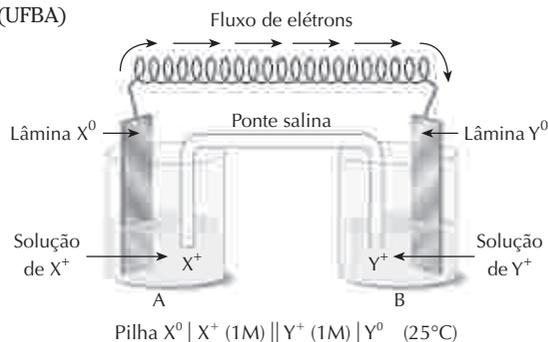
A respeito da pilha de Volta, são feitas as seguintes afirmações:

- Nos discos de zinco ocorre a semi-reação:
 $Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$.
- Os discos de prata são fontes de elétrons para o circuito externo.
- 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.

29. (UFBA)



Com base no processo eletroquímico representado na figura acima, pode-se afirmar:

- A massa da lâmina X^0 diminui com o tempo.
- Nesse processo, há absorção de energia.
- O ânodo da pilha é X^0/X^+ .
- A reação global da pilha é

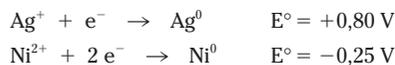


- X^0 é o oxidante.
- Durante o processo eletroquímico, a concentração das soluções, em A e em B, permanece inalterada.
- A função da ponte salina é permitir a migração de íons de uma solução para outra.

Dê como resposta, no caderno, a soma dos números associados às afirmações corretas.

Previsão da força eletromotriz de uma pilha

30. (UFV-MG) Considere as semi-equações e os potenciais-padrão (E°) de redução:



A pilha eletroquímica que funcionará segundo a equação:



apresentará, nas condições-padrão, o seguinte potencial (E°):

- a) +1,35 V
- b) +0,55 V
- c) -1,05 V
- d) +1,05 V
- e) +1,85 V

31. (Fae-GO) A voltagem (ΔE°) da pilha $\text{Al}/\text{Al}^{3+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ é:

Dado:	Potencial-padrão de redução	E° red (V)
	$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3e^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1,68
	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,34

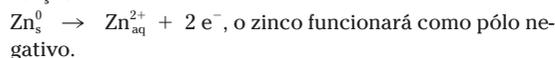
- a) +2,02 V
- b) +1,34 V
- c) +4,36 V
- d) +0,87 V
- e) +1,01 V

32. (Uece) A respeito do eletrodo padrão de hidrogênio é correto dizer-se que:

a) são as seguintes condições de padronização estabelecidas por convenção para o mesmo:

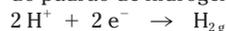
Temperatura	Concentração H^+	Pressão
0°C	0,1 mol/L	1 atm H_2

b) em uma pilha que tenha um dos pólos constituído por um eletrodo padrão de hidrogênio e o outro formado por uma lâmina de zinco metálico na qual ocorra a semi-reação:



c) O potencial do eletrodo padrão, E° , é o ponto inicial de uma escala de valores absolutos.

d) a seguinte semi-reação $\text{Cu}_{\text{aq}}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_s^0$ implica que a semi-reação complementar que deve ocorrer no eletrodo padrão de hidrogênio deva ser:



33. (UFPI) Pilhas são dispositivos nos quais energia química é convertida em energia elétrica, através de reações de oxirredução. Sendo dada a série eletroquímica em ordem crescente de reatividade como se segue: ouro, prata, cobre, hidrogênio, níquel, ferro, zinco e manganês, analise as afirmativas abaixo:

- I. espécies químicas situadas antes do hidrogênio têm caráter anódico em relação as que o seguem.
- II. a maior diferença de potencial (ddp) na série é entre os elementos zinco e manganês;
- III. a energia química da pilha Zn-Ni é maior do que da pilha Zn-Fe.

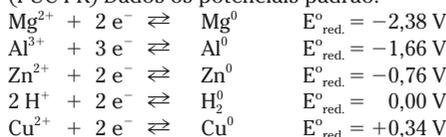
Dentre as afirmativas acima identifique a opção correta:

- a) apenas I é verdadeira.
- b) apenas II é verdadeira.
- c) I e II são verdadeiras.
- d) II e III são verdadeiras.
- e) apenas III.

34. (UCPel-RS) A primeira pilha foi construída em 1800 por Alessandro Volta que intercalou discos de cobre e zinco com pedaços de pano embebidos em uma solução salina. Sabendo-se que os potenciais-padrão de redução para o cobre e o zinco em solução aquosa são, respectivamente, 0,34 V e -0,76 V, é correto afirmar que

- a) ocorre oxidação dos discos de cobre.
- b) ocorre diminuição da massa dos discos de zinco com o passar do tempo.
- c) os discos de zinco são os cátodos.
- d) os elétrons movem-se dos discos de cobre para os de zinco.
- e) os discos de cobre sofrem corrosão com o passar do tempo.

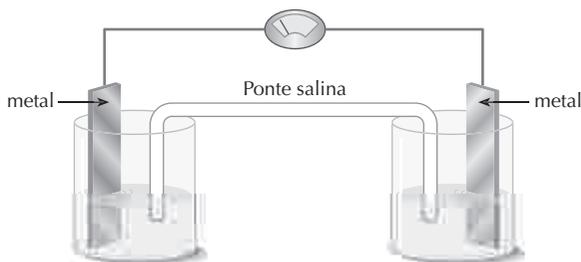
35. (PUC-PR) Dados os potenciais-padrão:



A menor diferença de potencial será verificada na pilha envolvendo as espécies:

- a) Mg^{2+} e Al^{3+}
- b) Mg^{2+} e Zn^{2+}
- c) Al^{3+} e Zn^{2+}
- d) Zn^{2+} e Cu^{2+}
- e) Mg^{2+} e H^+

36. (Ceeteps-SP) Dois metais diferentes são colocados, cada qual numa solução aquosa de um de seus sais, e conectados a um voltímetro, conforme ilustrado a seguir.



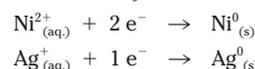
O voltímetro registra a diferença de potencial no sistema. Considere os seguintes metais e os respectivos potenciais de redução:

Metal	Semi-reação	E° (V)(redução)
Prata	$\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$	+0,8
Cobre	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,3
Chumbo	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,1
Zinco	$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,8

A maior diferença de potencial no sistema será registrada quando os metais utilizados forem

- a) prata e cobre.
- b) prata e zinco.
- c) cobre e zinco.
- d) cobre e chumbo.
- e) chumbo e zinco.

37. (Mackenzie-SP) Nas semi-reações:

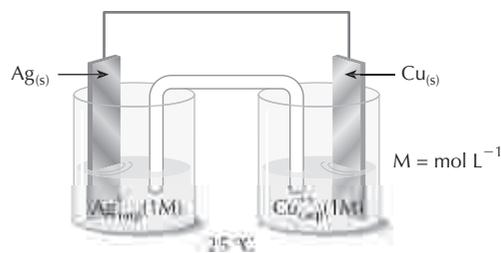


O ΔE da pilha, o cátodo e o ânodo são, respectivamente:

Dados: $E^\circ_{\text{red. Ag}} = +0,80 \text{ V}$;
 $E^\circ_{\text{red. Ni}} = -0,24 \text{ V}$ (a 25°C e 1 atm.)

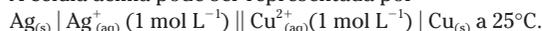
- a) +1,04 V, prata, níquel.
- b) +1,04 V, níquel, prata.
- c) -0,56 V, prata, níquel.
- d) -1,04 V, níquel, prata.
- e) +0,56 V, prata, níquel.

38. (UEPG-PR) Considere a célula eletrolítica representada a seguir.



Com base nas informações contidas na figura, estão corretas as proposições:

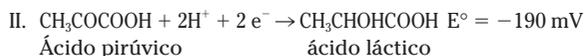
- 01) A oxidação ocorre no eletrodo de cobre.
- 02) No circuito externo, os elétrons deslocam-se do eletrodo de prata para o eletrodo de cobre.
- 04) O eletrodo de prata é o cátodo.
- 08) O potencial da célula nas condições descritas acima é igual a 0,46 V.
- 16) A célula acima pode ser representada por



39. (UFC-CE) O ácido láctico é produzido no organismo humano através de um processo de transferência de elétrons, termodinamicamente espontâneo, envolvendo o ácido pirúvico ($\text{CH}_3\text{COCO}_2\text{H}$). A equação, simplificada, representativa deste processo é:



Dados os potenciais-padrão de redução das seguintes semi-reações:



(NAD = Nicotina Adenosina Difosfato)

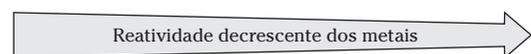
Com base nestas informações, pede-se:

- a) identificar as espécies **A** e **B**, na equação da reação I. Justifique.
- b) calcular o potencial padrão da reação I.
- c) identificar os agentes oxidante e redutor, na reação I.

Comparação da força de oxidantes e redutores

40. (Vunesp) O automóvel representa um ávido consumidor dos materiais provenientes da terra. Sua produção mundial requer cerca de 7% de cobre, 10% de alumínio, 20% de aço (liga de ferro com pequena quantidade de carbono), 35% de zinco e outros metais, tais como chumbo e níquel. Dos elementos químicos relacionados, o que possui menor tendência à oxidação é:

Dados: Fila de reatividade dos metais



Cs, Rb, K, Na, Li, Ba, Sr, Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pt, Au



- a) zinco
- b) ferro
- c) alumínio
- d) cobre
- e) níquel

41. (UCS-RS) Um agricultor, querendo apressar a dissolução do sulfato de cobre dentro de um tanque de polietileno com água, utilizou, para agitá-la, uma enxada nova de ferro, limpa e sem pintura. Após algum tempo, retirou a enxada da solução e percebeu que ela mudara de cor, ficando avermelhada. A partir disso, conclui-se que houve uma reação química sobre a enxada. Esse processo tem sua explicação no fato de:

- a) o íon cobre da solução ter reduzido o ferro da enxada;
- b) o ferro da enxada ser mais nobre do que o cobre;
- c) o íon ferro ter agido como oxidante;
- d) o íon cobre da solução ter oxidado o ferro da enxada;
- e) o íon cobre ter agido como redutor.

42. (UFRRJ) Os talheres de prata têm um grande inconveniente: ficam escuros e perdem o brilho. Se os lavarmos em uma bacia que contenha metais menos nobres, escurecerão. Se entrarem em contato com ovos, perderão o brilho. E isto se dá porque os ovos são ricos em enxofre, o qual se liga à prata formando um composto insolúvel: o **sulfeto de prata**. Na reação da prata com o enxofre, a prata:

- a) sofre redução.
- b) recebe um elétron.
- c) sofre oxidação.
- d) passa de $\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}^0$.
- e) faz ligação covalente com o enxofre.

43. (ITA-SP) Uma camada escura é formada sobre objetos de prata expostos a uma atmosfera poluída contendo compostos de enxofre. Esta camada pode ser removida quimicamente envolvendo os objetos em questão com uma folha de alumínio. A equação química que melhor representa a reação que ocorre neste caso é:

- a) $3 \text{Ag}_2\text{S}(s) + 2 \text{Al}(s) \rightarrow 6 \text{Ag}(s) + \text{Al}_2\text{S}_3(s)$
- b) $3 \text{Ag}_2\text{O}(s) + 2 \text{Al}(s) \rightarrow 6 \text{Ag}(s) + \text{Al}_2\text{O}_3(s)$
- c) $3 \text{AgH}(s) + \text{Al}(s) \rightarrow 3 \text{Ag}(s) + \text{AlH}_3(s)$
- d) $3 \text{Ag}_2\text{SO}_4(s) + 2 \text{Al}(s) \rightarrow 6 \text{Ag}(s) + \text{Al}_2\text{S}_3(s) + 6 \text{O}_2(g)$
- e) $3 \text{Ag}_2\text{SO}_3(s) + 2 \text{Al}(s) \rightarrow 6 \text{Ag}(s) + \text{Al}_2\text{S}_3(s) + 9/2 \text{O}_2(g)$

44. (UFRGS-RS) Pessoas que apresentam dentes com restaurações metálicas podem sentir um pequeno choque ao colocarem na boca pedaços de metal, como, por exemplo, o papel alumínio de um chocolate. O alumínio, com o meio ácido da boca, provoca a transferência de elétrons para o metal da restauração, causando esse choque. Com base no fenômeno descrito, pode-se afirmar que o alumínio:

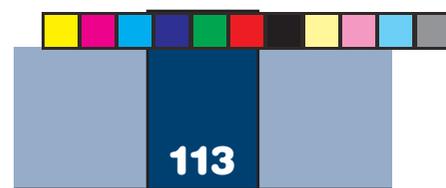
- a) sofre redução, funcionando como cátodo.
- b) provoca a oxidação do metal da restauração.
- c) é o agente oxidante, pois sofre redução.
- d) é o agente redutor, pois sofre redução.
- e) sofre oxidação, funcionando como ânodo.

45. (UERJ) Em geral, soluções aquosas ácidas de sais do cátion Fe^{+2} são azul-esverdeadas quando recém-preparadas. Se expostas ao ar atmosférico, tornam-se amareladas. As soluções de cátion Co^{+2} , em condições semelhantes às do cátion Fe^{+2} , não sofrem alteração da cor rósea original. Essas mudanças de coloração em metais de transição devem-se, dentre outros fatores, a mudanças em seus estados de oxidação e, no caso dos íons Fe^{+2} , a alteração é provocada pela ação do oxigênio do ar atmosférico.

São fornecidas abaixo as semi-reações de redução, com os respectivos potenciais-padrão:

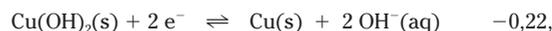
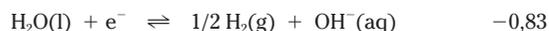
$2 \text{H}^+ + \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	+1,23 V
$\text{Fe}^{+3} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{+2}$	+0,77 V
$\text{Co}^{+3} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Co}^{+2}$	+1,82 V

- a) Formule a equação química completa e equilibrada que representa a oxidação dos íons ferrosos a íons férricos pela ação do oxigênio.
- b) Justifique o fato de as soluções de cobalto serem estáveis diante da ação do oxigênio.



46. (Fuvest-SP) Com base nas seguintes equações de semi-reações, dados os respectivos potenciais-padrão de redução,

E° (volt)



responda:

- a) Objetos de alumínio e objetos de cobre podem ser lavados com solução aquosa alcalina sem que ocorra a corrosão do metal? Justifique, formulando as equações químicas adequadas.
- b) Qual dos metais, cobre ou alumínio, é melhor redutor em meio alcalino? Explique.
47. (UFBA) Níquel, cromo e cobalto são utilizados, sob forma de liga, na confecção de prótese dentária.

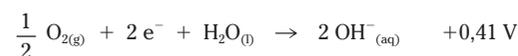
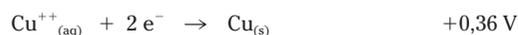
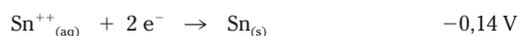
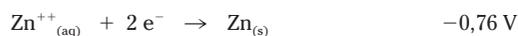
Semi-reação	Potencial padrão de redução E° (V)
$\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}_{(\text{s})}$	-0,25
$\text{Co}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}_{(\text{s})}$	-0,28
$\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}_{(\text{s})}$	-0,74

Com base nessas informações, nos dados da tabela e nos conhecimentos sobre átomos, ligações químicas, soluções e eletroquímica, julgue as proposições classificando-as, no caderno, em verdadeiras ou falsas.

- Níquel, cromo e cobalto são elementos químicos classificados como de transição.
- No cromo e no cobalto, a camada N de valência está completa.
- A liga de níquel, cromo e cobalto é condutora de eletricidade.
- Desses elementos químicos, o níquel é o mais fácil de ser oxidado.
- Cromo e níquel, nas condições-padrão, formam pilha de maior diferença de potencial.
- Níquel e cobalto reagem segundo a equação

$$\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Co}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Ni}_{(\text{s})} + \text{Co}^{2+}_{(\text{aq})}$$
- Na pilha $\text{Cr}_{(\text{s})} / \text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})} // \text{Co}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Co}_{(\text{s})}$, o cátodo é o cromo.

48. (UFRRJ) O contato com certos metais (como o cobre e o estanho) pode acelerar a corrosão do ferro e torná-la mais intensa, enquanto o contato com metais (como o zinco e o magnésio) pode impedir ou retardar a formação de ferrugem. Levando-se em conta os valores dos potenciais (E°) das semi-reações abaixo,



- a) calcule ΔE° da pilha formada por ferro e oxigênio em meio aquoso e o ΔE° da pilha formada por ferro e zinco em meio aquoso;
- b) explique o fato de o oxigênio ser o oxidante mais forte da série apresentada.

49. (PUC-SP) Analisando as semi-reações fornecidas e os seus respectivos potenciais-padrão de redução



é **incorreto** afirmar que:

- a) Fe metálico reduz cátion Cu^{2+} a Cu metálico.
- b) Zn metálico reduz cátion Fe^{2+} a Fe metálico.
- c) cátion Cu^{2+} oxida Zn metálico a cátion Zn^{2+} .
- d) gás Cl_2 oxida Fe metálico a cátion Fe^{2+} .
- e) Fe metálico reduz cátion Zn^{2+} a Zn metálico.
50. (Unicamp-SP)* Chuá pôs o ovo entre duas fatias de pão e, comendo-o, escreveu as respostas calmamente, comentando: — Puxa, um acaso ocorrido em 1938 influenciou até este meu lanche. Que legal! Agora é a minha vez de perguntar — diz, de repente:

— 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) Represente as semi-reações de óxido-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-escuro. Isto identifica o nitrito. Considere que a composição dessa espécie obedece à relação 1:1 e apresenta carga bipoisitiva.
- b) Represente a fórmula molecular dessa espécie.

51. (UFMG) Iodo sólido, ao ser dissolvido em água, forma uma solução amarelada de $\text{I}_{2(\text{aq})}$. Quando misturada com uma solução aquosa de tiosulfato de potássio, $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3_{(\text{aq})}$, essa solução torna-se incolor. Os produtos dessa reação são o tetrationato de potássio, $\text{K}_2\text{S}_4\text{O}_6_{(\text{aq})}$, e iodeto de potássio, $\text{KI}_{(\text{aq})}$.

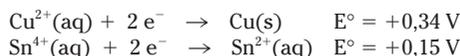
1. Com base nessas informações,

- a) **REPRESENTE** a equação balanceada da reação do iodo com o tiosulfato de potássio.
- b) **REPRESENTE** a equação balanceada da semi-reação de redução.
2. Frutas como a banana e a maçã, ao serem cortadas, tornam-se escuras quando em contato com o oxigênio do ar. Assim sendo, para retardar o processo de escurecimento, pode-se gotejar suco de limão sobre essas frutas. O suco de limão também provoca a descoloração de soluções de iodo, da mesma forma que o tiosulfato de potássio.
- MENCIONE** se as substâncias presentes no suco de limão apresentam poder oxidante ou poder redutor.
- JUSTIFIQUE** sua resposta.

* Questão extraída de uma prova que envolve um diálogo fictício entre dois estudantes, Naná e Chuá.

Espontaneidade de reações de óxido-redução

52. (UEMG) Uma pilha eletroquímica pode ter eletrodos de cobre e estanho. Os potenciais-padrão de redução dessas espécies químicas são:



A equação que representa a reação espontânea dessa pilha é:

- a) $\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
 b) $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
 c) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Sn}^{4+}(\text{aq})$
 d) $\text{Cu}(\text{s}) + \text{Sn}(\text{s}) \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
53. (UFRJ) Podemos prever se uma reação de simples troca ocorre ou não com base na série de reatividade decrescente dos metais.
- Mergulhando-se uma lâmina de zinco em uma solução de ácido clorídrico, o zinco deslocará o hidrogênio por ser mais reativo do que ele. Se o cobre é usado em lugar do zinco, não ocorre reação.
- Outra forma de se prever a espontaneidade de uma reação é utilizar escalas de potenciais de reação como por exemplo a da tabela a seguir que deve ser usada para resolver os itens a e b.

Potenciais-padrão de redução	Volts
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}^0$	-0,76
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ni}^0$	-0,23
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}^0$	+0,34

- a) Mencione se a equação $\text{Cu}^0 + \text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Ni}^0$ corresponde a uma reação espontânea. Justifique sua resposta.
 b) Represente a equação da reação que ocorre no anodo e calcule a força eletromotriz (ddp padrão) de uma pilha níquel/zinco.
54. (Fuvest-SP) I e II são equações de reações que ocorrem em água, espontaneamente, no sentido indicado, em condições-padrão.
- I. $\text{Fe} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Pb}$
 II. $\text{Zn} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Fe}$
- Analisando tais reações, isoladamente ou em conjunto, pode-se afirmar que, em condições-padrão,
- a) elétrons são transferidos do Pb^{2+} para o Fe.
 b) reação espontânea deve ocorrer entre Pb e Zn^{2+} .
 c) Zn^{2+} deve ser melhor oxidante do que Fe^{2+} .
 d) Zn deve reduzir espontaneamente Pb^{2+} a Pb.
 e) Zn^{2+} deve ser melhor oxidante do que Pb^{2+} .
55. (UFC-CE) Considere as seguintes reações de oxidação-redução, as quais representam processos espontâneos:
- $$\text{Na}(\text{s}) + \text{Ag}^{+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^{+}(\text{aq}) + \text{Ag}(\text{s})$$
- $$\text{Li}(\text{s}) + \text{Na}^{+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Li}^{+}(\text{aq}) + \text{Na}(\text{s})$$
- $$\text{Li}(\text{s}) + \text{Ag}^{+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Li}^{+}(\text{aq}) + \text{Ag}(\text{s})$$
- Identifique a alternativa que contém as relações corretas de ordem de grandeza dos potenciais de redução (E°) para os processos acima relacionados.
- a) $E^{\circ}(\text{Na}^{+}/\text{Na}) > E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) > E^{\circ}(\text{Li}^{+}/\text{Li})$
 b) $E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) > E^{\circ}(\text{Na}^{+}/\text{Na}) > E^{\circ}(\text{Li}^{+}/\text{Li})$
 c) $E^{\circ}(\text{Li}^{+}/\text{Li}) > E^{\circ}(\text{Na}^{+}/\text{Na}) > E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag})$
 d) $E^{\circ}(\text{Li}^{+}/\text{Li}) > E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) > E^{\circ}(\text{Na}^{+}/\text{Na})$
 e) $E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) > E^{\circ}(\text{Li}^{+}/\text{Li}) > E^{\circ}(\text{Na}^{+}/\text{Na})$

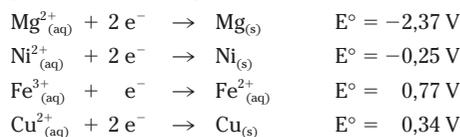
56. (UFPEL-RS)



Analisando a série eletromotriz, que fornece a reatividade dos metais, identifique a reação que irá ocorrer espontaneamente.

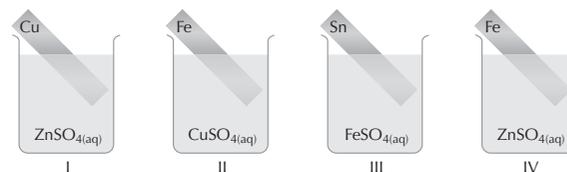
- a) $2\text{Al}(\text{s}) + 3\text{CuSO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{produtos}$
 b) $3\text{Ag}(\text{s}) + \text{FeCl}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{produtos}$
 c) $\text{Cu}(\text{s}) + \text{NaCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{produtos}$
 d) $\text{Ag}(\text{s}) + \text{CuSO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{produtos}$
 e) $\text{Pb}(\text{s}) + \text{ZnSO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{produtos}$
57. (FEL-SP) São conhecidos os seguintes potenciais-padrão (redução) a 25°C das semi-reações:
- $$\text{Ag}^{+} + 1\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag} \quad E^{\circ} = +0,80\text{ volt}$$
- $$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Pb} \quad E^{\circ} = -0,13\text{ volt}$$
- E as seguintes reações:
- I. $2\text{Ag} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow 2\text{Ag}^{+} + \text{Pb}$
 II. $2\text{Ag}^{+} + \text{Pb} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Pb}^{2+}$
- É correto afirmar:
- a) A reação I é espontânea.
 b) A diferença de potencial padrão entre os eletrodos é +0,93 volt.
 c) A massa do eletrodo de chumbo aumenta com o tempo.
 d) O eletrodo de chumbo é catodo.
 e) Os elétrons se deslocam no circuito externo do eletrodo de prata para o eletrodo de chumbo.

58. (PUC-RS) Responder a esta questão com base nos seguintes potenciais de redução:



A equação que corresponde à única reação espontânea é

- a) $\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ni}(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}(\text{s}) + \text{Ni}^{2+}(\text{aq})$
 b) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Mg}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Mg}^{2+}(\text{aq})$
 c) $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ni}(\text{s}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$
 d) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$
 e) $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Ni}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
59. (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° redução (V)
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}$	-0,44
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Sn}$	-0,14
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}$	+0,34

Identifique o frasco em que ocorre reação química espontânea e represente a respectiva equação.

60. (UFRRJ) Determine a reação espontânea, baseando-se nas semi-reações abaixo, com seus respectivos potenciais de redução, e calcule a ddp (ΔE), justificando suas conclusões.



61. (UFBA)

Semi-reação	Potencial-padrão de redução a 25°C E°(V)
$3 e^- + \text{Al}^{3+} \rightleftharpoons \text{Al}^0$	-1,66
$2 e^- + \text{Sn}^{2+} \rightleftharpoons \text{Sn}^0$	-0,14
$3 e^- + \text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons \text{Fe}^0$	-0,04
$e^- + \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^0$	+0,80
$2 e^- + \text{Hg}^{2+} \rightleftharpoons \text{Hg}^0$	+0,85
$3 e^- + \text{Au}^{3+} \rightleftharpoons \text{Au}^0$	+1,50

A tabela acima apresenta o potencial-padrão de redução de alguns metais e suas semi-reações.

Com base nesses dados, julgue, no caderno, os itens como verdadeiros ou falsos.

- (01) Desses metais, o que apresenta maior tendência a perder elétrons é o ouro.
- (02) A diferença de potencial da pilha $\text{Al}^0 | \text{Al}^{3+} || \text{Au}^{3+} | \text{Au}^0$ é 3,16 V.
- (04) O alumínio pode ser utilizado para inibir a oxidação do ferro.
- (08) A concentração de $\text{Hg}^{2+}_{(aq)}$ 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 revestida com estanho, quando rompidas ou amassadas, contaminam internamente os alimentos devido à formação de Sn^{2+} .
- (32) A reação $3 \text{HgCl}_{2(aq)} + 2 \text{Al}_{(s)} \rightarrow 2 \text{AlCl}_{3(aq)} + 3 \text{Hg}_{(l)}$ 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.

62. (Fuvest-SP)

Potenciais-padrão de redução (volt)	
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Fe}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,44
$\text{Sn}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,14
$\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34

Quer-se guardar, a 25°C, uma solução aquosa de 1 mol/L de SnCl_2 . Dispõe-se de recipiente de

- I. ferro
 II. ferro galvanizado (ferro revestido de Zn)
 III. lata comum (ferro revestido de Sn)
 IV. cobre

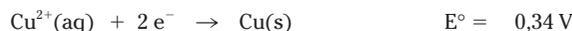
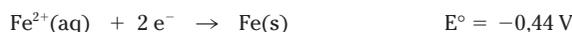
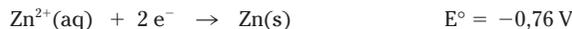
Examinando-se a tabela dos potenciais-padrão de redução apresentada acima, conclui-se que essa solução de SnCl_2 pode ser guardada sem reagir com o material do recipiente, apenas em:

- a) IV
 b) I e II
 c) III e IV
 d) I, II e III
 e) I, II e IV

A proteção de uma superfície metálica

63. (UFMG) Para diminuir a velocidade da corrosão das placas de aço (uma liga de ferro) do casco de navios, grossas placas de zinco são rebitadas 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 $\text{Fe}(s)$, considere as seguintes forças eletromotrizes de redução:



1 - **JUSTIFIQUE** a utilização do zinco para proteção de cascos de navios, usando equações e cálculos eletroquímicos.

2 - **JUSTIFIQUE** a não-utilização de placas de cobre no lugar das placas de zinco.

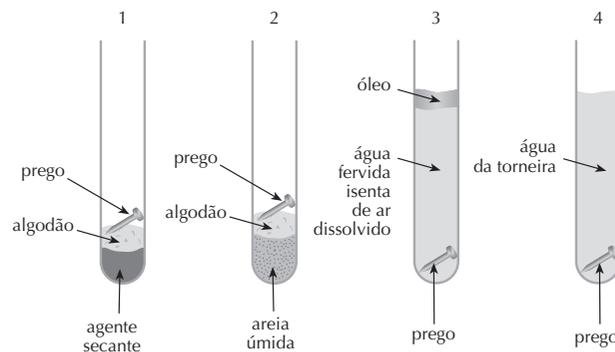
64. (Uenf-RJ) Para evitar a corrosão das plataformas marítimas situadas na Baía de Campos, emprega-se a proteção catódica, método que requer a utilização de um metal de sacrifício em contato com o metal da plataforma que se deseja proteger. Esse conjunto forma um sistema eletroquímico denominado pilha.

Observe o quadro abaixo:

Semi-reações	Potenciais-padrão de redução (1 M, 25°C)
$\text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightarrow \text{Zn}_{(s)}$	-0,76 V
$\text{Mg}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightarrow \text{Mg}_{(s)}$	-2,37 V
$\text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightarrow \text{Fe}_{(s)}$	-0,44 V
$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$	+0,34 V

- a) Cite dois metais que seriam mais eficientes na proteção do ferro da estrutura da plataforma e justifique sua resposta.
- b) Calcule a diferença de potenciais-padrão de uma pilha constituída por cobre e ferro.

65. (Ceeteps-SP) Para investigar os agentes de corrosão do ferro e surgimento de ferrugem, pregos limpos e polidos foram sujeitos a diferentes condições, como ilustrado a seguir:



Após um período de mais ou menos 8 dias, observou-se surgimento de ferrugem apenas

- a) nos tubos 1 e 3.
 b) nos tubos 2 e 3.
 c) nos tubos 2 e 4.
 d) no tubo 1.
 e) no tubo 3.

66. (Ulbra-RS) Um corpo metálico, quando exposto ao ar e à umidade, pode sofrer um processo de corrosão (oxidação), deixando-o impróprio para a função a que se destinava. Uma das formas de se minimizar esse processo é a “proteção catódica”: prende-se um “metal de sacrifício” no corpo que se deseja proteger da oxidação. Qual das substâncias da tabela abaixo seria usada na proteção catódica de uma tubulação de ferro metálico?

Semi-reações	Potencial-padrão
$F_2 + 2 e^- \rightleftharpoons 2 F^-$	+2,87 V
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	+0,80 V
$Ni^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Ni$	-0,25 V
$Br_2 + 2 e^- \rightleftharpoons 2 Br^-$	+1,08 V
$Mg^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Mg$	-2,37 V

- a) Ag.
b) Ni^{2+} .
c) F_2 .
d) Cu.
e) Mg.
67. (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° (volt)
$Mg^{2+} + 2 e^- = Mg^0$	-2,37
$Fe^{2+} + 2 e^- = Fe^0$	-0,44
$Ni^{2+} + 2 e^- = Ni^0$	-0,26
$Cu^{2+} + 2 e^- = Cu^0$	+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.
68. (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 a corrosão. Logo, tais peças,
- I. se oxidam mais facilmente do que o ferro.
II. inibem a semi-reação $Fe^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightarrow Fe_{(s)}$.
III. nesse caso, funcionam como pólos negativos de pilhas.

Dessas afirmações, SOMENTE:

- a) I é correta.
b) II é correta.
c) III é correta.
d) I e II são corretas.
e) I e III são corretas.

Pilhas e baterias comerciais

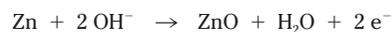
69. (Furg-RS) A fantástica proliferação dos telefones celulares provocou uma discussão quanto ao destino a ser dado para as baterias na hora do descarte. Constituídas pelos metais níquel e cádmio, o seu depósito em lixões causa contaminação ambiental. Hoje, o destino dessas baterias é de responsabilidade do fabricante e a ele devem ser devolvidas para reciclagem.

A reação global de descarga de uma bateria de NiCd pode ser representada por:



A partir da análise dessa reação é correto afirmar que:

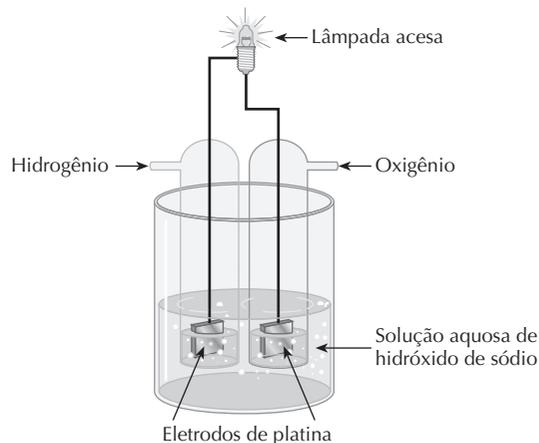
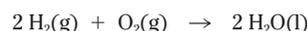
- a) o material do cátodo é constituído do metal cádmio.
b) há transferência de elétrons do cádmio para o níquel.
c) ocorre redução do cádmio durante a descarga.
d) o óxido de níquel sofre uma oxidação anódica.
e) a redução da água produz oxigênio gasoso.
70. (PUC-MG) As pilhas de mercúrio são muito utilizadas em relógios, câmaras fotográficas, calculadoras e aparelhos de audição. As reações que ocorrem durante o funcionamento da pilha são:



Sobre essa pilha, identifique a afirmativa INCORRETA:

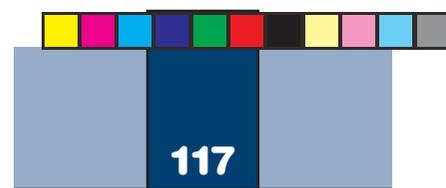
- a) O HgO funciona como o anodo da pilha.
b) O zinco metálico é o agente redutor.
c) A reação se realiza em meio alcalino.
d) O zinco sofre um aumento de seu número de oxidação.
e) O oxigênio não varia seu número de oxidação.
71. (UFMG) Pilhas a combustível são dispositivos eletroquímicos em que a reação de um combustível com oxigênio produz energia elétrica.

O diagrama representa, simplificada, uma pilha a combustível, que envolve a reação entre os gases hidrogênio e oxigênio, conforme a equação:



Com relação a essa pilha, todas as afirmativas abaixo estão corretas, EXCETO:

- a) O transporte de carga através da solução é feito por íons.
b) A reação torna iguais os números de oxidação do hidrogênio e do oxigênio.
c) O hidrogênio atua na reação como o agente redutor.
d) O circuito externo transporta, para o oxigênio, elétrons retirados do hidrogênio.



72. (UFRGS-RS) A célula eletroquímica zinco-óxido de prata, utilizada para fornecer energia em aparelhos auditivos e relógios de pulso, baseia-se nas seguintes semi-reações, escritas na forma de redução:



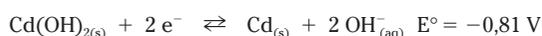
O quadro abaixo indica algumas possíveis relações entre as características apresentadas por essa célula.

	Material do ânodo	f.e.m. padrão (em volts)	pólo positivo
I	zinco metálico	+1,107	cátodo
II	prata metálica	+0,419	cátodo
III	cátion zinco	-1,107	ânodo
IV	óxido de prata	-0,419	ânodo
V	zinco e prata metálicos	+1,107	ânodo

A linha do quadro que corresponde ao conjunto de relações corretas é:

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

73. (PUC-SP) Dados:



As baterias de níquel-cádmio (“ni-cad”) são leves e recarregáveis, sendo utilizadas em muitos aparelhos portáteis como telefones e câmaras de vídeo. Essas baterias têm como característica o fato de os produtos formados durante a descarga serem insolúveis e ficarem aderidos nos eletrodos, permitindo a recarga quando ligada a uma fonte externa de energia elétrica.

Com base no texto e nas semi-reações de redução fornecidas, a equação que melhor representa o processo de **descarga** de uma bateria de níquel-cádmio é

- a) $\text{Cd}_{(s)} + 2 \text{Ni}(\text{OH})_{3(s)} \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_{2(s)} + 2 \text{Ni}(\text{OH})_{2(s)}$
b) $\text{Cd}_{(s)} + \text{Ni}_{(s)} \rightarrow \text{Cd}^{2+}_{(aq)} + \text{Ni}^{2+}_{(aq)}$
c) $\text{Cd}(\text{OH})_{2(s)} + 2 \text{Ni}(\text{OH})_{2(s)} \rightarrow \text{Cd}_{(s)} + 2 \text{Ni}(\text{OH})_{3(s)}$
d) $\text{Cd}^{2+}_{(aq)} + \text{Ni}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Cd}_{(s)} + \text{Ni}_{(s)}$
e) $\text{Cd}_{(s)} + \text{Ni}_{(s)} + 2 \text{OH}^{-}_{(aq)} \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_{2(s)} + \text{Ni}^{2+}_{(aq)}$

74. (Furg-RS) As baterias de níquel-hidreto metálico (Ni-MH) podem ser consideradas como as sucessoras das baterias de níquel-cádmio, com a vantagem de não conterem metais pesados tóxicos em sua composição e de possuírem maior densidade de energia.

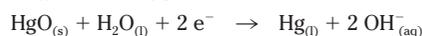
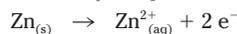
Consultando uma tabela de potenciais-padrão de eletrodo, obtêm-se as seguintes informações:

- I. $\text{NiOOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^{-} \quad E^{\circ} = 0,52 \text{ V}$
II. $\text{M} + \text{H}_2\text{O} + \text{e}^{-} \rightarrow \text{MH} + \text{OH}^{-} \quad E^{\circ} = -0,83 \text{ V}$

Qual das afirmativas abaixo é verdadeira?

- a) A reação I ocorre no cátodo, a reação II no ânodo e o potencial-padrão dessa bateria é de 1,35 V.
b) A reação I ocorre no cátodo, a reação II no ânodo e o potencial-padrão dessa bateria é de 0,31 V.
c) A reação I ocorre no ânodo, a reação II no cátodo e o potencial-padrão dessa bateria é de 1,35 V.
d) A reação I ocorre no ânodo, a reação II no cátodo e o potencial-padrão dessa bateria é de 0,31 V.
e) A reação I ocorre no cátodo, a reação II no ânodo e o potencial-padrão dessa bateria é de -1,35 V.

75. (Cefet-PR) O mercúrio, o cádmio e o chumbo são metais extremamente tóxicos. Afetam o sistema nervoso central, o fígado, os rins, os pulmões e são biocumulativos. Estes metais estão presentes nas pilhas do tipo zinco-carbono e alcalinas, que contêm de 0,025 a 1% de mercúrio, nas pilhas de níquel-cádmio, no “botão” de mercúrio e nas pequenas baterias de chumbo. As pilhas ou baterias são usadas em rádios portáteis, brinquedos, controles remotos, telefones celulares, aparelhos auditivos, entre outros. A produção brasileira anual é de cerca de 800 milhões de pilhas. O destino final das pilhas no Brasil ainda são os lixões ou aterros sanitários, contaminando o solo, os cursos de água, o lençol freático, a flora e a fauna, devido ao vazamento dos metais tóxicos, que chegam ao ser humano através das teias alimentares. Porém, já está em vigor, desde 1º de julho de 2000, a resolução nº 257/99 do CONAMA, que obriga os fabricantes a receberem as pilhas após o seu uso, bem como tratá-las adequadamente. As pilhas de mercúrio são usadas em relógios e cronômetros, as reações que ocorrem nessas pilhas são:

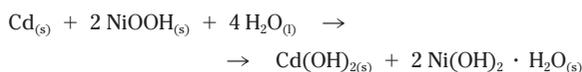


De acordo com as reações acima, o que é correto afirmar?

- a) Quando a pilha está fornecendo energia, os elétrons partem do eletrodo de zinco.
b) Quando a pilha está em funcionamento, as quantidades de $\text{Zn}_{(s)}$ e de $\text{Hg}_{(l)}$ diminuem.
c) O eletrodo de $\text{HgO}_{(s)}$ é o ânodo.
d) Quando a pilha está em funcionamento, as quantidades de $\text{Zn}_{(s)}$ e de $\text{Hg}_{(l)}$ aumentam.

76. (Fepar-PR) “Bateria cádmio/óxido de níquel: Foi primeiramente proposta pelo sueco Waldemar Jungner em 1899. Consiste de um ânodo formado por uma liga de cádmio e ferro e um cátodo de hidróxido (óxido) de níquel (III) imersos em uma solução aquosa de hidróxido de potássio com concentração entre 20% e 28% em massa”.

Reação global da pilha:



(Nerlso Bocchi, Luiz Carlos Ferracin e Sonia Regina Biagio, *Química Nova na Escola*, v. 11, maio de 2000)

Com base no texto e em seus conhecimentos de eletroquímica, analise os itens abaixo:

- I. o pólo negativo é o eletrodo de cádmio;
II. no eletrodo de cádmio ocorre a redução;
III. pela equação, ocorre redução do níquel de níquel (III) para níquel (II);
IV. o eletrodo de cádmio corrói por perder massa durante a oxidação do cádmio.

Estão corretas apenas:

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

Capítulo

5



“Que belo anel! É de ouro maciço?” “Esse faqueiro é de prata pura?”

Eletrólise: celas eletrolíticas

Comentário preliminar

O aspecto de uma peça metálica qualquer pode tornar-se mais nobre, aumentando seu valor, desde que ela seja revestida por uma fina película de ouro ou prata. Peças metálicas decorativas de automóveis, motos ou bicicletas, para se tornarem mais brilhantes e atrativas, são revestidas com cromo (cromadas), e muitas peças de aço recebem uma película de zinco para protegê-las da corrosão.

Essa técnica de revestimento de uma peça metálica por outro metal recebe o nome de *eletrodeposição metálica* ou *galvanoplastia*, e nada mais é do que uma aplicação da **eletrólise**, fenômeno que estudaremos neste capítulo.

É possível, por meio dessa técnica, fazer com que uma peça metálica se torne mais brilhante, mais valiosa, ou até mesmo mais resistente à corrosão, dependendo da finalidade a que se destina.

Por meio da eletrólise, indústrias químicas produzem certas substâncias relevantes, como, por exemplo, soda cáustica, cloro, hidrogênio, ácido clorídrico e hipoclorito de sódio.

E, também por eletrólise, é possível a purificação de alguns metais, como é o caso do cobre, até elevados graus de pureza.

Alguns conteúdos importantes

- Celas eletrolíticas
- Eletrólise ígnea
- Eletrólise aquosa
- Empregos da eletrólise
- Aspectos principais da obtenção de metais (metalurgia)
- Amperímetro e medida da corrente elétrica
- Estequiometria das reações eletroquímicas

Motivação

Fatos experimentais

Considere o seguinte **relato**: Efetuou-se a passagem de corrente elétrica através do NaCl fundido presente no interior de uma cela eletrolítica, isto é, foi realizada a *eletrólise ígnea* do NaCl. Entre as ocorrências observadas estão:

- No pólo positivo (isto é, no eletrodo da cela eletrolítica ligado ao pólo positivo do gerador de corrente elétrica) obtêm-se bolhas de um gás amarelo-esverdeado, de cheiro irritante.
- No pólo negativo forma-se um metal de cor cinza que reage violentamente com a água.

ATENÇÃO

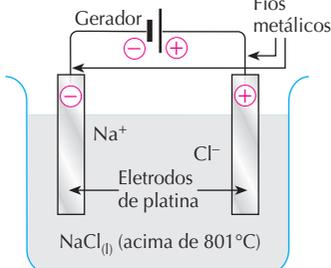
A eventual realização de experimentos de eletroquímica precisa ter a autorização e a supervisão do(a) professor(a).

Entre outros possíveis perigos, tais experimentos envolvem riscos relacionados ao choque elétrico e à manipulação de substâncias tóxicas e/ou corrosivas.

(A)

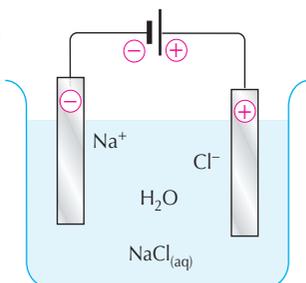
O traço curto representa o pólo \ominus e o traço longo representa o pólo \oplus .
Representação para um gerador elétrico.

(B)



Durante a passagem da corrente elétrica pelo NaCl fundido acontecem reações químicas nos eletrodos. O processo é uma **eletrólise ígnea**.

(C)



Durante a passagem da corrente elétrica por uma solução aquosa de NaCl ocorrem reações químicas nos eletrodos. O processo é uma **eletrólise aquosa**.

Desenvolvendo

o tema

1. CELAS ELETROLÍTICAS

1.1. Conceito de eletrólise

Como já foi comentado no capítulo anterior, há dois tipos de células eletroquímicas: as células galvânicas (pilhas) e as células eletrolíticas.

As pilhas e baterias (associações de pilhas), discutidas anteriormente, são exemplos de dispositivos geradores de corrente elétrica. A partir de agora, simbolizaremos um gerador de corrente elétrica da maneira mostrada em (A), com o traço maior indicando o pólo positivo, e o menor, o negativo.

Passaremos, agora, ao estudo das **celas eletrolíticas** (também chamadas células ou cubas eletrolíticas), nas quais ocorre uma reação química provocada pela passagem de corrente elétrica, a **eletrólise**.

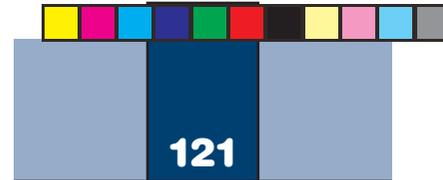
Considere a aparelhagem experimental que aparece nos esquemas (B) e (C) ao lado, apropriada para testar a condutividade elétrica de materiais. Colocando cloreto de sódio sólido dentro do recipiente, a lâmpada não acende, o que evidencia que no NaCl sólido não há íons livres para conduzir corrente elétrica. Para provocar a passagem de corrente elétrica pelo NaCl, é necessário “liberar” os íons Na^+ e Cl^- para que possam se movimentar. Isso pode ser conseguido aquecendo-se o sal até a sua fusão (como em (B)) ou, então, adicionando-se água para dissolvê-lo e provocar a dissociação dos seus íons (como em (C)).

Eletrólise ígnea é o nome de uma reação química provocada pela passagem de corrente elétrica através de um **composto iônico fundido**.

Eletrólise aquosa é o nome de uma reação química provocada pela passagem de corrente elétrica através de uma **solução aquosa de eletrólito**.

1.2. Eletrólise ígnea

Vamos interpretar as evidências obtidas na eletrólise ígnea do NaCl. O gás amarelo-esverdeado de cheiro irritante é o cloro (Cl_2), e o metal que reage violentamente com água é o sódio (Na^0). Concluimos, assim, que a passagem de corrente elétrica está transformando íons cloreto (Cl^-) em moléculas de cloro (Cl_2), e íons sódio (Na^+) em sódio metálico (Na^0).

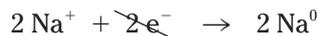


Isso é fácil de perceber no esquema ao lado, que mostra a atuação do gerador forçando os íons Cl^- a doar elétrons, através do circuito metálico, para os íons Na^+ . Note que, como a eletrólise é um fenômeno de oxido-redução, o total de elétrons perdidos no pólo positivo é **necessariamente igual** ao total de elétrons recebidos no pólo negativo.

Semi-reação no pólo positivo:



Semi-reação no pólo negativo ($\times 2$):



Reação global:



1.3. Nomenclatura dos eletrodos em uma cela eletrolítica

Voltamos a repetir que para **todas** as celas eletroquímicas (sejam galvânicas ou eletrolíticas) vale a seguinte convenção:

O eletrodo no qual ocorre processo de **oxidação** é denominado **ânodo**.
O eletrodo no qual ocorre processo de **redução** é denominado **cátodo**.

Uma importante diferença que existe quando comparamos a pilha com a eletrólise diz respeito ao sinal dos pólos (veja o mapa conceitual ao lado).

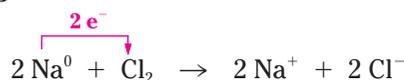
1.4. Pilha e eletrólise envolvem fenômenos inversos

Já sabemos que uma pilha permite obter corrente elétrica a partir de uma reação química. Agora, estamos estudando que a eletrólise é uma reação química provocada pela corrente elétrica. Um processo é o inverso do outro.

Mas a relação entre os dois fenômenos não pára aí. Vamos usar os seguintes potenciais de eletrodo (da tabela 1, página 101) para calcular ΔE° para dois processos:



Primeiro processo

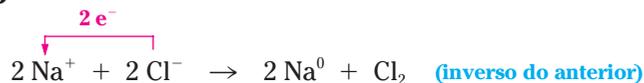


$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{eletrodo que recebe } e^-} - E^\circ_{\text{eletrodo que perde } e^-}$$

$$\Delta E^\circ = +1,36 \text{ V} - (-2,71 \text{ V}) = +4,07 \text{ V}$$

Como essa diferença de potencial é **positiva**, a **reação é espontânea** e, portanto, poderia ser usada em uma **pilha** para gerar corrente elétrica.

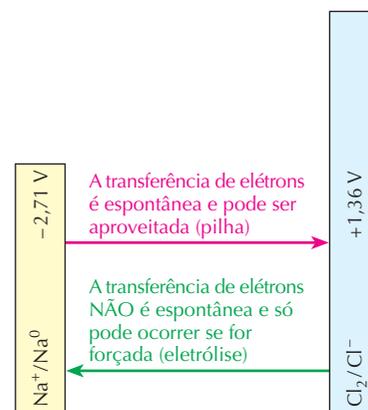
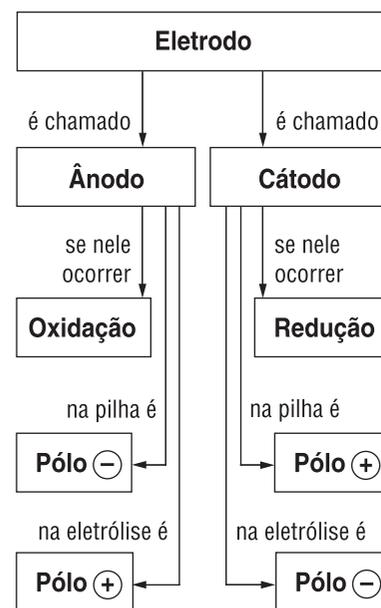
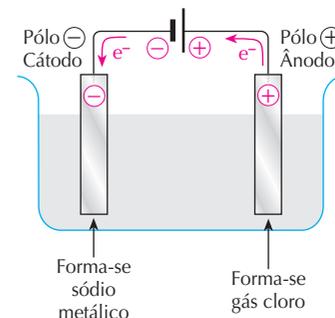
Segundo processo



$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{eletrodo que recebe } e^-} - E^\circ_{\text{eletrodo que perde } e^-}$$

$$\Delta E^\circ = -2,71 \text{ V} - (+1,36 \text{ V}) = -4,07 \text{ V}$$

O fato de essa diferença de potencial ser **negativa** indica que a reação **não é espontânea** e deve, portanto, ser forçada através da passagem de corrente elétrica, constituindo-se em uma **eletrólise**. Para que seja possível forçar essa segunda reação, o gerador de corrente elétrica utilizado para executar a eletrólise deve fornecer uma diferença de potencial superior a 4,07 V. Resumindo:



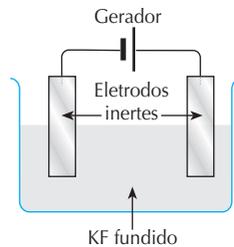
Questões para fixação

Resolva em seu caderno

1. A aparelhagem do desenho ao lado pode ser usada para realizar a eletrólise ígnea do fluoreto de potássio (K^+F^-), industrialmente empregada para produzir gás flúor.

Reproduza o desenho em seu caderno e, a seguir, indique nele:

- o pólo positivo e o pólo negativo da cela eletrolítica;
- o cátodo e o ânodo da cela eletrolítica;
- o sentido de movimentação de elétrons no fio;
- o sentido de movimentação dos cátions e dos ânions.



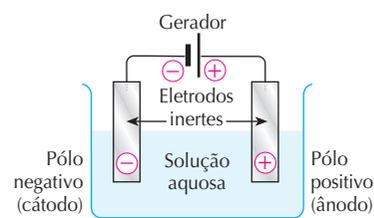
- Equacione as semi-reações e a reação global da questão 1.
- Há indústrias que realizam a eletrólise ígnea do cloreto de magnésio, extraído da água do mar, visando à obtenção de duas substâncias, cada qual produzida em um eletrodo. Qual a substância produzida no ânodo? E no cátodo?
- O alumínio é um dos metais mais importantes para a sociedade, possuindo inúmeras aplicações em nosso cotidiano. Sua produção é feita por meio da eletrólise ígnea do óxido de alumínio, Al_2O_3 .
 - Quais os íons presentes nessa substância?
 - Em que substância cada um desses íons se transforma durante a eletrólise ígnea?

Motivação

Outros fatos experimentais

Como já foi definido, eletrólise aquosa é uma reação química provocada pela passagem de corrente elétrica através de uma solução aquosa de um eletrólito. Para entender as idéias relacionadas com a eletrólise aquosa, considere a tabela a seguir, que **relata** os resultados obtidos na eletrólise de algumas soluções eletrolíticas, realizada com *eletrodos inertes*.

Dizemos que um eletrodo é inerte quando ele não toma parte na reação. Os mais usados são a grafite e a platina. Se o eletrodo participa da reação, ele é denominado *eletrodo ativo*.



Aparelhagem para realizar uma eletrólise aquosa.

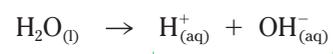
Eletrólise de uma solução aquosa de	Substância formada no cátodo	Substância formada no ânodo
$NiCl_2$	Ni	Cl_2
$AgNO_3$	Ag	O_2
KI	H_2	I_2
Na_2SO_4	H_2	O_2

Desenvolvendo o tema

1.5. Eletrólise aquosa

Curiosamente, notamos que, em alguns dos casos relacionados acima, há a formação de gás hidrogênio (H_2) e/ou de gás oxigênio (O_2).

Experiências desse tipo levaram os químicos a concluir que, em solução aquosa, existem íons H^+ e OH^- cujo aparecimento pode ser assim equacionado:

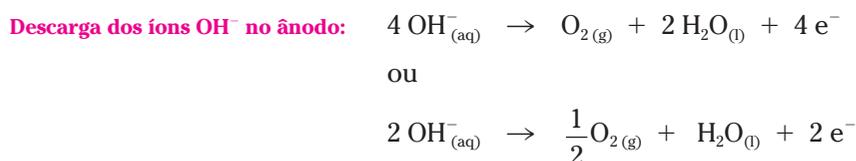


Íons provenientes da auto-ionização da água

Essa reação é chamada de *auto-ionização da água* e será estudada em detalhes no capítulo 9. Em uma eletrólise aquosa, os íons H^+ , provenientes da água, irão “competir” com os cátions provenientes da substância dissolvida (eletrólito).



A palavra **descarga** é usada aqui como sinônimo de **perda de carga** elétrica, ou seja, a transformação em uma espécie eletricamente neutra. Os íons OH^- da água irão “competir” com os ânions do eletrólito.



Quem tem maior tendência para reagir no cátodo: o H^+ da água ou o cátion do eletrólito? E no ânodo: o OH^- da água ou o ânion do eletrólito?

Para responder a essas perguntas, os químicos elaboraram experimentalmente — baseados em resultados como os da tabela mostrada na página anterior — a fila de *facilidade de descarga de íons* nos eletrodos, que aparece ao lado.

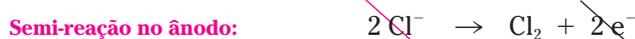
1.6. Equações da eletrólise aquosa

A seguir são mostradas, para quatro exemplos de eletrólise, as equações químicas que representam a semi-reação do cátodo, a do ânodo e também a reação global. Perceba, em cada caso, como a fila de facilidade de descarga ajuda a prever os produtos.

Eletrólise de uma solução aquosa de $NiCl_2$

Cátions presentes: H^+ e Ni^{2+} **Ni^{2+} descarrega no cátodo**

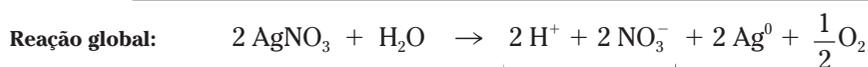
Ânions presentes: OH^- e Cl^- **Cl^- descarrega no ânodo**



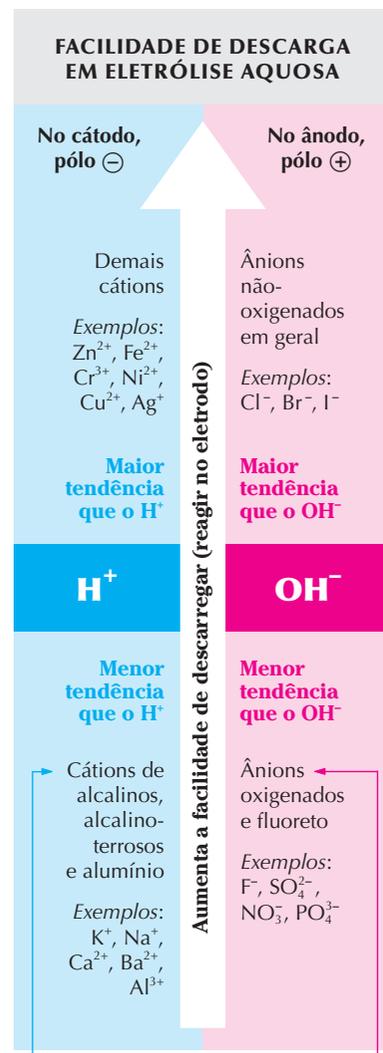
Eletrólise de uma solução aquosa de $AgNO_3$

Cátions presentes: H^+ e Ag^+ **Ag^+ descarrega no cátodo**

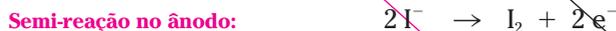
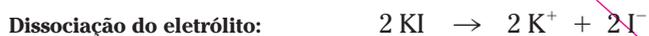
Ânions presentes: OH^- e NO_3^- **OH^- descarrega no ânodo**



$2 HNO_3$ (ionizado)
O meio se torna ácido



Esses íons **não** sofrem descarga em uma eletrólise aquosa. Eles têm menor tendência a reagir nos eletrodos (descarregar) que os íons provenientes da água.

Eletrólise de uma solução aquosa de KICátions presentes: H^+ e K^+ H^+ descarrega no cátodoÂnions presentes: OH^- e I^- I^- descarrega no ânodo 2KOH (dissociado)
O meio se torna básico**Eletrólise de uma solução aquosa de Na_2SO_4** Cátions presentes: H^+ e Na^+ H^+ descarrega no cátodoÂnions presentes: OH^- e SO_4^{2-} OH^- descarrega no ânodo

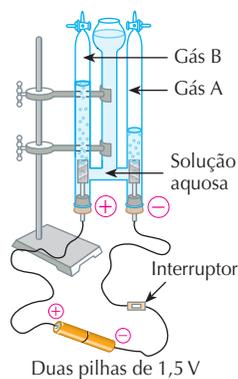
Neste último exemplo, foi a água que sofreu a eletrólise. A solução de Na_2SO_4 , à medida que a eletrólise continua, vai ficando cada vez mais concentrada, uma vez que a água está sendo consumida na reação.

ATENÇÃO

NÃO FAÇA o experimento ilustrado no exercício 5 por conta própria. Sua eventual realização requer autorização e supervisão do(a) professor(a). Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são recomendados.

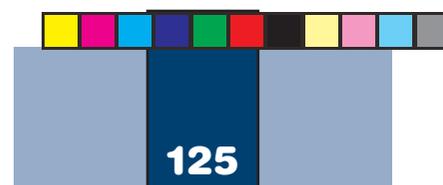
Questões para fixação**Resolva em seu caderno**

5. A aparelhagem ao lado é usada na eletrólise da água com **eletrodos inertes**. São coletados dois gases, cada qual borbulhando de um dos eletrodos. Para que a água se torne condutora de corrente elétrica, deve-se dissolver nela uma substância (eletrólito) cuja solução seja condutora de eletricidade, mas que não produza nos eletrodos substâncias indesejadas.
- a) O que é um eletrodo inerte?
b) Que gás é produzido no pólo positivo? E no pólo negativo?
c) Equacione a reação global dessa eletrólise.
d) Quais, entre as seguintes substâncias, poderiam ter sido dissolvidas na água a fim de possibilitar a eletrólise?

 NaCl , KBr , NaOH , H_2SO_4 , HCl , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, KNO_3 , CuSO_4

- e) Determine a relação entre os volumes dos gases produzidos no ânodo e no cátodo. Justifique.

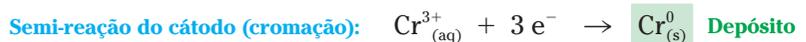
6. A eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de sódio é o método empregado na produção de algumas substâncias de importância industrial. A respeito dessa eletrólise aquosa, responda às perguntas.
- a) Qual o gás produzido no ânodo? Equacione a semi-reação.
b) Qual o gás produzido no cátodo? Equacione a semi-reação.
c) Ambas as substâncias produzidas nos eletrodos podem reagir entre si, sob condições apropriadas, produzindo uma substância muito comum nos laboratórios de Química. Que substância é essa?
d) À medida que a eletrólise prossegue, restam em solução cátions e ânions que tomam parte na composição de uma importante base inorgânica (hidróxido). Que base é essa?
7. O sódio, o potássio, o magnésio e o alumínio são exemplos de metais obtidos industrialmente por meio da eletrólise. A obtenção, contudo, deve ser feita por eletrólise ígnea e não aquosa. Explique por quê.
8. "Em uma cela na qual ocorre eletrólise, o pólo positivo é sempre o ânodo." Comente essa frase, dizendo se ela está ou não correta.



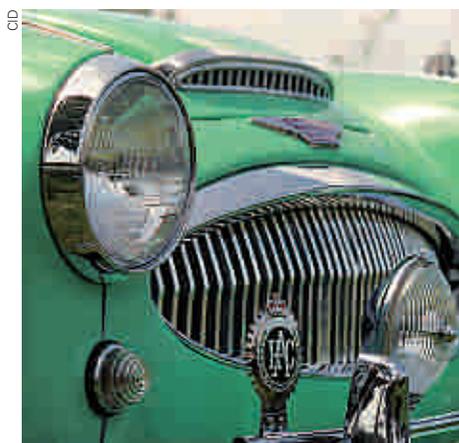
2. APLICAÇÕES DA ELETRÓLISE

2.1. Galvanoplastia

Consiste em revestir a superfície de uma peça metálica com uma fina camada de outro metal, por meio da eletrólise aquosa de seu sal. A peça deve ser colocada no cátodo, e o sal deve conter o íon do metal que se deseja depositar. Os exemplos mais conhecidos são o revestimento por cromo, a **cromação**, ou por níquel, a **niquelação**.



O nome *galvanoplastia* é uma homenagem ao cientista italiano Luigi Galvani (1737-1798). Esse processo é muito utilizado para revestir anéis, brincos, pulseiras, correntes, relógios, faqueiros etc. com uma fina camada (que tem espessura da ordem de $2,0 \cdot 10^{-3}$ cm) de prata ou ouro. A produção de **ferro galvanizado**, que consiste no ferro que recebeu uma camada superficial de zinco (veja a página 105), também pode ser feita por eletrólise.



Detalhes metálicos cromados já foram muito usados pelas indústrias automobilísticas.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Em destaque

INDÚSTRIAS DE GALVANOPLASTIA

São indústrias que podem ser bastante insalubres, não só pelas condições do ambiente em que os banhos são realizados, mas principalmente pelos tipos de reagentes empregados.

Quanto às *condições ambientais*, em geral há alta umidade do ar (já que os banhos são aquecidos), alta temperatura, muito ruído e principalmente a presença de substâncias altamente tóxicas e irritantes.

Quanto aos *reagentes empregados*, podemos citar alguns íons tóxicos de sais dissolvidos em banhos como Cu^{2+} e Ni^{2+} .

Um outro reagente de alto risco à vida usado nos banhos em algumas indústrias de galvanoplastia é o cianeto de sódio ou de potássio. Por incrível que pareça, num mesmo galpão às vezes coexistem tanques de ácido clorídrico usado na decapagem* e tanques contendo cianeto. Vapores de água podem arrastar para o ar ácido clorídrico e cianeto, formando um índice de ácido cianídrico (HCN) altamente letal.

A presença de HCN no ar altera o ritmo da respiração (dispnéia e traquinéia), podendo causar paralisia e até mesmo convulsões. **Mesmo em pequenas concentrações, o HCN pode produzir vertigem, náusea e vômito. Uma exposição por poucos minutos a uma atmosfera contendo 300 ppm de HCN leva à morte.**

* Decapagem significa remoção de tintas, incrustações ou ferrugem da superfície metálica. Normalmente, na decapagem a peça metálica é mergulhada num banho de ácido muriático ou ácido sulfúrico.

ATENÇÃO

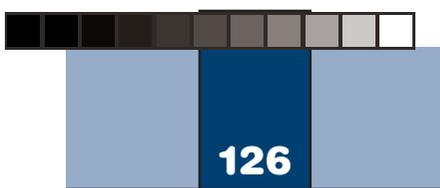
O HCN, gás cianídrico, é **extremamente tóxico**, incolor e tem odor de amêndoas amargas.

A inalação do gás ou a ingestão de sua solução causam cianose, convulsão e morte.

JAMAIS DEVE SER MANIPULADO OU PRODUZIDO EM INSTALAÇÕES ESCOLARES DE ENSINO MÉDIO.

Aplique *o que aprendeu*

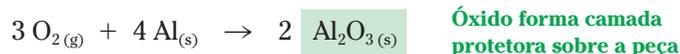
Cianetos devem permanecer em solução alcalina, pois em solução ácida liberam gás cianídrico. Você poderia explicar a razão disso?



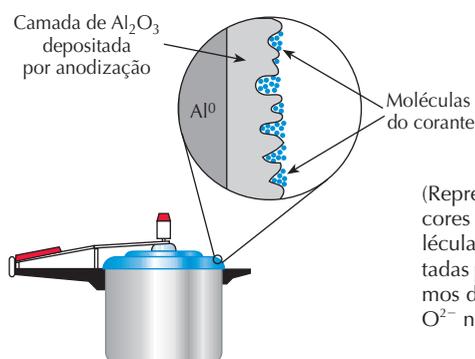
2.2. Anodização

Uma forma de resguardar certos metais contra a corrosão é a formação de uma camada protetora superficial de um óxido do próprio metal. Tal proteção pode ser feita por meio de um processo eletrolítico, que é denominado *anodização*. Um exemplo de anodização bastante conhecido envolve o alumínio.

A peça de alumínio a ser protegida é usada como ânodo (pólo positivo) durante uma eletrólise de uma solução aquosa de H_2SO_4 . Nesse eletrodo ocorre a liberação de oxigênio gasoso (graças à descarga do OH^- proveniente da água). O gás oxigênio ataca o metal do ânodo (a peça de alumínio), formando óxido de alumínio:



A camada protetora de Al_2O_3 que se forma é bastante porosa, o que permite a retenção de corantes nos seus poros. Em seguida, os poros são selados mergulhando-se a peça em água quente.



Uma peça metálica submetida a esse processo estará protegida contra a corrosão e vistosa para ser comercializada. São exemplos dessas peças anodizadas grades, janelas, portões e tampas de panela de alumínio em cores.

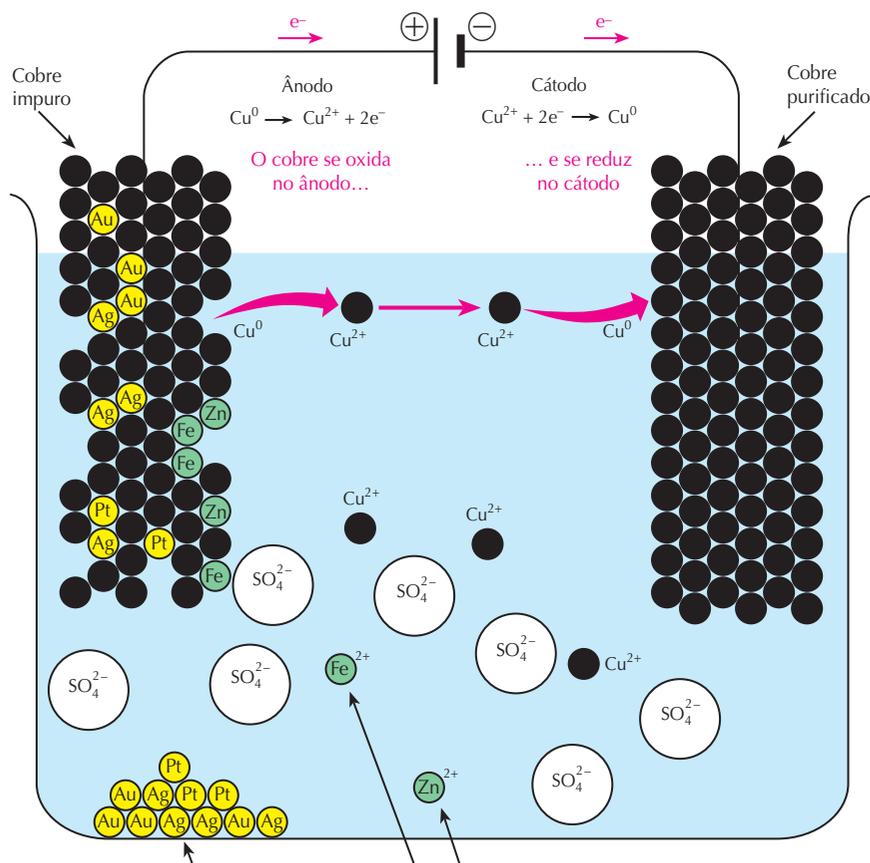
2.3. O refino eletrolítico do cobre

Uma das importantes aplicações do cobre metálico é como condutor de eletricidade em fios elétricos e em circuitos eletrônicos. Isso exige alta pureza, pois o cobre impuro não é um condutor tão bom quanto o cobre puro. Isso torna necessário purificar o cobre obtido na metalurgia, pois sua pureza geralmente não é suficiente para usá-lo como condutor elétrico.

Para a obtenção de cobre com pureza superior a 99,5%, é empregado o *refino eletrolítico*. O procedimento envolve a eletrólise de uma solução aquosa de CuSO_4 , utilizando como ânodo (pólo positivo) o cobre metalúrgico, que contém impurezas como ferro, zinco, ouro, prata e platina.

O esquema da próxima página ilustra como, nesse processo, cobre de alta pureza se deposita no cátodo, que também é de cobre. No ânodo, ocorre a oxidação do cobre e das impurezas que se oxidam mais facilmente que ele (ferro, zinco). As impurezas mais difíceis de oxidar (ouro, prata, platina) desprendem-se do eletrodo ao longo do processo e formam um depósito no fundo do recipiente, a *lama anódica*. O custo do refino eletrolítico é atenuado pela venda dos materiais presentes na lama anódica.

No cátodo, ocorre a redução dos íons Cu^{2+} a cobre metálico, mas não de íons como Fe^{2+} e Zn^{2+} , que são mais difíceis de reduzir que o Cu^{2+} e permanecem em solução, garantindo alta pureza do cobre depositado.

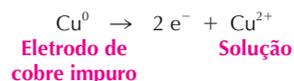


Impurezas mais nobres que o cobre não se oxidam no ânodo e se depositam formando a "lama anódica". É o caso de Au, Ag e Pt.

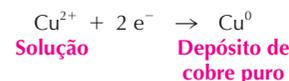
Impurezas menos nobres que o cobre se oxidam no ânodo, mas não conseguem se reduzir no cátodo, permanecendo em solução. É o caso de Fe, Zn e Ni.

Fonte: Esquema elaborado a partir de J. W. Moore et al. *Chemistry*. New York, McGraw-Hill, 1978. p. 588.

Nesse processo, o ânodo é um **eletrodo ativo**, ou seja, ele toma parte na reação. A semi-reação **anódica** é:



E a semi-reação **catódica** é:



(Nesse esquema, os átomos e os íons foram representados por esferas em cores fantasiosas, em tamanho ampliado cerca de quinze milhões a trinta milhões de vezes e sem considerar as proporções de tamanho entre eles.)

2.4. Obtenção de substâncias de interesse

Por meio da eletrólise são obtidas industrialmente várias substâncias de interesse. Entre elas há substâncias simples, como hidrogênio (H_2), flúor (F_2), cloro (Cl_2), metais alcalinos, metais alcalino-terrosos e alumínio, e substâncias compostas, como hidróxido de sódio (NaOH), hipoclorito de sódio (NaClO) e ácido clorídrico (HCl).

A produção do flúor envolve a eletrólise ígnea do fluoreto de potássio (KF). Flúor gasoso se forma no ânodo: $2\text{F}^- \rightarrow \text{F}_2 + 2\text{e}^-$.

A obtenção de metais alcalinos, alcalino-terrosos e alumínio, também realizada por meio da eletrólise ígnea, é apresentada no item 3.5, mais à frente.

A produção industrial de soda cáustica, cloro, hidrogênio, ácido clorídrico e hipoclorito de sódio envolve a eletrólise aquosa de uma solução de cloreto de sódio. Dos cátions presentes (H^+ e Na^+), é o H^+ que tem a maior facilidade de descarga no cátodo. E dos ânions presentes (OH^- e Cl^-) é o Cl^- que tem a maior facilidade de descarga no ânodo. O equacionamento do processo é:

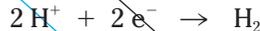
Dissociação do eletrólito:



Auto-ionização da água:



Semi-reação no cátodo:



Semi-reação no ânodo:



Reação global:



2 NaOH (em solução aquosa, dissociado)



O inglês Humphry Davy (1778-1829) que, utilizando eletrólise ígnea, descobriu o sódio e o potássio em 1807.

O hidróxido de sódio (soda cáustica) é usado, por exemplo, para fabricar sabões, papel e produtos para desentupir ralos e pias.

O cloro é usado para fabricação, entre outros produtos, do plástico conhecido como PVC, do ácido clorídrico e do hipoclorito de sódio.

Para fabricação do ácido clorídrico, reage-se o cloro (obtido no ânodo) com hidrogênio (obtido no cátodo), formando-se HCl gasoso (gás clorídrico) que, em seguida, é borbulhado em água, originando o ácido clorídrico, HCl aquoso.

Para a fabricação de hipoclorito de sódio (NaClO), borbulha-se gás cloro em solução de hidróxido de sódio:



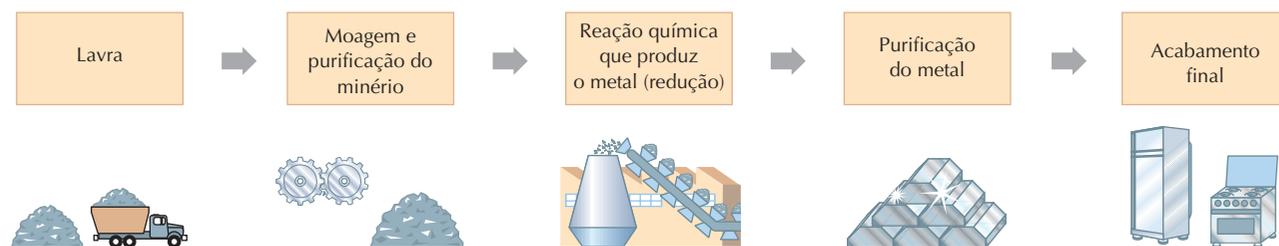
O hipoclorito de sódio é usado como desinfetante e alvejante, sendo o componente ativo da água sanitária.

3. NOÇÕES DE METALURGIA

Na superfície da Terra há uma imensa variedade de substâncias formadas ao longo de milhares de anos pela natureza não-viva. Essas substâncias são chamadas de **minerais**.

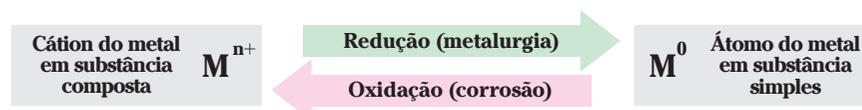
Grande parte dos minerais contém metais em sua composição química. Às vezes, dependendo da composição química e da abundância do mineral, é possível a extração desses metais. O termo **minério** designa um mineral a partir do qual é economicamente viável a extração de um elemento químico de interesse, como, por exemplo, um metal.

Metalurgia é a seqüência de processos que visa obter um metal a partir do minério correspondente.



Representação das principais etapas da metalurgia. A etapa de redução não é necessária quando se trata de metal encontrado na natureza sob a forma de substância simples, como é o caso do ouro.

Como já sabemos, os metais possuem, de modo geral, alta tendência a doar elétrons. Assim, eles são freqüentemente encontrados em seus minérios com número de oxidação positivo, e, para que se possa obter o metal (isto é, a substância simples formada por esse metal) a partir do minério, é necessário que ele sofra uma **redução**. Perceba que se trata exatamente do contrário da corrosão, um processo natural que tende a oxidar os metais.



3.1. Metalurgia e potenciais de eletrodo para a redução

Consultando uma tabela de potenciais de redução é possível entender por que alguns metais como ouro, prata, mercúrio e cobre são encontrados como substâncias simples na natureza (no chamado estado nativo), enquanto outros são encontrados apenas na forma de substâncias compostas (combinados com outros elementos).

	Semi-reação	E° (V)
Obtidos por meio da redução por eletrólise ígnea	$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}^0$	-3,05
	$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}^0$	-2,93
	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}^0$	-2,87
	$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}^0$	-2,71
	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}^0$	-2,38
	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}^0$	-1,68
Obtidos por meio da redução do minério utilizando C, CO ou Al ⁰ como agente redutor	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}^0$	-0,76
	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}^0$	-0,74
	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}^0$	-0,13
	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^0$	-0,04
	$\text{Sn}^{4+} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^0$	+0,01
	$\text{Mn}^{4+} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^0$	+0,03
Encontrados livres na natureza ou facilmente obtidos a partir dos minérios	$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^0$	+0,52
	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}^0$	+0,79
	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}^0$	+0,80
	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}^0$	+1,42

Aumenta a tendência de o íon sofrer redução

Aumenta a nobreza do metal

Aumenta o potencial de redução (E°)



Restaurações dentárias podem ser feitas com determinados metais nobres, pois não sofrem corrosão pela saliva e pelos alimentos ácidos.

Fonte: R. G. Mortimer, *Physical Chemistry*. 2. ed., Orlando, Harcourt, 2000. p. 297, 992. K. W. Whitten et al. *General Chemistry; with qualitative analysis*. 6. ed. Orlando, Saunders, 2000. p. 869. I. Levine, *Physical Chemistry*. 4. ed., New York, McGraw-Hill, 1995. p. 399. W. L. Masterton e E. J. Slowinski. *Química Geral Superior*. 4. ed. Rio de Janeiro, Interamericana, 1978. p. 454.

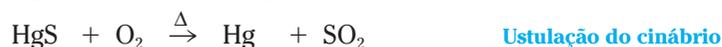
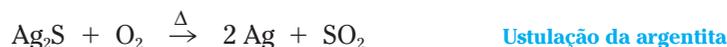
3.2. Ouro, platina, prata, mercúrio e cobre

Esses são **metais nobres**, isto é, têm baixa tendência a sofrer oxidação.

Daí o fato de serem encontrados na natureza na forma de substâncias simples. Nesse caso, a redução é desnecessária, executando-se apenas a purificação para remover as impurezas que porventura acompanhem o metal.

Prata, cobre e mercúrio, além de serem encontrados no estado nativo, existem também na forma de minérios, os sulfetos Ag_2S (argentita), Cu_2S (calcosita) e HgS (cinábrio). Nesse caso os metais podem ser facilmente obtidos a partir da ustulação dos minérios.

Ustulação é o nome dado ao aquecimento de um sulfeto na presença de O_2 , também conhecido como “queima do sulfeto”.



O mercúrio é utilizado para fabricar termômetros e amálgama para obturações dentárias (mistura de Ag e outros metais com Hg). Ouro, prata e cobre são usados para confecção de jóias, pois apresentam baixa tendência a se oxidar (sobretudo o ouro). Fios elétricos são fabricados com cobre, já que ele é um bom condutor de corrente elétrica.

3.3. Ferro, estanho, zinco e chumbo

Esses metais não são nobres como os anteriores e, por essa razão, não se encontram livres na natureza. Assim, é necessário utilizar um **agente redutor** para obtê-los a partir de seus minérios. O monóxido de carbono (CO) é o agente redutor geralmente empregado. Carvão (C) também é utilizado.

No caso da obtenção do ferro a partir da hematita (Fe_2O_3), a reação pode ser equacionada do seguinte modo:



A Torre Eiffel, em Paris: oito mil toneladas de ferro! Foi projetada pelo engenheiro francês Alexandre Gustave Eiffel e construída, sob sua supervisão, em 1889. Com trezentos metros de altura, tornou-se o “cartão-postal” símbolo da cidade.

IGNACIO SABATER / CID



Ferro líquido recém-produzido, incandescente graças à alta temperatura.

CID



O latão é uma liga de cobre e zinco usada, por exemplo, para fazer instrumentos musicais.

CID



Pinças cirúrgicas e bandeja de aço inox, material no qual estão presentes, além de ferro e carbono (aço), níquel e cromo.

Siderurgia é o ramo da indústria metalúrgica que visa obter ferro metálico a partir de seus minérios. A reação é executada nos *altos-fornos* siderúrgicos (o nome se deve à altura do forno). Neles é despejada uma mistura de coque (carvão com alto teor de carbono), minério de ferro e calcário (CaCO_3). A combustão do coque produz CO , que reduz o minério de ferro. O calcário sofre decomposição, produzindo CaO , que reage com as impurezas do minério, fazendo-as flutuar no ferro fundido.

O ferro que sai do forno chama-se *ferro-gusa* ou *ferro fundido* (mesmo depois de solidificado mantém esse nome). Contém cerca de 5% de carbono, sendo, por esse motivo, muito quebradiço. Após sofrer um processo de purificação, pode chegar até cerca de 0,2% de carbono, e recebe o nome de *ferro doce*. O ferro com até cerca de 1,5% de carbono é chamado de *aço*. Trata-se da liga metálica mais usada pela nossa civilização.

Aço é uma liga de ferro e carbono.

A obtenção do estanho é feita a partir da cassiterita (SnO_2) e segue o mesmo caminho da obtenção do ferro: redução do SnO_2 com CO . Já no caso do zinco, extraído da blenda (ZnS), antes de executar a redução com CO é necessário executar a ustulação, que transforma o sulfeto em óxido:



O chumbo é obtido a partir da galena (PbS) da mesma maneira: ustulação seguida de redução com monóxido de carbono.

O ferro é o metal mais importante para a nossa civilização, possuindo inúmeras utilizações, principalmente na forma de aço, em ferramentas, utensílios, motores, chapas, construção civil etc.

O estanho é utilizado sob a forma de *lata* (chapa de ferro revestida de estanho) e *bronze* (liga de estanho e cobre).

O zinco forma uma liga com cobre chamada de *latão*. É também empregado no revestimento do ferro (galvanização), protegendo-o da corrosão. Tubos de ferro galvanizado eram muito usados em encanamentos domésticos antes do advento dos tubos plásticos de PVC.

Baterias de automóvel são fabricadas com chumbo. A solda usada em eletrônica é uma liga de chumbo e estanho.

3.4. Crômio e manganês

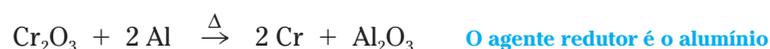
Esses dois metais se assemelham muito aos quatro anteriores no que diz respeito ao fato de não serem nobres e de necessitarmos de um agente redutor para sua obtenção.

No entanto, de modo indesejável, eles ficam contaminados com altos teores do carvão utilizado para a redução. A operação de purificação para eliminar o carvão torna o processo de obtenção desses metais muito caro.

Uma maneira mais econômica de obtê-los é por meio da chamada *aluminotermia* ou *reação aluminotérmica*. O nome dessa reação vem das palavras alumínio, o agente redutor usado, e *thermos*, que (em grego) significa “calor”. A reação libera muita energia, nas formas de luz e calor.

Aluminotermia consiste na redução do metal (na forma de óxido) utilizando alumínio metálico como redutor.

O cromo é obtido por aluminotermia usando o óxido de cromo (III), proveniente do minério cromita ($\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$):

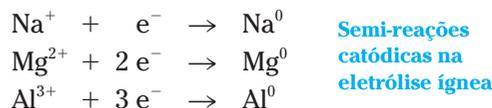


O manganês é obtido a partir da pirolusita (MnO_2) pelo mesmo processo: o alumínio se oxida a Al_2O_3 e o MnO_2 se reduz a manganês metálico.

Muitos aços especiais contêm cromo. Dentre eles, o mais conhecido é o *aço inox* (aço inoxidável). O manganês, em mistura com o aço, torna-o duro e resistente ao desgaste, sendo apropriado à fabricação de certas ferramentas, trituradoras, colheitadeiras, trilhos etc.

3.5. Alcalinos, alcalino-terrosos e alumínio

Metais como sódio (alcalino), magnésio (alcalino-terroso) e alumínio possuem baixos potenciais de redução, ou seja, *não são facilmente reduzidos* do respectivo íon para a forma metálica. Não se conhece um agente redutor barato que provoque a redução de seus íons. O meio mais econômico de obtê-los é forçar a *redução utilizando uma corrente elétrica*, ou seja, executando uma eletrólise.



No entanto, é necessário que essas eletrólises sejam ígneas (ausência de água), pois, de acordo com o que já aprendemos, em meio aquoso os íons H^+ têm maior facilidade de descarga que os íons Na^+ , Mg^{2+} e Al^{3+} .

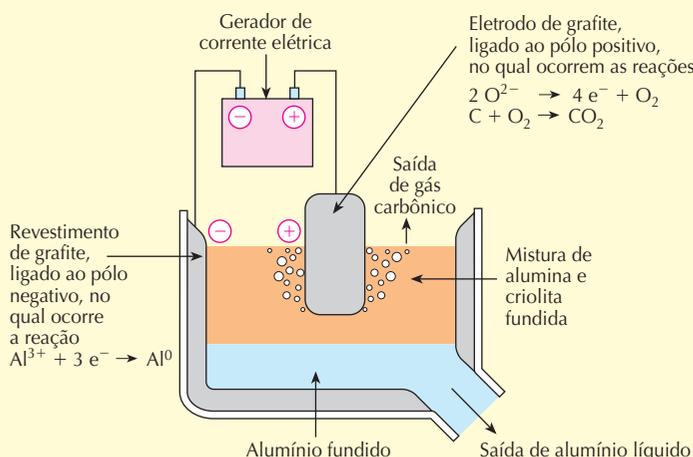
Assim, sódio e magnésio são obtidos por eletrólise ígnea de NaCl e MgCl_2 , provenientes da água do mar. O alumínio é obtido por eletrólise ígnea da alumina (Al_2O_3), que, por sua vez, é obtida a partir do minério bauxita ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}$ + impurezas).

Em destaque

PROCESSO DE HÉROULT & HALL

Embora o alumínio metálico tenha sido obtido pela primeira vez em 1825, somente em 1886 foi descoberto um processo econômico para extraí-lo. O grande problema consiste no elevado ponto de fusão da alumina, Al_2O_3 , acima de 2.000°C , temperatura difícil de obter e manter numa indústria.

Trabalhando independentemente, o americano Charles Hall e o francês Paul Héroult conseguiram executar a eletrólise do Al_2O_3 em mistura com criolita (Na_3AlF_6), fundida a cerca de 1.000°C . (Criolita, do grego *kryos*, “gelo”, e *lithos*, “pedra”, isto é, “pedra com aspecto de gelo”).



Fonte da ilustração: Elaborada a partir de J. McMurry e R. C. Fay, *Chemistry*, 3. ed. New Jersey, Prentice-Hall, 2001. p. 794.

A eletrólise é feita com eletrodos de grafite, sendo que o O_2 liberado no ânodo reage com o eletrodo formando CO_2 . Assim, esse eletrodo deve ser continuamente substituído devido ao seu desgaste.

Para se obter 1 t de alumínio necessita-se, em média, de 2 t de alumina (a partir de 4 a 5 t de bauxita), 50 kg de criolita e 0,6 t de carvão para os eletrodos.

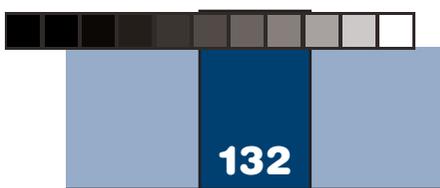
Aplique

o que aprendeu

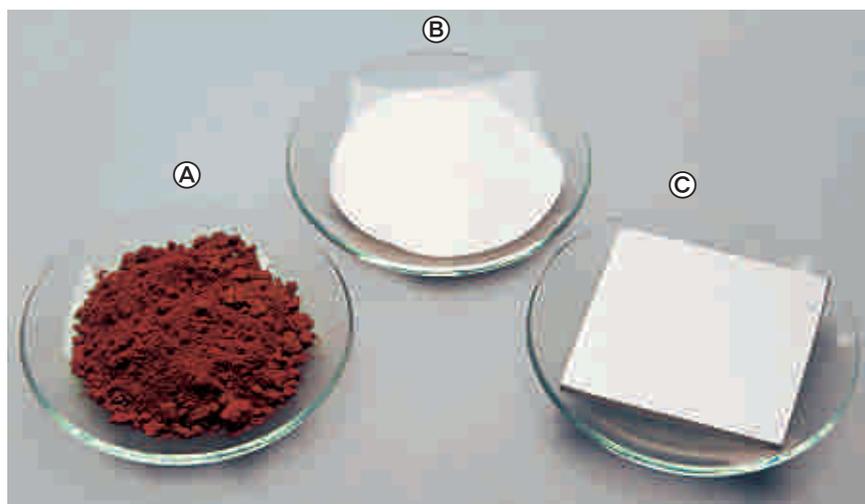
Charles Hall, um jovem de 22 anos, preparou uma mistura de Al_2O_3 com criolita, Na_3AlF_6 , e eletrolisou a mistura fundida. Ele descobriu que a criolita reduz a temperatura de fusão do Al_2O_3 de 2.000°C para 1.000°C . Tente justificar a importância da presença da criolita na produção de alumínio.



Alumínio líquido saindo do compartimento onde foi produzido por eletrólise ígnea.



Ligas de magnésio e alumínio são leves e resistentes, sendo usadas na fabricação de rodas e na carcaça de aeronaves. O alumínio vem ganhando cada vez mais destaque em nossa civilização, sendo usado para fabricação de painéis, portões, janelas, boxes para banheiro, antenas de tevê etc.



- (A) Bauxita.
- (B) Alumina.
- (C) Alumínio.

THE NEXT

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Em destaque

A IMPORTÂNCIA DE RECICLAR O ALUMÍNIO

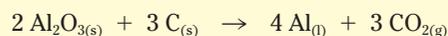
Atualmente, milhões de toneladas de alumínio são gastas no mundo inteiro para fabricar recipientes (“latas”) de refrigerantes, cervejas, água e outras bebidas. A utilização do alumínio nesse tipo de indústria deve-se principalmente ao fato de ele ser leve, não-tóxico, inodoro, insípido e um bom condutor de calor, o que permite ao líquido contido nessas “latas” ser resfriado rapidamente.

O grande inconveniente da utilização do alumínio para esse fim é que anualmente milhões de toneladas desse metal vão para o lixo, causando, além da sujeira no meio ambiente, um significativo desperdício para a sociedade de consumo. Não podemos nos esquecer também de que o alumínio é extraído a partir de um recurso finito, que é o mineral bauxita.

Sem dúvida, a melhor solução para resolver esses problemas causados pelo desperdício das “latinhas” de alumínio é a **reciclagem**.

A seguir, faremos uma comparação da energia consumida para produzir alumínio a partir da bauxita e da energia gasta para reciclar o metal a partir de tais “latinhas”.

Numa primeira etapa, o mineral bauxita, que normalmente se encontra contaminado com óxidos de titânio, silício e ferro, requer um tratamento inicial, que consiste em várias etapas até que se obtenha a alumina pura ($\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$). É a partir da alumina que se inicia o processo de obtenção do alumínio por meio do processo de Héroult-Hall, que pode ser descrito usando a equação:



Esse processo ocorre a uma temperatura de 1.000°C , apesar de usar um fundente (criolita) com a finalidade de diminuir a temperatura de fusão da bauxita.

Por meio de cálculos matemáticos, é possível determinar a quantidade de energia elétrica consumida para se produzir 1 mol (27 g) de alumínio a partir da bauxita. Esse valor corresponde a 297 kJ.

Para que o alumínio seja reciclado a partir das “latinhas”, basta inicialmente aquecer o referido metal até a temperatura atingir seu ponto de fusão, que corresponde a 660°C .

Por meio de cálculos matemáticos, é possível determinar a quantidade de energia elétrica consumida para reciclar 1 mol (27 g) de alumínio a partir das “latinhas”. Esse valor corresponde a 26,1 kJ.

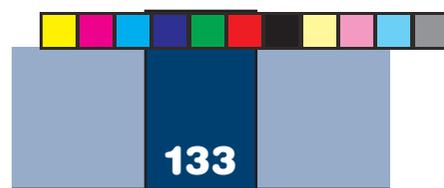
Comparando os gastos energéticos nos dois processos em termos percentuais, podemos escrever:

$$\left. \begin{array}{l} 297 \text{ kJ} \text{ ——— } 100\% \\ 26,1 \text{ kJ} \text{ ——— } x \end{array} \right\} x = 8,8\%$$

Assim, a energia gasta na reciclagem de 1 mol de alumínio é cerca de 9% da energia gasta na produção de 1 mol de alumínio a partir do minério. A conclusão a que chegamos é de que reciclar alumínio a partir das “latinhas” poupa em torno de 91% da energia gasta para produzir esse metal através do processo eletrolítico.

Hoje em dia, no Brasil, a maior parte do alumínio usado nas “latinhas” é posteriormente reciclada.





JAVIER JAIME / CID



CID

O alumínio é um metal leve e resistente. Suas ligas têm-se mostrado úteis para muitas aplicações como, por exemplo, construção de patinetes e helicópteros.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

9. Podemos dividir os metais em três grupos, usando como critério a tendência para sofrer oxidação, propriedade intimamente relacionada à dificuldade de obter o metal a partir de substâncias naturais.

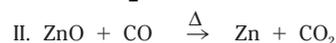
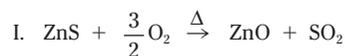
Ag, Al, Au, Cr, Cu, Fe, Hg, K, Mg, Mn, Na, Pb, Pt, Sn, Zn

Classifique cada metal dessa lista num dos seguintes grupos:

1. Metais com baixa tendência a sofrer oxidação. Ocorrem como substância simples ou são obtidos a partir de minérios por redução relativamente fácil.
 2. Metais com alta tendência a sofrer oxidação. Por isso, são obtidos por redução mediante eletrólise ígnea.
 3. Metais com caráter razoavelmente intermediário entre os dos dois grupos anteriores. Sua obtenção é feita pela redução de minérios com redutores como carvão, monóxido de carbono ou alumínio.
10. As equações abaixo foram apresentadas no texto e se referem à ustulação da argentita e do cinábrio. Identifique os elementos que sofrem redução e oxidação nesses processos:
- a) $\text{Ag}_2\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{Ag} + \text{SO}_2$
 - b) $\text{HgS} + \text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{Hg} + \text{SO}_2$
11. O cobre metálico pode ser obtido por ustulação da calcosita (Cu_2S), que produz também dióxido de enxofre. Equacione essa ustulação.
12. A reação equacionada a seguir permite a obtenção de ferro num alto-forno de indústria siderúrgica:
- $$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \xrightarrow{\Delta} 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$$
- a) Que elemento está sofrendo redução?
 - b) Que substância atua como agente redutor?

13. A obtenção do estanho é feita por redução da cassiterita (SnO_2), utilizando monóxido de carbono como agente redutor.
- a) Equacione esse processo.
 - b) Como se chama a liga de estanho e cobre?

14. A obtenção de zinco a partir da blenda ocorre por intermédio de duas reações químicas:

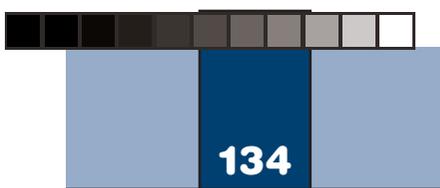


- a) Na etapa I, o zinco está sofrendo oxidação ou redução?
 - b) Na etapa II, o zinco está sofrendo oxidação ou redução?
 - c) Como se chama o ferro revestido de zinco?
 - d) A liga de zinco e cobre é usada para fazer torneiras e instrumentos musicais. Qual o nome dela?
15. Para se obter chumbo a partir da galena (PbS) são necessárias duas etapas:
- I. Ustulação desse minério fornecendo óxido de chumbo (II) e dióxido de enxofre.
 - II. Redução de óxido de chumbo (II) com monóxido de carbono.
- Equacione ambas as etapas.
16. Conforme mostrado no texto, a obtenção do cromo por aluminotermia é equacionada como:
- $$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \xrightarrow{\Delta} 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$$
- a) O cromo está sofrendo oxidação ou redução?
 - b) Que substância age como redutor nesse processo?
17. Quando a reação aluminotérmica é executada com a pirolusita (MnO_2), obtêm-se manganês metálico e óxido de alumínio. Equacione essa reação.
Comentário: Se necessário, utilize o método da oxido-redução para balancear a equação.
18. Quando o óxido de ferro (III) e o alumínio metálico reagem, é liberada grande quantidade de energia e a temperatura pode chegar a 3.000°C . É uma reação aluminotérmica conhecida como *reação termite*. Esse processo (que não é utilizado industrialmente para obter ferro metálico) é empregado por operários para soldar trilhos de trem e por ladrões para abrir buracos em cofres. Equacione a reação em questão.
19. Qual é a diferença entre bauxita, alumina e alumínio?
20. Fábricas de alumínio só se instalam em locais onde a energia elétrica é barata. Você tem alguma explicação para isso?



OSCAR CABRAL / ABRIL IMAGENS

Alto-forno siderúrgico.



4. ESTEQUIOMETRIA DAS REAÇÕES ELETROQUÍMICAS

É possível prever a massa de substância formada em uma eletrólise em função do tempo e da corrente elétrica empregada no processo? E prever o desgaste de um eletrodo de pilha na medida em que ela é usada para gerar corrente? Em ambos os casos a resposta é sim e é o que estudaremos agora.

4.1. Carga elétrica (Q)

Em Química, é comum empregarmos a carga do próton (a que se atribui o valor “+1”) e a do elétron (a que se atribui “-1”) como referências para expressar a carga de íons. Assim, por exemplo, o cátion Na^+ apresenta carga igual à de um próton, o cátion Ca^{2+} tem carga igual à de dois prótons, o ânion Cl^- possui carga igual à de um elétron, e assim por diante.

Para expressar a grandeza **carga elétrica**, simbolizada neste livro por Q , de um corpo qualquer — incluindo a de prótons, elétrons e íons — é usada a unidade **coulomb**, do Sistema Internacional de Unidades, simbolizada por **C**.

Expressa em coulombs, a carga de um elétron é $-1,6 \cdot 10^{-19}$ C e a de um próton é $+1,6 \cdot 10^{-19}$ C. Note que ambas têm o mesmo valor em módulo, mas apresentam sinais opostos. Nas discussões a seguir, estaremos interessados no módulo da carga elétrica que atravessa um circuito, ignorando seu sinal.

4.2. Corrente elétrica (i)

A grandeza **corrente elétrica**, simbolizada por i , é definida como a carga elétrica que atravessa a seção transversal de um circuito (isto é, a carga que passa por um “corte imaginário” perpendicular à direção de propagação da corrente elétrica nesse circuito) dividida pelo intervalo de tempo (Δt).

A unidade do Sistema Internacional usada para expressar corrente elétrica é o **ampère**, simbolizado por **A**, definido como C/s (coulomb por segundo).

Em palavras mais simples, dizer que uma corrente de 1 A (um ampère) passa por um circuito significa dizer que a carga de 1 C (um coulomb) passa por ele num intervalo de 1 s (um segundo).

O aparelho usado para medir a corrente elétrica é o **amperímetro**, que fornece o resultado da medida em ampères. O amperímetro mede, portanto, quantos coulombs de carga passam por ele a cada segundo.

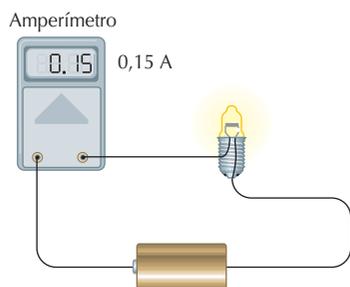
Para saber a carga elétrica que atravessa um circuito durante certo tempo, basta multiplicar a corrente elétrica (em A) pelo intervalo de tempo (em s).

Em palavras: A carga elétrica, em coulombs, que passa por um circuito pode ser calculada multiplicando-se a corrente elétrica, em ampères, pelo intervalo de tempo, em segundos.

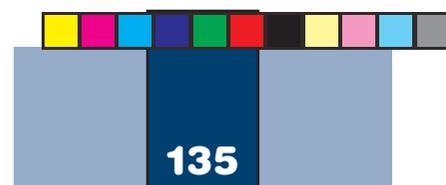
Em equação:

$$Q = i \cdot \Delta t$$

Assim, usando-se um amperímetro e um cronômetro, pode-se determinar a carga elétrica que sai de um eletrodo, ou que chega a ele, durante uma eletrólise.



O amperímetro mede a corrente elétrica, em ampères, que passa por um circuito. Com esse aparelho e um cronômetro, podemos fazer as medidas necessárias ao cálculo da carga elétrica que atravessa o circuito, como discutido ao lado.



4.3. A Constante de Faraday (F)

Entre 1909 e 1913, o físico inglês Robert Andrews Millikan e sua equipe determinaram, por meio de complexos experimentos, o valor do módulo da carga do elétron, $1,60218 \cdot 10^{-19}$ C.

Utilizando esse valor e a Constante de Avogadro ($6,02214 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹), podemos calcular o módulo da carga de 1 mol de elétrons:

Número de e⁻	Carga elétrica	} ⇒ F = 9,6485 · 10⁴ C · mol⁻¹
1	— 1,60218 · 10 ⁻¹⁹ C	
6,02214 · 10 ²³ mol ⁻¹	— F	

Assim, $9,6485 \cdot 10^4$ C (valor freqüentemente “arredondado” para 96.500 C) é a carga total transportada por 1 mol de elétrons, denominada **Constante de Faraday (F)**, em homenagem ao inglês Michael Faraday.

O módulo da carga elétrica de **um mol de elétrons** ($9,65 \cdot 10^4$ C · mol⁻¹) é conhecido como **Constante de Faraday** e simbolizado por F.



O inglês Robert Andrews Millikan (1868-1953), Prêmio Nobel em 1923.

4.4. A Lei de Faraday

Investigando a relação entre a quantidade de carga que passa por um circuito elétrico em que ocorre uma eletrólise e as quantidades de substâncias produzidas nos eletrodos, Michael Faraday enunciou uma lei que, em linguagem química **moderna**, poderia ser assim enunciada:

A massa de substância produzida num eletrodo é proporcional à carga elétrica que circula na cela eletrolítica e à massa molar dessa substância.

Essa lei, conhecida como **Lei de Faraday**, pode ser compreendida como uma decorrência da proporcionalidade estequiométrica que existe entre a quantidade, em mols, de elétrons que chega ou sai de um eletrodo e a quantidade, em mols, da substância nele formada.

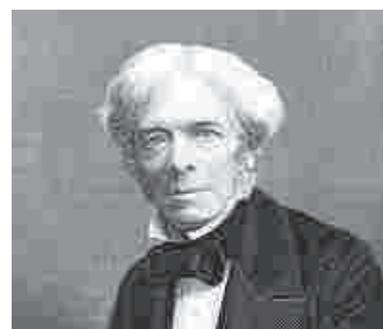
Veja os seguintes exemplos de semi-reações de descarga em eletrólise:



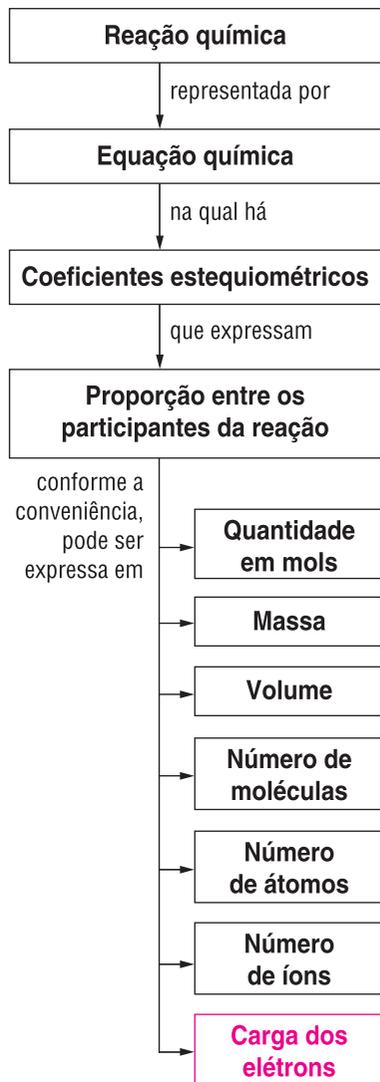
Assim, nesses exemplos, podemos afirmar que:

- A carga de 1 mol de e⁻ (1 F), passando pelo circuito, deposita 1 mol de Ag, isto é, 108 g de Ag;
- A carga de 2 mol de e⁻ (2 F), passando pelo circuito, deposita 1 mol de Cu, isto é, 63,5 g de Cu;
- A carga de 3 mol de e⁻ (3 F), passando pelo circuito, deposita 1 mol de Al, isto é, 27,0 g de Al.

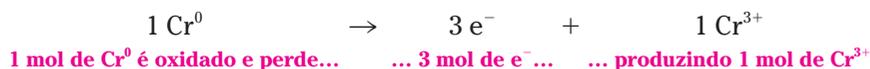
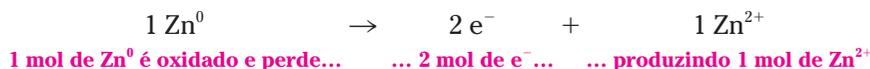
O mesmo tipo de raciocínio pode ser empregado nos processos que ocorrem nos eletrodos de uma pilha.



Michael Faraday (1791-1867), químico e físico inglês reconhecido como um dos maiores cientistas do século XIX por seus trabalhos experimentais. Além de ter descoberto as bases que regem a estequiometria dos processos eletroquímicos, inventou o motor elétrico e foi o primeiro a demonstrar o princípio empregado na construção dos geradores elétricos.



Considere, por exemplo, as semi-reações equacionadas a seguir, que podem ocorrer no ânodo de pilhas:



Assim, nesses exemplos, podemos afirmar que:

- A carga de 2 mol de e⁻ (2 F), passando pelo circuito, oxida 1 mol de Zn, isto é, 65,4 g de Zn;
- A carga de 3 mol de e⁻ (3 F), passando pelo circuito, oxida 1 mol de Cr, isto é, 52,0 g de Cr.

Assim, embora a Lei de Faraday tenha sido proposta para processos de eletrólise, ela pode ser generalizada para também englobar processos que acontecem nos eletrodos de pilhas:

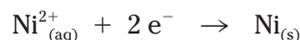
A massa de substância produzida ou consumida em um eletrodo de uma cela eletroquímica (pilha ou eletrólise) relaciona-se, por meio de uma proporção estequiométrica, com a quantidade de elétrons envolvidos na semi-reação desse eletrodo. Os elétrons, por sua vez, relacionam-se com a carga elétrica total que atravessa o circuito elétrico.

O mapa conceitual ao lado relaciona conceitos envolvidos na estequiometria, incluindo, entre eles, a carga dos elétrons transferidos em um processo de óxi-redução.

4.5. Exemplo envolvendo uma eletrólise

Um técnico encarregado de uma indústria de eletrodeposição (galvanoplastia) deseja depositar, em uma peça metálica, um revestimento de 11,74 g de níquel, num processo de niquelação realizado com corrente de 96,5 A.

Já sabemos que tal peça será o cátodo numa eletrólise contendo cátions Ni²⁺ em solução aquosa. Sabemos também que a semi-reação que ocorre no cátodo é assim equacionada:

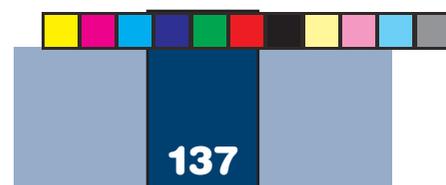


Essa equação mostra que são necessários 2 mol de elétrons para depositar 1 mol de níquel, cuja massa (consultando a tabela periódica) é 58,7 g.

Não há, contudo, um modo de medir diretamente quantos elétrons passam por um circuito elétrico, mas há como medir a corrente elétrica e o tempo. Além disso, sabemos que a carga de 1 mol de elétrons é 96.500 C (1 F).

Assim, na estequiometria de uma semi-reação, podemos incluir a carga, em coulombs, dos elétrons envolvidos nessa semi-reação.

A peça metálica (cátodo), na qual serão depositados 11,74 g de níquel, estará imersa em uma cuba eletrolítica, sendo que a corrente elétrica que atravessa o circuito, medida com o auxílio de um amperímetro, apresenta o valor de 96,5 A. Só resta saber por quanto tempo (Δt) a eletrólise deve ocorrer para que a massa desejada de níquel se deposite sobre a peça.



Inicialmente, vamos determinar a carga, em coulombs, que deve atravessar o circuito da eletrólise para produzir 11,74 g de níquel:



Proporção:



Grandezas envolvidas:

Carga	Massa	
$2 \cdot 96.500 \text{ C}$	$58,7 \text{ g}$	}
Q	$11,74 \text{ g}$	
		$Q = 3,86 \cdot 10^4 \text{ C}$

Então, já sabemos que deve passar pelo circuito a carga de $3,86 \cdot 10^4 \text{ C}$. Finalmente, como sabemos também o valor da corrente elétrica (96,5 A), podemos determinar o tempo necessário:

$$Q = i \cdot \Delta t \Rightarrow 3,86 \cdot 10^4 \text{ C} = 96,5 \text{ A} \cdot \Delta t \Rightarrow \Delta t = 400 \text{ s}$$

Assim, a corrente elétrica deve atravessar o circuito por quatrocentos segundos a fim de que se deposite a massa de 11,74 g de níquel sobre a peça que se deseja niquelar.

4.6. Exemplo envolvendo uma pilha

Uma pilha seca comum é usada para fazer funcionar uma boneca que entoa cantigas de ninar. Quando o brinquedo permanece ligado, a pilha fornece a corrente de 0,100 A. O pólo negativo da pilha (ânodo), que emite elétrons para a parte externa do circuito, é constituído por zinco metálico, que se oxida de acordo com a semi-reação assim equacionada:



Qual é o desgaste sofrido por esse ânodo (ou seja, qual a massa de zinco que sofre oxidação) quando a boneca permanece ligada por uma hora?

A idéia envolvida na resolução é semelhante à empregada no caso da eletrólise: realizar um cálculo estequiométrico relacionando a massa de um participante (zinco, no caso) com a carga dos elétrons envolvidos na semi-reação.

Inicialmente, calculamos a carga total que atravessa o circuito durante uma hora (3.600 s) de funcionamento do brinquedo:

$$Q = i \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 0,100 \text{ A} \cdot 3.600 \text{ s} \Rightarrow Q = 360 \text{ C}$$

A seguir, realizamos o cálculo estequiométrico relacionando carga e massa:



Proporção:



Grandezas envolvidas:

Massa	Carga	
$65,4 \text{ g}$	$2 \cdot 96.500 \text{ C}$	}
m	360 C	
		$m = 0,122 \text{ g}$

Assim, o ânodo de zinco sofre um desgaste de 0,122 g (ou 122 mg) durante o período de uma hora de funcionamento do brinquedo.

Questões para fixação

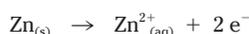
Resolva em seu caderno

A tabela periódica é um instrumento de consulta!

$$\text{Constante de Faraday} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$

21. Qual a quantidade em mols de elétrons que deve passar por um circuito eletrolítico a fim de depositar meio mol de prata metálica na eletrólise de $\text{AgNO}_3(\text{aq})$?

22. Calcule a quantidade em mols de elétrons fornecidos para a parte metálica de um circuito elétrico por uma pilha comum, durante um período em que seu ânodo sofre desgaste de 0,05 mol de zinco, de acordo com a semi-reação equacionada abaixo.



23. Um grupo de engenheiros está projetando instalações industriais para a produção de alumínio, realizada pela eletrólise ígnea do Al_2O_3 . No pólo negativo da cela eletrolítica (cátodo), ocorre a redução de Al^{3+} a Al^0 .

A fábrica irá operar com cinquenta celas eletrolíticas, todas funcionando ao mesmo tempo. Em cada cela circulará uma corrente elétrica de 9,650 A.

- Represente a equação da semi-reação de redução do alumínio.
- Faça uma previsão sobre a massa de alumínio que será produzida por essa fábrica em uma hora de atividade.

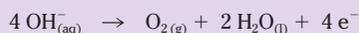
24. Uma indústria de peças metálicas para motos realiza a cromação delas por meio da redução eletrolítica do crômio (III) aquoso.

- Equacione a semi-reação de redução.
- Na cela eletrolítica, a peça a ser cromada deve ser ligada ao pólo positivo ou ao pólo negativo do gerador? Por quê?
- A eletrólise de uma peça demora 1.930 s e é realizada com corrente de 300 A. Estime a massa de crômio depositada.

25. Na eletrólise de uma solução aquosa de Na_2SO_4 foram coletados 240 mL de gás no ânodo, durante 193 s. Qual o valor da corrente elétrica que atravessou esse circuito durante o processo? (Volume molar de gás a 20°C e 1 atm = 24 L.)

Resolução

Vamos calcular a carga por meio de uma regra de três entre carga elétrica e volume de gás na semi-reação do ânodo:



Proporção: 1 mol 4 mol

Grandezas: Volume Carga

$$\left. \begin{array}{l} 24 \text{ L} \quad \text{---} \quad 4 \cdot 96.500 \text{ C} \\ 0,240 \text{ L} \quad \text{---} \quad Q \end{array} \right\} Q = 3.860 \text{ C}$$

Sabendo Q e Δt , podemos calcular a corrente elétrica (i):

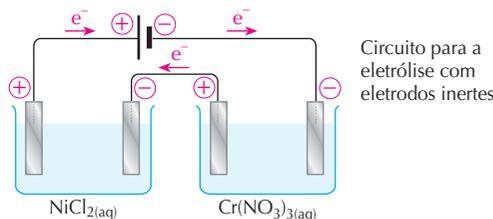
$$Q = i \cdot \Delta t \Rightarrow 3.860 \text{ C} = i \cdot 193 \text{ s} \Rightarrow i = 20 \text{ A}$$

26. Durante a eletrólise de uma solução de soda cáustica (NaOH), foi coletado 0,050 mol de gás hidrogênio, no cátodo. Durante esse intervalo de tempo qual a quantidade (em mols) de elétrons que passou pela parte metálica do circuito?

27. Na eletrólise da água, qual o volume de hidrogênio, a 30°C e 1 atm, produzido por uma corrente de 1,0 A durante 3.860 s? (Volume molar de gás a 30°C e 1 atm = 25 L.)

28. Nas mesmas condições do exercício anterior, qual o volume de gás oxigênio produzido no ânodo?

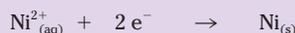
29. Uma cela eletrolítica contém solução de NiCl_2 e está ligada em série com outra na qual há solução de $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, conforme o desenho. Se, durante um intervalo de tempo, há depósito de 3 mol de níquel no cátodo de uma delas, quantos mols de crômio são depositados no cátodo da outra?



Resolução

Ambas as celas eletrolíticas em série fazem parte de um mesmo circuito elétrico e, por isso, a corrente elétrica que passa por ambas é a mesma. Assim, podemos afirmar que, num certo intervalo de tempo, o **número de elétrons** que chega a cada cátodo (ou que sai de cada ânodo) é **igual**. Vamos calcular quantos mols de elétrons depositaram o níquel e, a seguir, calcular quantos mols de crômio são depositados por essa quantidade de elétrons.

Deposição do níquel:

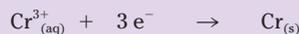


Proporção: 2 mol 1 mol

Grandezas: Quantidade de matéria Quantidade de matéria

$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol} \\ x \quad \quad \quad \text{---} \quad 3 \text{ mol} \end{array} \right\} x = 6 \text{ mol}$$

Deposição de crômio:



Proporção: 3 mol 1 mol

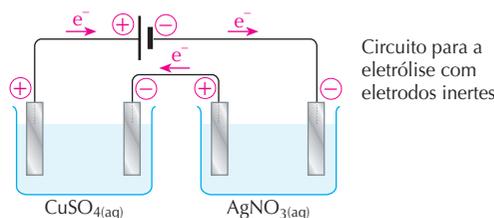
Grandezas: Quantidade de matéria Quantidade de matéria

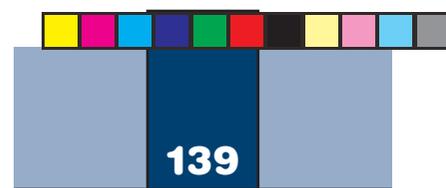
$$\left. \begin{array}{l} 3 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol} \\ 6 \text{ mol} \quad \text{---} \quad y \end{array} \right\} y = 2 \text{ mol}$$

30. Antes da invenção do amperímetro, uma maneira de se medir a corrente que havia atravessado um circuito era por meio da massa de metal que ela depositava no cátodo de uma cela de eletrólise aquosa. (O aparelho era chamado "coulômetro".)

Considere, por exemplo, que uma corrente tenha depositado 6,54 g de zinco a partir de uma solução aquosa de íons Zn^{2+} , durante 1.930 s. Qual o valor dessa corrente elétrica?

31. No cátodo da cela eletrolítica da esquerda há produção, durante um certo intervalo de tempo, de 127 g de cobre. No mesmo intervalo, no cátodo da cela da direita há deposição de prata. Faça uma estimativa da massa de prata produzida.





32. Na situação apresentada na questão anterior, é produzido um volume x de gás oxigênio no ânodo da cela da esquerda e um volume y no ânodo da cela da direita. Qual a relação entre esses dois volumes? Justifique.
33. Por um circuito elétrico metálico de uma indústria eletrolítica passa um mol de elétrons num intervalo de uma hora.
- Qual a carga total que atravessa esse circuito nesse intervalo de tempo?
 - Um amperímetro colocado nesse circuito indicaria, aproximadamente, que valor de corrente elétrica? Explique como você procedeu para chegar ao valor.
34. Consideremos que a carga elétrica que circula pelo circuito mencionado na questão anterior, durante uma hora, seja empregada, em eletrólise aquosa, para depositar:
- prata, pela redução de íons Ag^+ , ou
 - cobre, pela redução de íons Cu^{2+} , ou
 - zinco, pela redução de íons Zn^{2+} , ou
 - alumínio, pela redução de íons Al^{3+} .
- Em qual desses casos a massa de metal depositada é maior?

Exercícios

sobre todo o capítulo

Resolva em seu caderno

A tabela periódica é um instrumento de consulta!

Conceito de eletrólise e eletrólise ígnea

35. (Ulbra-RS) A reação de eletrólise é utilizada para:
- obtenção de eletricidade nas pilhas.
 - fazer destilação do petróleo.
 - eletrodeposição de metais, como a cromação.
 - o branqueamento de fibras no fabrico do papel.
 - fabricar sabões a partir de gorduras.
36. (UCSal-BA) O processo da eletrólise relaciona-se com a:
- dissociação de uma substância.
 - ionização de uma substância.
 - obtenção de corrente elétrica.
 - decomposição de uma substância.
 - dissolução de uma substância molecular.
37. (Cefet-PR) Sobre os fenômenos **eletrólise** e **pilha** são feitas as seguintes afirmações:
- Em ambos ocorrem reações de transferência de elétrons.
 - Nas reações que originam pilhas, verifica-se a formação de espécies químicas oxidadas e reduzidas.
 - As pilhas constituem sistemas que transformam energia.
 - Nas eletrólises, observa-se o surgimento de substâncias reduzidas e oxidadas.
 - A eletrólise é um processo que consome energia.
- Estão **corretas**:
- somente I, III e V.
 - somente II, III e IV.
 - somente I, II e V.
 - somente II, III e V.
 - todas.
38. (Unifor-CE) "As reações de eletrólise só ocorrem em sistemas que contenham x em movimento. Nessas transformações há consumo de energia y ." Completam-se corretamente as afirmações pela substituição de x e y , respectivamente, por:
- átomos e luminosa.
 - moléculas e luminosa.
 - moléculas e térmica.
 - átomos e elétrica.
 - íons e elétrica.
39. (Cesgranrio-RJ) Um dos métodos de obtenção do sódio metálico é a eletrólise ígnea do cloreto de sódio. Nesse processo, com a fusão do sal, os íons:
- Cl^- cedem elétrons aos íons Na^+ , neutralizando as cargas elétricas.
 - Cl^- ganham prótons e se liberam como gás cloro.
 - Cl^- são atraídos para o cátodo e nele ganham elétrons.
 - Na^+ ganham elétrons e se transformam em Na^0 .
 - Na^+ são atraídos para o ânodo e nele perdem prótons.

40. (FCC-BA) Na eletrólise do CaCl_2 , obtiveram-se cloro no ânodo e cálcio no cátodo. Para representar apenas o processo de oxidação que ocorreu nessa eletrólise, escreve-se:
- $\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$
 - $\text{Ca}^{2+} \rightarrow \text{Ca} + 2\text{e}^-$
 - $\text{Cl}^- + \text{e}^- \rightarrow \frac{1}{2}\text{Cl}_2$
 - $\text{Cl}^- \rightarrow \frac{1}{2}\text{Cl}_2 + \text{e}^-$
 - $\text{Cl}_2 + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$
41. (Fuvest-SP) A eletrólise do cloreto de sódio fundido produz sódio metálico e gás cloro. Nesse processo, cada íon:
- sódio recebe dois elétrons.
 - cloreto recebe um elétron.
 - sódio recebe um elétron.
 - cloreto perde dois elétrons.
 - sódio perde um elétron.

Eletrólise aquosa

42. (PUC-SP) Dados:

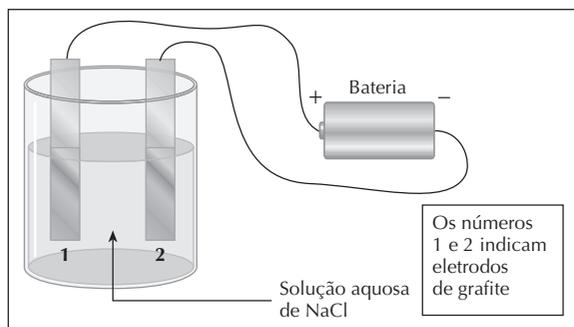
	E (volts)
$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,87
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,09
$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,54

Facilidade de descarga na eletrólise: $\text{OH}^- > \text{F}^-$
Com base nos dados anteriores, pode-se afirmar que o único processo possível de obtenção do F_2 , a partir do NaF , é a:

- reação com cloro.
 - reação com bromo.
 - reação com iodo.
 - eletrólise de $\text{NaF}_{(\text{aq})}$.
 - eletrólise de $\text{NaF}_{(\text{l})}$.
43. (FEI-SP) Em relação à eletrólise de uma solução aquosa concentrada de CuCl_2 , qual a afirmativa ERRADA:
- há deposição de cobre metálico no eletrodo negativo.
 - há formação de cloro gasoso no eletrodo positivo.
 - os íons Cu^{2+} são reduzidos.
 - os íons Cl^- são oxidados.
 - a reação que se passa na eletrólise pode ser representada pela equação:



44. (UFRGS-RS) Um estudante apresentou um experimento sobre eletrólise na feira de ciências de sua escola. O esquema do experimento foi representado pelo estudante em um cartaz como o reproduzido abaixo.



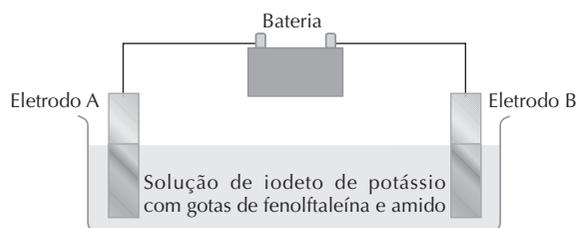
Em outro cartaz, o aluno listou três observações que realizou e que estão transcritas abaixo.

- I. Houve liberação de gás cloro no eletrodo 1.
 - II. Formou-se uma coloração rosada na solução próxima ao eletrodo 2, quando se adicionaram gotas de solução de fenolftaleína.
 - III. Ocorreu uma reação de redução do cloro no eletrodo 1.
- Quais observações são corretas?
- a) Apenas I
 - b) Apenas II
 - c) Apenas III
 - d) Apenas I e II
 - e) I, II e III
45. (Vunesp) 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.
- Represente as semi-reações que ocorrem, especificando os eletrodos.

46. (UPE) Analise as alternativas abaixo, relativas à eletroquímica, e identifique a **verdadeira**.



- a) É conveniente guardar uma solução de sulfato de níquel em laboratório, em um recipiente de alumínio.
 - b) As pilhas secas alcalinas são mais duráveis do que as pilhas secas comuns, porque originam gases durante o seu funcionamento que potencializam a voltagem entre os terminais.
 - c) A eletrólise do nitrato de prata em solução aquosa, diluída com eletrodos inertes, torna o meio alcalino.
 - d) A eletrólise ígnea do cloreto de sódio produz no ânodo o hidróxido de sódio e, no cátodo, o gás cloro.
 - e) Na eletrólise de uma solução aquosa de hidróxido de sódio, utilizando-se eletrodos inertes, apenas a água da solução se decompõe.
47. (FCM-MG/Feluma) Uma solução de iodeto de potássio é eletrólizada em uma célula com eletrodos de grafita, como esquematizado abaixo:



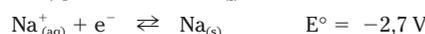
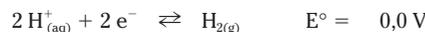
No eletrodo A, formam-se bolhas de um gás. A solução em torno desse eletrodo fica cor-de-rosa e em torno do eletrodo B fica azul-escuro.

Considerando-se os processos ocorridos nesse sistema e as espécies nele presentes, identifique a alternativa INCORRETA.

- a) A coloração azul escura indica que ocorreu a oxidação do íon iodeto.
- b) A solução fica básica em torno do eletrodo A.
- c) Os íons potássio são reduzidos no eletrodo A.
- d) O eletrodo B é o anodo da cuba eletrolítica.

Comentário dos autores: Quando iodo, I_2 , se combina com amido, produz-se uma coloração azul escura.

48. (PUC-SP) Dados:



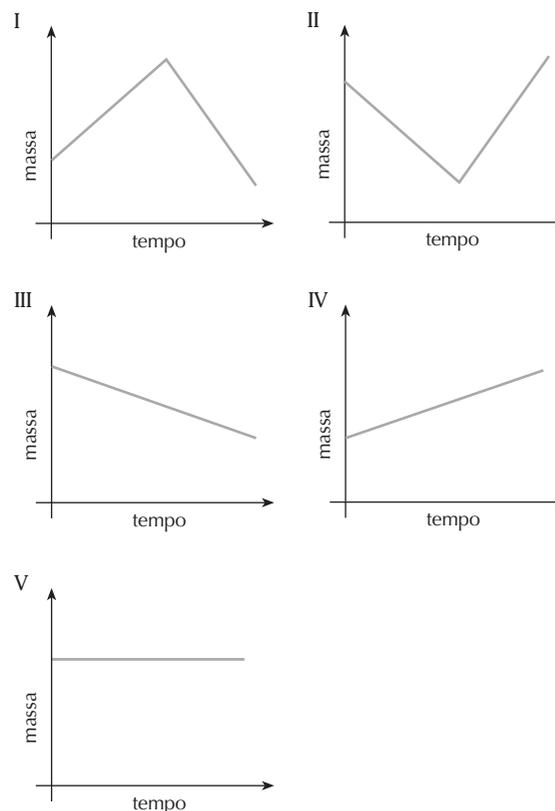
A produção industrial de gás cloro (Cl_2) ocorre a partir da eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de sódio. Sobre esse processo foram feitas algumas afirmações:

- I. O ânion cloreto é oxidado no ânodo (pólo positivo) da cuba eletrolítica.
- II. No cátodo, o cátion sódio é reduzido, produzindo sódio metálico.
- III. Nesse processo, também são produzidos gás hidrogênio (H_2) e solução aquosa de soda cáustica (NaOH).

As afirmações *corretas* são

- a) apenas I.
- b) apenas I e III.
- c) apenas II e III.
- d) apenas I e II.
- e) todas.

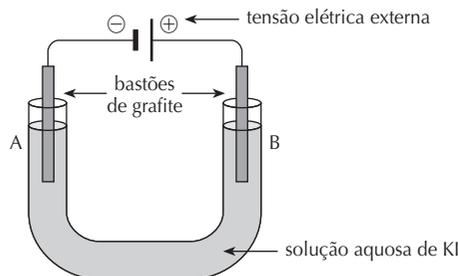
49. Considere os seguintes gráficos:



O mais adequado para descrever a variação da massa de um cátodo de cobre metálico durante a eletrólise de uma solução aquosa de CuSO_4 é:

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

50. (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:

- a) I é correta.
- b) II é correta.
- c) III é correta.
- d) I e a III são corretas.
- e) II e a III são corretas.

Aplicações da eletrólise

51. (UFU-MG) O níquel é um metal resistente à corrosão, componente de superligas e de ligas, como o aço inoxidável e o metal monel (usado em resistências elétricas), sendo também usado na galvanização do aço e do cobre. Considerando o exposto, identifique a opção **correta**:
- a) O ânodo é o eletrodo que sofre redução.
 - b) O cátodo é o eletrodo que sofre oxidação.
 - c) A niquelagem ocorre no cátodo.
 - d) A niquelagem ocorre no ânodo.
 - e) Na eletrólise a reação química gera corrente elétrica.

52. (PUC-PR) As semijóias são obtidas pelo revestimento de uma peça por ouro metálico, no processo conhecido como "banho de ouro".

Esse processo consiste:

- a) num mergulho em ouro fundido.
- b) numa aplicação em "salt spray".
- c) numa eletrodeposição.
- d) numa deposição catalítica.
- e) numa pintura eletrostática.

53. (PUC-Campinas-SP) O ferro galvanizado (ferro recoberto por camada de zinco) pode ser obtido mergulhando-se o ferro em banho de zinco metálico fundido, ou então, por eletrodeposição, em que:

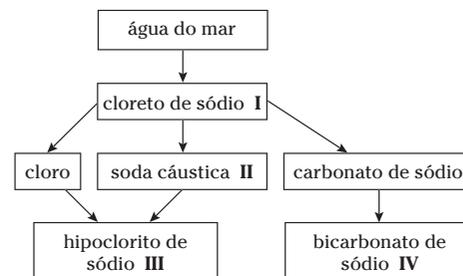
- I. no cátodo ocorre a redução do Zn^{2+} .
- II. na cuba eletrolítica, o banho deve conter um composto de zinco.
- III. o ânodo é constituído por peças de ferro.

Dessas afirmações, SOMENTE:

- a) I é correta.
- b) II é correta.
- c) III é correta.
- d) I e II são corretas.
- e) II e III são corretas.

54. (UFS-SE) O cloro é preparado industrialmente por:
- a) decomposição térmica do cloreto de sódio.
 - b) reações de precipitação do íon cloreto.
 - c) eletrólise de soluções aquosas de cloreto de sódio.
 - d) destilação fracionada da água do mar.
 - e) hidrólise do cloreto de sódio extraído da água do mar.

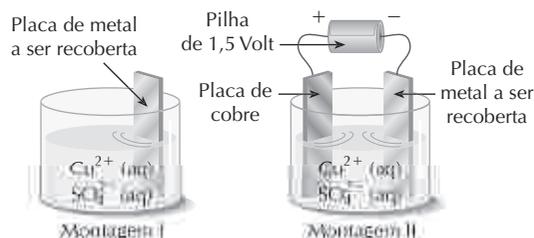
55. (Enem-MEC) A água do mar pode ser fonte de materiais utilizados pelo ser humano, como os exemplificados no esquema abaixo.



Os materiais I, II, III e IV existem como principal constituinte ativo de produtos de uso rotineiro. A alternativa que associa corretamente água sanitária, fermento em pó e solução fisiológica com os materiais obtidos da água do mar é:

	Água sanitária	Fermento em pó	Solução fisiológica
a)	II	III	IV
b)	III	I	IV
c)	III	IV	I
d)	II	III	I
e)	I	IV	III

56. (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
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0,23
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,34
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0,80

Com base nas informações contidas nessa tabela, faça o que se pede.

1. **VERIFIQUE** 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.
2. **VERIFIQUE** se a montagem I pode ser usada para a deposição de cobre sobre uma placa de prata. **JUSTIFIQUE** sua resposta com base nos potenciais-padrão de redução.
3. 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.

Metalurgia

57. (UFS-SE) 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

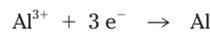
É correto afirmar SOMENTE:

- a) I
- b) II
- c) III
- d) I e II
- e) I e III

58. (Vunesp) A extração industrial do ferro metálico de seus minérios pode ser feita utilizando-se monóxido de carbono. Supondo-se que o ferro no minério está na forma de Fe_2O_3 :

- a) formule a equação química balanceada da reação do Fe_2O_3 com monóxido de carbono;
- b) identifique o oxidante, o redutor e os números de oxidação do elemento químico que se oxidou e do elemento químico que se reduziu.

59. (UFRRN) A produção industrial de alumínio pela eletrólise da bauxita fundida é um processo industrial que consome grande quantidade de energia elétrica. A semi-reação de redução do alumínio é dada por:



Para se produzirem 2,7 g de alumínio metálico, a carga elétrica necessária, em coulombs, é:

- a) 9.650
- b) 28.950
- c) 32.160
- d) 289.500

60. (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

- a) zonas litorâneas, pela necessidade de grandes quantidades de salmoura para a eletrólise.
- b) centros consumidores de alumínio, para evitar o transporte de material muito dúctil e maleável e, portanto, facilmente deformável.
- c) grandes reservatórios de água, necessária para separar o óxido de alumínio da bauxita.
- d) zonas rurais, onde a chuva ácida, que corrói o alumínio, é menos freqüente.
- e) jazidas de bauxita, para não se ter de transportar a parte do minério (mais de 50%) que não resulta em alumínio.

61. (FGV-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:

- a) alumínio e ouro.
- b) carvão e ouro.
- c) ferro e ouro.
- d) alumínio e ferro.
- e) carvão e ferro.

62. (UFMT) "Quando o homem voltou sua atenção pela primeira vez, para as transformações químicas?..."

José Atilio Vanin. *Alquimistas e químicos: o passado, o presente e o futuro*. São Paulo, Moderna, 1994, p. 8. (Coleção Polêmica)

Entre os anos 4000 e 3000 a.C., o conhecimento e o uso de metais nativos, aqueles encontrados praticamente puros, como o ouro e o cobre, se estenderam à prata e às ligas naturais de ouro e prata. Aprendeu-se a extrair o cobre e o

chumbo de seus minérios. Experimentando, descobriu-se que, misturando rocha com carvão e fazendo uma fogueira dentro de um buraco cavado no solo, havia possibilidade de separar o metal. Como vários minérios então usados eram óxidos metálicos, o procedimento descrito determinava a formação de gás carbônico, deixando o metal livre.

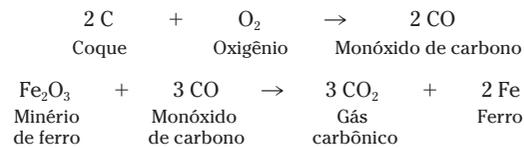
A partir dessas informações, julgue os itens.

0 - As substâncias, consideradas metais por volta daquela época, eram assim classificadas por serem boas condutoras de eletricidade.

1 - Os metais ouro e cobre, extraídos aos pedaços da superfície do solo, só podiam ser trabalhados pelo método conhecido à época, o martelamento, que lhes conferia a forma desejada e ainda os endurecia.

2 - Ligas metálicas, das quais o aço inoxidável é um exemplo, são materiais que contêm dois ou mais elementos metálicos, podendo incluir semimetais ou não-metais com predominância de elementos não-metálicos.

3 - Em siderúrgicas acontecem a produção e o trabalho com o ferro, conforme as reações químicas descritas abaixo.



63. (Unopar-PR) O Brasil se encontra entre os maiores produtores mundiais de alumínio, graças à exploração de nossas reservas de bauxita, de onde se extrai a alumina (Al_2O_3) que, ao sofrer eletrólise ígnea, produz alumínio metálico no cátodo. A semi-reação que ocorre nesse eletrodo pode ser assim equacionada:

- a) $\text{Al}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Al}^0$
- b) $\text{Al}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Al}^0$
- c) $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}^0$
- d) $\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{2+} + 2\text{e}^-$
- e) $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{Al}^0 + \frac{3}{2}\text{O}_2$

64. (Fuvest-SP) Nos altos-fornos, o ferro é obtido pela redução de um de seus minérios: a hematita (Fe_2O_3). O redutor que atua nesse processo é:

- a) nitrogênio.
- b) oxigênio.
- c) monóxido de carbono.
- d) dióxido de carbono.
- e) óxido de cálcio.

65. (PUC-RJ) Uma jóia de ouro não se estraga no decorrer dos anos porque o ouro:

- a) recebe um tratamento especial em sua confecção.
- b) está na forma oxidada.
- c) não se oxida facilmente.
- d) oxida-se facilmente.
- e) forma com o oxigênio atmosférico um composto muito estável.

66. (Unimep-SP) O alumínio encontra importantes empregos como metal estrutural, por causa de sua resistência e baixa densidade ("baixo peso"). O mineral de alumínio é a:

- a) cassiterita.
- b) galena.
- c) hematita.
- d) bauxita.
- e) pirita.

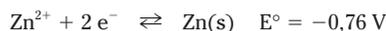
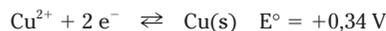
67. (F. Belas Artes-SP) O ferro pode ser obtido industrialmente a partir da:

- a) bauxita.
- b) cassiterita.
- c) pirolusita.
- d) hematita.

68. (UFG-GO) O uso de braceletes de cobre foi popularizado como benéfico à saúde, proporcionando alívio das tensões. Isso ocorre porque o cobre metálico, oxidado na presença

de aminoácidos do suor e oxigênio do ar, produz substâncias que, absorvidas através da pele, propiciam relaxamento muscular.

Baseando-se nessas informações e nos dados, analise se as afirmações a seguir são verdadeiras ou falsas.



- Braceletes de cobre, com incrustações de zinco, não aliviam as tensões.
- Uma pulseira de ouro, em contato com o bracelete, pode proporcionar maior alívio das tensões.

Estequiometria das reações eletroquímicas

69. (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 identifique 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.

70. (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 mol · L⁻¹ em CuSO₄, totalmente dissociado.

- Formule a equação química que representa a dissociação do sulfato de cobre II e calcule a concentração dos íons sulfato, em mol · L⁻¹, na solução inicial.
- Determine o tempo necessário para a deposição de todo o cobre existente na solução, considerando 1F = 96500 C.

71. (Covest-PE) Uma pilha é construída associando-se uma semicélula com um eletrodo de Al em solução de Al³⁺ e uma semicélula com um eletrodo de Ag em solução de Ag⁺. Qual a massa perdida pelo eletrodo de alumínio quando 1 mol de Ag⁺ reduz-se a prata metálica?

72. (UEL-PR) Pretende-se cobrear, niquelar e cromar peças metálicas, depositando-se o metal por eletrólise de soluções aquosas apropriadas de sais contendo, respectivamente, Cu²⁺(aq), Ni²⁺(aq) e Cr³⁺(aq). Admitindo-se que esses sais sejam disponíveis e que o custo do processo de eletrólise seja apenas dependente do preço da eletricidade, a obtenção de 1 kg de cada um desses metais deve ser *cada vez mais cara* na seguinte ordem:

- Cu, Cr e Ni
- Cr, Ni e Cu
- Cu, Ni e Cr
- Cr, Cu e Ni
- Ni, Cr e Cu

73. (UFPR) Considere o sistema eletrolítico composto por uma solução aquosa de Cu(NO₃)₂ (0,10 mol L⁻¹) e por dois eletro-

dos que não sofrem modificações ao longo da eletrólise. Suponha que uma corrente *i* passa por este sistema em um intervalo de tempo igual a Δ*t*, provocando a eletrodeposição de *x* mols de cobre metálico em um dos eletrodos. Considere ainda que este sistema obedece à Lei de Faraday ($Q = n \cdot Z \cdot F$) e que $Q = i \cdot \Delta t$, onde:

Q = carga elétrica total utilizada na eletrólise;
n = quantidade de matéria do produto (expressa em mol) que é gerado na eletrólise;
Z = número de elétrons transferidos por mol de produto obtido na eletrólise;
F = constante de Faraday.

Com base nas informações acima e supondo-se que a Lei de Faraday seja obedecida em sistemas análogos, julgue as proposições, classificando-as, em seu caderno, em verdadeiras ou falsas.

- Se o intervalo de tempo Δ*t* fosse dobrado e a corrente *i* fosse diminuída pela metade, a quantidade de cobre depositada cairia pela metade.
- Se a solução aquosa de Cu(NO₃)₂ fosse substituída por uma solução aquosa de AgNO₃, de igual concentração, mantendo-se a corrente *i* e intervalo de tempo Δ*t* inalterados, haveria a deposição de 2 *x* mol de prata metálica.
- Se a corrente *i* e o intervalo de tempo Δ*t* fossem dobrados, a massa de cobre eletrodepositado também seria aumentada em duas vezes.
- O cobre metálico seria depositado sobre o cátodo, onde ocorre um processo de redução.
- Se a solução de Cu(NO₃)₂ fosse substituída por uma solução aquosa de Cr(NO₃)₃, de igual concentração, mantendo-se a corrente *i* e o intervalo de tempo Δ*t* inalterados, haveria a deposição de 1,5 *x* mol de cromo metálico.
- A Constante de Faraday é igual à carga de um mol de elétrons.
- O processo de eletrólise ocorre espontaneamente.

74. (Furg-RS) Uma bateria recarregável comercial de Ni-Cd é recarregada em 10 h por um carregador de 2,4 V que fornece 9.650 C. Suponha que nessa bateria ocorre a passagem do Cd²⁺ a Cd⁰. Qual a massa de Cd⁰ que é produzida sob essas condições?

Dados: 1 Faraday (F) ≅ 96.500 C
 Massa Molar do Cádmiio = 112 g/mol

- 11,2 g
- 5,6 g
- 56,0 g
- 112,0 g
- 224,0 g

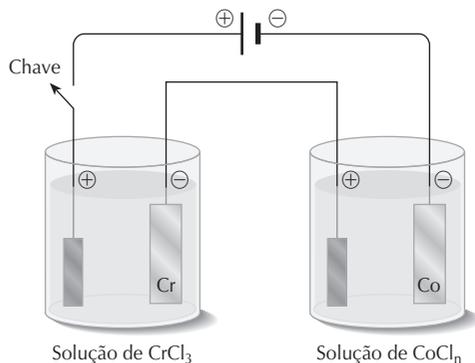
75. (UFRRJ) Por uma solução aquosa de H₂SO₄, contida em uma cuba eletrolítica, faz-se passar durante 965 segundos uma corrente de 10 A. Nas CNTP, os volumes de O₂ e de H₂ produzido no ânodo e cátodo, respectivamente, são:

- 1,12 e 0,56 litros.
- 0,56 e 0,56 litros.
- 5,6 e 11,2 litros.
- 0,56 e 1,12 litros.
- 1,12 e 1,12 litros.

76. (Unicamp-SP) Em um determinado processo eletrolítico, uma pilha mostrou-se capaz de fornecer 5,0 × 10⁻³ mols de elétrons, esgotando-se depois.

- Quantas pilhas seriam necessárias para se depositar 0,05 mols de cobre metálico, a partir de uma solução de Cu²⁺, mantendo-se as mesmas condições do processo eletrolítico?
- Quanto gramas de cobre seriam depositados, nesse caso? (Cu = 63,5)

77. (Vunesp) 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 carga do cobalto em sal é igual a +2.
- Considerando a eficiência do processo igual a 100%, pode-se calcular que circulou uma carga igual a 1.930 coulombs pela montagem.

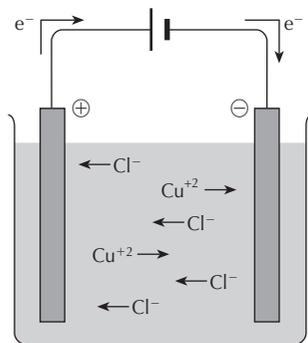
Com base nos dados fornecidos, discuta e justifique se as afirmações do estudante são verdadeiras ou falsas. (1 Faraday = 96.500 coulombs, massas molares, em g/mol: Cr = 52; Co = 59)

78. (PUC-Campinas-SP) Em uma experiência verificou-se que para depositar uma massa M do metal Me a partir da eletrólise de uma solução aquosa contendo $Me^+_{(aq)}$ foram necessários $9,65 \times 10^4$ coulombs (1 faraday). Sabendo-se que a Constante de Avogadro é igual a $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, pode-se afirmar que:

- O quociente $\frac{9,65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}}{6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}}$, corresponde ao valor da carga de um próton (que é igual e de sinal contrário à carga do elétron).
- A massa M depositada corresponde à massa atômica do metal Me .
- O metal depositado poderá ser Ag.

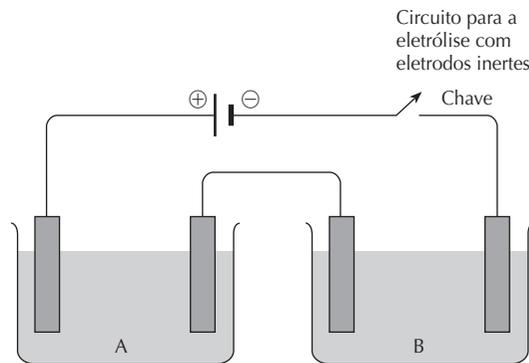
Dessas afirmações,

- somente I é correta.
 - somente II é correta.
 - somente III é correta.
 - somente II e III são corretas.
 - I, II e III são corretas.
79. (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.

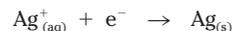


Em relação a esse fenômeno, julgue os itens.

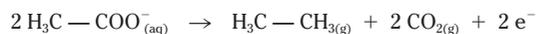
- Na solução aquosa, os íons Cu^{+2} e Cl^- são livres para se movimentar e responsáveis pelo transporte de cargas elétricas (condução eletrolítica).
 - A reação no cátodo pode ser representada pela equação $\text{Cu}^{+2}_{(aq)} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$.
 - No cátodo, haverá produção de gás cloro.
 - A remoção de 2 elétrons no ânodo resultará na produção de 71,0 g de $\text{Cl}_{2(g)}$.
80. (Fuvest-SP) Uma eletrólise é executada segundo o esquema de cubas em série mostrado na figura:



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 1,0 mol de prata metálica na cuba A.



Na cuba B há formação de etano ($\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_3$)



- Qual é a quantidade, em mols, de etano formado em B? Justifique sua resposta.
 - Em qual eletrodo (positivo ou negativo) ocorre formação de prata metálica e em qual ocorre produção de etano? Justifique.
81. (Uespi) Na eletrólise de um certo composto de alumínio (AlX_n) as reações nos eletrodos foram:
 Cátodo: $\text{Al}^{n+} + n e^- \rightarrow \text{Al}^0$
 Ânodo: $\text{X}^- \rightarrow e^- + \text{X}^0$
 Eletrolisando-se uma certa massa de AlX_n , encontrou-se no cátodo 5,4 grama de alumínio e no ânodo 0,6 mol do elemento X. Dado: massa atômica, Al — 27.
 Qual deve ser o valor de n ?
 a) 1 b) 3 c) 2 d) 4 e) 5
82. (FIR-PE) Um estudante eletrólise solução aquosa de sulfato de magnésio durante um determinado tempo obtendo 3,5 litros de gás oxigênio (em CNTP) no ânodo. Sobre esta eletrólise, identifique a afirmativa CORRETA:
 a) Durante o mesmo tempo foram obtidos 7,5 g de magnésio no cátodo;
 b) Foram obtidos também 40 g do radical SO_4^{2-} no ânodo;
 c) Durante o mesmo tempo foram obtidos 7,0 L de H_2 no cátodo, em CNTP;
 d) A massa de oxigênio obtido corresponde a 10 g;
 e) Foi obtida uma massa de hidrogênio igual a 5 g.
83. (UFRRJ) 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 4.825 C, corresponde aproximadamente a: (Massa molar de Ag = 108 g/mol)

- a) 54 g c) 10,8 g
b) 27 g d) 5,4 g

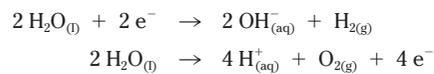
84. (Fuvest-SP) O alumínio é produzido pela eletrólise de Al_2O_3 fundido. Uma usina opera com 300 cubas eletrolíticas e corrente de $1,1 \times 10^5$ ampères em cada uma delas. A massa de alumínio, em toneladas, produzida em um ano é de aproximadamente:

- a) $1,0 \times 10^5$ d) $1,0 \times 10^8$
b) $2,0 \times 10^5$ e) $2,0 \times 10^8$
c) $3,0 \times 10^5$

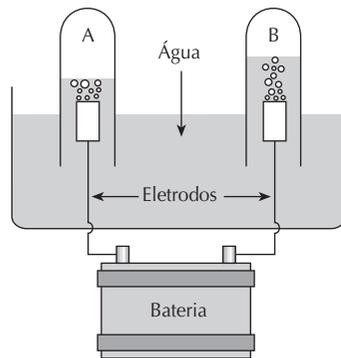
Dados: 1 ano = $3,2 \times 10^7$ segundos

Carga elétrica necessária para neutralizar um mol de íons monovalentes = $9,6 \times 10^4$ coulombs/mol. Massa molar do Al: 27 g/mol

85. (Unicamp-SP) Observe o esquema, representativo da eletrólise da água. As semi-reações que ocorrem nos eletrodos são:

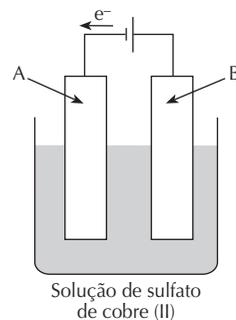


A partir dessas informações:

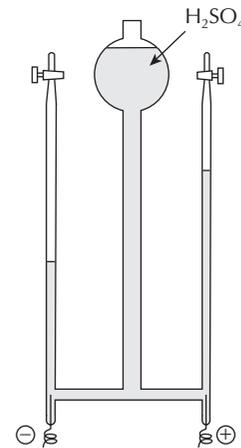


- a) Identifique os gases A e B;
b) Verifique se, após um certo tempo de eletrólise, o meio estará ácido, básico ou neutro. Por quê?

86. (Unicamp-SP) Um processo de purificação de cobre metálico consiste em se passar uma corrente elétrica por uma solução aquosa de sulfato de cobre (II), de cor azul, durante um determinado intervalo de tempo. Nessa solução são mergulhados dois eletrodos de cobre metálico, sendo um de cobre impuro. No transcorrer do processo, o cobre metálico vai se depositando sobre um dos eletrodos, ficando livre das impurezas. O desenho mostra esquematicamente a situação no início do processo.



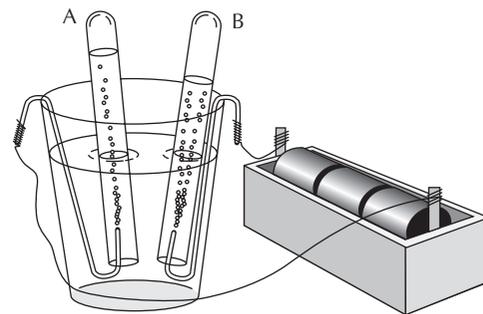
- a) Em qual dos eletrodos, A ou B, se depositará cobre metálico purificado? Justifique.
b) A intensidade da cor azul é diretamente proporcional à concentração de Cu^{2+} na solução. Com base nessa informação e no processo de purificação acima descrito, responda se ao final do experimento a intensidade da cor azul terá aumentado, permanecido igual ou diminuído em relação à cor inicial. Justifique.
87. (Cesgranrio-RJ) O voltímetro de Hoffman é usado para realizar a eletrólise da água.



Se a eletrólise de uma solução diluída de H_2SO_4 produziu no cátodo 20 mL do gás hidrogênio, pode-se afirmar que o volume do oxigênio produzido no ânodo, ao mesmo tempo, foi de:

- a) 5 mL c) 15 mL e) 40 mL
b) 10 mL d) 20 mL

88. (UFRJ) O esquema abaixo ilustra a decomposição da água ligeiramente acidulada pela passagem da corrente elétrica. Formam-se, então, os gases H_2 e O_2 , que se acumulam na parte superior dos tubos, sendo o volume de um deles igual ao dobro do volume do outro, como sugere a fórmula H_2O .



- a) Identifique, apresentando justificativa, a qual pólo da pilha está conectado o tubo A.
b) Com base na tabela periódica, explique por que o tubo A é mais pesado que o tubo B, depois de ambos estarem cheios de gás.

Capítulo

6

RON CHAPPLE / TAXI-GETTY IMAGES



Para criar bons hábitos alimentares é útil conhecer os tipos de nutrientes e suas características, entre as quais o **conteúdo calórico**. Este é um dos temas apresentados neste capítulo.

Termoquímica: o calor e os processos químicos

Comentário preliminar

A energia é um assunto de grande importância não apenas nos meios científicos, mas também para a sociedade em geral. Os meios de transporte, o funcionamento de variados tipos de dispositivos, a manufatura de bens e muitas outras atividades humanas dependem da existência de fontes de energia e do conhecimento de como explorá-las.

Uma das fontes energéticas mais importantes são os combustíveis, substâncias que, ao sofrerem combustão (queima), liberam energia que pode ser aproveitada para diversas finalidades. Essa energia, que é liberada na forma de calor ("energia em transferência"), pode ser convertida para outras formas de energia — elétrica ou mecânica, por exemplo — para ser aproveitada.

As reações de combustão são exemplos de processos que liberam calor.

São conhecidos, também, processos que absorvem calor.

Este capítulo tem como tema a energia que é liberada ou absorvida, sob a forma de calor, a pressão constante, em processos de interesse da Química, tais como as mudanças de fase (solidificação, fusão, vaporização, condensação etc.) e as reações químicas.

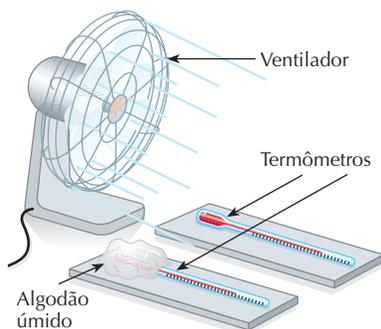
O ramo da Química que estuda esse tema é denominado **termoquímica**.

Neste capítulo, você verá, entre outras coisas, como se faz a medida do calor envolvido numa reação, como se pode prever o calor liberado ou absorvido numa reação mesmo sem realizá-la e como o conhecimento de dados referentes à energia envolvida em processos químicos permite fazer previsões úteis.

Você aprenderá também alguns importantes fatos sobre o conteúdo energético dos alimentos, sua relação com as atividades corporais e sua utilidade informativa na busca de hábitos saudáveis de nutrição.

Alguns conteúdos importantes

- Processos exotérmicos e processos endotérmicos
- Unidades de energia relevantes para a termoquímica: a caloria e o joule
- Entalpia e variação de entalpia
- Conteúdo calórico de nutrientes
- Lei de Hess
- Estado-padrão
- Entalpia-padrão de combustão
- Entalpia-padrão de formação
- Energia de ligação
- Cálculos estequiométricos envolvendo energia liberada ou absorvida



Motivação

Faça uma experiência e observe

A critério do(a) professor(a) esta atividade poderá ser realizada em grupos.
Objetivo: Observar evidências de fluxo de calor na vaporização da água.

Você vai precisar de:

- dois termômetros
- ventilador
- algodão
- água (que esteja na temperatura da sala)

Procedimento:

1. Posicione os dois termômetros a uma mesma distância do ventilador, inicialmente desligado. Deixe-os aí até atingirem equilíbrio térmico com a sala (ambos deverão marcar a mesma temperatura).
2. Envolve o bulbo de um dos termômetros com um chumaço de algodão e umedeça esse chumaço com água. Ligue o ventilador. A montagem experimental deve se assemelhar ao desenho ao lado.
3. Registre, a cada minuto, a temperatura marcada pelos termômetros.
4. Analise as anotações feitas ao longo de quinze minutos. O que se nota? Como isso pode ser explicado?

Desenvolvendo

o tema

1. CALOR E UNIDADES PARA EXPRESSÁ-LO

1.1. O conceito de calor

Imagine dois cubos de ferro sólido de mesma massa, um deles a 10°C e o outro a 50°C . Se os colocarmos em contato, suas temperaturas se modificam gradualmente até chegar a uma situação em que ambos apresentam a mesma temperatura.

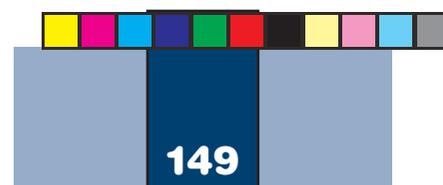
Os cientistas explicam esse acontecimento dizendo que há transferência de energia do corpo mais quente para o mais frio. Essa é uma regra geral da natureza: quando dois corpos são colocados em contato, energia flui do que está a uma temperatura maior para o que está a uma temperatura menor.

A energia transferida entre dois corpos (ou entre diferentes partes de um mesmo corpo) que têm temperaturas diferentes é denominada **calor**.

O calor sempre flui espontaneamente do corpo mais quente para o mais frio. Voltemos ao exemplo dos dois cubos de ferro. Calor é transferido do mais quente para o mais frio até que ambos passem a ter a mesma temperatura. A partir de então, pára de haver troca de calor entre os dois cubos.

1.2. Há processos que liberam e outros que absorvem calor

Considere um sistema contendo álcool e oxigênio. Se a combustão do álcool for provocada — mediante uma chama ou faísca elétrica, por exemplo —, uma certa quantidade de energia será liberada nessa reação, e essa energia será transferida desse sistema para as vizinhanças. Em outras palavras, a combustão é um processo que libera calor.

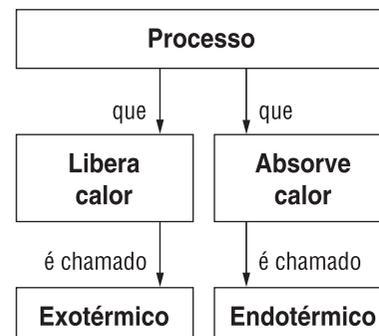


Quando um sistema formado por água líquida é colocado num congelador, ele perde calor para esse ambiente e, em decorrência disso, ocorre o congelamento da água. Assim, quando a água líquida passa para a fase sólida também ocorre um exemplo de processo que libera calor.

Os processos que liberam calor são denominados processos **exotérmicos**.

Há, por outro lado, acontecimentos que absorvem calor. Se um pedaço de gelo for deixado sobre a mesa à temperatura ambiente, ele receberá calor do ambiente e isso provocará a fusão do gelo. A transição da água sólida para a fase líquida é um processo que absorve calor.

Os processos que absorvem calor são denominados processos **endotérmicos**.



1.3. Noção sobre como são feitas medidas de quantidade de calor

Imagine que, em condições adequadas de segurança, 100 g de água destilada sejam aquecidos em um laboratório por meio da queima de gás de botijão em um bico de Bunsen. Pode-se medir a temperatura inicial da água e, durante o processo, também utilizando um termômetro, acompanhar a elevação da temperatura da água, decorrente do calor liberado na queima do gás. Como medir a quantidade de calor transferida para a água?

Antes de mais nada, é necessária uma unidade para medir energia. Uma unidade conveniente é a **caloria** (simbolizada por cal), que equivale à quantidade de calor necessária para elevar em 1°C a temperatura de 1 g de água.

No exemplo em questão, podemos afirmar que:

- se para elevar em 1°C a temperatura de 1 g de água fornecemos 1 cal;
- para elevar em 1°C a temperatura de 100 g de água fornecemos 100 cal.

Imaginemos que, na experiência, a água foi aquecida da temperatura inicial de 25°C até a temperatura final de 55°C. A variação foi de 30°C. Então:

- para elevar em 1°C a temperatura de 100 g de água fornecemos 100 cal;
- para elevar em 30°C a temperatura de 100 g de água fornecemos 3.000 cal, ou seja, 3 kcal (1 kcal = 1 **quilocaloria** = 10³ cal)

Note que é relativamente simples descobrir quanta energia foi transferida à água. Mas será que a energia liberada na queima do gás foi 3.000 cal? A resposta é *não*. A energia liberada na queima foi maior do que isso.

Apenas uma parte da energia liberada foi para a água (3.000 cal). O restante foi dissipado para o ambiente, aquecendo-o. Somente se a energia dissipada fosse nula poderíamos afirmar que toda a energia proveniente da queima do gás teria sido responsável pelo aquecimento da água.

Existem aparelhos em que é possível realizar uma mudança de fase ou uma reação química com troca de calor com o ambiente externo (perda ou ganho) praticamente nula. Nesses aparelhos, os **calorímetros**, pode-se determinar a quantidade de calor liberado ou absorvido durante o transcorrer de uma mudança de estado físico ou de uma reação química. Um exemplo de calorímetro está ilustrado esquematicamente ao lado.

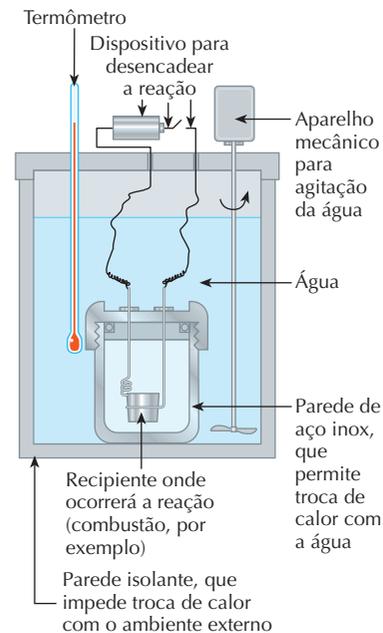
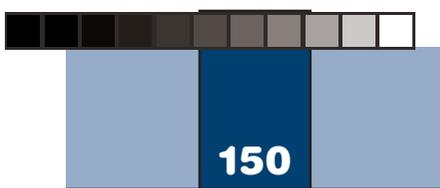


Ilustração que representa esquematicamente um calorímetro de combustão, em que se podem realizar processos exotérmicos. Nesses processos, a energia é liberada para a água contida no calorímetro. A mudança de temperatura da água é registrada e usada para calcular a quantidade de energia envolvida no processo.

Fonte: L. Jones e P. Atkins, *Chemical Principles; the quest for insight*. 2. ed. New York, Freeman, 2002. p. 292.



1.4. O joule e o quilojoule

Um **joule** (J) é uma unidade de energia definida como o trabalho exercido por uma força de 1 newton ao longo da distância de 1 metro. Entender essa definição faz parte do curso de Física. O que nos interessa é que o joule é a unidade de energia no Sistema Internacional, e, sendo a mais utilizada em todo o mundo, será também a unidade preferencialmente utilizada neste livro. Determina-se, experimentalmente, que a equivalência entre a caloria e o joule é:

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

Na experiência anterior, a quantidade de energia absorvida pela água foi de 3.000 cal. Convertendo para joules, temos:

Energia (cal)	—————	Energia (J)	
1 cal		4,18 J	
3.000 cal		x	$\Rightarrow x = 12.540 \text{ J}$

Na prática, é mais conveniente expressar a quantidade de calor envolvido em uma mudança de fase ou em uma reação química em **quilojoule** (kJ):

$$1 \text{ kJ} = 10^3 \text{ J}$$

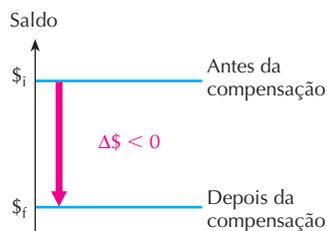
Voltando ao exemplo, temos que: $3.000 \text{ cal} = 12.540 \text{ J} = 12,54 \text{ kJ}$

2. ENTALPIA E VARIAÇÃO DE ENTALPIA

2.1. Uma analogia com o saldo de uma conta bancária

Para facilitar o entendimento do importante conceito de entalpia, que será apresentado à frente, vamos fazer uma analogia com o saldo de uma conta bancária. Consideremos, então, duas situações: a saída de dinheiro da conta e a entrada de dinheiro nela.

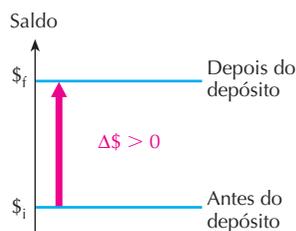
Quando uma pessoa faz uma compra e paga em cheque, ocorre saída de dinheiro de sua conta quando o cheque é compensado (isto é, quando o cheque é “pago” pelo banco). Essa saída de dinheiro provoca uma redução do saldo da conta. Nesse caso, estamos diante de um processo **exomonetário** (*exo* significa “fora”). Se calcularmos a variação de saldo ($\Delta\$$), subtraindo o saldo inicial do saldo final, concluiremos que ela é negativa, pois o saldo final é menor que o inicial.



$$\Delta\$ = \text{Saldo final} - \text{Saldo inicial} < 0$$

Após o cheque ser compensado Antes de o cheque ser compensado Processo exomonetário
Sai dinheiro da conta

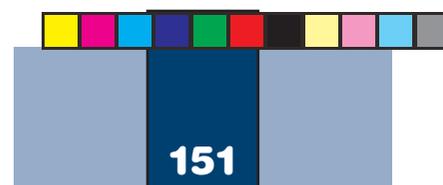
Por outro lado, quando o dinheiro é depositado na conta, o saldo sofre um aumento graças à entrada de dinheiro. Estamos diante de um processo **endomonetário** (*endo* significa “dentro”), e a variação de saldo é positiva, pois o saldo final é maior que o inicial.



$$\Delta\$ = \text{Saldo final} - \text{Saldo inicial} > 0$$

Após o dinheiro ser depositado Antes de o dinheiro ser depositado Processo endomonetário
Entra dinheiro na conta

Perceba que o sinal da variação de saldo informa se houve saída ($\Delta\$ < 0$) ou entrada ($\Delta\$ > 0$) de dinheiro na conta.



2.2. O conceito de entalpia (H) e de variação de entalpia (ΔH)

É muito freqüente em Química o estudo de processos que ocorram à pressão constante. Para poder investigar o calor liberado ou absorvido em um processo químico à pressão constante, os químicos conceituaram a grandeza entalpia, simbolizada por H.

A **entalpia** de um sistema é uma grandeza (expressa em unidade de energia) que informa a quantidade de energia desse sistema que poderia ser transformada em calor em um processo à pressão constante.

A entalpia pode ser comparada ao saldo de uma conta bancária.

Quando um processo **exotérmico** ocorre em um sistema à pressão constante, esse sistema libera calor para o ambiente e sua entalpia diminui. A variação de entalpia (ΔH) será negativa, pois sai energia do sistema.

$$\Delta H = \underset{\substack{\text{Entalpia final} \\ \text{(depois da} \\ \text{liberação de calor)}}}{H_f} - \underset{\substack{\text{Entalpia inicial} \\ \text{(antes da} \\ \text{liberação de calor)}}}{H_i} < 0 \quad \text{Processo exotérmico}$$

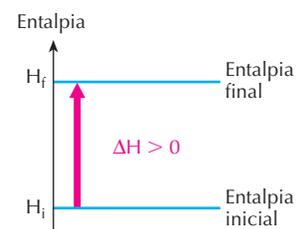
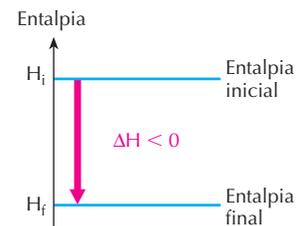
Sai energia do sistema

Quando um processo **endotérmico** ocorre em um sistema à pressão constante, esse sistema absorve calor do ambiente e sua entalpia aumenta. Nesse caso, a variação de entalpia (ΔH) será positiva, em decorrência da entrada de energia no sistema.

$$\Delta H = \underset{\substack{\text{Entalpia final} \\ \text{(depois da} \\ \text{absorção de calor)}}}{H_f} - \underset{\substack{\text{Entalpia inicial} \\ \text{(antes da} \\ \text{absorção de calor)}}}{H_i} > 0 \quad \text{Processo endotérmico}$$

Entra energia no sistema

A **variação de entalpia** (ΔH) de um sistema informa a quantidade de calor trocado por esse sistema, à pressão constante. O sinal do ΔH informa se o processo é **exotérmico** ($\Delta H < 0$) ou **endotérmico** ($\Delta H > 0$). Alguns químicos chamam o ΔH de “calor de reação”.



2.3. Variação de entalpia em uma mudança de fase

Uma mudança de fase à pressão constante envolve a troca de calor com o ambiente. A solidificação da água, por exemplo, é um processo exotérmico. Verifica-se, experimentalmente, que a solidificação de um mol de água envolve a perda de 6,01 kJ.

Em palavras: Quando um mol de água líquida passa para a fase sólida, à pressão constante, o sistema perde 6,01 quilojoules de energia, ou seja, o sistema sofre uma variação de entalpia de $-6,01$ kJ.



Note que a unidade de ΔH usada nesse caso é kJ/mol (lê-se quilojoules por mol), que indica que há a liberação (sinal negativo) de 6,01 kJ de energia quando **um mol** de água passa da fase líquida para a fase sólida. Por isso, o valor de $-6,01$ kJ/mol pode ser denominado *entalpia molar de solidificação da água*.

No processo inverso, no qual um mol de água sólida passa para a fase líquida, verifica-se que ocorre a absorção de 6,01 kJ de calor das vizinhanças.

Em palavras: Quando um mol de água sólida passa para a fase líquida, à pressão constante, o sistema recebe 6,01 quilojoules de energia, ou seja, o sistema sofre uma variação de entalpia de $+6,01$ kJ.



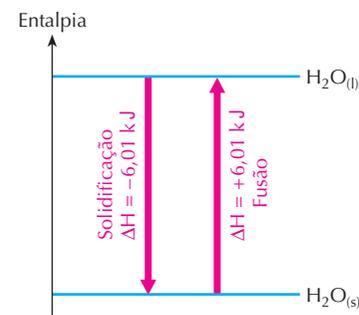
Nesse caso, o sinal positivo (que não precisaria ser escrito) indica que o processo de fusão do gelo absorve calor. Podemos nos referir ao valor de 6,01 kJ/mol como *entalpia molar de fusão da água*.

Os exemplos que apresentamos estão representados no *diagrama de entalpia* ao lado e ilustram como os cientistas expressam as trocas de calor envolvendo processos de mudança de fase.

Aplique *o que aprendeu*

Após estudar o texto ao lado, reveja a explicação que deu para o resultado da experiência de abertura deste capítulo.

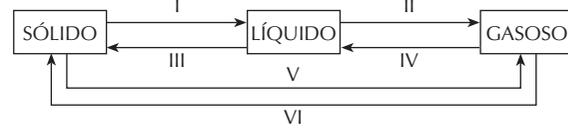
Reformule-a se necessário.



Questões para fixação

Resolva em seu caderno

1. Ao sair de uma piscina em um dia de vento, sentimos frio. Proponha uma explicação para isso, baseada nos conceitos de mudança de fase e de troca de calor.
2. Se algumas gotas de álcool (**cuidado, é inflamável!**) são deramadas na pele, isso pode esfriá-la. Como esse acontecimento se relaciona ao mencionado na questão anterior?
3. As talhas e moringas de "barro" (cerâmica de argila cozida) contendo água estão sempre a uma temperatura um pouco inferior à do ambiente. Sabendo que a água é capaz de impregnar esse material e chegar (em pequena quantidade) até o lado externo, proponha uma explicação para elas se manterem abaixo da temperatura do ambiente.
4. Quando um mol de etanol (C_2H_6O , álcool comum) passa do estado líquido para o gasoso, ocorre absorção de 43,5 kJ de calor. Represente esse processo por meio de uma equação acompanhada do respectivo valor de ΔH .
5. Dos processos I a VI esquematizados abaixo, todos à pressão constante, quais são endotérmicos? E exotérmicos?



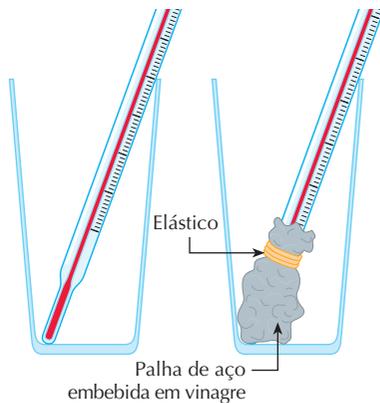
Motivação

Faça uma experiência e observe

A critério do(a) professor(a) esta atividade poderá ser realizada em grupos. Objetivo: Observar evidências de calor envolvido na oxidação do ferro.

Você vai precisar de:

- dois termômetros
- meia xícara de vinagre
- dois copos de vidro
- palha de aço nova
- elástico



Procedimento:

1. Todos os materiais utilizados devem estar à mesma temperatura antes da experiência. Para isso, deixe-os num mesmo local por, pelo menos, uma hora.
2. Mergulhe um pedaço de palha de aço no vinagre, por um minuto. Retire-o, escorra o excesso de líquido, envolva o bulbo de um dos termômetros com ele e prenda-o com o elástico. Coloque esse termômetro em um dos copos.
3. Coloque o outro termômetro dentro do outro copo (veja a figura ao lado).
4. Registre a temperatura em cada termômetro e volte a registrá-la a cada dois minutos, por um intervalo de 20 minutos.
5. Analise as anotações feitas. O que se nota? Como isso pode ser explicado?

Desenvolvendo o tema

2.4. Variação de entalpia em reações químicas

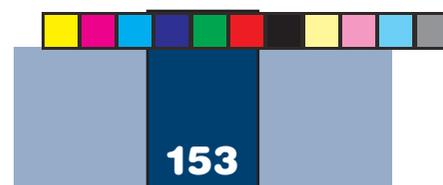
Na página anterior mostramos como o conceito de variação de entalpia permite expressar com clareza o calor absorvido ou liberado em uma mudança de fase. Contudo, a maior utilidade do conceito de ΔH é permitir expressar as variações energéticas em reações químicas.

Processo químico exotérmico (reação química exotérmica)

Quando uma **reação exotérmica** acontece, o sistema formado pelos participantes dessa reação **libera calor** para as vizinhanças (meio ambiente).



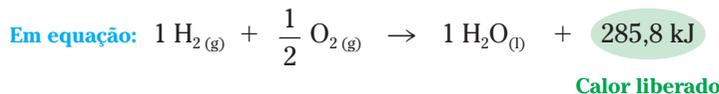
A reação exotérmica entre os gases hidrogênio e oxigênio, que forma água, é a responsável pela propulsão do ônibus espacial.



Considere, como exemplo, o seguinte fato experimental:

Em palavras: Quando um mol de hidrogênio gasoso reage, à pressão constante, com meio mol de oxigênio gasoso para formar um mol de água líquida, ocorre a liberação de 285,8 kJ de energia (na forma de calor) para o meio ambiente.

Isso poderia ser representado assim:



Porém, em vez de incluir o calor liberado no segundo membro da equação, os químicos convencionaram escrever a variação de entalpia (ΔH) à frente da equação química:



Processo químico endotérmico (reação química endotérmica)

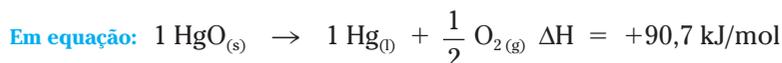
Quando uma **reação endotérmica** acontece, o sistema formado pelos participantes dessa reação **absorve calor** das vizinhanças (meio ambiente). Considere o seguinte exemplo:

Em palavras: Quando um mol de óxido de mercúrio (II) sólido se decompõe, à pressão constante, em um mol de mercúrio líquido e meio mol de oxigênio gasoso, ocorre a absorção de 90,7 kJ de energia (na forma de calor) do meio ambiente.

Isso poderia ser representado assim:



Porém, em vez de incluir o calor absorvido no primeiro membro da equação, os químicos convencionaram escrever o ΔH à frente da equação química:



2.5. Equação termoquímica

Os processos realizados em calorímetros e os dados experimentais obtidos são representados pelas *equações termoquímicas*.

Para que uma equação termoquímica possa representar de modo completo dados obtidos em laboratório, devem estar presentes as seguintes informações:

- os coeficientes estequiométricos e o estado físico de todos os participantes;
- especificação da variedade alotrópica, quando for o caso;
- a temperatura e a pressão em que a reação ou a mudança de fase é realizada;
- o ΔH do processo.

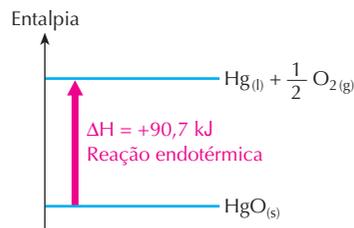
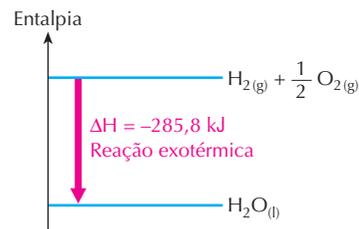
Vejamos um exemplo:



A necessidade de especificar na equação termoquímica informações como *forma alotrópica*, *temperatura* e *estados físicos* se deve ao fato de os valores de ΔH variarem quando um ou mais desses fatores se alteram. Alguns dos exercícios a seguir mostrarão exemplos dessas mudanças.

ATENÇÃO

NÃO se recomenda a realização de experimentos de combustão do hidrogênio, por ser uma reação **EXPLOSIVA**. Experimentos que envolvam a combustão do hidrogênio **NÃO** devem ser feitos pelo aluno. A reação é explosiva.



ATENÇÃO

O mercúrio é um metal tóxico e de efeito cumulativo no organismo. Seus vapores são facilmente absorvidos. Assim como o mercúrio metálico, os compostos de mercúrio também podem causar a contaminação de uma pessoa. **A manipulação de mercúrio e de seus compostos NÃO deve ser feita em instalações escolares de ensino médio.**

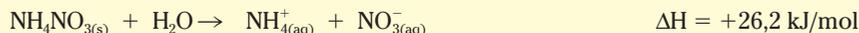
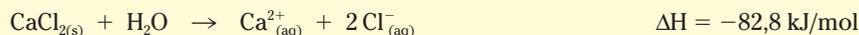
Aplique o que aprendeu

Reveja a explicação que você deu para o resultado da experiência da página anterior e reformule-a se julgar necessário.

COMPRESSAS INSTANTÂNEAS QUENTES E FRIAS

Atletas que sofrem problemas musculares durante competições podem utilizar bolsas instantâneas quentes ou frias como dispositivos para primeiros socorros. Esses dispositivos funcionam mediante reações exo ou endotérmicas. Normalmente são constituídos por uma bolsa de plástico que contém água em uma seção e uma substância química seca em outra. Ao golpear a bolsa, a seção contendo água se rompe e a temperatura aumenta ou diminui dependendo de uma reação com a substância seca ser exo ou endotérmica.

Em geral, para compressas quentes usa-se cloreto de cálcio ou sulfato de magnésio, e, para compressas frias, nitrato de amônio. As reações são:



Adicionando-se 40 g de CaCl_2 a 100 mL de água, a temperatura da água aumenta de 20°C para 90°C . Adicionando-se 30 g de NH_4NO_3 a 100 mL de água, a temperatura da água diminui de 20°C para 0°C . Tais bolsas atuam por 20 minutos, aproximadamente.

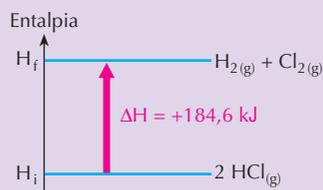
Questões para fixação

Resolva em seu caderno

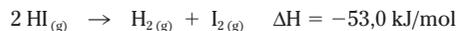
6. Construa um diagrama de entalpia que represente o seguinte processo:



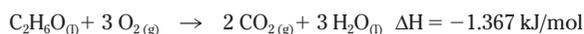
Resolução



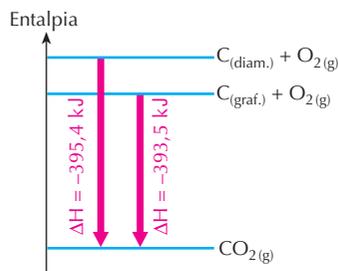
7. Construa um diagrama de entalpia que represente o seguinte processo:



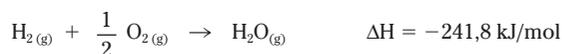
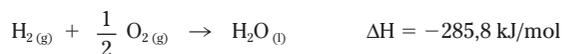
8. Explique o significado da seguinte representação, que envolve o etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, álcool comum):



9. Analise o seguinte diagrama de entalpia, que envolve a combustão (queima) da grafite e do diamante e responda:
- Qual das variedades alotrópicas do carbono — grafite ou diamante — libera mais calor na sua combustão?
 - Qual dessas duas variedades tem maior entalpia?



10. Os seguintes valores de ΔH referem-se às três reações equacionadas a seguir, realizadas sob as mesmas condições experimentais.



- Qual é o fator responsável pela diferença observada nos valores de ΔH ?
 - Represente, em um mesmo diagrama, os reagentes e produtos dessas reações.
11. O nitrato de potássio (KNO_3), ou salitre, é um sólido branco iônico. Tem larga aplicação na composição de fertilizantes e da pólvora negra. Também é usado como conservante em embutidos de carne (mortadela, salame etc.). É um sal bastante solúvel em água, na qual produz solução com íons potássio e nitrato. Ao dissolver nitrato de potássio em água observa-se que o líquido e o frasco sofrem diminuição de temperatura.
- Equacione a separação dos íons (dissociação iônica) que ocorre ao dissolver o sal em água.
 - É correto concluir que o processo de dissolução do nitrato de potássio em água é **exotérmico**? Justifique.



Quando o salitre (KNO_3) se dissolve em água, observa-se que a temperatura da água e do frasco diminui.



Em destaque

NUTRIENTES, SUAS FUNÇÕES E SEU CONTEÚDO CALÓRICO

Nutriente é toda substância presente na alimentação que pode ser usada pelo organismo para crescer, para se manter vivo ou para reparar as partes machucadas ou desgastadas.

Um nutriente tem *função energética* quando ele fornece energia para o funcionamento das células, tem *função plástica* quando atua como “material de construção” das partes do corpo, por exemplo, para produzir novas células que substituem células mortas, e tem *função reguladora* quando atua no organismo ajudando a controlar uma ou mais atividades vitais.

Na nossa alimentação precisamos de seis nutrientes básicos. São os carboidratos, as proteínas, os lipídios, os minerais, as vitaminas e as fibras.

A tabela 1 mostra a função principal ou as funções principais de cada um dos nutrientes e lista exemplos de alimentos nos quais podem ser encontrados.

A respiração celular é um processo que ocorre no interior das células e que permite a elas obter energia a partir do oxigênio e de nutrientes apropriados. O sistema circulatório conduz até a célula os materiais necessários à respiração celular.

Nosso corpo está adaptado para usar primeiramente a glicose como material energético para a respiração celular. A glicose é um carboidrato proveniente da digestão de carboidratos mais complexos, como o açúcar de cana e o amido.

Quando a alimentação de um indivíduo não contém carboidratos em quantidade suficiente para suprir as ne-

cessidades de seu corpo, as células podem usar, em lugar da glicose, os aminoácidos (provenientes da digestão das proteínas) ou os ácidos graxos e o glicerol (provenientes da digestão dos lipídios). Mas isso só acontece quando as células não têm glicose disponível. Se houver glicose, ela será usada.

Uma vez que os carboidratos, as proteínas e os lipídios fornecem materiais que podem ser usados na respiração celular, esses nutrientes têm função energética.

É importante frisar que os carboidratos são as fontes primeiras e mais importantes de energia para nosso corpo, que só utiliza outros materiais (que vêm de proteínas e de lipídios) na respiração celular se houver falta de carboidratos na dieta. Alguns tipos de células (as do cérebro, por exemplo) podem até morrer se a pessoa não ingerir carboidratos por tempo prolongado e a concentração de glicose no sangue cair muito.

Os nutricionistas expressam geralmente a energia que um nutriente pode fornecer em **quilocaloria**, simbolizada por **kcal**. Eles descobriram que cada grama de carboidrato fornece 4 kcal de energia, cada grama de proteína também fornece 4 kcal e cada grama de lipídio fornece 9 kcal. Perceba que a quantidade de energia fornecida por grama de lipídio é mais do que o dobro do fornecido por carboidratos e proteínas! (Há um antigo costume entre os nutricionistas, que é o de chamar a quilocaloria de **caloria nutricional** e representá-la por **Cal**, com C maiúsculo. Esse hábito — que causa confusão com a unidade **caloria**, **cal** — está sendo abandonado, felizmente.)

Tabela 1. Os principais nutrientes e algumas de suas características

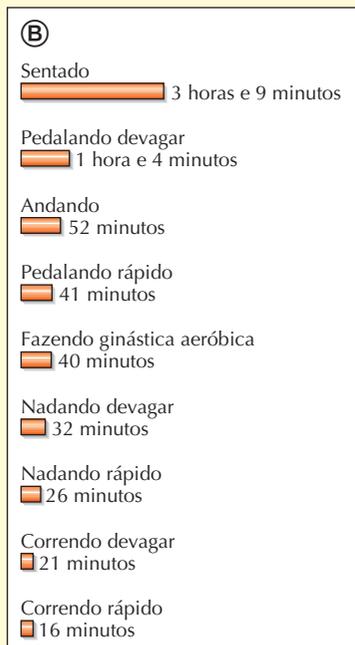
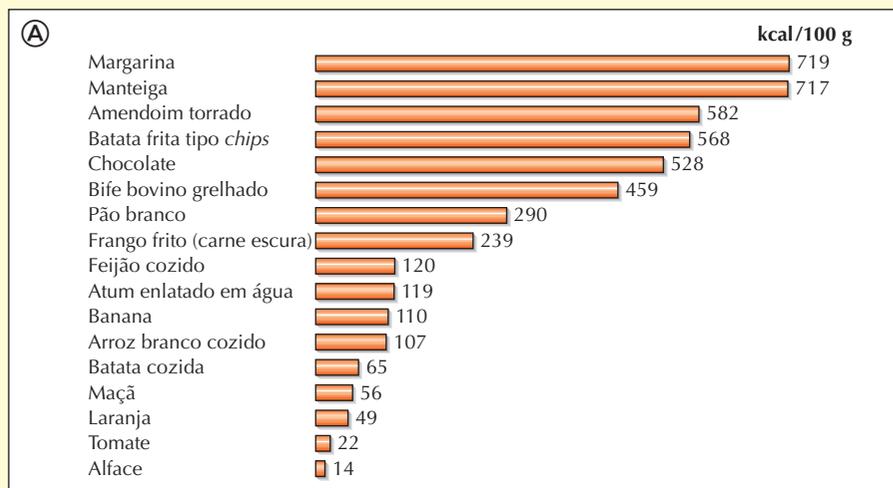
Nutriente	Exemplos de onde é encontrado	Comentário
Proteínas	Leite, queijo, ovos, carnes, peixes, feijão, lentilha, soja, trigo integral e arroz integral.	Sua falta provoca desnutrição. Participam da composição de todas as células. Algumas proteínas, as <i>enzimas</i> , regulam atividades vitais.
Carboidratos (açúcares)	O amido é encontrado no pão, na batata, na mandioca, na farinha e nas massas em geral (macarrão, lasanha etc.). A sacarose (açúcar da cana) é usada em guloseimas, sucos e refrigerantes. As frutas em geral contêm carboidratos razoavelmente semelhantes ao açúcar da cana.	Os <i>carboidratos</i> são a fonte mais importante de energia para as células realizarem suas atividades e manterem o corpo funcionando. Quando são ingeridos em quantidade superior à de que o organismo necessita, o corpo usa a energia dos carboidratos para produzir gordura e armazená-la para uma eventual necessidade.
Lipídios (óleos e gorduras)	Toucinho, banha, manteiga, margarina, lingüiça, salame, mortadela, presunto, apresuntado, salgadinhos, carnes gordas, pele de frango, pele de porco, óleos, azeites e frituras.	Lipídios fazem parte da composição das células do corpo. Podem, também, empregá-los como fonte de energia caso faltar carboidratos. Devem ser ingeridos com moderação, pois podem causar obesidade e problemas cardíacos.
Minerais (sais minerais)	Há cerca de dezesseis nutrientes minerais diferentes essenciais ao corpo. Exemplos são o sódio, o potássio, o ferro, o cálcio, o fósforo e o enxofre. De modo geral são encontrados em frutas, vegetais, leite, ovos e carnes.	São muitas as funções desempenhadas pelos minerais. O cálcio, por exemplo, faz parte da constituição dos ossos. O ferro é encontrado nos glóbulos vermelhos. Sódio e potássio são importantes para regular a absorção e eliminação de água.
Vitaminas	Há várias vitaminas diferentes, e cada uma delas tem suas fontes características, animais e/ou vegetais.	São essenciais para o funcionamento adequado do nosso corpo, pois atuam regulando alguns processos que ocorrem nas células. Sua falta pode causar vários tipos de distúrbios.
Fibras	Frutas, verduras, pão integral e arroz integral.	Não são digeridas, mas sua ingestão impede o ressecamento das fezes (prisão de ventre), facilita a evacuação e evita problemas no intestino.

Os alimentos em geral não são constituídos apenas por um único nutriente. Eles são uma complexa mistura de nutrientes diferentes. Um bife, por exemplo, contém carboidratos, proteínas, lipídios, vitaminas e minerais.

Os nutricionistas são capazes de realizar procedimentos de laboratório que permitem determinar o conteúdo de energia que um alimento fornece quando ingerido, chamado *conteúdo calórico* do alimento. O gráfico (A) abaixo relaciona alguns alimentos e seu conteúdo calórico. Perceba que alimentos muito gordurosos ou oleosos, como margarina, manteiga e amendoim, têm alto conteúdo calórico. Afinal de contas, lipídios são altamente calóricos.

A energia dos alimentos serve para garantir o funcionamento das células do nosso corpo. Essa energia permite a execução de tarefas vitais — bombear o sangue, realizar a respiração pulmonar, produzir e excretar a urina etc. — e também de atividades mentais e físicas. As atividades físicas mais intensas gastam mais energia do que as menos intensas. Isso você pode perceber analisando atentamente o gráfico (B) abaixo.

Se a pessoa ingere alimentos que fornecem mais energia do que ela gasta, o corpo não descarta esse excesso de alimento. Ao contrário, ele usa a energia excedente para produzir gordura e a armazena. Trata-se de uma adaptação que permite aos animais guardar, sob a forma de lipídio, energia para uma época em que possa faltar alimento.



(A) Conteúdo calórico de alguns alimentos, em kcal para cada 100 gramas do alimento. Elaborado a partir de dados de: A. H. Ensminger et al. *The concise encyclopedia of foods & nutrition*. Boca Raton, CRC Press, 1995. p. 384-469.

(B) Tempo necessário para gastar, em diferentes atividades, a energia fornecida por um chocolate de 50 g (264 kcal). Valores médios para pessoa de 64 kg. Elaborado a partir de dados de: L. A. Smolin e M. B. Grosvenor. *Nutrition: Science and applications*. Orlando, Saunders College Publishing, 1994. p. 402.

Em destaque

SAÚDE, CONSUMO E PROPAGANDA

Nosso corpo necessita de vários nutrientes. A falta deles pode provocar problemas, mas o excesso também. Então como saber qual é a quantidade certa do que devemos comer?

Bem, a resposta a essa pergunta certamente preencheria livros e mais livros sobre nutrição. Mas vamos a algumas informações básicas e úteis.

Em primeiro lugar, evite os alimentos com muita gordura e óleo. Eles podem ser ingeridos de vez em quando, mas não há necessidade de comê-los todos os dias. A pequena quantidade diária de lipídios de que o corpo preci-

sa é fornecida pelo óleo usado no tempero de pratos como arroz, feijão e macarrão.

Os lipídios são muito calóricos e podem causar obesidade com muita facilidade. Os médicos já comprovaram que a obesidade oferece sérios riscos para o sistema circulatório, principalmente para o coração. Alguns lipídios, principalmente as gorduras, favorecem o aumento da produção de colesterol, uma substância de que o corpo precisa em pequenas quantidades, mas que é prejudicial à saúde cardíaca em quantidade acima da necessária.



Os carboidratos são fundamentais para suprir energia às suas atividades, ainda mais que você está em uma fase de intensa atividade. Arroz, pão e massas são fontes expressivas de amido, um importante carboidrato. Contudo, um excesso desses alimentos também pode fazer com que você engorde.

O açúcar da cana é um carboidrato que pode ser ingerido moderadamente, mas cujos excessos não são benéficos. (Você deve estar especialmente atento ao consumo de carboidratos se for **diabético**. Nesse caso, siga rigorosamente as instruções do seu médico.) Refrigerantes, doces e guloseimas em grande quantidade, além de engordarem, prejudicam o apetite e, por isso, reduzem a quantidade de proteínas, vitaminas e fibras ingeridas.

Outro problema dos alimentos com açúcar é que eles propiciam as cáries. Restos de açúcar favorecem a atividade de bactérias naturalmente presentes na boca que se alimentam desses resíduos. Da atividade dessas bactérias surgem substâncias com ação corrosiva sobre os dentes.

Precisamos de pequena quantidade diária de vitaminas e de minerais. Acontece que esses nutrientes são diversos e aparecem em diferentes quantidades nos alimentos. Por isso é importante ter uma **alimentação variada**.



A qualidade dos alimentos que compramos e ingerimos deve merecer atenção especial. Observar o aspecto do produto, o estado de conservação, a data de validade e como está a embalagem são cuidados essenciais para evitar intoxicações por alimentos estragados. O **consumidor** tem **direito** a mercadorias em bom estado de conservação, bem embaladas, corretamente identificadas e dentro do prazo de validade.

A diversidade de alimentos na dieta garante que, se determinada vitamina ou mineral por acaso não estiver presente numa refeição, ela provavelmente será ingerida numa das próximas refeições. O problema de comer todo dia exatamente o mesmo tipo de alimento é que, se houver falta de algum nutriente, isso logo se refletirá em algum problema de saúde.



A falta de alimento é um problema; o excesso também é. Em se tratando de alimentação, **equilíbrio** é fundamental. Comer bem não é comer muito. É comer de modo equilibrado. É ingerir alimentos variados. É cuidar bem da própria saúde.

As frutas e verduras são ricas em vitaminas e sais minerais. Incluí-las na alimentação é fundamental à saúde. Além disso, elas também contêm fibras necessárias ao bom funcionamento do intestino.

Um mineral muito importante para o ser humano é o cálcio, que entra na constituição dos ossos e regula o funcionamento dos músculos. Fontes importantes desse mineral são o leite e seus derivados, como queijo, iogurte e requeijão.

Os produtos alimentícios industrializados devem conter nos rótulos informações sobre a sua composição, o uso de aditivos alimentares naturais ou artificiais, as datas de fabricação e de validade, a identificação do fabricante e outras informações relevantes. É arriscado comprar e ingerir um alimento industrializado que não identifique quem o produziu ou que não tenha data de validade. Você, **cidadão**, tem o **direito** de ser respeitado ao comprar qualquer tipo de produto, o que inclui os alimentícios.

Você deve ter um cuidado especial com as propagandas de produtos alimentícios. É evidente que o fabricante vai falar muito bem daquilo que produz e, por meio da propaganda, tentará mostrar que as pessoas, incluindo você, precisam de tais produtos para ter uma vida melhor. É bom refletir antes de comprar. Eu realmente preciso desse produto? Ele realmente é saudável? Ou eu o estou consumindo sob ação da publicidade?

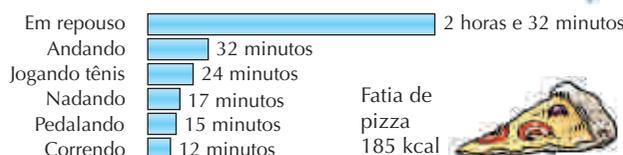
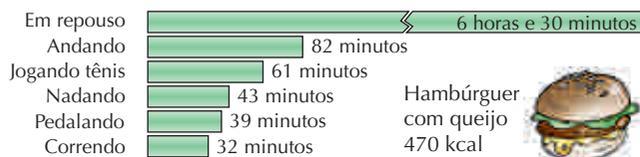
E quanto aos **suplementos vitamínicos**? O papel das vitaminas é regular o funcionamento do corpo. Uma boa alimentação fornece todas as vitaminas necessárias. É falsa a idéia de que os suplementos vitamínicos dão força, disposição ou beleza. Algumas vitaminas, se ingeridas em excesso, podem até causar problemas. Excesso de vitamina A, por exemplo, pode causar dores de cabeça, tonturas, queda de cabelo e problemas no fígado, nos rins e nos ossos. **Vitaminas industrializadas só devem ser tomadas sob orientação médica.**

Seja um consumidor atento e não se deixe levar pelas promessas publicitárias.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

Tempo necessário, em média, para um adulto gastar a energia de alguns alimentos



Fonte: J. H. Postlethwait e J. L. Hopson. *The nature of life*. 3. ed. New York, McGraw-Hill, 1995. p. 643.

Analise os esquemas mostrados ao lado para responder às questões seguintes.

- Qual dos alimentos mostrados fornece mais energia?
- Qual dos alimentos mostrados fornece menos energia?
- Se uma pessoa tomar dois sorvetes, quanto tempo em repouso ela levará para gastar a energia que eles fornecem? E se estiver pedalando?
- Se uma pessoa comer três maçãs, ela consegue energia para nadar quanto tempo? E para caminhar?
- O que fornece mais energia: um hambúrguer com queijo ou quatro maçãs?
- Realizando uma mesma atividade, leva-se mais tempo para gastar a energia de três fatias de pizza ou de dois sorvetes?
- Qual dos alimentos mostrados pode engordar mais facilmente uma pessoa?
- Admitindo que uma pessoa vá correr por 34 minutos e que a energia necessária para isso seja obtida exclusivamente por meio da ingestão de sorvete, quantos sorvetes iguais ao mostrado no esquema ela deve ingerir?
- Procure nas páginas anteriores a equivalência entre quilocaloria (kcal) e quilojoule (kJ) e, a seguir, converta o conteúdo calórico de cada um dos quatro alimentos para kJ.

3. A LEI DE HESS

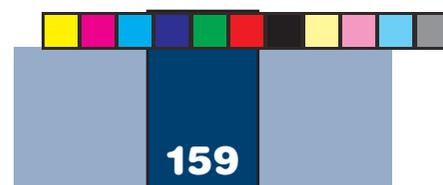
Conhecer os valores de ΔH para determinadas reações permite fazer uma série de previsões importantes. Podem-se comparar combustíveis quanto à energia que fornecem por unidade de massa ou volume, podem-se realizar previsões sobre quanto se deve fornecer de energia para que certos processos ocorram ou sobre a necessidade de manter certos sistemas refrigerados durante reações exotérmicas para que o calor liberado não cause acidentes.

Embora o conhecimento de valores de ΔH seja importante, há reações difíceis de realizar na prática. Há vários motivos para essa dificuldade; algumas são explosivas, outras muito lentas e há também aquelas que apresentam rendimento muito baixo ou que formam outros produtos além dos desejados (isto é, outras reações, indesejáveis, ocorrem simultaneamente).

Veremos, a seguir, que a Lei de Hess permite fazer uma previsão do ΔH de uma reação sem realizá-la, desde que se disponha de alguns outros valores adequados de ΔH .

3.1. Novamente uma analogia com o saldo bancário

Num mesmo dia, duas operações financeiras foram realizadas em uma conta bancária. Uma delas foi a compensação de um cheque de 80 unidades monetárias e a outra foi o depósito de 60 unidades monetárias. (O nome da unidade monetária vigente é irrelevante para a presente discussão!)



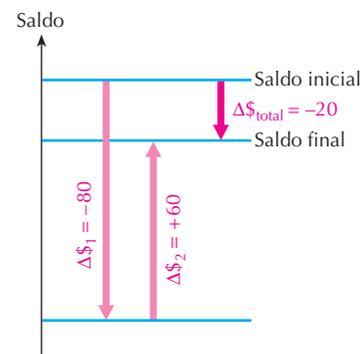
Após as operações, qual será a variação total do saldo da conta?

A primeira operação é **exomonetária** e a ela podemos atribuir um $\Delta\$_1$, variação de saldo, de -80 unidades monetárias. A segunda é **endomonetária** e apresenta um $\Delta\$_2$ de $+60$ unidades monetárias.

Somando-se as variações, obtemos a variação monetária total:

$$\Delta\$_{\text{total}} = \Delta\$_1 + \Delta\$_2 = -80 + 60 = -20 \text{ unidades monetárias}$$

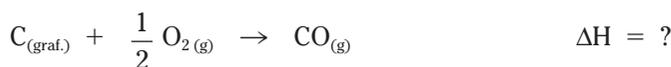
O gráfico ao lado ilustra a movimentação financeira e o cálculo em questão.



3.2. A Lei de Hess

O cálculo envolvendo a conta bancária, mostrado anteriormente, ajudará a entender a Lei de Hess.

Considere a reação de combustão do carbono grafite formando monóxido de carbono:



Essa reação é muito difícil de realizar na prática; uma parte do carbono pode queimar até formar dióxido de carbono (CO_2) e uma outra parte pode permanecer sem queimar. Por isso, é bastante difícil medir o ΔH dessa reação.

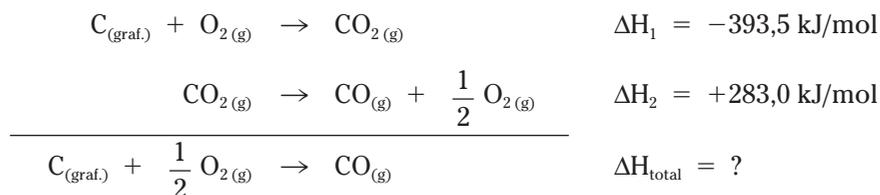
Contudo, a combustão do carbono grafite formando dióxido de carbono e a combustão do monóxido de carbono, também formando dióxido de carbono, são reações relativamente fáceis de realizar e cujo ΔH pode ser determinado com relativa facilidade. Veja esses valores:



Pelo que vimos anteriormente ao comparar o ΔH de solidificação com o de fusão, quando invertemos uma equação química ocorre uma mudança no sinal de seu ΔH . Isso significa que o inverso de um processo endotérmico é um processo exotérmico e vice-versa. Assim, se invertermos a segunda das equações acima, seu ΔH muda de sinal, passando a ser $+283,0 \text{ kJ/mol}$.



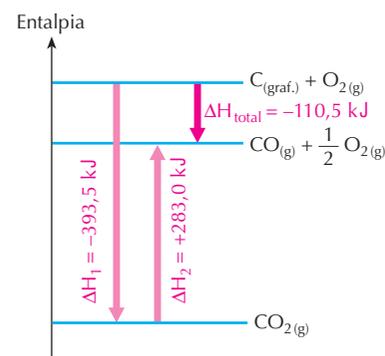
Agora vamos somar a equação de combustão completa da grafite formando CO_2 com essa última equação.



O processo global resultante dessa soma é justamente aquele cujo ΔH desejamos calcular. O gráfico ao lado ilustra que o ΔH_{total} desse processo pode ser obtido por meio da soma de ΔH_1 e ΔH_2 .

$$\Delta H_{\text{total}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -393,5 \text{ kJ/mol} + 283,0 \text{ kJ/mol} = -110,5 \text{ kJ/mol}$$

Perceba a semelhança com a situação descrita para a movimentação da conta bancária.



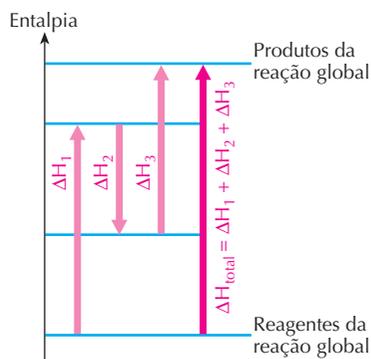
A **Lei de Hess**, enunciada em 1840 pelo cientista (suíço de nascimento e que viveu na Rússia) Germain Henri Hess (1802-1850), trata exatamente de situações como a do exemplo apresentado. Ela pode ser assim enunciada:

A variação de entalpia de uma reação é igual à soma das variações de entalpia das etapas em que essa reação pode ser desmembrada, mesmo que esse desmembramento seja apenas teórico.

Em palavras mais simples, a Lei de Hess permite que trabalhem com equações termoquímicas como se fossem equações matemáticas. Ao somarmos equações, o ΔH da reação resultante dessa soma será igual à soma dos ΔH s das etapas somadas.

Por vezes, ao relacionar equações para serem somadas a fim de obter uma determinada equação global de interesse, devemos inverter reagentes com produtos. Ao fazer isso, devemos trocar o sinal do ΔH dessa etapa.

Além disso, às vezes é conveniente multiplicar uma equação inteira por um certo número. Isso pode ser feito, desde que lembremos de também multiplicar o ΔH por esse mesmo número.



Nesse exemplo genérico, o ΔH da reação global é igual à soma dos valores de ΔH para as etapas de 1 a 3.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

21. Considere os seguintes processos hipotéticos:



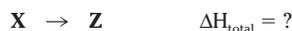
Elabore um diagrama de entalpia no qual apareçam **A**, **B** e **C** e indique nele os valores de ΔH_1 e ΔH_2 . Nesse mesmo diagrama, indique o valor de ΔH_{total} para a seguinte reação:



22. Considere os seguintes processos hipotéticos:



Elabore um diagrama de entalpia no qual apareçam **X**, **Y** e **Z** e indique nele os valores de ΔH_3 e ΔH_4 . Nesse mesmo diagrama, indique o valor de ΔH_{total} para a seguinte reação:



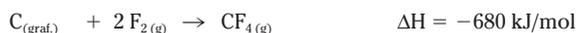
23. Considere os seguintes processos hipotéticos:



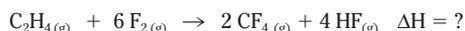
Elabore um diagrama de entalpia no qual apareçam **S**, **T** e **U** e indique nele os valores de ΔH_5 e ΔH_6 . Nesse mesmo diagrama, indique o valor de ΔH_{total} para a seguinte reação:



24. Utilize os seguintes valores de ΔH :



para determinar a variação de entalpia do processo:



Resolução

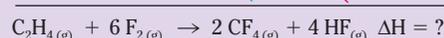
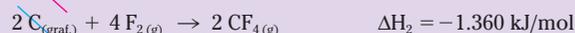
A Lei de Hess permite somarmos equações termoquímicas. O ponto central dessa resolução é decidir o que fazer com

as equações fornecidas. E é a equação cujo ΔH desejamos calcular (vamos chamar de *equação-problema*) que nos presta as informações necessárias para a decisão.

Na equação-problema, o HF aparece como produto e com coeficiente 4. Nas equações fornecidas, o HF aparece apenas na primeira, como produto e com coeficiente 2. Portanto, vamos multiplicar essa equação por 2 (multiplicamos tanto a equação quanto o ΔH).

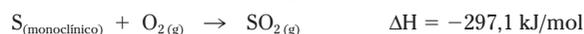
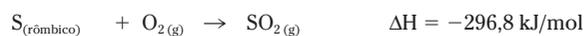
Na equação-problema, o CF_4 aparece como produto e com coeficiente 2. Por isso, vamos também multiplicar a segunda das equações fornecidas por 2.

E, na equação-problema, o C_2H_4 consta como reagente e com coeficiente 1. Assim, vamos inverter a terceira das equações dadas, tomando o cuidado de multiplicar o ΔH por -1 , ou seja, trocar seu sinal. Assim, temos:



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 \quad \Rightarrow \quad \Delta H = -2.504 \text{ kJ/mol}$$

25. Tanto o enxofre rômboico quanto o monoclinico sofrem combustão formando dióxido de enxofre gasoso. Os valores de ΔH são os seguintes:

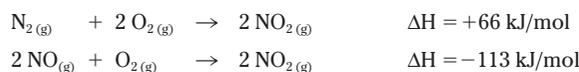


- a) Calcule o ΔH da reação equacionada a seguir, em que enxofre rômboico se transforma em enxofre monoclinico:



- b) Com base nesses dados, elabore um diagrama de entalpia no qual sejam mostrados e comparados os valores de ΔH de ambos os processos de combustão e também da reação do item a.

26. Considerando os seguintes “calores de reação”:



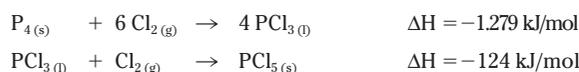
calcule o “calor de reação” para o processo:



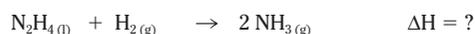
27. Calcule o ΔH da reação:



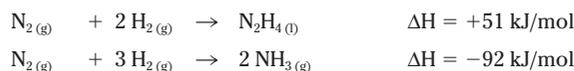
utilizando os seguintes dados:



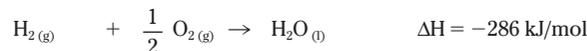
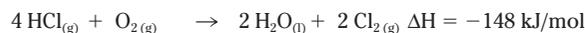
28. Determine a variação de entalpia da seguinte reação:



a partir dos seguintes valores de ΔH :



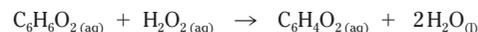
29. Utilize as seguintes informações:



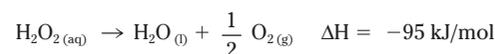
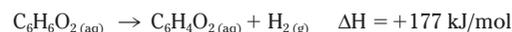
para estimar o ΔH da seguinte reação:



30. Para se defender dos inimigos, o *besouro-bombardeiro* consegue liberar, quando atacado, hidroquinona ($\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_2$) e peróxido de hidrogênio (H_2O_2). Essas duas substâncias reagem, de acordo com a equação a seguir, formando um jato quente que espanta o agressor:



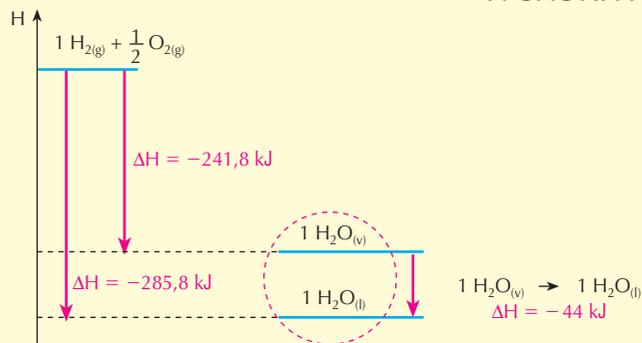
Calcule a variação de entalpia dessa reação, utilizando os dados a seguir:



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Em destaque

A SAUNA A VAPOR



Quando 1 mol de $\text{H}_2\text{O}(\text{v})$ se transforma em 1 mol de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ (condensação), o processo libera para o meio ambiente aproximadamente 44 kJ. O calor liberado na condensação do vapor de água é, em parte, responsável pelo aquecimento da superfície da nossa pele dentro da sauna.

4. O ESTADO-PADRÃO

Ter à disposição uma lista de valores de ΔH para diferentes reações é de grande valor para auxiliar os químicos a fazer previsões. Contudo, quando empregamos informação tabelada é necessário ressaltar em que condições ela foi determinada experimentalmente para que saibamos, por conseqüência, a que condições ela se aplica. Por esse motivo, os químicos criaram o conceito de estado-padrão de uma substância.

O **estado-padrão** de uma substância corresponde a essa substância, em sua forma pura, na pressão de 100 kPa e numa temperatura de interesse, que geralmente é escolhida como sendo 25°C.

Quando um valor de ΔH se refere a reagentes e produtos no estado-padrão, esse valor é denominado **variação de entalpia-padrão** e simbolizado por ΔH° , em que o grau sobrescrito ($^\circ$) indica que o dado se refere ao estado-padrão.

Embora a temperatura não faça parte da definição de estado-padrão, é comum utilizar o valor de 25°C. Tão comum que, quando não é feita menção a ela, subentende-se que seja de 25°C*.

Até há alguns anos a definição de estado-padrão envolvia a pressão de 1 atm (101,3 kPa) em vez de 100 kPa. Por essa razão, muitos livros ainda apresentam a definição da maneira antiga e trazem tabelas de ΔH° a 1 atm. Como os valores de entalpia não variam significativamente com pequenas variações de pressão, isso não traz inconvenientes práticos. Contudo, em trabalhos técnicos de grande precisão, os cientistas levam em conta dados referentes a 100 kPa.

5. ENTALPIA-PADRÃO DE COMBUSTÃO

5.1. Combustão e entalpia-padrão de combustão (ΔH_c°)

Combustão é a reação exotérmica de uma substância com o oxigênio, realizada em condições tais que o próprio calor liberado é suficiente para manter a reação em andamento até que pelo menos um dos reagentes se esgote.

As reações de combustão são, de um modo geral, fundamentais e, por isso, são conhecidos e tabelados muitos valores de ΔH° para esse tipo de reação.

O ΔH° para a reação de combustão de uma substância, estando reagentes e produtos no estado-padrão, é denominado **entalpia-padrão de combustão** (ΔH_c°) da substância. É expresso geralmente em kJ/mol.

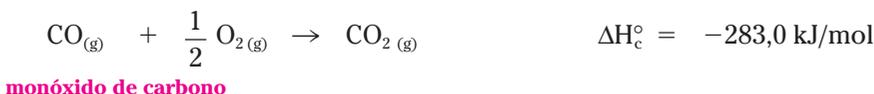
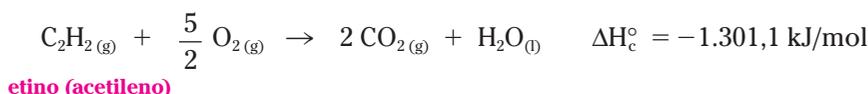
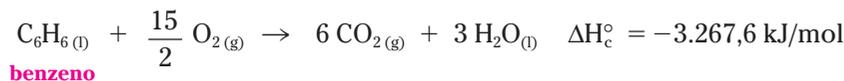
Alguns químicos chamam o ΔH_c° de “calor de combustão”.

Veja, como exemplo, o valor de ΔH_c° para o metano (CH_4):

Em palavras: Quando um mol de metano gasoso sofre combustão, são liberados 890,8 kJ de energia, estando reagentes e produtos no estado-padrão.

Em equação: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_c^\circ = -890,8 \text{ kJ/mol}$

Veja outros exemplos de ΔH_c° :



* Não se deve confundir a definição de estado-padrão com as expressões “condições normais de temperatura e pressão” e “condições ambientes”, muito usadas para designar circunstâncias de pressão e temperatura comuns em laboratórios e em tabelas de dados. As “condições normais de temperatura e pressão” são 0°C e 1 atm e as “condições ambientes” são 25°C e 1 atm.

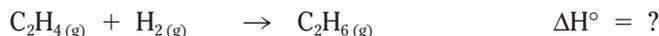
Tabela 2. Entalpias-padrão de combustão (ΔH_c°), a 25°C

Substância	ΔH_c° (kJ/mol)
$\text{H}_2(\text{g})$	-285,8
$\text{C}_{(\text{graf.})}$	-393,5
$\text{CO}(\text{g})$	-283,0
$\text{CH}_4(\text{g})$ (metano)	-890,8
$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ (etino)	-1.301,1
$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ (eteno)	-1.411,2
$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ (etano)	-1.560,7
$\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$ (propano)	-2.219,2
$\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$ (butano)	-2.877,6
$\text{C}_5\text{H}_{12}(\text{l})$ (pentano)	-3.509,0
$\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ (benzeno)	-3.267,6
$\text{C}_6\text{H}_{14}(\text{l})$ (hexano)	-4.163,2
$\text{C}_7\text{H}_{16}(\text{l})$ (heptano)	-4.817,0
$\text{CH}_2\text{O}(\text{l})$ (formaldeído)	-570,7
$\text{CH}_4\text{O}(\text{l})$ (metanol)	-726,1
$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})$ (etanol)	-1.366,8
$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}(\text{l})$ (acetona)	-1.789,0
$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}(\text{l})$ (éter dietílico)	-2.723,9

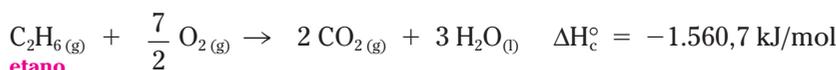
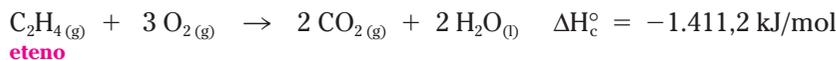
Fonte: D. R. Lide (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 82. ed. Boca Raton, CRC Press, 2001. p. 5–89.

5.2. Utilidade das entalpias-padrão de combustão

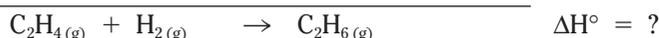
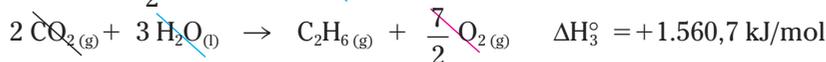
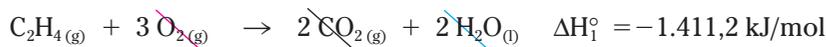
Como há grande quantidade de valores de ΔH_c° tabelados, eles são muito usados, juntamente com a Lei de Hess, para determinar o ΔH° de outras reações. Considere, por exemplo, que se deseja determinar o ΔH° da reação de hidrogenação do eteno, que é assim equacionada:



dispondo-se das seguintes entalpias-padrão de combustão:



Usando a Lei de Hess, podemos obter como soma a equação-problema, somando-se essas três equações, tomando o cuidado de inverter a terceira:



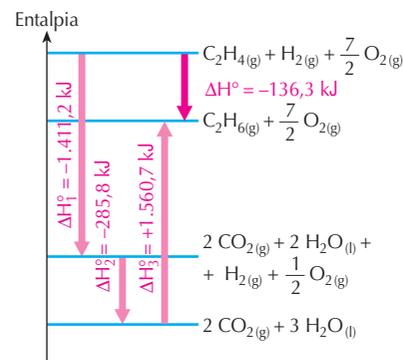
Assim, obtém-se o valor desejado de ΔH° :

$$\Delta H^\circ = \Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ + \Delta H_3^\circ = -136,3 \text{ kJ/mol.}$$

A figura ao lado ilustra graficamente a determinação que acabamos de fazer.



As reações de combustão são exotérmicas. O calor de combustão é uma maneira de quantificar a energia liberada nesses processos.



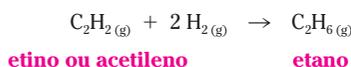
Questões para fixação

Resolva em seu caderno

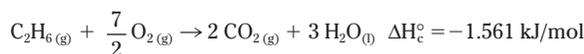
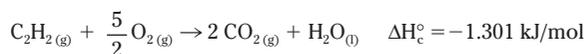
31. O metano (CH_4) — substância muito promissora como combustível — é o principal constituinte do biogás, obtido na fermentação de restos de comida em recipientes adequados, denominados biodigestores. Solicitados a escrever a equação química cujo ΔH° corresponde à entalpia-padrão de combustão do metano, cinco alunos apresentaram as respostas a seguir. Escolha aquela que está correta e justifique.
- $\text{C}_{(\text{graf.})} + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g})$
 - $\text{C}_{(\text{graf.})} + 2 \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - $\text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g})$
 - $\text{C}_{(\text{s})} + 4 \text{H}_{(\text{g})} \rightarrow \text{CH}_4(\text{g})$

32. Construa um diagrama de entalpia para representar a reação da questão anterior.

33. Um engenheiro químico está projetando um reator (recipiente em que ocorrem uma ou mais reações químicas) e, para isso, precisa do ΔH° da reação de hidrogenação do etino (C_2H_2), na qual ele se transforma em etano (C_2H_6):

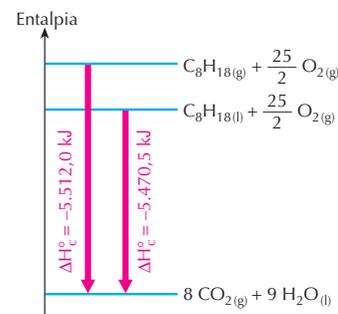


Embora ele não tenha encontrado esse valor em tabelas, ele encontrou as seguintes entalpias-padrão de combustão:



Como, de posse desses valores, o engenheiro pode calcular o ΔH° desejado? Explique e efetue o cálculo.

34. O octano (C_8H_{18}) é um dos muitos componentes da gasolina. O gráfico ilustra os valores de entalpia de combustão para o octano gasoso e para o octano líquido. Explique como é possível determinar o valor do ΔH° de vaporização do octano a partir desses dados.

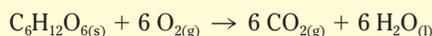


O APROVEITAMENTO ENERGÉTICO DA GLICOSE

A comida que se ingere é degradada, sob a ação de um grupo de moléculas biológicas complexas chamadas enzimas, por meio de uma série de passos. A maior parte da energia liberada é aproveitada para o funcionamento e o crescimento do organismo.

Um aspecto interessante do aproveitamento energético da glicose pelo organismo (utilização da glicose na respiração celular) é que a troca global de energia é a mesma que no processo de combustão. A variação total de entalpia

para a conversão de glicose, $C_6H_{12}O_6$, em CO_2 e água é a mesma, seja ela queimada no ar ou metabolizada no corpo humano.



$$\Delta H = -2.808 \text{ kJ/mol}$$

A diferença importante entre o aproveitamento energético da glicose pelo organismo e a sua combustão é que a última não ocorre sob a ação de enzimas.

Tabela 3. Entalpias-padrão de formação (ΔH_f°), a 25°C

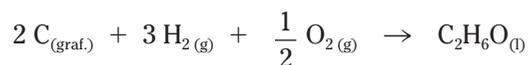
Substância	ΔH_f° (kJ/mol)
H_2 (g)	0,0
H_2O (l)	-285,8
H_2O_2 (l)	-187,8
H_2S (g)	-20,6
C (grafite)	0,0
C (diamante)	+1,9
CO (g)	-110,5
CO_2 (g)	-393,5
CH_4 (g) (metano)	-74,4
C_2H_2 (g) (etino)	+227,4
C_2H_4 (g) (eteno)	+52,4
C_2H_6 (g) (etano)	-84,0
C_3H_8 (g) (propano)	-103,8
C_4H_{10} (g) (butano)	-125,7
C_5H_{12} (l) (pentano)	-173,5
C_6H_6 (l) (benzeno)	+49,1
C_6H_{14} (l) (hexano)	-198,7
CH_2O (l) (formaldeído)	-108,6
CH_4O (l) (metanol)	-239,2
C_2H_6O (l) (etanol)	-277,6
C_3H_6O (l) (acetona)	-248,4
$C_4H_{10}O$ (l) (éter dietílico)	-279,5
N_2 (g)	0,0
NH_3 (g)	-45,9
NO_2 (g)	+33,2
N_2O (g)	+81,6
N_2O_3 (g)	+86,6
N_2O_4 (g)	+11,1
N_2O_5 (g)	+13,3
O_2 (g)	0,0
O_3 (g)	+142,7
Al (s)	0,0
Al_2O_3 (s)	-1.675,7
S (rômbico)	0,0
S (monoclinico)	+0,3
SO_2 (g)	-296,8
SO_3 (g)	-395,7
Fe (s)	0,0
FeO (s)	-272,0
Fe_2O_3 (s)	-824,2
Fe_3O_4 (s)	-1.118,4

Fonte: D. R. Lide (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 82. ed. Boca Raton, CRC Press, 2001. p. 5–4ss.

6. ENTALPIA-PADRÃO DE FORMAÇÃO

6.1. Formação e entalpia-padrão de formação (ΔH_f°)

Vamos considerar como uma reação de **formação** de uma substância a reação em que ela é produzida exclusivamente a partir de reagentes que sejam substâncias simples. Para maior clareza, vamos analisar um exemplo. Considere a reação assim equacionada:



Nela, o álcool etílico (álcool comum, C_2H_6O ou C_2H_5OH) está sendo formado a partir do carbono grafite, do gás hidrogênio e do gás oxigênio. Os reagentes são todas substâncias simples. Assim sendo, a equação acima representa a reação de formação do álcool etílico.

Sabendo o que é uma reação de formação, podemos conceituar:

O ΔH° para a reação de formação de uma substância exclusivamente a partir de reagentes que sejam substâncias simples — todas no estado-padrão, no estado físico e na variedade alotrópica mais estáveis* — é denominado **entalpia-padrão de formação** (ΔH_f°) da substância. É expresso geralmente em kJ/mol.

Alguns chamam o ΔH_f° de “calor de formação”.

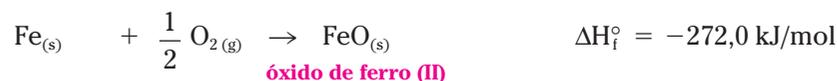
Voltemos ao exemplo mostrado acima, com o álcool etílico. Na reação, os reagentes, que são todas substâncias simples, apresentam-se no estado físico mais estável no estado-padrão: o carbono é sólido, o hidrogênio e o oxigênio são gases. O reagente que apresenta variedades alotrópicas, que é o carbono, participa da reação na mais estável delas, a grafite. Assim sendo, o ΔH da reação equacionada acima é a entalpia-padrão de formação do álcool etílico.

Em palavras: Quando um mol de álcool etílico líquido é formado a partir do carbono grafite, do gás hidrogênio e do gás oxigênio, ocorre a liberação de 277,6 kJ, ou seja, a entalpia-padrão de formação do álcool etílico é -277,6 kJ/mol.

Em equação: $2 C_{(graf.)} + 3 H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow C_2H_6O_{(l)}$ $\Delta H_f^\circ = -277,6 \text{ kJ/mol}$

* Para o elemento carbono, a variedade mais estável é a grafite, $C_{(graf.)}$. Para o elemento oxigênio, é o gás oxigênio, $O_{2(g)}$. E, para o elemento enxofre, é o enxofre rômbico, $S_{(rômb.)}$.

Veja outros exemplos de ΔH_f° :



6.2. A entalpia-padrão de formação de algumas substâncias é nula!

Uma **conseqüência** da definição de entalpia-padrão de formação é que o ΔH_f° é **nulo** para as **substâncias simples**, desde que estejam no **estado-padrão, no estado físico e na variedade alotrópica mais estáveis**. Vejamos por que, considerando exemplos de processos de “formação” dessas substâncias:

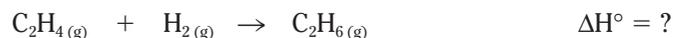


Neles, obviamente nenhuma alteração ocorre e, portanto, ΔH° é zero. Por outro lado, nas reações de formação de diamante ou de ozônio, o valor de ΔH° não é nulo porque, de fato, houve uma reação química:



6.3. Utilidade das entalpias-padrão de formação

Talvez a mais engenhosa das idéias químicas apresentadas neste capítulo seja a criação do conceito de entalpia-padrão de formação. De posse dos valores de ΔH_f° dos participantes de uma reação, pode-se determinar o ΔH° dessa reação. Para exemplificar, considere que se deseja determinar o ΔH° da seguinte reação (o mesmo exemplo usado na página 163):

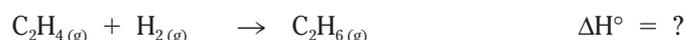


sendo conhecidos os seguintes valores de ΔH_f° :



A segunda equação não representa, de fato, uma reação química (muito menos uma reação de formação), já que nada está ocorrendo. Ela foi colocada apenas para ressaltar que a entalpia-padrão de formação do gás hidrogênio é zero.

Invertendo a primeira equação e somando-a à terceira, chegamos à equação-problema.



Empregando a Lei de Hess, chegamos ao valor de ΔH° :

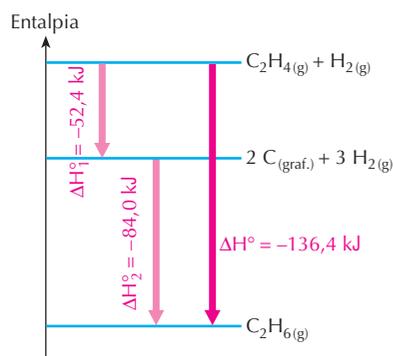
$$\Delta H^\circ = \Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ = -136,4 \text{ kJ/mol}$$

Compare esse resultado com o que obtivemos, na página 163, por meio das entalpias-padrão de combustão!

A figura abaixo ilustra graficamente o cálculo realizado. De modo geral, podemos fazer a seguinte generalização para o cálculo do ΔH° de uma reação:

$$\Delta H^\circ = \left[\sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{produtos}) \right] - \left[\sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{reagentes}) \right]$$

em que \sum (a letra grega sigma maiúscula) indica soma e **n** indica o coeficiente estequiométrico de cada participante. Analise bem o exemplo acima e reflita sobre o significado dessa fórmula, que não precisa ser memorizada, já que ela decorre da definição de entalpia-padrão de formação.



Perceba, portanto, a grande utilidade dos valores de ΔH_f° . Conhecendo-os, pode-se fazer um cálculo estimativo do ΔH° de muitas reações!

Em destaque

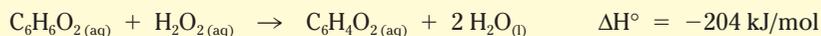
A REAÇÃO EXOTÉRMICA DE AUTODEFESA DO BESOURO-BOMBARDEIRO

EYE OF SCIENCE / SPL-STOCK PHOTOS



O besouro-bombardeiro espanta os agressores lançando um jato de material quente e repelente produzido por glândulas localizadas em seu abdômen.

Um mecanismo de defesa interessante utilizado pelos chamados “besouros-bombardeiros” é um jato de material contra seus predadores. Eles possuem um par de glândulas que se abrem ao exterior no final do abdômen. Cada glândula consta basicamente de dois compartimentos. Um deles contém uma solução aquosa de hidroquinona e peróxido de hidrogênio. O outro contém uma mistura de enzimas. Ao ser atacado, o animal segrega um pouco da solução do primeiro compartimento no segundo. As enzimas atuam acelerando a reação exotérmica entre a hidroquinona e o peróxido de hidrogênio:



Hidroquinona

Quinona

O calor liberado é suficiente para elevar a temperatura da mistura até o ponto de ebulição. Girando a extremidade do abdômen, o inseto dirige o material, na forma de uma fina nuvem, na direção ao predador. Além do efeito térmico, a quinona atua como repelente de insetos e animais. Um besouro-bombardeiro possui carga suficiente em seu corpo para produzir de 20 a 30 descargas em rápida sucessão.

O exercício 30 tratou do cálculo do ΔH° dessa reação, usando a Lei de Hess.

Questões para fixação

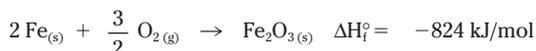
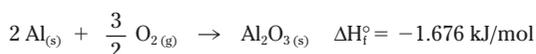
Resolva em seu caderno

35. A reação *termite* é um processo que ocorre entre o alumínio sólido e óxido de ferro (III) sólido, ambos finamente pulverizados e detonados pelo queimar de um pavio (geralmente utiliza-se uma fita de magnésio metálico como pavio). A reação libera tanto calor que o ferro produzido chega a derreter. Por isso, a reação termite pode ser empregada, por exemplo, para soldar trilhos de trem.

Nas condições-padrão, essa reação é assim equacionada:

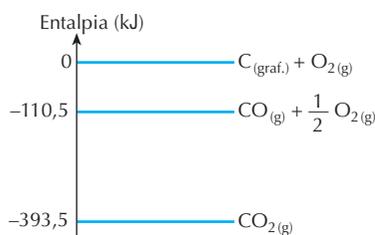


Faça uma estimativa do ΔH° da reação termite, baseando-se nas seguintes entalpias-padrão de formação:



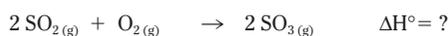
A reação termite pode ser usada para soldar trilhos de trem em locais onde seja difícil fazer funcionar equipamento elétrico de solda.

36. O seguinte diagrama de entalpia apresenta dados referentes a algumas substâncias químicas.

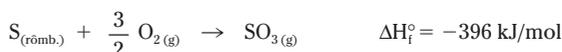
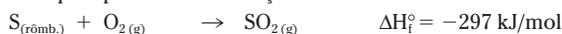


Com base no gráfico, julgue, no caderno, se cada uma das seguintes afirmações é verdadeira ou falsa.

- a) A formação de $\text{CO}_{(g)}$ a partir de substâncias simples é exotérmica.
 b) A formação de $\text{CO}_{2(g)}$ a partir de substâncias simples é endotérmica.
 c) A transformação de $\text{CO}_{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)}$ em $\text{CO}_{2(g)}$ apresenta ΔH positivo.
 d) A transformação de $\text{CO}_{2(g)}$ em $\text{C}_{(graf.)} + \text{O}_{2(g)}$ é exotérmica.
37. Um dos sérios problemas da maioria das regiões metropolitanas é a chuva ácida. Um dos responsáveis é o poluente SO_3 , que reage com a água da chuva originando ácido sulfúrico. O SO_3 não é um poluente produzido diretamente pelas fontes poluidoras, mas é formado quando o poluente SO_2 (esse sim é liberado por fontes que queimam combustíveis fósseis) reage com o oxigênio do ar:



Calcule o ΔH° dessa reação baseando-se nas seguintes entalpias-padrão de formação:

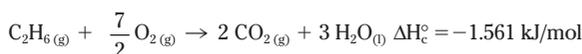


Comentário sobre as quatro questões seguintes:

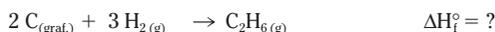
São muito importantes para os químicos as tabelas de entalpias-padrão de formação. Porém, o ΔH° de várias reações de formação é difícil de medir, por motivos como pequena velocidade da reação, baixo rendimento ou ocorrência de outras reações indesejáveis.

Nesse casos, podem-se utilizar outros valores de ΔH° para calcular o ΔH_f° , em vez de medi-lo. As questões a seguir ilustram cálculos desse tipo.

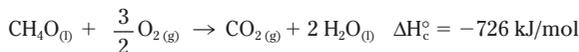
38. Utilize os seguintes valores de ΔH_c° :



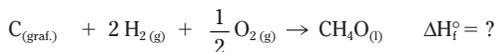
para determinar o ΔH_f° do etano (C_2H_6):



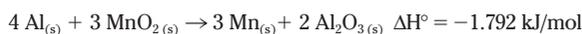
39. A partir dos seguintes “calores de combustão”:



determine o “calor de formação” do metanol (CH_4O):

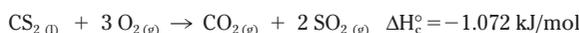
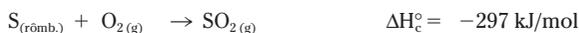


40. A pirolusita é o minério de onde se extrai o manganês, metal incluído na composição do aço para aumentar sua resistência. O principal componente da pirolusita é o MnO_2 . Sendo conhecidos os seguintes valores de ΔH° , faça uma estimativa da entalpia de formação do $\text{MnO}_{2(s)}$.



O aço contendo manganês é empregado, por exemplo, em máquinas de colheita, nos componentes que exigem alta resistência.

41. O sulfeto de carbono (CS_2) é um líquido incolor, muito volátil, tóxico e inflamável, empregado como solvente em laboratórios. Com base nos seguintes ΔH_c° , preveja se a reação de formação do sulfeto de carbono líquido é endotérmica ou exotérmica. Justifique sua previsão.



Em destaque

ALTA PRESSÃO E ALTA TEMPERATURA TRANSFORMAM GRAFITE ESCURO EM DIAMANTE RELUZENTE

O elemento carbono existe em várias formas alotrópicas, duas das quais são grafite e diamante. À temperatura ambiente e 1 atm de pressão, a grafite é a forma mais estável do elemento e, portanto, não é de surpreender que seja essa a sua forma mais abundante e barata.

Diamantes são relativamente raros e caros e, por causa disso, um processo que converta grafite em diamante pode ser muito lucrativo. [...]

Em 1955 a General Electric desenvolveu um processo para fazer diamantes comerciais [isto é, que servem para aplicações como esmeris para cortar vidro e brocas per-

furatrizes] a temperaturas da ordem de 2.000 a 3.000 K e pressões próximas de 125.000 atm. Hoje, mais de 40% dos diamantes comerciais são sintéticos.

Diamantes com qualidade de pedra preciosa [que são bem maiores e mais puros que os diamantes comerciais] podem ser feitos também pelo processo da GE, mas o custo é proibitivamente alto.

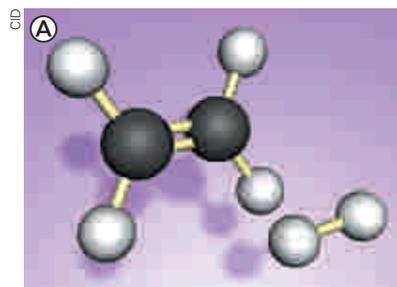
Fonte: Reger, Daniel L., Goode, Scott R. e Mercer, Edward E. *Chemistry: principles & practice*. 2. ed. Saunders College Publishing, Orlando, 1997. p. 442. (Tradução nossa.)

Em destaque

DIAMANTES SINTÉTICOS

Um processo para recobrir certas superfícies com diamante implica a exposição do objeto a uma mistura de gás metano, CH₄, e hidrogênio H₂, submetidos a uma intensa radiação de microondas. Por meio de condições apropriadas o metano se decompõe, depositando no objeto a ser recoberto uma fina película de diamante. O H₂ se dissocia em hidrogênio atômico e impede a formação de grafite. O hidrogênio atômico reage com mais rapidez com a grafite do que com o diamante e elimina a grafite da película que vai se formando. Sendo este um processo barato e não muito sofisticado, veremos dentro de poucos anos sua difusão comercial e suas aplicações.

Tais aplicações consistem em dar a dureza e durabilidade do diamante a uma variedade de materiais, como, por exemplo, vidro, papel, plásticos, metais e dispositivos semicondutores. Imagine um vidro que não pode ser riscado; ferramentas de corte que nunca precisam ser afiadas. Devido ao fato de o diamante ser um bom condutor de calor, permite aos *chips* de silício, recobertos de diamante, serem mais compactos e, por conseguinte, mais rápidos. O diamante, por ser compatível com tecidos biológicos, pode ser utilizado também para recobrir biossensores e materiais utilizados em próteses.



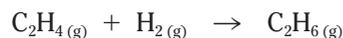
Nos modelos moleculares acima, os átomos estão representados por esferas em cores fantasiosas. Varetas indicam ligações covalentes. As moléculas são aproximadamente noventa milhões de vezes menores que esses modelos.

7. ENERGIA DE LIGAÇÃO

7.1. Recordando: uma reação química é um rearranjo de átomos

Uma reação química é um processo em que novas substâncias (produtos) são formadas a partir de outras substâncias anteriormente existentes (reagentes). Do ponto de vista microscópico, os reagentes diferem dos produtos no modo como os átomos se encontram unidos uns aos outros.

Assim, no transcorrer de uma reação química, ocorre um rearranjo de átomos. Para isso, algumas ligações químicas são quebradas e outras, formadas. Considere novamente como exemplo a reação assim equacionada:



A figura A, ao lado, mostra um modelo molecular dos reagentes e a figura B mostra um modelo molecular do produto. Por meio desses modelos podemos perceber o rearranjo de átomos. A análise das fórmulas estruturais também permitiria perceber esse rearranjo.

7.2. Energia média de ligação

Já vimos neste capítulo que o conhecimento de valores de ΔH° para reações permite fazer previsões práticas. E, para estimar ΔH° para reações que ainda não foram estudadas ou de cujo ΔH° não dispomos, podemos usar a Lei de Hess e valores de ΔH° previamente conhecidos. Entre esses valores, destacam-se as entalpias-padrão de combustão (ΔH_c°) e de formação (ΔH_f°).

Também para permitir realizar estimativas de ΔH , foi criado o conceito de energia de ligação.

Denomina-se **energia média de ligação** o valor médio da variação de entalpia da reação em que um mol de ligações é **quebrado**, estando os reagentes e produtos dessa quebra no estado gasoso.

A tabela 4 mostra alguns valores de energia média de ligação. Todos eles são positivos, o que é uma decorrência da seguinte constatação:

A **quebra** de uma ligação química é um processo **endotérmico**.
A **formação** de uma ligação química é um processo **exotérmico**.

Tabela 4. Alguns exemplos de energia média de ligação (ΔH_L), em kJ/mol

Ligação	ΔH_L	Ligação	ΔH_L
H — H	436*	C — H	412
O — O	157	C — C	348
O = O	496*	C = C	612
N — N	163	C \equiv C	837
N = N	409	C — O	360
N \equiv N	944*	C = O	743
F — F	158*	C — N	305
Cl — Cl	242*	C — F	484
Br — Br	193*	C — Cl	338
I — I	151*	C — Br	276
H — F	565*	C — I	238
H — Cl	431*	O — H	463
H — Br	366*	N — H	388
H — I	299*	N — O	210

* Energia de ligação na molécula diatômica correspondente. Nos demais casos, o valor é uma **média** de valores obtidos de várias moléculas em que existe a ligação mencionada.

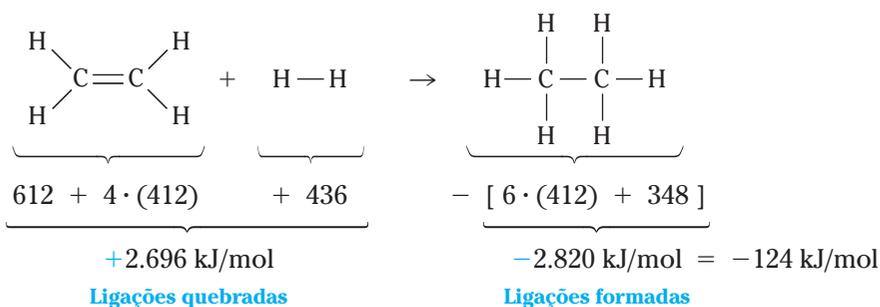
Fonte: L. L. Jones e P. W. Atkins. *Chemistry. Molecules, matter and change*. 4. ed. New York, Freeman, 2000. p. 380, 382.

7.3. Utilidade das energias médias de ligação

De posse dos valores de energias de ligação, podemos calcular a variação de entalpia para uma reação, em fase gasosa, dividindo-a **teoricamente** em uma etapa de quebra de ligações e outra de formação de ligações.

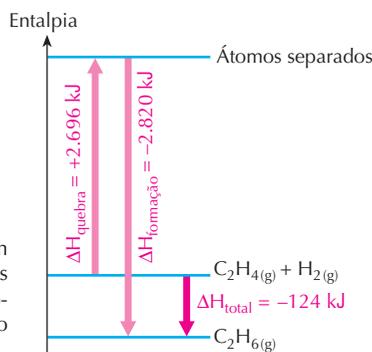
Primeiramente calculamos a quantidade de energia para quebrar as ligações. Essa primeira etapa é **endotérmica**, isto é, apresenta $\Delta H_{\text{quebra}} > 0$. A seguir, calculamos a quantidade de energia necessária para formar as ligações. Essa segunda etapa é **exotérmica**, ou seja, tem $\Delta H_{\text{formação}} < 0$.

O ΔH da reação global corresponde à soma algébrica: $\Delta H_{\text{quebra}} + \Delta H_{\text{formação}}$.
Voltemos ao exemplo anterior:



Esse método fornece resultados úteis, porém aproximados, já que muitos dos valores de energia de ligação expressam a média da energia de ligação em diferentes compostos. Compare o resultado do cálculo que fizemos com aquele obtido anteriormente a partir de ΔH_c° (página 163) e de ΔH_f° (páginas 165 e 166).

Esquema que ilustra o processo teórico em que imaginamos a quebra das ligações existentes nos reagentes (fornecendo átomos isolados) e a subsequente formação das ligações existentes nos produtos.



EXPLOSIVOS

É possível armazenar quantidades enormes de energia nas ligações químicas, e talvez o melhor exemplo esteja na química dos explosivos. Um explosivo é uma substância líquida ou sólida que satisfaz três critérios principais:

- A decomposição deve ser rápida;
- A decomposição deve ser muito exotérmica;
- Os produtos da decomposição devem ser gasosos, assim a reação é acompanhada de um tremendo aumento de pressão exercido por esses gases.

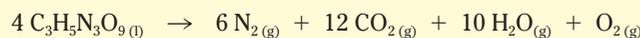
A combinação desses três efeitos leva a uma produção violenta de calor e gases, que geralmente estão associadas com as explosões.

Levando isso em conta, quais são os produtos mais adequados em que se deve decompor um explosivo?

Idealmente, para se ter uma reação muito exotérmica, um explosivo deve ter ligações químicas muito fracas, e sua decomposição deve produzir substâncias com ligações químicas muito fortes.

Ao analisar as energias de ligação vemos que as ligações entre N e N e também entre C e O são muito fortes. Não é surpreendente que muitos dos explosivos produzam $N_{2(g)}$, $CO_{(g)}$ e $CO_{2(g)}$. Quase sempre vapor d'água também é produzido.

Um bom exemplo é a nitroglicerina, um líquido oleoso de cor amarelo pálido, muito sensível ao impacto. Basta agitá-lo para ocasionar sua decomposição explosiva em nitrogênio, dióxido de carbono, água e oxigênio gasosos:



As elevadas energias de ligação nas moléculas de N_2 (944 kJ/mol de moléculas), de CO_2 (1.486 kJ/mol de moléculas) e de água (926 kJ/mol de moléculas) fazem com que essa reação seja muito exotérmica. Com exceção de uma pequena quantidade de O_2 , os produtos são N_2 , CO_2 e H_2O .

WILSON PEDROSA / AE



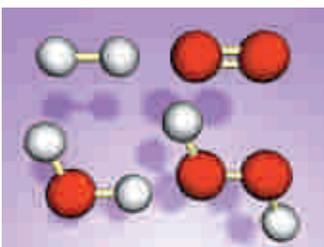
Explosivos possuem muitas aplicações pacíficas, tais como a abertura de estradas, túneis e minas, e a implosão de edifícios. Na foto, implosão de um dos pavilhões do complexo penitenciário do Carandiru, em São Paulo, 2002. O princípio teórico em que se baseiam os explosivos pode ser compreendido com o conceito de energia de ligação, como explica o texto ao lado.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

42. As energias de ligação permitem avaliar a força da união entre átomos. Quanto mais forte a ligação entre dois átomos, **maior** ou **menor** será a energia de ligação? Justifique.
43. Consulte a tabela 4 na página anterior e, com base em dados retirados dela, compare a força da ligação nas seguintes moléculas:
a) HF, HCl, HBr e HI b) F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2
44. Também com base em dados da tabela 4, conclua e justifique em qual das seguintes moléculas os átomos de carbono estão mais fortemente unidos: C_2H_6 (etano), C_2H_4 (eteno, ou etileno) ou C_2H_2 (etino, ou acetileno).
45. Tanto a síntese da água quanto a do peróxido de hidrogênio (H_2O_2), no estado gasoso, são processos exotérmicos:
 $2 H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2 H_2O_{(g)} \quad \Delta H_1 < 0$
 $2 H_{2(g)} + 2 O_{2(g)} \rightarrow 2 H_2O_{2(g)} \quad \Delta H_2 < 0$
 Utilize dados da tabela 4 para prever qual dessas duas reações libera maior quantidade de calor.
46. Faça uma estimativa do ΔH da seguinte reação:
 $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2 HCl_{(g)} \quad \Delta H = ?$
 considerando os seguintes dados:
 energia da ligação H — H = 436 kJ/mol
 energia da ligação Cl — Cl = 242 kJ/mol
 energia da ligação H — Cl = 431 kJ/mol
47. Faça uma estimativa do ΔH da seguinte reação:
 $CH_{4(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow CH_3Cl_{(g)} + HCl_{(g)} \quad \Delta H = ?$
 considerando os seguintes dados:
 energia da ligação C — H = 412 kJ/mol
 energia da ligação Cl — Cl = 242 kJ/mol
 energia da ligação C — Cl = 338 kJ/mol
 energia da ligação H — Cl = 431 kJ/mol
48. A amônia é uma das substâncias mais importantes para as indústrias químicas, sendo matéria-prima, por exemplo, para a cadeia produtiva de espumas, corantes, explosivos, fertilizantes e fibras têxteis.
 A produção da amônia gasosa se dá pela reação entre as substâncias simples gasosas hidrogênio e nitrogênio.
 a) Equacione essa reação química e balanceie-a corretamente com os menores números **inteiros**.
 b) Consulte a tabela 4 e, retirando dela os dados necessários, faça uma estimativa do ΔH da reação do item a.
 c) Repita a estimativa do ΔH da reação do item a, mas dessa vez empregando dados da tabela 3 (página 164).
 d) Compare as previsões feitas nos itens b e c, apontando um motivo para o fato de não serem iguais.

CID



Modelos moleculares das substâncias envolvidas na questão 45.

8. ASPECTOS ESTEQUIOMÉTRICOS DA TERMOQUÍMICA

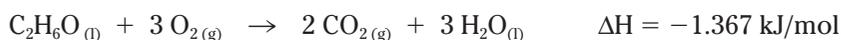
O aproveitamento pelo ser humano da energia liberada ou absorvida em reações químicas justifica a necessidade e a importância de se efetuarem cálculos envolvendo variações de energia nas reações. Dois tipos básicos de cálculos estequiométricos envolvendo energia se destacam:

- Qual o calor liberado ou absorvido quando determinada quantidade de uma certa substância é consumida ou produzida?
- Quanto de uma certa substância deve ser consumida ou produzida para que determinada quantidade de calor seja liberada ou absorvida?

Nesses dois casos, estaremos relacionando em nossos cálculos a quantidade de substância (em massa, em mols, em volume, em número de moléculas etc.) com a quantidade de calor liberada ou absorvida numa reação química.

Vamos analisar um exemplo. A entalpia-padrão de combustão do etanol (C_2H_6O , álcool comum) líquido é -1.367 kJ/mol e sua densidade é $0,80 \text{ g/mL}$. Qual a energia liberada na queima de $1,0 \text{ L}$ de etanol?

Como cada mililitro de etanol tem massa $0,8 \text{ g}$, deduz-se que $1,0 \text{ L}$ (10^3 mL) tem massa 800 g . O cálculo estequiométrico envolve a massa de etanol e a quantidade de energia liberada e pode ser montado assim:



Massa	Energia liberada
46 g (massa de 1 mol de etanol)	1.367 kJ
800 g	x

Efetuando o cálculo, concluímos que a energia liberada (x) na combustão de $1,0 \text{ L}$ de etanol é $2,38 \cdot 10^4 \text{ kJ}$.

Questões para fixação

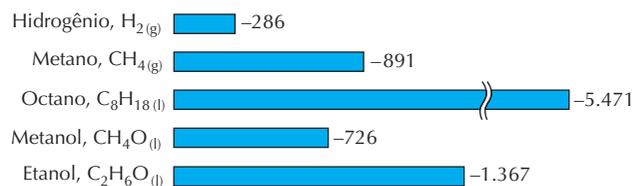
Resolva em seu caderno

Comentário sobre as questões 49, 50 e 51:

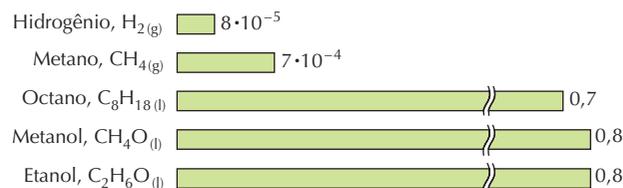
Dados termoquímicos permitem comparar diferentes combustíveis quanto à energia que fornecem. A comparação pode ser feita, por exemplo, envolvendo igual quantidade em mol, em massa ou em volume.

- Usando os valores de entalpia-padrão de combustão do gráfico ao lado, compare os combustíveis apresentados e conclua: qual deles libera maior quantidade de energia por **mol** queimado? Justifique.
- Consultando as massas atômicas na tabela periódica, calcule a energia liberada na combustão de $1,0 \text{ g}$ de cada um dos combustíveis mencionados e conclua: qual deles libera maior quantidade de energia por unidade de **massa**?
- Com base nos dados de densidade também apresentados em um gráfico ao lado, calcule a energia liberada na combustão de $1,0 \text{ mL}$ de cada um dos combustíveis em questão e conclua: qual deles libera maior quantidade de energia por unidade de **volume**?
- Os nutricionistas costumam dizer que os carboidratos fornecem 4 kcal por grama. Vamos executar o cálculo para a glicose ($C_6H_{12}O_6$) e confirmar se é esse o valor. A glicose apresenta ΔH_c° igual a -2.808 kJ/mol e massa molar 180 g .
 - Calcule a energia liberada, em quilojoules, na combustão de $1,00 \text{ g}$ de glicose.
 - Considerando que $1 \text{ kcal} = 4,18 \text{ kJ}$, converta o valor obtido no item anterior para quilocalorias, expressando o resultado com uma casa depois da vírgula. A seguir, aproxime-o para o número inteiro mais próximo e compare esse resultado com 4 kcal .

Entalpia-padrão de combustão, a 25°C (kJ/mol)



Densidade, a 25°C (g/mL)



Dados termoquímicos permitem comparar combustíveis. Esse é o tema das questões 49, 50 e 51.

A tabela periódica é um instrumento de consulta!

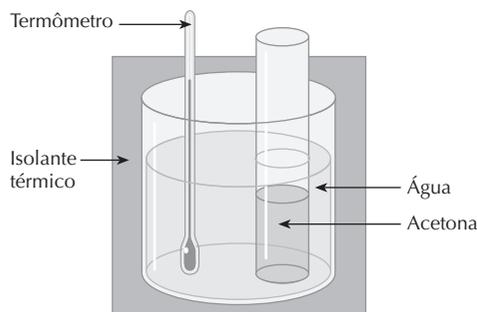
Noções sobre processos endotérmicos e processos exotérmicos

53. (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

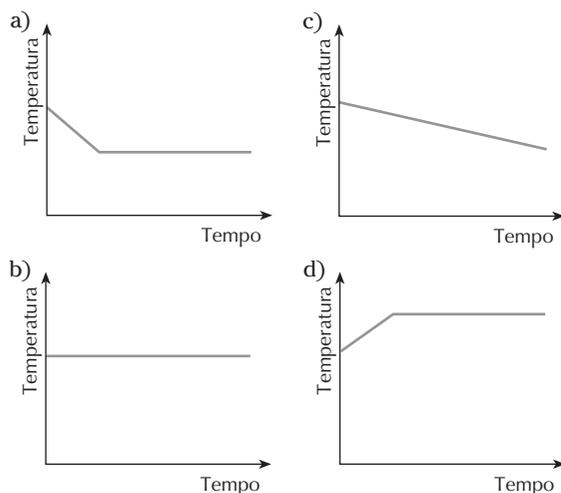
Considerando-se esse quadro, o número de erros cometidos pelo estudante em sua classificação é:

- a) 3 b) 0 c) 2 d) 1
54. (UEMG) Das equações químicas apresentadas a seguir, todas são transformações endotérmicas, EXCETO:
- a) $\text{H}_2(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$ c) $\text{CO}_2(\text{s}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
 b) $\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{O}_2(\text{l})$ d) $\text{Pb}(\text{s}) \rightarrow \text{Pb}(\text{l})$
55. (UFMG) Um béquer aberto, contendo acetona, é mergulhado em outro béquer 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.

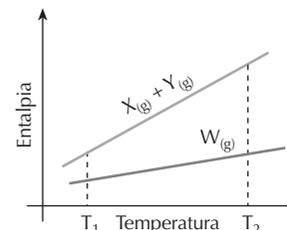
Identifique a alternativa cujo gráfico descreve qualitativamente a variação da temperatura registrada pelo termômetro mergulhado na água, durante esse experimento.



56. (UFMT) Um local particularmente fértil para ilustrar os princípios da química é a cozinha, pois possui reagentes químicos e emprega procedimentos semelhantes aos de um laboratório. A partir desse ponto de vista, julgue os itens, classificando-os, no caderno, em verdadeiros ou falsos.

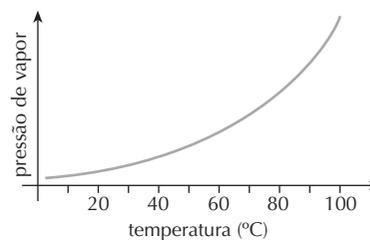
- Os alimentos cozinham mais rapidamente numa panela de pressão devido à diminuição do ponto de ebulição da água.
- O fenômeno do abaixamento da temperatura da água num filtro de barro deve-se à evaporação da água nas paredes do filtro.
- Folhas de alface murcham mais rapidamente quando temperadas com salmoura devido à perda de água por efeito osmótico.
- As massas de pães e de bolos caseiros crescem devido à produção de dióxido de carbono em seu interior, quando se utiliza fermento biológico (levadura) ou fermento químico (NaHCO_3 ou NH_4HCO_3 e um outro composto de características ácidas).

57. O diagrama ao lado mostra a variação da entalpia dos reagentes e do produto em função da temperatura para a reação química representada pela equação $\text{X}(\text{g}) + \text{Y}(\text{g}) \rightarrow \text{W}(\text{g})$.



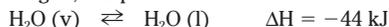
Analisando esse diagrama, identifique, no caderno, a afirmação errada.

- a) Na temperatura T_1 , a reação é exotérmica.
 b) Na temperatura T_1 , a entalpia dos reagentes é maior que a do produto.
 c) No intervalo de temperatura compreendido entre T_1 e T_2 , a reação ocorre com absorção de calor.
 d) O ΔH , em módulo, da reação aumenta com o aumento da temperatura.
 e) Tanto a entalpia dos reagentes como a do produto aumentam com o aumento da temperatura.
58. (UCG-GO) Julgue as informações abaixo, classificando-as, no caderno, em verdadeiras ou falsas.



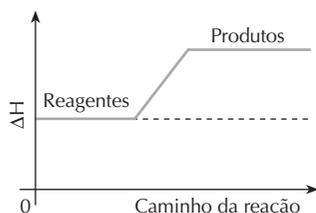
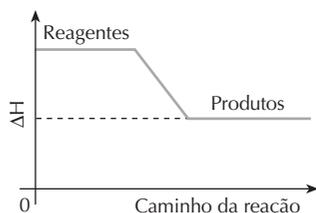
- A temperatura de ebulição de um líquido está diretamente relacionada com sua pressão de vapor. Observando-se o gráfico acima, conclui-se que, abaixando-se a pressão, podemos conseguir, por exemplo, que a água entre em ebulição à temperatura ambiente.
- As pilhas alcalinas, utilizada nos aparelhos elétricos e brinquedos, são mais eficientes que as tradicionais. Uma das razões é que, embora em ambos os tipos de pilha o ânodo seja de zinco, nas alcalinas, ele é altamente poroso, ou seja, o aumento da superfície (dada pela porosidade), aumenta a eficiência da reação anódica.
- O ânodo de zinco da pilha do item anterior constitui o pólo positivo e é o local onde ocorre a reação de oxidação.

- Observando-se a equação abaixo, pode-se concluir que o calor de uma sauna a vapor é proveniente da vaporização da água, um processo exotérmico.



59. (UFRRJ) Algumas reações químicas se processam espontaneamente, porém outras necessitam absorver energia de uma fonte externa.

Reproduza os diagramas abaixo em seu caderno e indique nessa cópia a variação de entalpia das reações, identificando-as como endotérmicas e exotérmicas.



60. (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.
61. (Mackenzie-SP)
- $$\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} + 3 \text{C}_{(s)} + 491,5 \text{ kJ} \rightarrow 2 \text{Fe}_{(s)} + 3 \text{CO}_{(g)}$$
- 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 mols de $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$ é igual a 491,5 kJ.

62. (Unopar-PR) Em casas de artigos esportivos é comercializado saco plástico contendo uma mistura de limalha de ferro, sal, carvão ativado e serragem de madeira úmida, que ao serem ativados produzem calor. Esse produto é utilizado em acampamento e alpinismo para aquecer as mãos ou fazer compressas quentes numa contusão.

O calor obtido provém de uma reação

- endotérmica.
 - exotérmica.
 - dupla troca.
 - adiabática.
 - isobárica.
63. (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, classificando-as em verdadeiras ou falsas.

- A reação de combustão do metano é exotérmica.
- A entalpia dos reagentes é menor que a entalpia dos produtos.
- A variação de entalpia, nesse caso, indica que a quantidade de calor absorvida é de 888 kJ/mol.

A seqüência correta é

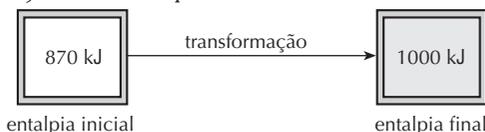
- V - F - F.
- V - F - V.
- F - V - F.
- F - V - V.
- V - V - F.

64. (UFPel-RS) Entre os hidrogenosais, o bicarbonato de amônio é um dos mais importantes devido a sua utilização como fermento químico. Esse sal, quando aquecido, decompõe-se de acordo com a equação:



A formação de CO_2 é que faz os produtos de panificação “crescerem”, a exemplo das bolachas.

- Partindo de 79 gramas de fermento, calcule quantos gramas de gás carbônico são formados.
 - Entre as substâncias representadas na equação, quais pertencem à função óxidos?
 - A reação acima é endotérmica? Por quê?
65. (Uece) Observe o esquema.

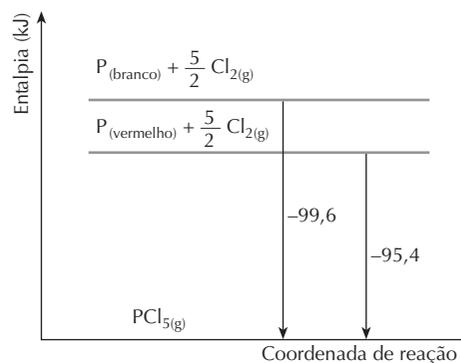


De acordo com o esquema apresentado, podemos dizer que esse processo deverá ser:

- endotérmico, com $\Delta H = -1870 \text{ kJ}$
- endotérmico e absorver 130 kJ
- exotérmico e liberar 130 kJ
- exotérmico, com $\Delta H = +1870 \text{ kJ}$

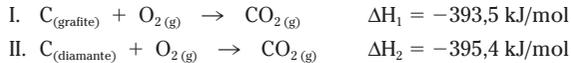
Lei de Hess

66. (Udesc) O diagrama abaixo representa os calores de formação do pentacloreto de fósforo a partir do fósforo branco e do fósforo vermelho.



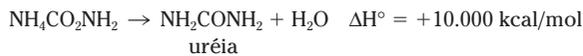
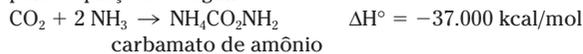
- Calcule a variação de entalpia, em kJ, da transformação de fósforo branco em fósforo vermelho.
- Destaque a variedade alotrópica mais estável.

67. (PUC-MG) Sejam dadas as seguintes equações termoquímicas (25°C, 1 atm):



Com base nessas equações, todas as afirmativas estão corretas, EXCETO:

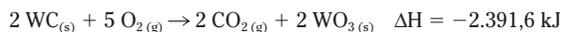
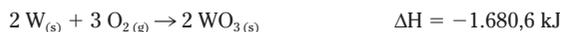
- a) A formação do $CO_{2(\text{g})}$ é um processo exotérmico.
 b) A equação II libera maior quantidade de energia, pois o carbono diamante é mais estável que o carbono grafite.
 c) A combustão do carbono é um processo exotérmico.
 d) A variação de entalpia necessária para converter 1,0 mol de grafite em diamante é igual a +1,9 kJ.
 e) A reação de transformação de grafite em diamante é endotérmica.
68. (Unirg/Fafich-TO) A síntese da uréia pode ser representada pelas equações a seguir:



Qual a quantidade de energia envolvida na produção de 1 mol de uréia, a partir de CO_2 e NH_3 ?

- a) -37.000 kcal c) -27.000 kcal
 b) +10.000 kcal d) +47.000 kcal
69. (Ulbra-RS) A reação de três moles de hidrogênio com um mol de nitrogênio para formar dois moles de amônia libera uma certa quantidade de calor. A reação de decomposição de um mol de amônia com formação de hidrogênio e nitrogênio
- a) absorve a mesma quantidade de calor que a liberada na reação de formação de dois moles de amônia.
 b) libera a mesma quantidade de calor que a liberada na reação de formação de dois moles de amônia.
 c) absorve uma quantidade menor que a liberada na reação de formação de dois moles de amônia.
 d) libera uma quantidade de calor maior que a liberada na reação de formação de dois moles de amônia.
 e) libera uma quantidade de calor menor que a liberada na reação de formação de dois moles de amônia.

70. (UFRGS-RS) O carbetto de tungstênio, WC, é uma substância muito dura e, por essa razão, é utilizada na fabricação de vários tipos de ferramentas. A variação de entalpia da reação de formação do carbetto de tungstênio a partir dos elementos C_{grafite} e $W_{(s)}$ é difícil de ser medida diretamente, pois a reação ocorre a 1400°C. No entanto, pode-se medir com facilidade os calores de combustão dos elementos C_{grafite} , $W_{(s)}$ e do carbetto de tungstênio, $WC_{(s)}$:



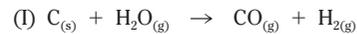
Pode-se, então, calcular o valor da entalpia da reação abaixo e concluir se a mesma é endotérmica ou exotérmica:



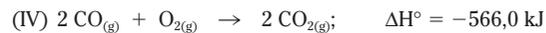
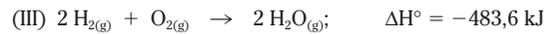
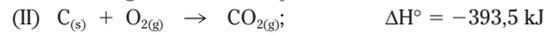
A qual alternativa correspondem o valor de ΔH e o tipo de reação?

	$\Delta H_{\text{reação}}$	Classificação da reação
a)	-878,3 kJ	Exotérmica
b)	-317,5 kJ	Exotérmica
c)	-38,0 kJ	Exotérmica
d)	+38,0 kJ	Endotérmica
e)	+317,5 kJ	Endotérmica

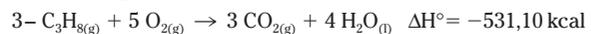
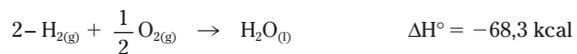
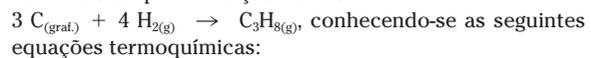
71. (UFC-CE) O gás d'água, uma importante mistura constituída de CO e H_2 , utilizada na indústria, é preparado através da passagem de um fluxo de água gasosa sobre carvão, a 1.000°C.



Dadas as seguintes informações:



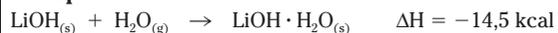
- a) calcule o valor de ΔH° para a formação do gás d'água (I), e classifique a reação termoquimicamente.
 b) represente as estruturas de Lewis para os agentes oxidante e redutor da reação (I), somente os que constituem substâncias químicas compostas.
72. (PUC-PR) Aplicando a Lei de Germain Henry Hess, suíço de nascimento, que estudou os fenômenos termoquímicos, determine o ΔH para a reação abaixo:



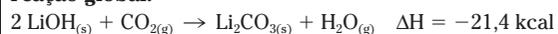
O valor encontrado está representado na alternativa:

- a) +24,10 kcal
 b) -24,10 kcal
 c) +368,80 kcal
 d) -368,80 kcal
 e) -20,10 kcal
73. (Uerj) Um dos processos de controle de dióxido de carbono em atmosferas artificiais consiste na utilização do hidróxido de lítio que, após a hidratação, seguida de carbonatação, elimina o referido gás do ambiente. São apresentadas abaixo duas das três equações que descrevem esse processo.

1ª etapa:

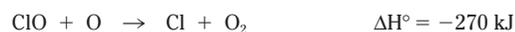


reação global:



Formule a equação termoquímica correspondente à segunda etapa do processo descrito.

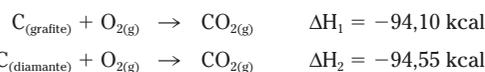
74. (Cefet-PR) Os propelentes usados nos aerossóis são normalmente clorofluorometanos (CFMs), como freon-11 ($CFCl_3$) e freon-12 (CF_2Cl_2). Tem sido sugerido que o uso continuado destes pode, finalmente, reduzir a blindagem de ozônio na estratosfera, com resultados catastróficos para os habitantes de nosso planeta. Na estratosfera, os CFMs absorvem radiação de alta energia e produzem átomos de Cl que têm o efeito catalítico de remover o ozônio de acordo com as seguintes reações:



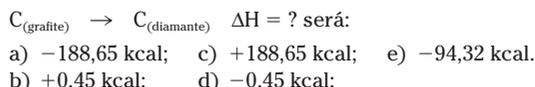
Os átomos de O estão presentes, devido à dissociação de moléculas de O_2 pela radiação de alta energia. O valor de ΔH° para a reação global de remoção do ozônio representada pela seguinte equação: $O_3 + O \rightarrow 2 O_2$ será

- a) -150 kJ.
 b) -390 kJ.
 c) -120 kJ.
 d) +270 kJ.

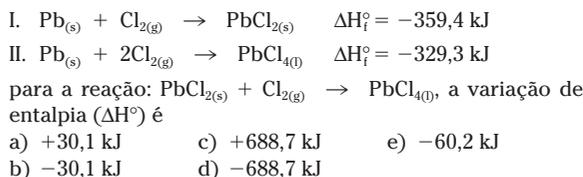
75. (IPA-Imec-RS) Dadas as equações termoquímicas:



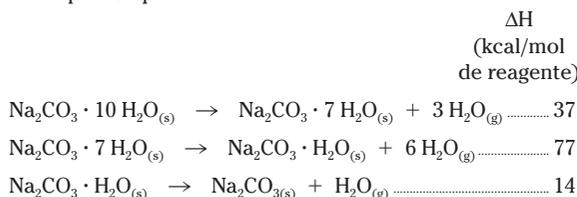
A variação de entalpia da transformação



76. (Vunesp) Dadas as equações termoquímicas:



77. (PUC-Campinas-SP) Considere as reações químicas representadas pela seqüência:



Qual deve ser o efeito térmico (ΔH) da reação representada pela equação

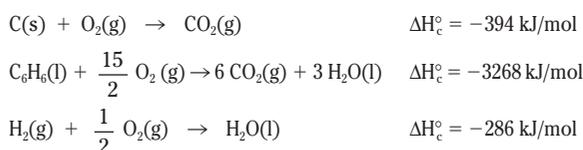


sabendo-se que o calor de vaporização da água é igual a 10 kcal *por mol*?

- a) $\Delta H = -128$ kcal/mol de reagente.
b) $\Delta H = -28$ kcal/mol de reagente.
c) $\Delta H = +28$ kcal/mol de reagente.
d) $\Delta H = +128$ kcal/mol de reagente.
e) $\Delta H = +228$ kcal/mol de reagente.

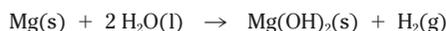
Entalpias-padrão de combustão e de formação

78. (Vunesp) São dadas as equações termoquímicas e as respectivas entalpias de combustão (ΔH_c°) a 25°C:

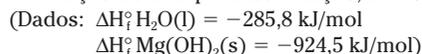


- a) Utilizando essas equações e aplicando a Lei de Hess, represente a reação de formação do $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ (benzeno).
b) Calcule a entalpia-padrão de formação (ΔH_f°) a 25°C do $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$.

79. (Unirio/Ence-RJ) Os soldados em campanha aquecem suas refeições prontas, contidas dentro de uma bolsa plástica com água. Dentro dessa bolsa existe o metal magnésio, que se combina com a água e forma hidróxido de magnésio, conforme a reação:

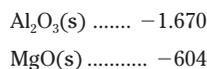


A variação de entalpia dessa reação, em kJ/mol, é:



- a) -1.496,1
b) -638,7
c) -352,9
d) +352,9
e) +1.496,1

80. (UEL-PR) Considere as seguintes entalpias de formação em kJ/mol:



Com essas informações, pode-se calcular a variação da entalpia da reação representada por:

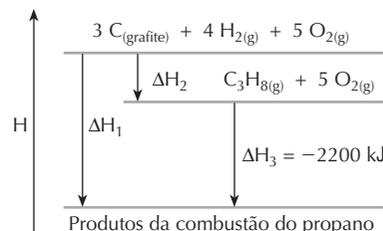
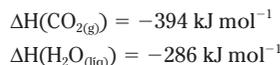


Seu valor é igual a

- a) -1.066 kJ
b) -142 kJ
c) +142 kJ
d) +1.066 kJ
e) +2.274 kJ

81. (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, identifique o que for correto.

Entalpias de formação:

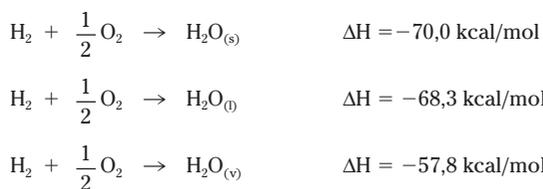


- 01) ΔH_1 é igual a -680 kJ
02) A combustão de um mol de propano produz um mol de gás carbônico e um mol de água.
04) A entalpia de formação do propano é igual a -126 kJ
08) A combustão do propano é um processo exotérmico.
16) ΔH_2 é igual a -126 kJ

82. (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 $\Delta H_f^\circ \text{CO}_{2(\text{g})} = -394$ kJ/mol e $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -286$ kJ/mol, responda às seguintes questões:

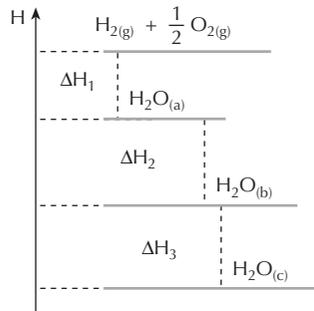
- a) A reação de combustão da sacarose é exotérmica ou endotérmica?
b) Represente a equação química balanceada da reação de combustão da sacarose sólida.
c) Calcule a entalpia de formação da sacarose sólida, a 25°C e 1 atm.

83. (FEI-SP) Observe as equações que representam a formação da água a partir dos seus elementos. Identifique a alternativa **falsa**:



- a) O sinal negativo indica que as reações são exotérmicas.
b) A transformação $\text{H}_2\text{O}_{(\text{v})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ libera 10,5 kcal/mol.
c) Um mol de vapor de água contém mais energia que um mol de água líquida.
d) A formação de água a partir do hidrogênio libera calor.
e) O calor de solidificação da água vale -12,2 kcal/mol.

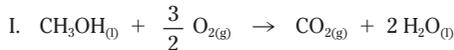
84. (Unicap-PE) Em relação ao processo



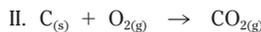
julgue os itens, classificando-os, no caderno, em verdadeiros ou falsos:

- 0 (a) corresponde ao estado sólido.
 1 ΔH_1 corresponde a calor de formação.
 2 (c) corresponde ao estado gasoso.
 3 O estado mais energético é (a).
 4 Os processos (a), (b) e (c) correspondem, respectivamente, aos estados sólido, líquido e gasoso.

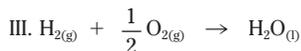
85. (Mackenzie-SP) Dadas as equações termoquímicas:



$$\Delta H_1 = -726,3 \text{ kJ}$$

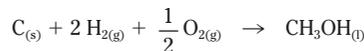


$$\Delta H_2 = -393,0 \text{ kJ}$$



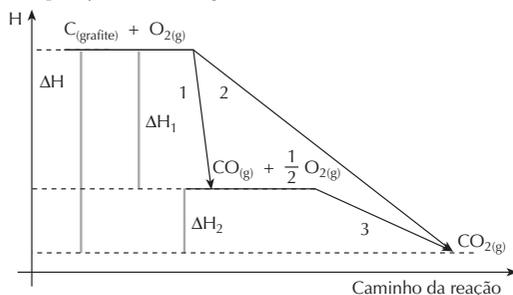
$$\Delta H_3 = -285,8 \text{ kJ}$$

A entalpia de formação do metanol, representada abaixo, é:



- a) $-1405,1 \text{ kJ/mol}$ d) $-238,3 \text{ kJ/mol}$
 b) $+47,5 \text{ kJ/mol}$ e) $+1690,9 \text{ kJ/mol}$
 c) $-95,0 \text{ kJ/mol}$
86. (Unesp) O gás propano é um dos constituintes do gás de cozinha. Esse gás pode ser obtido a partir da reação de $\text{C}_{(s)}$ e $\text{H}_{2(g)}$.
- a) Formule a equação devidamente balanceada da reação de formação do gás propano.
 b) Calcule a variação da entalpia da reação de formação de 1 mol de gás propano a partir das seguintes equações:
- $\text{C}_3\text{H}_{8(g)} + 5 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 3 \text{CO}_{2(g)} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \quad \Delta H^\circ = -2220 \text{ kJ}$
 $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = -394 \text{ kJ}$
 $\text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} \quad \Delta H^\circ = -286 \text{ kJ}$
87. (Fepar-PR) Identifique a alternativa que apresenta apenas substâncias com entalpia padrão (H°) igual a zero.
- a) $\text{Cl}_{2(g)}$; $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$; C_{diam} ; $\text{H}_{2(g)}$ d) $\text{O}_{2(g)}$; C_{graf} ; $\text{S}_{8(\text{mono})}$; $\text{Cu}_{(s)}$
 b) $\text{Hg}_{(l)}$; $\text{O}_{3(g)}$; $\text{H}_{2(g)}$; $\text{Cu}_{(s)}$ e) $\text{Cu}_{(l)}$; C_{graf} ; $\text{S}_{8(\text{romb})}$; $\text{O}_{2(g)}$
 c) $\text{H}_{2(g)}$; $\text{Cl}_{2(g)}$; $\text{Hg}_{(l)}$; C_{graf}

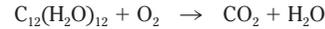
88. (Unicap-PE) Observe o gráfico abaixo:



Julgue os itens, classificando-os, no caderno, em verdadeiros ou falsos:

- 0 O ΔH será dado por $\Delta H_2 - \Delta H_1$.
 1 A etapa 3 corresponde a calor de formação do CO_2 .
 2 O ΔH_1 é menor que zero.
 3 $\Delta H_1 = \Delta H - \Delta H_2$.
 4 A etapa 2 corresponde a calor de combustão do grafite.

89. (UFRRJ) Calcule o ΔH de formação da sacarose, sabendo-se que a sua reação de combustão é:



ΔH da reação = -1349 kcal

ΔH de formação $\text{CO}_{2(g)} = -94,1 \text{ kcal}$

ΔH de formação $\text{H}_2\text{O}_{(l)} = -68,2 \text{ kcal}$

90. (Uesc-BA)

Substância	ΔH_f° (kJ/mol) a 25°C e 1 atm
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-285,8
$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	-241,8

Equipamento com dispositivo para jato de vapor de água a 120°C é utilizado na limpeza doméstica para a eliminação de ácaros.

Com base nos dados da tabela, na informação e nos conhecimentos sobre termoquímica, pode-se afirmar:

- 01) O calor molar de vaporização da água na fase líquida é -44 kJ .
 02) A energia necessária à vaporização de 1,0 mol de água, na fase líquida, é suficiente para romper as ligações oxigênio-hidrogênio nela existentes.
 03) A eliminação de ácaros ocorre mediante processo exotérmico.
 04) Massas iguais de vapor de água, a 100°C e a 120°C, contêm as mesmas quantidades de energia.
 05) O valor absoluto do calor molar de vaporização da água líquida é igual ao valor absoluto do calor molar de liquefação da água, nas mesmas condições.

91. (UFS-SE) No metabolismo celular, a maior fonte de energia provém da oxidação da glicose:



O calor liberado nessa oxidação é da ordem de $2,8 \cdot 10^3 \text{ kJ/mol}$ de glicose. Sabendo que as entalpias de formação do $\text{CO}_{2(g)}$ e do $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ valem, respectivamente $-4,0 \cdot 10^2 \text{ kJ/mol}$ de CO_2 e $-3,0 \cdot 10^2 \text{ kJ/mol}$ de $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$, o valor da entalpia de formação da glicose, em kJ/mol, é da ordem de

- a) $-1,6 \cdot 10^6$ c) $-1,4 \cdot 10^3$ e) $+2,6 \cdot 10^3$
 b) $-2,6 \cdot 10^3$ d) $+1,4 \cdot 10^3$

Energia de ligação

92. (UFRGS-RS) 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

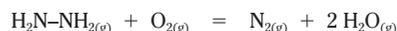
Considerando a reação representada por:



o valor aproximado de ΔH , em kJ, é de:

- a) -820 c) $+106$ e) $+820$
 b) -360 d) $+360$

93. (Unicamp-SP) A hidrazina ($\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$) tem sido utilizada como combustível em alguns motores de foguete. A reação de combustão que ocorre pode ser representada, simplificada, pela seguinte equação:



A variação de entalpia dessa reação pode ser estimada a partir dos dados de entalpia das ligações químicas envolvidas. Para isso, considera-se uma absorção de energia quando a ligação é rompida, e uma liberação de energia quando a ligação é formada. A tabela abaixo apresenta dados de entalpia por mol de ligações rompidas.

Ligação	Entalpia / kJ mol^{-1}
H — H	436
H — O	464
N — N	163
N = N	514
N ≡ N	946
C — H	413
N — H	389
O = O	498
O — O	134
C = O	799

- a) Calcule a variação de entalpia para a reação de combustão de um mol de hidrazina.
 b) Calcule a entalpia de formação da hidrazina sabendo-se que a entalpia de formação da água no estado gasoso é de -242 kJ mol^{-1} .

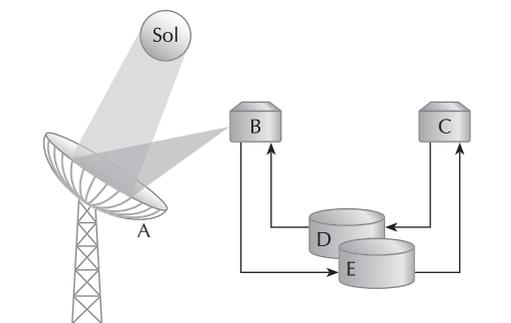
94. (Mackenzie-SP) $\text{H}_3\text{C}-\text{OH}_{(\text{l})} + \frac{3}{2} \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

Para a reação acima equacionada, a variação de entalpia é:

Dado: (energia de ligação em $\text{kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$)	
C — H	98,8
C = O	192,1
H — O	110,8
C — O	84,5
O = O	119,1

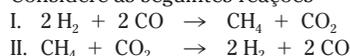
- a) $-64,55 \text{ kcal}$ c) $-8,80 \text{ kcal}$ e) $-224,90 \text{ kcal}$
 b) $-157,05 \text{ kcal}$ d) $+61,35 \text{ kcal}$

95. (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:



A = refletor parabólico C = reator exotérmico
 B = reator endotérmico D e E = reservatórios

Considere as seguintes reações



e as energias médias de ligação:

H — H	$4,4 \times 10^2 \text{ kJ/mol}$
$\text{C} \equiv \text{O}$ (CO)	$10,8 \times 10^2 \text{ kJ/mol}$
$\text{C} = \text{O}$ (CO_2)	$8,0 \times 10^2 \text{ kJ/mol}$
C — H	$4,2 \times 10^2 \text{ kJ/mol}$

A associação correta que ilustra tal processo é

	Reação que ocorre em B	Conteúdo de D	Conteúdo de E
a)	I	$\text{CH}_4 + \text{CO}_2$	CO
b)	II	$\text{CH}_4 + \text{CO}_2$	$\text{H}_2 + \text{CO}$
c)	I	$\text{H}_2 + \text{CO}$	$\text{CH}_4 + \text{CO}_2$
d)	II	$\text{H}_2 + \text{CO}$	$\text{CH}_4 + \text{CO}_2$
e)	I	CH_4	CO

96. (UFRGS-RS) Abaixo 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:

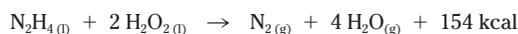
- I. É preciso mais energia para decompor a molécula de oxigênio do que para decompor a molécula de nitrogênio.
 II. A molécula de HCl deve ser mais estável do que as moléculas de HBr e HI.
 III. Entre as moléculas gasosas H_2 , O_2 e Cl_2 , a molécula de Cl_2 é a menos estável.
 IV. A reação $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} \rightarrow 2 \text{HCl}_{(\text{g})}$ deve ser endotérmica.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I e II. d) Apenas I, III e IV.
 b) Apenas I e III. e) Apenas II, III e IV.
 c) Apenas II e III.

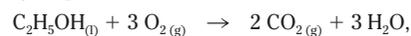
Cálculos estequiométricos envolvendo energia

97. (PUC-RJ) A mistura de hidrazina (N_2H_4) e peróxido de hidrogênio (H_2O_2) pode ser utilizada na propulsão de foguetes:



Admitindo que o peróxido de hidrogênio está em excesso e que o rendimento da reação é de 100%, calcule a energia liberada quando se consomem 64 g de hidrazina.

98. (UFMS-RS) Muitos carros utilizam o álcool etílico como combustível. Sabendo que sua combustão total é representada pela equação química balanceada

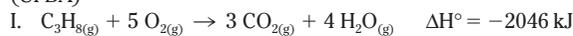


$$\Delta H = -327 \text{ kcal/mol},$$

a quantidade de calor liberada na queima de 141 g de álcool etílico é, aproximadamente,

- a) -327 kcal c) -1.000 kcal e) -46.000 kcal
 b) -460 kcal d) -10.000 kcal

107. (UFBA)



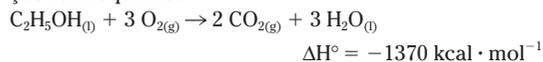
Com base nas equações termoquímicas acima e nos conhecimentos sobre cálculos estequiométricos, termoquímica e funções orgânicas, pode-se afirmar:

- (01) As reações I e II são endotérmicas.
- (02) A decomposição térmica de 2,0 mol de amônia absorve 92,2 kJ.
- (04) A entalpia padrão de formação do $O_{2(g)}$, $N_{2(g)}$ e $H_{2(g)}$ é igual a zero.
- (08) A entalpia padrão de combustão de 0,4 mol de propano é igual a $-818,4 \text{ kJ}$.
- (16) A massa de água formada, na reação de combustão de 4,0 g de propano, é igual a 7,2 g.
- (32) A entalpia padrão de formação da amônia é igual a $-46,1 \text{ kJ}$.
- (64) Reagindo-se 3 L de hidrogênio com 1 L de nitrogênio, nas CNTP, obtêm-se 4 L de amônia.

Dê como resposta a soma dos números associados aos itens julgados corretos.

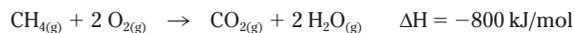
108. (UFMT) As entalpias padrão de formação do CO_2 e H_2O são -394 e $-286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, respectivamente. Sabendo-se que a reação de combustão completa de 0,46 g de etanol libera 13700 J de calor, nas condições padrão, julgue as proposições.

0 - A combustão do etanol pode ser representada pela equação termoquímica:



- 1 - A entalpia padrão de formação do etanol é $-276 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- 2 - O poder calorífico ou energético do etanol é $-29,8 \text{ kJ} \cdot \text{g}^{-1}$ ou $-7,1 \text{ kcal} \cdot \text{g}^{-1}$.
- 3 - 200 mL de uma "batidinha" contendo 230 g de etanol/dm³ liberarão 1370 kJ de energia quando a quantidade de etanol for queimada nos tecidos da pessoa que a ingerir.

109. (UFMG) O gás natural (metano) é um combustível utilizado, em usinas termelétricas, na geração de eletricidade, a partir da energia térmica liberada na combustão



Em Ibirité, região metropolitana de Belo Horizonte, está em fase de instalação uma termelétrica que deverá ter, aproximadamente, uma produção de $2,4 \times 10^9 \text{ kJ/hora}$ 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.

110. (UFRJ) Uma aplicação prática importante da termoquímica é a determinação da energia liberada nas reações de combustão. Uma fração da energia que o mundo utiliza vem da

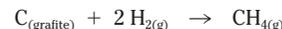
combustão do gás natural, que é formado de metano, principalmente, mais etano e, ainda em menor proporção, propano e butano. A reação principal do gás natural é, portanto, a combustão do metano



A tabela a seguir fornece valores aproximados da entalpia-padrão de combustão:

Substância	Estado físico	Entalpia-padrão de combustão (kJ/mol)
$C_{(grafite)}$	sólido	-394
CH_4	gás	-889
C_2H_6	gás	-1.560
C_3H_8	gás	-2.220
C_4H_{10}	gás	-2.878
H_2	gás	-286

- a) Qual a energia liberada, em kJ, na combustão de 80 gramas de CH_4 , nas condições-padrão?
- b) Calcule a variação da entalpia-padrão, em kJ/mol, da reação



111. (UFU-MG)

- a) Determinar o calor-padrão de reação, ΔH° , para a reação entre o peróxido de sódio e a água.
- b) Quantas calorias são absorvidas quando 200 g de peróxido de sódio reagem, totalmente, com água, nas condições-padrão?

Calor-padrão de formação de algumas substâncias a 25°C e 1 atm

Substância	ΔH_f° (kJ/mol)
$Na_2O_{2(s)}$	-504,6
$H_2O_{(l)}$	-286,0
$NaOH_{(s)}$	-426,8
$H_2O_{2(l)}$	-187,6

Comentário dos autores: Lembre-se de que 1 kcal = 4,18 kJ.

112. (UFF-RJ) Dezesesseis gramas de oxigênio reagem com excesso de gás etino (C_2H_2) a 25°C e 1 atm, formando $CO_{2(g)}$ e $H_2O_{(g)}$. Calcule:

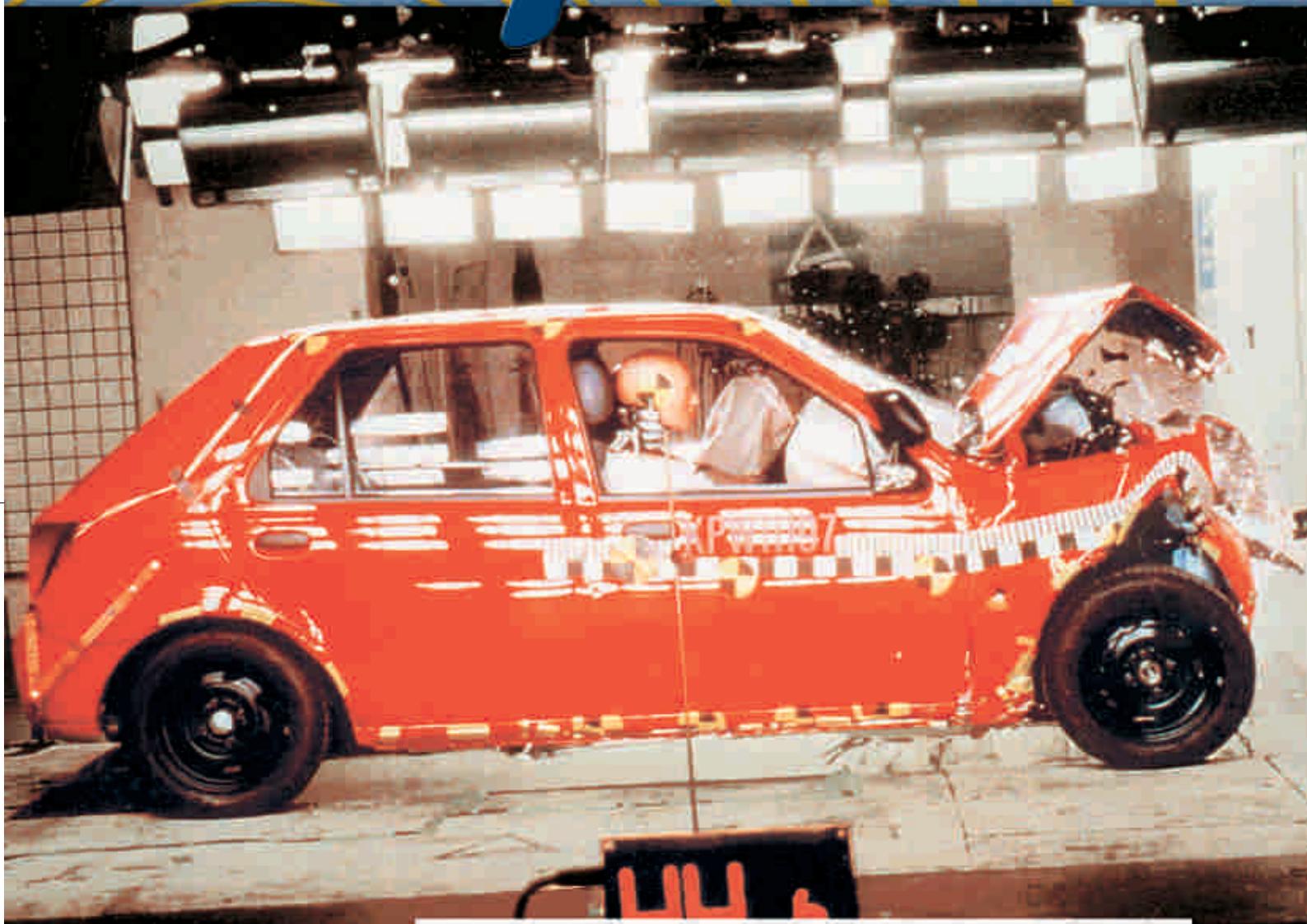
- a) o ΔH° de combustão do C_2H_2 ;
- b) o volume formado de CO_2 , nas CNTP;
- c) o calor liberado nessa reação.

Substância	Entalpia de formação ΔH_f° (kcal/mol)
$H_2O_{(g)}$	-57,8
$CO_{2(g)}$	-94,0
$C_2H_{2(g)}$	-54,2

Capítulo

7

DIVULGAÇÃO / AE



O *air bag* é um dispositivo de segurança que se infla rapidamente em caso de colisão do veículo. Seu funcionamento se baseia numa reação química muito rápida, que libera gás suficiente para inflá-lo em um vigésimo de segundo!

Cinética química: o transcorrer das reações químicas

Comentário preliminar

Toda reação química necessita de um certo tempo para se completar. Algumas reações são extremamente rápidas, como, por exemplo, a neutralização entre um ácido e uma base em solução aquosa. Existem, por outro lado, reações extremamente lentas.

A mistura de gases hidrogênio e oxigênio, por exemplo, pode ser guardada por anos sem que ocorra a reação entre eles. No entanto, se provocarmos uma faísca elétrica dentro do recipiente, ocorrerá uma reação explosiva entre ambos os gases, produzindo água.

A reação $2\text{CO} + 2\text{NO} \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{N}_2$ é de extrema importância para a transformação dos gases tóxicos CO e NO nos gases não-tóxicos CO_2 e N_2 . Sob condições ambientes, tal reação ocorre com uma velocidade muito baixa. No entanto, sob condições adequadas, essa reação pode ser aproveitada para diminuir a emissão de poluentes pelos automóveis.

Sob que condições uma reação de importância pode tornar-se rápida o suficiente para ter um aproveitamento prático? E sob que condições uma reação perigosa pode ter sua velocidade diminuída a ponto de não oferecer risco?

Neste capítulo discutiremos os princípios da **cinética química** (*cinética vem do grego kinetiké, que significa "movimento"*). Esse ramo da ciência se preocupa em estudar a rapidez das reações químicas e os fatores que a influenciam.

Em outras partes da Química — por exemplo, a estequiometria e a termoquímica — as reações químicas são estudadas com um enfoque comparativo entre reagentes e produtos, sem a preocupação com o durante. Essa preocupação com o "durante", com os eventos microscópicos que se desenrolam enquanto a reação acontece, faz parte da cinética química.

Alguns conteúdos importantes

- Rapidez de reação
- Efeito da concentração sobre a rapidez de reações: aspectos qualitativos e quantitativos
- Reações elementares e reações não-elementares
- Mecanismo de reação como proposta teórica para explicar a lei cinética de uma reação, determinada experimentalmente
- Efeito da temperatura sobre a rapidez de reações
- Efeito da superfície de contato sobre a rapidez de reações que envolvam reagentes presentes em fases diferentes
- Efeito do catalisador sobre a rapidez de reações

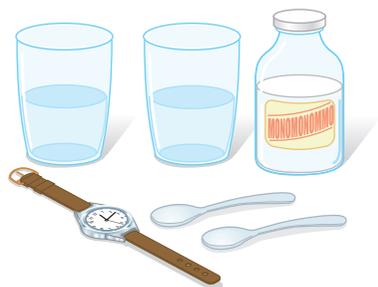
Motivação

Faça uma experiência e observe

A critério do(a) professor(a), esta atividade poderá ser realizada em grupos.
Objetivo: Obter evidência de que uma mesma reação pode se processar com diferente rapidez.

Você vai precisar de:

- meio copo de água morna
- meio copo de água gelada
- medicamento efervescente em pó (sal de fruta)
- duas colheres de chá
- relógio que marque os segundos
- um ajudante



Procedimento:

1. Coloque em ambas as colheres uma mesma quantidade de pó efervescente.
2. Adicione o conteúdo de uma colher ao copo com água morna e, simultaneamente, o conteúdo da outra ao copo com água gelada. Nesse instante, seu ajudante começa a marcar o tempo que leva para o sólido ser gasto.
3. Em qual dos copos a reação se mostra mais vigorosa? Em qual chega ao final mais rapidamente? Proponha uma explicação para as observações. Como seria possível quantificar a rapidez com que a reação ocorre em cada caso? Que medidas deveriam ser feitas? Como essas medidas poderiam ser realizadas?

Desenvolvendo

o tema

1. QUANTIFICANDO A RAPIDEZ DE UMA REAÇÃO

A experiência descrita acima permite que você perceba como os processos químicos podem ocorrer com diferente rapidez.

Mas como expressar a rapidez de um processo químico?

Para compreender, vamos analisar dados numéricos referentes a uma transformação química. Considere uma experiência em que se coloca dentro de um recipiente fechado amônia gasosa (NH_3) com uma concentração inicial de 8,0 mol/L. Com o passar do tempo ocorre a reação assim equacionada:



Um pesquisador, utilizando métodos adequados, pode verificar, à medida que o tempo passa, o quanto resta de NH_3 e anotar os valores numa tabela como a que aparece ao lado*.

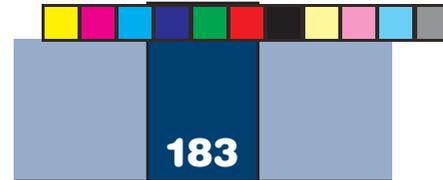
O símbolo [] é usado em físico-química para representar concentração em mol/L, sendo equivalente ao símbolo m empregado no capítulo 1.

Assim, $[\text{NH}_3]$ é uma representação que equivale a m_{NH_3} .

Concentração de NH_3 (mol/L)	8,0	4,0	2,0	1,0
Tempo (h)	0	1,0	2,0	3,0

Note que a concentração da amônia cresce com o passar do tempo. Ela está sendo consumida na reação.

* Esses dados numéricos e também os apresentados na página 189 são escolhidos pelos autores (para evitar introduzir demasiada dificuldade matemática com números não muito “redondos”). Essa escolha se fez respeitando as leis físico-químicas que regem as transformações químicas correspondentes.



O gráfico de concentração *versus* tempo feito com os dados da tabela também é mostrado ao lado. Ele apresenta o aspecto de uma curva decrescente, evidenciando que, com o passar do tempo, a concentração de amônia diminui, ou seja, que ela é consumida. A partir desses dados experimentais, sob a forma de tabela ou de gráfico, podemos entender o conceito de *rapidez de reação*.

Rapidez ou **velocidade** de uma reação é uma grandeza que indica como as quantidades de reagente(s) e produto(s) dessa reação variam com o passar do tempo.

Essa grandeza (que é escalar, e não vetorial) é tradicionalmente chamada *velocidade* de reação. Para evitar a confusão com o conceito de velocidade estudado em Física (que é uma grandeza vetorial), alguns professores e autores preferem denominá-la *rapidez* de reação.

Neste livro, ambos os nomes — *rapidez* e *velocidade* — serão utilizados.

Cabe, contudo, ressaltar que, ao empregar a denominação *velocidade de reação*, se trata da velocidade com que um reagente está sendo consumido ou com que um produto está sendo formado, e nada tem a ver com o deslocamento de um móvel sobre uma trajetória, estudado em Física.

Define-se *rapidez* ou *velocidade média de formação de um produto* ou *de consumo de um reagente* por meio da expressão:

$$v_m = \frac{|\Delta \text{ quantidade} |}{\Delta \text{ tempo}}$$

em que $|\Delta \text{ quantidade} |$ indica o módulo da variação da quantidade de um reagente ou produto, isto é, $|\text{quantidade final} - \text{quantidade inicial} |$. Essa quantidade pode ser expressa em massa, em mols, em concentração ou em volume (volume é comumente usado no caso de substâncias gasosas). Utiliza-se o módulo para evitar valores negativos de velocidade, o que ocorreria no caso dos reagentes, para os quais a quantidade final é menor que a inicial.

Na expressão, $\Delta \text{ tempo}$ indica o intervalo de tempo no qual ocorreu a variação $\Delta \text{ quantidade}$.

Quando essa definição é aplicada a um reagente, $|\Delta \text{ quantidade} |$ corresponde à quantidade de reagente consumido no intervalo $\Delta \text{ tempo}$. Quando é aplicada a um produto, $|\Delta \text{ quantidade} |$ equivale à quantidade de produto formado no intervalo $\Delta \text{ tempo}$.

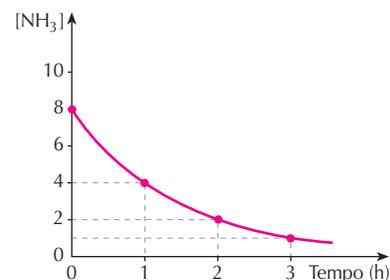
A partir dos dados apresentados na página anterior, torna-se possível calcular a velocidade média de consumo da amônia em diferentes intervalos de tempo. Por exemplo:

$$\text{entre 0 e 1 h: } v_m = \frac{|4,0 - 8,0|}{1,0 - 0} = 4,0 \text{ mol/L}\cdot\text{h}$$

$$\text{entre 1 e 2 h: } v_m = \frac{|2,0 - 4,0|}{2,0 - 1,0} = 2,0 \text{ mol/L}\cdot\text{h}$$

$$\text{entre 2 e 3 h: } v_m = \frac{|1,0 - 2,0|}{3,0 - 2,0} = 1,0 \text{ mol/L}\cdot\text{h}$$

Perceba que a velocidade da reação não é constante.



A curva decrescente indica que a amônia é consumida com o passar do tempo.

Fonte: Gráfico elaborado pelos autores.



Crescimento e envelhecimento são comandados por inúmeras reações que ocorrem em nosso organismo. A cinética química está diretamente ligada à vida e aos processos vitais.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

1. No texto foi fornecida a seguinte tabela, referente à decomposição da amônia (NH_3), que produz nitrogênio (N_2) e hidrogênio (H_2):

Concentração de NH_3 (mol/L)	8,0	4,0	2,0	1,0
Tempo (h)	0	1,0	2,0	3,0

Utilizando-a, determine a concentração em mol/L de nitrogênio e de hidrogênio nos seguintes instantes 0 h, 1 h, 2 h e 3 h.

Resolução

Primeiramente, vamos usar a tabela para determinar a variação da $[\text{NH}_3]$ desde o início (0 h) até 1 h, 2 h e 3 h.

Concentração de NH_3 (mol/L)	8,0	4,0	2,0	1,0
Tempo (h)	0	1,0	2,0	3,0

- entre 0 e 1 h: $|\Delta[\text{NH}_3]| = 4,0 \text{ mol/L}$
- entre 0 e 2 h: $|\Delta[\text{NH}_3]| = 6,0 \text{ mol/L}$
- entre 0 e 3 h: $|\Delta[\text{NH}_3]| = 7,0 \text{ mol/L}$

A seguir, escrevemos a equação química corretamente balanceada. Utilizando a *proporção dos coeficientes*, que mostra a *proporção entre as quantidades em mols gastas e formadas* (cálculo estequiométrico), determinamos as quantidades formadas:

	2 NH_3	\rightarrow	N_2	$+$	3 H_2
Proporção:	2 mol		1 mol		3 mol
Entre 0 e 1 h:	4,0		2,0		6,0
Entre 0 e 2 h:	6,0		3,0		9,0
Entre 0 e 3 h:	7,0		3,5		10,5
	Gastos		Formados		

Observe que as quantidades gastas e formadas num certo intervalo de tempo obedecem à proporção dos coeficientes estequiométricos.

A tabela a seguir apresenta as respostas deste exercício:

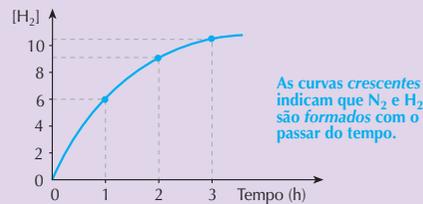
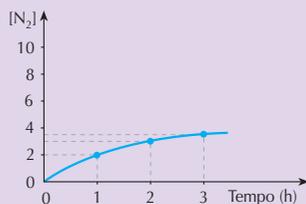
Tempo (h)	0	1,0	2,0	3,0
Concentração de N_2 (mol/L)	0	2,0	3,0	3,5
Concentração de H_2 (mol/L)	0	6,0	9,0	10,5

No início da reação ($t = 0$) não existe ainda produto formado.

2. Utilizando os dados da questão anterior, construa gráficos mostrando a concentração de N_2 e de H_2 em função do tempo, de 0 a 3 h.

Resolução

O que essa questão pede é a representação gráfica das respostas do exercício anterior:



3. Utilizando os dados da questão 1, calcule:
- a velocidade média de consumo de NH_3 entre 0 e 1 h
 - a velocidade média de formação de N_2 entre 0 e 1 h
 - a velocidade média de formação de H_2 entre 0 e 1 h

Resolução

a) consumo de NH_3 :

$$v_{\text{NH}_3} = \frac{|4,0 - 8,0|}{1,0 - 0,0} = 4,0 \text{ mol/L}\cdot\text{h}$$

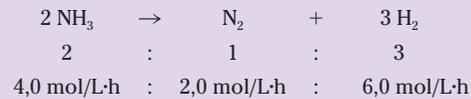
b) formação de N_2 :

$$v_{\text{N}_2} = \frac{|2,0 - 0,0|}{1,0 - 0,0} = 2,0 \text{ mol/L}\cdot\text{h}$$

c) formação de H_2 :

$$v_{\text{H}_2} = \frac{|6,0 - 0,0|}{1,0 - 0,0} = 6,0 \text{ mol/L}\cdot\text{h}$$

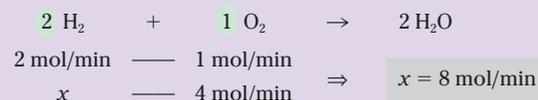
Perceba que esses valores obedecem à proporção dos coeficientes, o que é muito útil na resolução de exercícios:



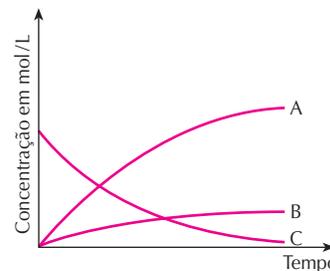
4. Ao realizar a reação de formação da água a partir dos gases hidrogênio (H_2) e oxigênio (O_2), verificou-se que a velocidade de consumo de oxigênio foi de 4 mol/min. Determine a velocidade de consumo de hidrogênio.

Resolução

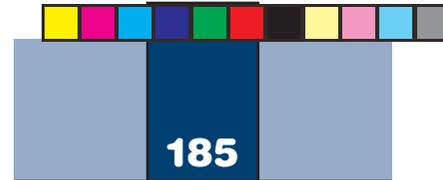
Escrevemos a equação química que representa a reação em questão e a balanceamos corretamente. A seguir, executamos os cálculos utilizando a proporção dos coeficientes:



5. O gráfico abaixo se refere às concentrações de reagente e produtos da reação, em fase gasosa, equacionada como:



Associe as curvas A, B e C com as substâncias N_2O_5 , NO_2 e O_2 .



6. Considere a reação química equacionada na questão anterior. Sabendo que, num certo intervalo de tempo, a velocidade de consumo de N_2O_5 é $0,10 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$, determine, para o mesmo intervalo de tempo:
- a) a velocidade média de formação de NO_2 ;
 - b) a velocidade média de formação de O_2 .

Comentário sobre as questões 7 a 12:

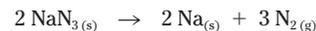
Estas questões são sobre o *air bag*, dispositivo de segurança utilizado em alguns veículos. Em caso de acidente, ele é inflado com gás nitrogênio (N_2), produzido em uma rápida reação química. Para resolver uma questão você pode (e deve!) usar os dados fornecidos na(s) questão(ões) que a antecede(m).

7. O tempo necessário para que um *air bag* encha completamente, atingindo um volume final de 54 L , é de um vigésimo

de segundo. Determine a velocidade média de produção de gás N_2 em litros por segundo.

8. Sabendo que, nas condições de pressão e temperatura de um *air bag* inflado, 1 mol de gás ocupa 20 L , determine a quantidade em mols de N_2 produzido na reação.

9. A equação da reação que infla o *air bag* é:



Determine a quantidade em mols de NaN_3 gasta.

10. Determine a velocidade de formação do gás N_2 , em mols por segundo.
11. Calcule a velocidade média de consumo de NaN_3 , em mols por segundo.
12. Sabendo que a massa molar do NaN_3 é 65 g/mol determine a massa de NaN_3 que o fabricante coloca dentro de um *air bag*.

2. EFEITO DA CONCENTRAÇÃO SOBRE A VELOCIDADE

Anteriormente, calculamos a velocidade de consumo da amônia na reação $2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3 \text{H}_2$ e percebemos que, com o passar do tempo, essa velocidade diminuía.

Uma vez que, com o passar do tempo, a concentração da amônia também diminuía (lembre-se da tabela experimental), isso parece evidenciar que a velocidade da reação está relacionada com a concentração do reagente.

Fundamentados em muitas evidências desse tipo, os químicos concluíram que *a velocidade das reações químicas depende da concentração dos reagentes*.

Essa conclusão permite explicar alguns acontecimentos cotidianos como, por exemplo, aqueles a que se referem às fotos (A) e (B), ao lado.

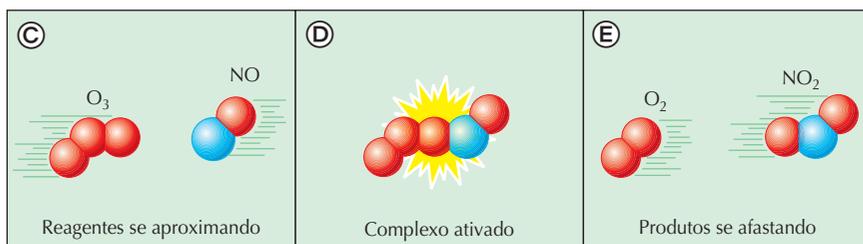
Mas como explicar a dependência da rapidez da reação com a concentração?

2.1. Por que a velocidade depende da concentração?

Para que uma reação química ocorra, é necessário que haja uma colisão entre as moléculas dos reagentes. Considere, por exemplo, a reação:



Para que ela aconteça, é necessário que uma molécula de O_3 colida com uma de NO . Nessa colisão é quebrada a ligação entre dois átomos de oxigênio, enquanto é formada uma ligação entre um átomo de oxigênio e um de nitrogênio (compare os modelos da figura (C) com os da figura (E)).

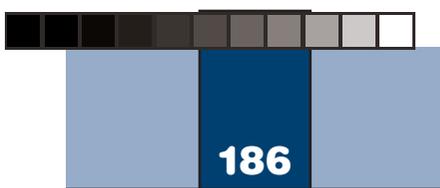


Quando abanamos carvão em brasa que está numa churrasqueira, notamos que ele fica mais incandescente. Isso ocorre porque, ao abanarmos, aumentamos a concentração de gás oxigênio (O_2 , que é reagente na combustão), aumentando a velocidade da reação.



O oxigênio (O_2) do ar é um dos responsáveis pela deterioração do suco da laranja. Dentro de uma laranja intacta, a concentração de O_2 é muito baixa, e o suco dura alguns dias. No suco obtido espremendo-se a laranja passa a haver uma concentração bem maior de O_2 , e esse suco estraga muito mais rapidamente.

(Os átomos estão representados por esferas em cores fantasiosas. As moléculas são aproximadamente quarenta milhões de vezes menores que esses modelos.)
Figuras elaboradas pelos autores.



A espécie química existente no momento da colisão em que a ligação OO está parcialmente quebrada e a ligação ON está parcialmente formada é chamada pelos químicos de *complexo ativado* ou *estado de transição* (figura ④ da página anterior).

Como sabemos, as moléculas possuem um movimento de agitação térmica que faz com que estejam continuamente sofrendo colisões. Quanto maior for a concentração dos reagentes, maior será a frequência com que acontecerão as colisões moleculares e, portanto, maior a velocidade de uma reação.

Quanto maior for a concentração dos reagentes, maior será a velocidade de uma reação química.

2.2. Nem toda colisão é eficaz!

Considere 1 mol de O_3 e 1 mol de NO colocados em um mesmo recipiente para sofrer a reação:



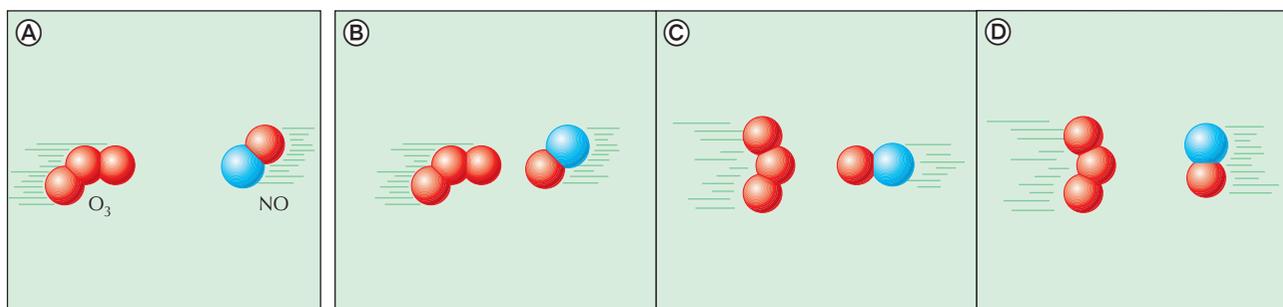
Estimativas feitas por cientistas revelam que, a $25^\circ C$ e 1 atm, cada molécula colide cerca de 10^9 vezes (1 bilhão de vezes) por segundo com outras moléculas. É, sem dúvida, um número espantosamente elevado.

Se todas essas colisões resultassem em formação de produto, a reação aconteceria em uma fração de segundo, possuindo uma rapidez assustadoramente alta. No entanto verifica-se que essa reação não possui uma velocidade assim tão elevada. Dessa forma, somos levados a concluir que *nem todas as colisões entre as moléculas de reagentes são eficazes!*

Colisão eficaz ou **efetiva** é aquela que conduz à formação de produto.

2.3. Por que nem toda colisão é eficaz?

Como já vimos, a formação de moléculas de produto a partir da colisão das moléculas de reagente passa por uma situação intermediária denominada *complexo ativado*. A reação equacionada como $O_3 + NO \rightarrow O_2 + NO_2$ depende da colisão entre uma molécula de O_3 e outra de NO.



① Moléculas de O_3 e NO colidindo com geometria favorável à formação do complexo ativado.

②, ③ e ④ Moléculas de O_3 e NO colidindo com geometrias desfavoráveis à formação do complexo ativado. (Os átomos estão representados por esferas em cores fantasiosas. As moléculas são aproximadamente quarenta milhões de vezes menores que esses modelos.)

Figuras elaboradas pelos autores.

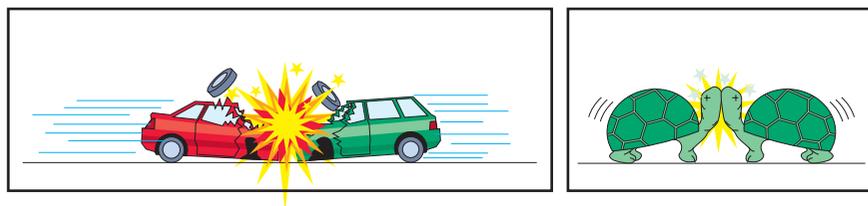
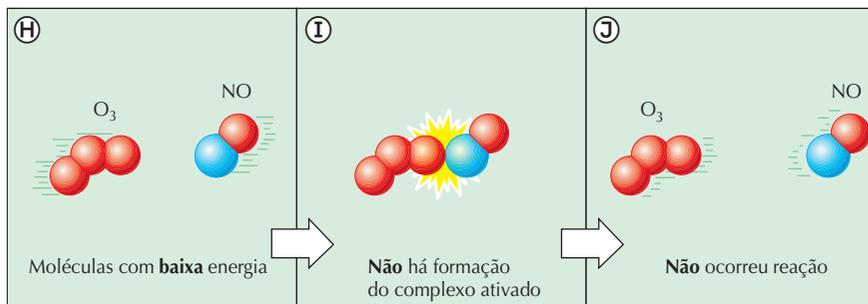
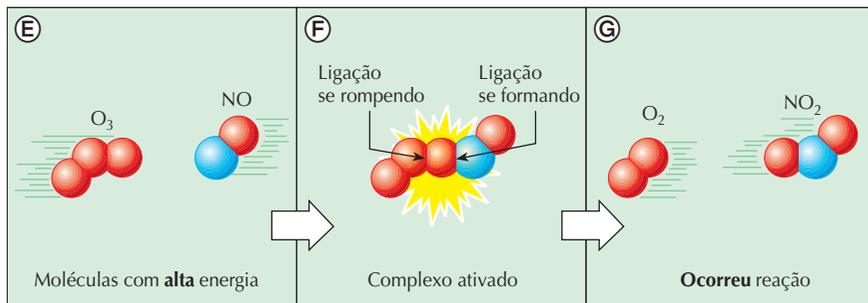
Só são eficazes aquelas colisões que acontecem com geometria favorável (figura ①, acima). Se as moléculas colidirem em posições desfavoráveis (figuras ②, ③ e ④), não haverá possibilidade de formar o complexo ativado e, portanto, não acontecerá a formação das moléculas de produtos nessa colisão.

No momento da colisão há uma ruptura parcial de ligações químicas das moléculas reagentes. A energia necessária para essa ruptura provém do movimento das moléculas (a energia associada ao movimento é chamada de *energia cinética*).



Para que uma colisão entre moléculas de reagentes seja eficaz é necessário que ela ocorra com geometria adequada e energia suficiente.

A seqüência de desenhos (E), (F) e (G) ilustra a ocorrência de uma colisão eficaz (com geometria adequada e energia suficiente). A seqüência (H), (I) e (J), por outro lado, ilustra uma colisão não-eficaz porque, apesar de ter ocorrido na geometria adequada, envolveu moléculas com energia cinética insuficiente.



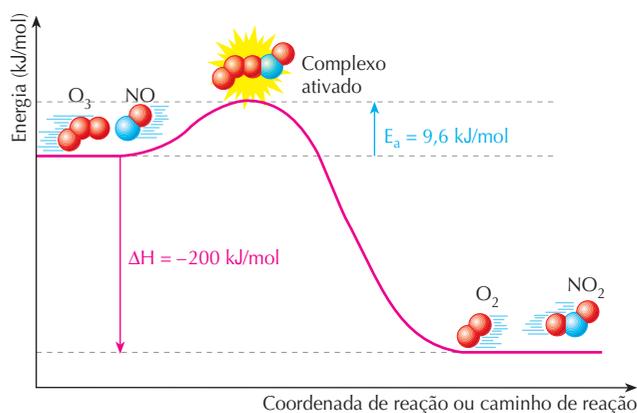
(Os átomos estão representados por esferas em cores fantasiosas. As moléculas são aproximadamente quarenta milhões de vezes menores que esses modelos.)
Figuras elaboradas pelos autores.

Uma analogia: a colisão de dois automóveis causa estrago bem maior do que a colisão de duas tartarugas, pois a energia envolvida no primeiro caso é muito maior. De modo similar, para que uma colisão entre moléculas reagentes seja eficaz (associado à ruptura e à formação de ligações no complexo ativado), é necessário que as moléculas dos reagentes colidam com energia suficientemente alta.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.4. A energia de ativação

Como acabamos de ver, apenas as moléculas dotadas de energia suficiente conseguem, ao se aproximar com geometria favorável, sofrer colisões eficazes. Os químicos costumam representar graficamente essa situação.



Neste gráfico, E_a corresponde à energia de ativação e ΔH , à variação de entalpia da reação, que é exotérmica (libera energia, $\Delta H < 0$).
O gráfico **não** está desenhado em escala.

Fonte: Elaborado pelos autores a partir de dados numéricos de K. W. Whitten et al. *General Chemistry; with qualitative analysis*. 6. ed. Orlando, Saunders, 2000. p. 706, A-23.

Note que existe uma barreira a ser vencida para que moléculas de reagente se transformem em moléculas de produto. A energia necessária para vencer essa barreira é chamada de *energia de ativação*.

Energia de ativação é o valor mínimo de energia que as moléculas de reagentes devem possuir para que uma colisão entre elas seja eficaz. Quanto **maior** for a energia de ativação, **mais lenta** será a reação.

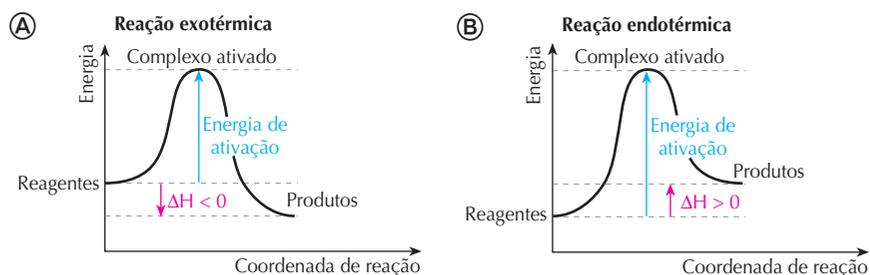
Cada reação possui um valor característico de energia de ativação. Esse valor *não depende* da temperatura nem da concentração dos reagentes.

Perceba que o gráfico em questão também mostra a diferença de energia entre reagentes e produtos, ou seja, a variação de entalpia (ΔH) da reação.

De modo geral, os gráficos de energia *versus* coordenada de reação costumam ter um dos aspectos mostrados a seguir, dependendo de a reação ser exotérmica (gráfico A) ou endotérmica (gráfico B).

Perceba que esses gráficos são semelhantes aos mostrados no capítulo de termoquímica, com a diferença que eles representam também o andamento da reação, ou seja, a formação do complexo ativado.

Fonte: M. Freemantle, *Chemistry in action*. 2. ed. London, Macmillan, 1995. p. 274.



Em destaque

A FEMTOQUÍMICA: PESQUISA NUMA ESCALA DE TEMPO DIFÍCIL DE IMAGINAR

KOESTER AXEL / CORBIS SYGMA / STOCK PHOTOS



O egípcio naturalizado norte-americano Ahmed Zewail, ganhador do Prêmio Nobel de Química em 1999. Trabalhando no Instituto de Tecnologia da Califórnia (Caltech), nos EUA, ele contribuiu para a investigação do que ocorre, em nível microscópico, durante reações químicas.

Os acontecimentos no mundo microscópico envolvem uma escala de tempo a que não estamos habituados.

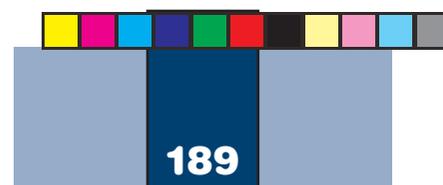
Evidências científicas revelam, por exemplo, que numa amostra de gás oxigênio, a 25°C e 1 atm, as moléculas movimentam-se, em média, a 444 m/s, o que equivale a 1.598 km/h! A cada segundo, uma molécula colide cerca de 10^9 vezes com outras moléculas, o que indica que o tempo médio entre duas colisões consecutivas envolvendo essa molécula é de um bilionésimo de segundo (10^{-9} s = 1 nanossegundo = 1 ns).

Mas se o intervalo de tempo entre duas colisões moleculares parece ser exageradamente pequeno, muito menor ainda é o tempo que “dura” a colisão entre duas moléculas. É interesse da cinética química obter evidências sobre o que acontece no momento em que, durante uma colisão eficaz, se passa pelo estado de transição.

Evidências experimentais indicam que o estado de transição “existe” por um período da ordem de um trilionésimo de segundo (10^{-12} s = 1 picossegundo = 1 ps) ou menos!

Obter evidências de acontecimentos tão rápidos é uma das tarefas mais complexas da moderna pesquisa em Química e em Física. Recentes avanços tecnológicos permitiram a construção de aparelhos que emitem feixes de luz laser tão breves quanto 50 fs ou 100 fs (10^{-15} s = 1 femtossegundo = 1 fs). Esses equipamentos têm possibilitado a obtenção de evidências para sustentar uma teoria que, por décadas, foi baseada em evidências não tão surpreendentes quanto essas.

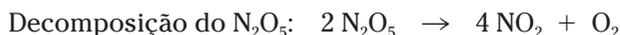
Um dos pioneiros na pesquisa de eventos na escala de femtossegundos, denominada **femtoquímica**, é o egípcio naturalizado norte-americano Ahmed Zewail, Prêmio Nobel de Química em 1999.



Motivação

Fatos experimentais

Primeiro relato de resultados experimentais



A reação foi repetida algumas vezes, mudando-se a concentração inicial do reagente e mantendo-se a temperatura constante.

A cada repetição, mediu-se a velocidade inicial da reação. Os valores foram tabelados e são mostrados na tabela 1, ao lado.

Segundo relato de resultados experimentais



Aqui também a reação foi repetida algumas vezes, mudando-se a concentração do reagente e mantendo-se a temperatura constante.

Os resultados aparecem na tabela 2, ao lado.

Terceiro relato de resultados experimentais



A reação foi repetida algumas vezes, alterando-se a concentração de um ou de ambos os reagentes e mantendo-se a temperatura constante.

Os valores de concentração utilizados e os valores de velocidade medidos aparecem na tabela 3, ao lado.

Que regularidades você percebe em cada uma das tabelas? Que semelhanças e diferenças há ao comparar os resultados expressos por elas?

Tabela 1. Resultados da primeira experiência

$[\text{N}_2\text{O}_5]$ (mol/L)	Velocidade inicial (mol/L·h)
0,010	0,016
0,020	0,032
0,030	0,048

Tabela 2. Resultados da segunda experiência

$[\text{CH}_3\text{CHO}]$ (mol/L)	Velocidade inicial (mol/L·h)
0,10	0,085
0,20	0,340
0,30	0,765

Tabela 3. Resultados da terceira experiência

$[\text{H}_2]$ (mol/L)	$[\text{NO}]$ (mol/L)	Velocidade inicial (mol/L·h)
$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-5}$
$2 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$6 \cdot 10^{-5}$
$2 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	$24 \cdot 10^{-5}$

Tabelas elaboradas pelos autores.

Desenvolvendo o tema

2.5. A dependência numérica da velocidade com a concentração

Vimos anteriormente como os químicos explicam, em nível microscópico, por que a concentração dos reagentes afeta a rapidez de uma reação.

Uma pergunta lógica nesse contexto é: qual a relação matemática entre a rapidez da reação e a concentração do(s) reagente(s)? Os dados mostrados acima permitem estabelecer essa relação para cada uma das três reações.

Primeira experiência

Analisando a primeira tabela, podemos notar que, quando a concentração de N_2O_5 duplica, a velocidade da reação também duplica. E, quando a concentração de N_2O_5 triplica, a velocidade também triplica.

$[\text{N}_2\text{O}_5]$ (mol/L)	Velocidade inicial (mol/L·h)
0,010	0,016
0,020	0,032
0,030	0,048

Diagrama de setas e multiplicadores:
 - De 0,010 para 0,020: multiplicado por 2 ($\cdot 2$)
 - De 0,020 para 0,030: multiplicado por 1,5 ($\cdot 1,5$)
 - De 0,010 para 0,030: multiplicado por 3 ($\cdot 3$)
 - De 0,016 para 0,032: multiplicado por 2 ($\cdot 2$)
 - De 0,032 para 0,048: multiplicado por 1,5 ($\cdot 1,5$)
 - De 0,016 para 0,048: multiplicado por 3 ($\cdot 3$)

Concluimos, portanto, que a velocidade dessa reação é diretamente proporcional à concentração de N_2O_5 , o que pode ser expresso matematicamente ou em palavras.

Em equação: $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]$ (k é uma constante de proporcionalidade)

Em palavras: A rapidez da reação de decomposição do N_2O_5 , à temperatura constante, é diretamente proporcional à concentração, em mol/L, do reagente, N_2O_5 .

Dizemos que $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]$ é a *lei cinética* da reação $2 \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4 \text{NO}_2 + \text{O}_2$. Note que os dados das três linhas da tabela obedecem a essa relação matemática, sendo possível, por meio dela, calcular o valor de k :

$$v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5] \Rightarrow k = \frac{v}{[\text{N}_2\text{O}_5]} = \frac{0,016}{0,010} = \frac{0,032}{0,020} = \frac{0,048}{0,030} = 1,6 \text{ h}^{-1}$$

A unidade de k que aparece nesse cálculo é proveniente da seguinte divisão:

$$\frac{\text{unidade de } v}{\text{unidade de } []} = \frac{\text{mol/L}\cdot\text{h}}{\text{mol/L}}$$

Segunda experiência

No caso da tabela referente à decomposição do etanal, quando duplicamos a concentração do reagente, a velocidade fica multiplicada por 4 ($= 2^2$) e, quando a triplicamos, fica multiplicada por 9 ($= 3^2$).

$[\text{CH}_3\text{CHO}]$ (mol/L)	Velocidade inicial (mol/L·h)
0,10	0,085
0,20	0,340
0,30	0,765

Diagramas de setas e multiplicadores em rosa:
 - De 0,10 para 0,20: multiplicado por 2.
 - De 0,20 para 0,30: multiplicado por 3.
 - De 0,085 para 0,340: multiplicado por 4.
 - De 0,340 para 0,765: multiplicado por 9.

Assim, concluimos que, nesse caso, a velocidade varia com o quadrado da concentração do reagente.

Em equação: $v = k \cdot [\text{CH}_3\text{CHO}]^2$

Em palavras: A rapidez da reação de decomposição do CH_3CHO , à temperatura constante, é diretamente proporcional ao quadrado da concentração, em mol/L, do reagente, CH_3CHO .

Os químicos dizem que $v = k \cdot [\text{CH}_3\text{CHO}]^2$ é a *lei cinética* da reação $\text{CH}_3\text{CHO} \rightarrow \text{CH}_4 + \text{CO}$. Todos os pares de dados da tabela se encaixam nessa expressão matemática e podemos utilizar qualquer um deles para calcular k :

$$v = k \cdot [\text{CH}_3\text{CHO}]^2 \Rightarrow k = \frac{v}{[\text{CH}_3\text{CHO}]^2} = \frac{0,085}{(0,10)^2} = \frac{0,340}{(0,20)^2} = \frac{0,765}{(0,30)^2} = 8,5 \text{ L/mol}\cdot\text{h}$$

Esta unidade para k é proveniente da seguinte divisão:

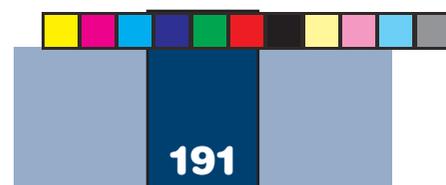
$$\frac{\text{unidade de } v}{(\text{unidade de } [])^2} = \frac{\text{mol/L}\cdot\text{h}}{(\text{mol/L})^2}$$

Terceira experiência

Analisando os dados da tabela sobre a reação entre o hidrogênio (H_2) e o monóxido de nitrogênio (NO), podemos perceber que a rapidez da reação depende tanto da concentração de H_2 quanto de NO . Porém, não depende de cada uma delas da mesma maneira.

$[\text{H}_2]$ (mol/L)	$[\text{NO}]$ (mol/L)	Velocidade inicial (mol/L·h)
$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-5}$
$2 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$6 \cdot 10^{-5}$
$2 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	$24 \cdot 10^{-5}$

Diagramas de setas e multiplicadores em rosa:
 - De $1 \cdot 10^{-3}$ para $2 \cdot 10^{-3}$ (H₂): multiplicado por 2.
 - De $1 \cdot 10^{-3}$ para $2 \cdot 10^{-3}$ (NO): constante.
 - De $3 \cdot 10^{-5}$ para $6 \cdot 10^{-5}$: multiplicado por 2.
 - De $6 \cdot 10^{-5}$ para $24 \cdot 10^{-5}$: multiplicado por 4.



Comparando a primeira linha com a segunda, vemos que [NO] permanece constante, enquanto [H₂] duplicou. A duplicação observada na velocidade certamente é consequência da duplicação da [H₂]. Assim, concluímos que a velocidade é diretamente proporcional à [H₂].

Comparando a segunda linha com a terceira, notamos que [H₂] permaneceu constante e que [NO] foi duplicada. Como consequência, a velocidade foi multiplicada por 4 (=2²). Concluímos, assim, que a velocidade é diretamente proporcional ao quadrado da [NO].

Em equação: $v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$

Em palavras: A rapidez da reação entre o H₂ e o NO, à temperatura constante, é diretamente proporcional à primeira potência da concentração, em mol/L, do H₂ e ao quadrado da concentração, em mol/L, do NO.

A expressão $v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$ pode ser chamada de *lei cinética* da reação $2 H_2 + 2 NO \rightarrow N_2 + 2 H_2O$. O cálculo de k é feito como anteriormente:

$$v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2 \Rightarrow k = \frac{v}{[H_2] [NO]^2} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow k = \frac{3 \cdot 10^{-5}}{(1 \cdot 10^{-3})(1 \cdot 10^{-3})^2} = \frac{6 \cdot 10^{-5}}{(2 \cdot 10^{-3})(1 \cdot 10^{-3})^2} =$$

$$= \frac{24 \cdot 10^{-5}}{(2 \cdot 10^{-3})(2 \cdot 10^{-3})^2} = 3 \cdot 10^4 L^2/mol^2 \cdot h$$

2.6. Lei cinética de uma reação

Pelos exemplos vistos, você pode concluir que a velocidade de uma reação é proporcional à concentração dos reagentes, elevadas a números que são determinados experimentalmente. Para uma reação genérica:



os químicos chamam de *lei de velocidade* ou *lei cinética* a seguinte expressão:

$$v = k \cdot [X]^m \cdot [Y]^n$$

em que: v = velocidade (rapidez) da reação;
 k = constante de velocidade (característica da reação e da temperatura);

[X] e [Y] = concentração dos reagentes X e Y, em mol/L;
 m e n = expoentes *determinados experimentalmente* (como fizemos nos três exemplos anteriormente discutidos).

Os químicos chamam os expoentes m e n de ordem de reação:

$$v = k \cdot [X]^m \cdot [Y]^n$$

m = ordem da reação em relação a X
 n = ordem da reação em relação a Y
 $m + n$ = ordem global da reação

Assim, por exemplo, a expressão $v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$ mostra que se trata de uma reação de primeira ordem em relação ao H₂, de segunda ordem em relação ao NO e de terceira ordem global.

2.7. Mecanismo das reações

Mediante experiências bastante elaboradas, os químicos têm investigado o andamento das reações em nível microscópico. Como consequência desses estudos, as reações foram divididas em dois grandes grupos: as reações elementares e as não-elementares.

Esta unidade para k é proveniente da seguinte divisão:

$$\frac{\text{unidade de } v}{(\text{unidade de } [])^3} = \frac{\text{mol/L} \cdot \text{h}}{(\text{mol/L})^3}$$



Antes de um medicamento ser lançado no mercado, ele passa por testes, incluindo o estudo da lei cinética ligada à sua absorção e à sua atuação no organismo. Tal estudo permite aos bioquímicos tirar conclusões úteis sobre a atuação do medicamento, seus benefícios e seus **riscos**. Em função das características particulares de cada medicamento, **apenas** profissionais médicos que se prepararam adequadamente estão aptos a prescrever seu consumo.

ATENÇÃO

O consumo de medicamentos sem orientação médica, a automedicação, é uma atitude perigosíssima à saúde.
JAMAIS SE AUTOMEDIQUE.

Chama-se **reação elementar** aquela em que moléculas dos produtos se formam após uma **única** colisão entre moléculas reagentes.

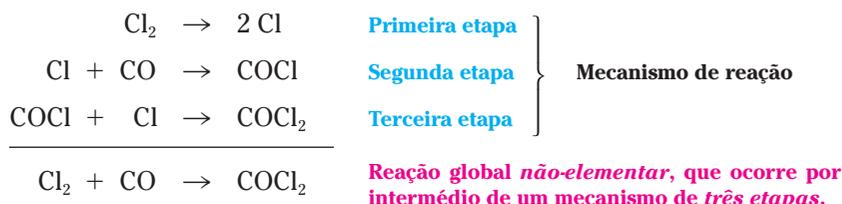
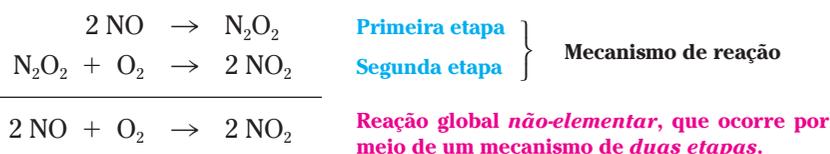
Um exemplo é o processo equacionado como: $O_3 + NO \rightarrow O_2 + NO_2$, uma reação elementar que ocorre numa *única colisão* entre duas moléculas, chamada de colisão *bimolecular*.

Outro exemplo é $2 NO + H_2 \rightarrow N_2O + H_2O$, reação elementar que ocorre numa *única colisão* de três moléculas, chamada de colisão *trimolecular*.

Existem, por outro lado, reações que não ocorrem em apenas uma única colisão de moléculas. São chamadas de reações não-elementares.

Reação **não-elementar** é a que ocorre por meio de **duas ou mais** etapas elementares. **Mecanismo de reação** é o conjunto de reações elementares que compõe uma reação química.

Veja exemplos de reações não-elementares:



O estudo da lei cinética das reações tem permitido aos químicos descobrir muitos meios economicamente viáveis de produzir materiais de interesse industrial como, por exemplo, os plásticos.

É impossível dizer se uma reação é ou não elementar apenas olhando para a equação global. Os químicos que fazem pesquisas nessa área realizam complexos experimentos para chegar a esse tipo de conclusão. Mesmo assim, muitos casos ainda não foram completamente esclarecidos.

2.8. Lei cinética para reações elementares

É possível escrever a expressão da lei de velocidade para uma reação desde que conheçamos o seu mecanismo?

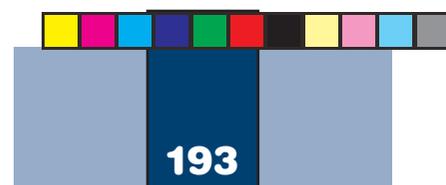
A resposta é sim. Comecemos pelas reações elementares. Considere como exemplo de reação *elementar* o processo $A + B \rightarrow$ produtos. A velocidade depende da colisão simultânea de uma molécula de A com uma de B. Quanto maior for a concentração de A, maior será a probabilidade de haver as colisões necessárias. O mesmo ocorrerá quanto maior for a concentração de B. Assim, a velocidade é diretamente proporcional a ambas as concentrações.



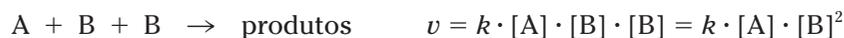
No caso da reação elementar $A + B + C \rightarrow$ produtos, a velocidade da reação depende da probabilidade de ocorrer uma colisão simultânea de uma molécula de A, uma de B e outra de C. Assim, a velocidade da reação é proporcional à concentração de A, de B e de C:



Uma analogia: quanto maior a concentração de homens e/ou de mulheres, maior a probabilidade de haver colisão entre um homem e uma mulher, durante a dança. Homens e mulheres representam as moléculas de A e B, na reação $A + B \rightarrow$ produtos.



Imagine agora o caso $A + 2 B \rightarrow$ produtos. Devem colidir três moléculas, uma de A e duas de B, ou seja, $A + B + B \rightarrow$ produtos. Assim:



Para uma **reação elementar** $a A + b B \rightarrow$ produtos, a lei cinética é $v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$, em que a e b são os números de moléculas de A e B que sofrem a colisão que resulta em reação.

Assim, por exemplo, se recebermos a informação de que as seguintes reações são elementares, poderemos escrever as respectivas leis de velocidade:



2.9. Lei cinética para reações não-elementares

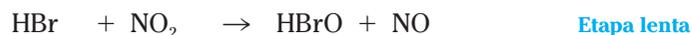
Podemos comparar uma reação não-elementar a um restaurante do tipo “bandejão”. A velocidade da reação pode ser medida em mols por minuto e a do bandejão em pessoas por minuto. Suponha que cada um dos colocadores de alimento tenha habilidade para servir vinte pessoas por minuto. É óbvio que a fila do bandejão caminhará com velocidade vinte pessoas por minuto, uma vez que cada pessoa precisa passar por todos os colocadores até poder iniciar sua refeição.

Imagine, agora, que um dos colocadores seja mais lento que os demais e consiga servir apenas cinco pessoas por minuto. A fila, nesse caso, andará com velocidade cinco pessoas por minuto, pois não adianta os outros colocadores serem potencialmente rápidos se um deles “segura” toda a fila. O bandejão caminha com velocidade igual à do colocador mais lento.

Da mesma forma, numa reação composta de várias etapas (isto é, não-elementar), a etapa mais lenta controla a velocidade do processo todo, não adiantando que as demais etapas sejam potencialmente rápidas. Portanto:

Numa **reação não-elementar** a velocidade da reação global é igual à velocidade da **etapa mais lenta** do mecanismo.

Para exemplificar, considere o seguinte processo:



$$v_{\text{reação global}} = v_{\text{etapa lenta}} = k \cdot [HBr] \cdot [NO_2]$$

Note que, para escrever a lei de velocidade global, consultamos a **etapa determinante da velocidade** (a etapa lenta), e não a equação global. Se assim o fizéssemos, por descuido, concluiríamos *erroneamente* que $v = k \cdot [HBr]^2 \cdot [NO_2]$.



A Cinética é um dos ramos da Química em que há grande atividade de pesquisadores. Nos últimos anos, a investigação do mecanismo de reações tem ajudado a compreender, por exemplo, como surgem os belos e complicados padrões das pintas das onças (e também de outros animais). O assunto, contudo, ainda não está totalmente esclarecido pelos cientistas.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

13. Os incêndios nas matas se propagam com maior rapidez quando está ventando. Proponha uma explicação para isso, utilizando seus conhecimentos sobre efeito da concentração sobre a velocidade de uma reação química.



14. Quando se abana carvão em brasa, que está na churrasqueira, ele se torna mais incandescente. Por quê?
15. Experimentalmente foi determinado que, para a reação entre os gases hidrogênio e monóxido de nitrogênio, a lei de velocidade é $v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$
- Qual a ordem da reação, com relação ao H_2 ?
 - Qual a ordem da reação, com relação ao NO ?
 - Qual a ordem global da reação?
 - O que vem a ser k na expressão matemática acima?
16. O que acontece com a velocidade da reação mencionada na questão anterior quando duplicamos:
- a concentração, em mol/L, de hidrogênio?
 - a concentração, em mol/L, de NO ?
 - ambas as concentrações, em mol/L?

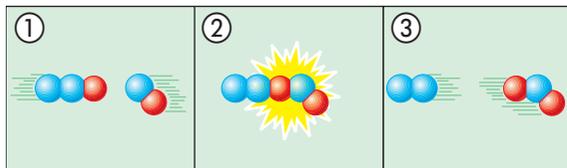
Resolução

A expressão $v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$ mostra que a velocidade da reação é proporcional a $[H_2]$ e proporcional ao quadrado de $[NO]$. Assim, podemos afirmar que:

- multiplicando-se $[H_2]$ por um número, a velocidade ficará multiplicada pelo mesmo número.
- multiplicando-se $[NO]$ por um número, a velocidade ficará multiplicada por esse número elevado ao quadrado.

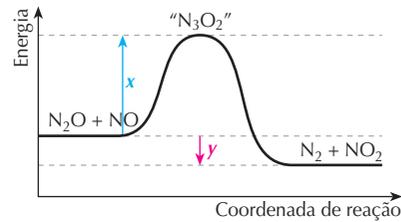
Portanto:

- Ao multiplicarmos $[H_2]$ por 2, a velocidade ficará multiplicada por 2, ou seja, a velocidade duplica.
 - Ao multiplicarmos $[NO]$ por 2, a velocidade ficará multiplicada por $(2)^2$, ou seja, a velocidade quadruplica.
 - Ao multiplicarmos $[H_2]$ e $[NO]$ por 2, a velocidade ficará multiplicada por 2 e por $(2)^2$, ou seja, por 8.
17. Para a reação de decomposição do N_2O_5 , verificou-se que $v = k \cdot [N_2O_5]$. O que acontece com a velocidade quando:
- duplicamos a concentração, em mol/L, de N_2O_5 ?
 - triplicamos a concentração, em mol/L, de N_2O_5 ?
18. Estudos revelaram que a decomposição do C_2H_4O é uma reação para a qual $v = k \cdot [C_2H_4O]^2$. O que acontece com sua velocidade se a concentração do C_2H_4O , em mol/L, for:
- duplicada?
 - triplicada?
19. Considere o seguinte esquema (em nível microscópico) referente a uma reação elementar. A cor vermelha representa o elemento oxigênio e a azul, o elemento nitrogênio:

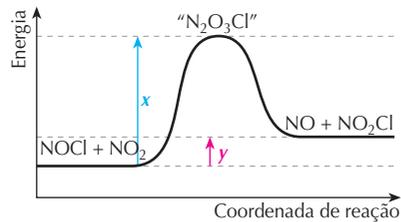


- O que é uma reação elementar?
- O esquema representa uma colisão eficaz ou não-eficaz?
- Formule a equação química que representa a reação.
- Qual o nome da situação que aparece no desenho ②?
- Represente a lei cinética dessa reação.

20. Analise o seguinte diagrama e responda às perguntas:

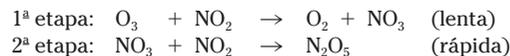


- Qual é a equação da reação química envolvida?
 - Quantas e quais são as moléculas que colidem nessa reação elementar?
 - Como se chama a situação representada por " N_3O_2 "?
 - A que corresponde o trecho marcado com a letra x ?
 - A que corresponde o trecho marcado com a letra y ?
 - A reação em questão é endotérmica ou exotérmica?
21. Analise o seguinte diagrama e responda às perguntas:

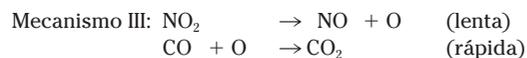
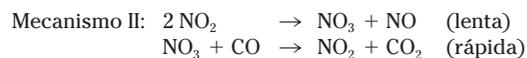


- Qual é a equação da reação química envolvida?
 - Quantas e quais são as moléculas que colidem nessa reação elementar?
 - Como se chama a situação representada por " N_2O_3Cl "?
 - A que corresponde o trecho marcado com a letra x ?
 - A que corresponde o trecho marcado com a letra y ?
 - A reação em questão é endotérmica ou exotérmica?
22. Considere a reação elementar: $Br_2 + 2 NO \rightarrow 2 NOBr$.
- Qual é a equação de velocidade (lei cinética) para ela?
 - O que acontecerá com a velocidade da reação se duplicarmos a concentração, em mol/L, de Br_2 ?
 - O que acontecerá com a velocidade da reação se duplicarmos a concentração, em mol/L, de NO ?
 - O que acontecerá com a velocidade da reação se duplicarmos as concentrações, em mol/L, de Br_2 e NO ?

23. Dado o mecanismo:



- Some as etapas e obtenha a equação global.
 - Qual das duas etapas é a "etapa determinante da velocidade" do processo global?
 - Quantas e quais são as moléculas que colidem na "etapa determinante da velocidade"?
 - Represente a equação de velocidade (lei cinética) da reação global.
24. Investigações experimentais mostraram que, para a reação em fase gasosa $NO_2 + CO \rightarrow CO_2 + NO$ a lei cinética é $v = k \cdot [NO_2]^2$. Qual dos mecanismos a seguir pode ser o verdadeiro mecanismo dessa reação? Justifique.





3. EFEITO DA TEMPERATURA SOBRE A VELOCIDADE

Alimentos estragam cerca de quatro vezes mais rápido à temperatura ambiente (25°C) do que quando guardados na geladeira (5°C). A temperaturas mais baixas, podem ser conservados ainda por mais tempo. O cozimento dos alimentos em panela de pressão (110°C) é mais rápido do que em panela aberta (100°C). Vinhos azedam mais rapidamente se guardados em locais aquecidos.

Esses fatos revelam que há uma relação entre a temperatura e a velocidade de uma reação química (nos casos mencionados, são as reações envolvidas na decomposição, no cozimento e na oxidação).

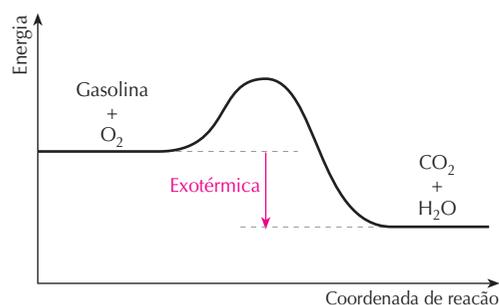
Quando elevamos a temperatura, provocamos um aumento da energia cinética das moléculas, fazendo com que haja maior quantidade de moléculas com energia suficiente para reagir, isto é, com energia superior à de ativação.

Quanto **maior** a temperatura, **maior** será a velocidade de uma reação.

O efeito da temperatura se faz sentir sobre a constante de velocidade da reação (k). Para a reação genérica $A + B \rightarrow \text{produtos}$, em que a lei cinética é $v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$, verifica-se que, quanto **maior** for a temperatura, **maior** será o valor da constante de velocidade (k) para essa reação química.

Algumas reações podem ter sua velocidade violentamente aumentada pela ação de uma faísca elétrica ou pela presença de uma chama. Um exemplo é a combustão dos vapores de gasolina, que podem estar misturados com o O_2 do ar sem que nada aconteça. Contudo, uma chama ou faísca é o bastante para causar uma explosão.

A explicação baseia-se no fato de a reação entre a gasolina e o O_2 ser muito exotérmica. A faísca fornece energia para que algumas moléculas vençam a barreira de ativação, formando produtos e liberando muita energia. Essa energia é utilizada por outras moléculas para também vencer a barreira de ativação, transformando-se em produtos e liberando ainda mais energia.



ANT VINAS VALCARCEL / CID

O leite gelado estraga muito mais devagar que o leite à temperatura ambiente. Esse é um exemplo clássico do fato de as reações químicas apresentarem maior velocidade com o aumento de temperatura.



Incêndios se alastram com relativa facilidade porque a energia liberada na reação de combustão (que é exotérmica) ajuda as moléculas que ainda não reagiram a vencer a barreira energética que separa reagentes de produtos.

TEMPERATURA, CINÉTICA QUÍMICA E SERES VIVOS

Todo ser vivo depende de muitas reações químicas que ocorrem dentro de seu organismo. O conjunto dessas reações químicas é chamado de *metabolismo*. A velocidade de tais reações depende da temperatura do organismo; quanto maior a temperatura, maior a velocidade das reações.

O ser humano tem uma temperatura que permanece, em geral, constante ao redor de 37°C. O aumento da temperatura, denominado **hipertermia**, faz o nosso metabolismo se acelerar. É o que acontece quando temos febre: nosso corpo trabalha em ritmo acelerado e, graças a isso, consome mais oxigênio e mais glicose. A febre é um mecanismo de defesa; permite matar vírus e bactérias mais rápido porque mobiliza o sistema de defesa natural do organismo.

Contudo, temperatura corporal que se mantenha acima de 41,7°C pode causar morte porque acelera demais algumas reações que destroem substâncias vitais, chamadas enzimas.

Quando a temperatura corporal decresce, o consumo de glicose e oxigênio diminui graças à diminuição da velocidade das reações químicas do metabolismo. A redução da temperatura normal do nosso organismo caracteriza a situação de **hipotermia**. Ela pode acontecer, por exemplo, com pessoas que permanecem em mares frios depois

de naufrágios ou queda de aeronaves. Temperaturas corporais prolongadas inferiores a 30°C são fatais. Reduzem tanto o metabolismo que as reações vitais passam a ter velocidade insuficiente para manter a pessoa viva.

O uso controlado da hipotermia pode, contudo, ser utilizado em Medicina. Em certas cirurgias cardíacas ou cerebrais, o paciente anestesiado é resfriado a cerca de 30°C, por contato com gelo. Isso reduz o consumo de oxigênio do coração ou do cérebro e reduz a chance de danos causados pela falta de circulação sanguínea, inevitável em alguns procedimentos cirúrgicos.

Aqueles animais que, ao contrário dos humanos, não mantêm sua temperatura constante (por exemplo, os répteis e os anfíbios) possuem um metabolismo extremamente sensível à temperatura ambiente. Em tais animais, a velocidade das reações metabólicas aumenta durante o dia e diminui à noite, de acordo com a variação de temperatura do ambiente. Graças a isso, eles precisam comer mais nos dias quentes de verão do que nos dias mais frios do inverno. Nas regiões mais distantes do equador e dos trópicos, onde os invernos são rigorosos, muitos desses animais costumam hibernar, ou seja, reduzir a velocidade de seu metabolismo ao mínimo, entrando num “sono profundo” e só acordando na primavera, quando a temperatura ambiente volta a subir.

A Em algumas cirurgias cardíacas e cerebrais, o paciente é resfriado para que haja redução na velocidade das reações do metabolismo e o corpo necessite de menos oxigênio.



B Os répteis são exemplos de animais cuja temperatura não é constante. A velocidade das reações que ocorrem em seus organismos é maior no verão e menor no inverno.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4. EFEITO DA SUPERFÍCIE DE CONTATO SOBRE A VELOCIDADE

O ferro, na presença de oxigênio do ar e umidade, sofre um processo de corrosão, formando a ferrugem (vimos à página 104).

Se submetermos um prego de ferro e um pedaço de palha de aço às mesmas condições de umidade, temperatura e exposição ao oxigênio do ar, notaremos que *a palha de aço se enferrujará muito mais rápido do que o prego*.

Isso é fácil de ser explicado, se percebermos que a reação de corrosão ocorre na superfície de contato entre o ferro e os outros reagentes. A palha de aço, devido ao seu formato, apresenta maior superfície de contato para possibilitar a reação. De modo geral, podemos dizer que:

Em reações das quais participam reagentes que se encontram em diferentes fases, a velocidade será tanto maior quanto maior for a superfície de contato entre essas fases.



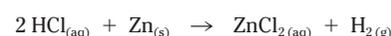
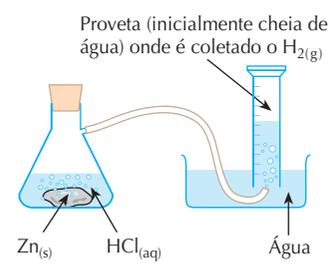
A ferrugem se forma na reação entre ferro, água e oxigênio. Quando o ferro é adequadamente revestido com tinta, impede-se o seu contato com água e oxigênio, isto é, reduz-se a zero a superfície de contato dele com os outros reagentes. É uma forma de prevenção da ferrugem.

Um caso comum é o das reações das quais participa um sólido, sendo os demais reagentes gasosos ou aquosos. A velocidade será tanto maior quanto maior for a superfície de contato entre o sólido e a fase gasosa ou líquida.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

25. No início do capítulo foi proposto um experimento envolvendo um medicamento em pó efervescendo em duas situações: na água gelada e na água morna.
- Em qual caso a reação é mais rápida e vigorosa?
 - Como você explica isso em nível microscópico?
26. Considere as afirmações:
- Numa panela comum a água ferve a cerca de 100°C e numa panela de pressão, a cerca de 110°C.
 - O cozimento dos alimentos envolve reações químicas. Com base nelas, explique por que os alimentos cozinham mais rápido nas panelas de pressão.
27. No final do século XIX, o holandês Jacobus Henricus van't Hoff formulou, com base experimental, a regra: "um aumento de 10°C na temperatura duplica a velocidade de uma reação química". Hoje são conhecidas inúmeras exceções a essa regra. Porém, é útil para fazer previsões aproximadas. Ela é conhecida como *Regra de van't Hoff*. Admita que essa regra seja válida para as reações que fazem os alimentos estragarem. Dentro de uma geladeira (5°C) um alimento estraga com uma certa velocidade. Quantas vezes mais rápido esse alimento estragaria se estivesse fora da geladeira em um dia a:
- 15°C?
 - 25°C?
 - 35°C?
28. A fim de adoçar mais rapidamente uma xícara de chá devemos utilizar açúcar comum ou açúcar cristal? Explique.
29. Se um pedaço de bombril for deixado úmido de um dia para o outro, ele amanhecerá enferrujado. Para evitar que isso aconteça, costuma-se revestir o bombril com uma camada de sabão, esfregando-o sobre uma barra desse produto. Como a eficácia desse procedimento pode ser justificada?
30. Na digestão dos alimentos ocorrem reações químicas. Explique, levando em conta a rapidez das reações químicas, por que é benéfico mastigar bem os alimentos.
31. A aparelhagem ao lado permite realizar a reação entre uma solução de ácido clorídrico e um pedaço do metal zinco, coletando o gás produzido.



Faça um gráfico (esboço) representando volume de gás hidrogênio em função do tempo, do início até o fim da reação. Represente (desenhando outra curva) como seria o gráfico se a reação fosse repetida utilizando-se pó de zinco (mantendo-se todas as demais condições constantes: quantidades dos reagentes, temperatura etc.).

ATENÇÃO

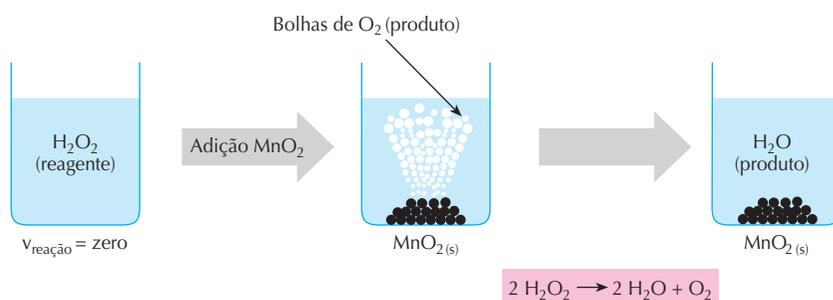
Na questão 31, um experimento é **APENAS COMENTADO** com a finalidade de trabalhar conceitos da cinética química. **Não tente realizá-lo por conta própria.** Sua eventual realização requer autorização e supervisão do(a) professor(a). O ácido clorídrico, mesmo que diluído, é **corrosivo e desprende vapores irritantes, corrosivos e tóxicos.** E o gás hidrogênio é altamente **explosivo.** Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são recomendados.

Motivação

Fatos experimentais

Primeiro relato de fatos experimentais

Considere a decomposição da água oxigenada. Na ausência de luz e de impurezas, essa reação é bastante lenta. Se, no entanto, adicionar-se uma pequena pitada de MnO_2 sólido, a reação passará a ocorrer com uma velocidade bem mais alta. Ao final da reação percebe-se que o MnO_2 não foi consumido.



ATENÇÃO

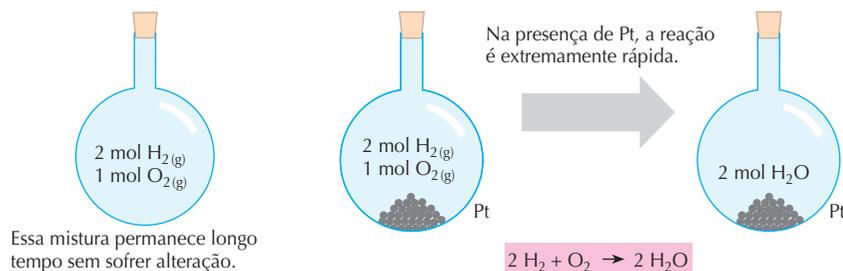
NÃO faça essa experiência por conta própria. Sua realização em um laboratório requer **autorização e supervisão do(a) professor(a).** Por segurança, deve-se usar **água oxigenada a 10 volumes.** **Nenhum dos reagentes deve ter contato com pele, boca e olhos.** Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são recomendados.

ATENÇÃO

Esse experimento **NÃO DEVE SER REALIZADO**. O hidrogênio reage de modo **EXPLOSIVO** com o oxigênio. Ele é **APENAS RELATADO** por sua importância para o estudo da Química.

Segundo relato de fatos experimentais

A síntese da água, a partir de hidrogênio e oxigênio gasosos, possui velocidade praticamente nula nas condições ambientes. Porém, ao introduzir-se pó de platina dentro do recipiente que contém a mistura, a reação ocorre em **fração de segundo**, sendo **explosiva**. Ao final, verifica-se que *a platina nada sofreu*.

**Desenvolvendo o tema****5. EFEITO DO CATALISADOR SOBRE A VELOCIDADE**

Substâncias cuja atuação se assemelha à do MnO_2 ou à da platina nos fatos experimentais relatados recebem o nome de catalisadores.

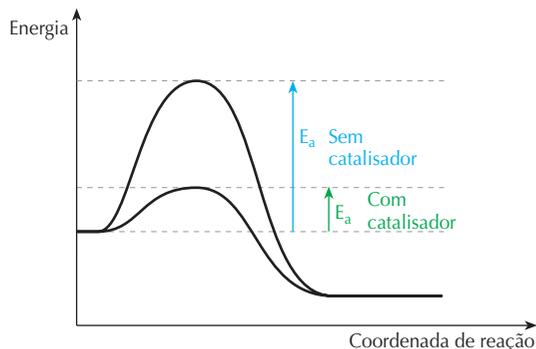
Catalisador é uma substância que aumenta a velocidade de uma reação química sem ser efetivamente consumida no processo.

Catálise é o nome dado ao aumento de velocidade provocado pelo catalisador.

5.1. Como atua o catalisador?

Um catalisador propicia à reação um novo mecanismo alternativo. Esse novo mecanismo apresenta uma energia de ativação menor (veja o gráfico abaixo), possuindo, portanto, maior velocidade.

Um **catalisador** aumenta a velocidade de uma reação, pois **abaixa a energia de ativação**.



Fonte: L. Jones e P. Atkins, *Chemical Principles; the quest for insight*. 2. ed. New York, Freeman, 2002. p. 729.

Você deve estar se perguntando: como o catalisador cria um novo mecanismo para a reação? A resposta depende de, primeiramente, entendermos a diferença entre catálise homogênea e catálise heterogênea.



Em destaque

UMA EXPERIÊNCIA ILUSTRATIVA

Para executar a experiência que vamos descrever, você precisará de água oxigenada a 10 volumes (solução aquosa 3% de peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , adquirida em farmácias) e batata crua ou fígado cru. Coloque um pouco de água oxigenada sobre pedacinhos (cortados na hora) de batata crua ou fígado cru. Você observará a formação de espuma.

Na batata e no fígado existe uma substância chamada *catalase*, que atua como catalisador na decomposição da água oxigenada: $2 H_2O_{2(aq)} \rightarrow 2 H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$

A espuma se deve à liberação do gás oxigênio. Ao final, se acrescentarmos mais água oxigenada, a reação continuará, evidenciando que o catalisador não foi efetivamente consumido no processo.

Nas células do nosso organismo também existe catalase. É ela que acelera a decomposição da água oxigenada quando a colocamos num fermento.

Dentro das células há processos que produzem H_2O_2 , que é tóxico e pode causar lesões nessas células. A catalase está presente nos seres vivos como uma proteção. Ela atua na decomposição do H_2O_2 , evitando os danos que essa substância poderia causar. Quando colocamos uma solução diluída de H_2O_2 em um fermento recente, a sua decomposição (sob ação da catalase) libera gás O_2 , que mata microrganismos que podem causar infecções. É uma maneira de desinfetar o fermento, aproveitando o fato de haver catalase nas células lesadas.

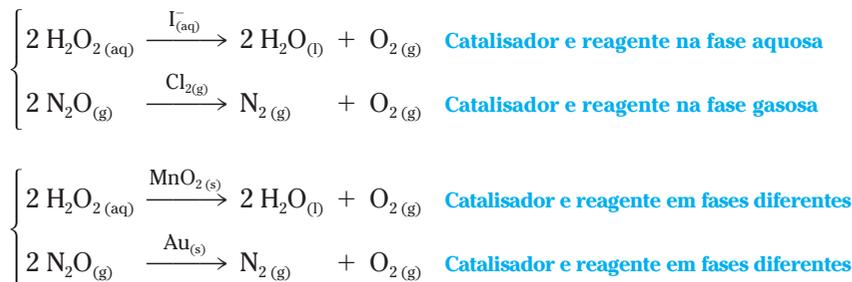


EDUARDO SANTALIESTRÁ / CID

Decomposição do peróxido de hidrogênio, observada ao se jogar água oxigenada sobre fígado cru.

5.2. Catálise homogênea e heterogênea

Compare atentamente os seguintes pares de processos catalíticos:



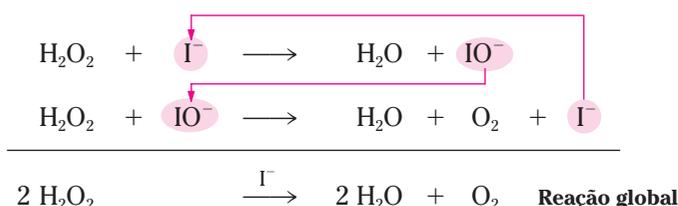
Como você pode perceber, catalisador e reagente(s) podem constituir um sistema homogêneo (uma só fase) ou heterogêneo (duas ou mais fases). Nesse contexto, os químicos fizeram as seguintes definições:

Catálise homogênea é aquela em que o catalisador e os reagentes estão numa **mesma fase**, formando um sistema homogêneo.

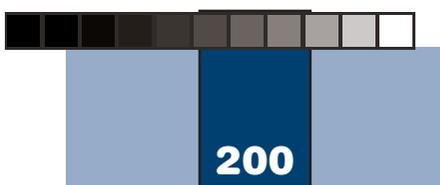
Catálise heterogênea é aquela em que o catalisador e os reagentes estão em **fases diferentes**, formando um sistema heterogêneo.

5.3. O mecanismo de uma catálise homogênea

Quando a água oxigenada (em meio aquoso) sofre decomposição na presença de íons iodeto (I^-), também aquosos, o mecanismo é o seguinte:



O I^- é gasto na primeira etapa mas é reposto na segunda. Assim, ele pode tomar parte nesse processo várias vezes, até que a reação se complete.



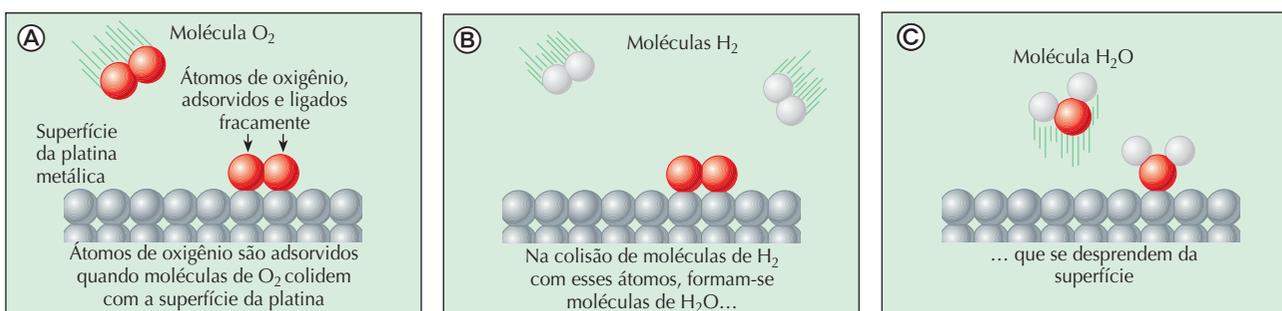
O íon iodeto permitiu que a reação ocorresse por um mecanismo que tem o íon IO^- como intermediário. Perceba que o *catalisador* (I^-) *participa do mecanismo da reação*. Ele é gasto na primeira etapa, porém se forma na segunda; assim *não é efetivamente consumido no processo global*.

5.4. O mecanismo de uma catálise heterogênea

Quando oxigênio e hidrogênio gasosos reagem sob catálise de platina sólida para formar água, a reação ocorre mais rapidamente graças ao fato de a platina conseguir adsorver moléculas de gás (adsorver significa aderir à superfície).

Moléculas de O_2 , ao serem adsorvidas, sofrem um enfraquecimento na ligação entre os átomos (veja figura (A)). Quando uma molécula de H_2 colide com um desses átomos de oxigênio adsorvidos (figura (B)), forma-se uma molécula de H_2O , que é liberada (figura (C)).

Note que, na catálise heterogênea, tal como na homogênea, o catalisador participa da reação, *porém não é efetivamente consumido*.



Mecanismo proposto para explicar observações experimentais relacionadas à reação entre hidrogênio e oxigênio catalisada pela platina sólida. (Representação esquemática na qual os átomos aparecem como esferas em cores fantasiosas.)

Fonte: Esquema elaborado a partir de G. C. Pimentel e R. D. Spratley, *Química*; um tratamento moderno. São Paulo, Edgard Blücher, 1981. v. 2. p. 344.

Reprodução proibida. Art. 184º do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Em destaque

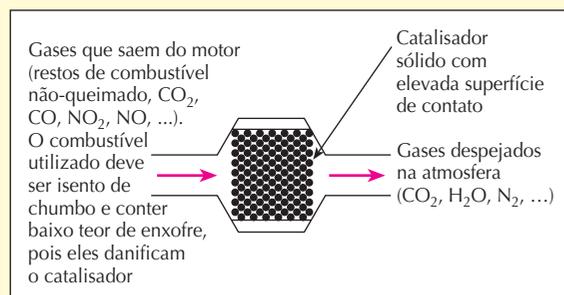
USANDO CATALISADOR PARA COMBATER A POLUIÇÃO: UMA CATÁLISE HETEROGÊNEA

Os dispositivos antipoluição chamados de *conversores catalíticos* (popularmente conhecidos apenas como “catalisadores”) são construídos de modo a forçar os gases que saem do motor do automóvel a passar por uma “colmeia” contendo um catalisador apropriado. Esse catalisador aumenta a velocidade de uma série de complexas reações que transformam gases tóxicos em outros não-tóxicos, diminuindo a poluição atmosférica.

NEUTECHNOS



Conversores catalíticos antipoluição, abertos para permitir visualização do interior.



Algumas das substâncias presentes nos conversores catalíticos que atuam como catalisadores contêm os metais ródio (Rh), platina (Pt), paládio (Pd) e irídio (Ir). Como se trata de catálise heterogênea, a reação acontece com as moléculas adsorvidas na superfície do catalisador. Justamente por isso, ele deve apresentar alta superfície de contato.





Em destaque

A DESTRUIÇÃO DA CAMADA DE OZÔNIO: UMA CATÁLISE HOMOGÊNEA

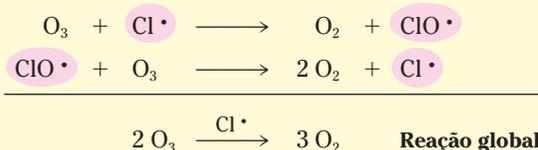
Tem sido bastante comentado pela imprensa o efeito destrutivo do CFC (cloro-flúor-carbono) contra a camada de ozônio.

A sigla CFC designa uma família de compostos formados pelos elementos cloro, flúor e carbono na sua composição, sendo também conhecidos por *freons*. Eles foram muito usados em produtos tipo *spray*. Um dos mais utilizados apresenta fórmula molecular CF_2Cl_2 , sendo chamado de freon-12.

Numa altitude de 20 a 30 km (região que faz parte da chamada estratosfera), onde existe concentração de ozônio relativamente alta, o freon origina átomos livres de cloro (aqui simbolizados por Cl^\bullet).



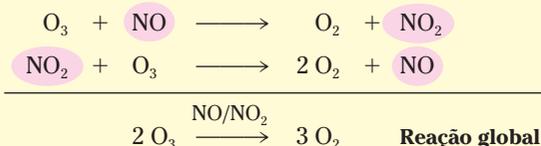
O átomo de cloro livre (Cl^\bullet) não é estável, pois possui sete elétrons na última camada. A bolinha preta (\bullet) representa o elétron que pode ser usado para fazer uma ligação. Os átomos livres de cloro produzidos na quebra da molécula de freon catalisam a decomposição do ozônio em oxigênio.



Note que Cl^\bullet não é efetivamente consumido.

Pela repetição dessas duas etapas, um átomo de Cl^\bullet consegue tomar parte num processo que destrói várias moléculas de O_3 . (Esse mecanismo foi simplificado para facilitar a compreensão.)

Não são apenas os CFCs que possuem essa propriedade de destruir a camada de ozônio. Os óxidos de nitrogênio NO e NO_2 , emitidos pelos automóveis, também atuam de modo análogo:



Note que NO e NO_2 não são efetivamente consumidos.

O ozônio existente na estratosfera é um importante filtro dos raios ultravioleta provenientes do Sol, que podem causar, entre outros efeitos, câncer de pele e destruição de algumas espécies vegetais.



GARCIA-PELAYO / CID

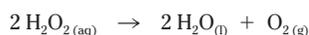
A principal causa da destruição da camada de ozônio é a presença de CFCs na atmosfera. Os CFCs começaram a ser usados na década de 1930. Como são atóxicos, comparativamente baratos, fáceis de liquefazer, relativamente inertes, voláteis e não-combustíveis, tornaram-se largamente utilizados como propelentes em *sprays* de aerossol (isto é, como agente que impele o produto para fora da lata), fluido refrigerante em geladeiras, *freezers* e aparelhos de ar-condicionado, solvente para limpar circuitos eletrônicos e matéria-prima para espumas e isopor.

A descoberta de seu efeito nocivo sobre a camada de ozônio deu o Prêmio Nobel de 1995 para Mário Molina, Paul Crutzen e F. Sherwood Rowland. Há um certo esforço mundial no sentido de abolir completamente seu uso nas próximas décadas. Em muitos países, inclusive o Brasil, eles não são mais usados nos aerossóis, tendo sido substituídos por propano (C_3H_8) e butano (C_4H_{10}).

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

32. Ao ser colocada sobre um fermento recente, a água oxigenada toma contato com uma substância X presente no interior das células. Essa substância X acelera a reação química assim equacionada:



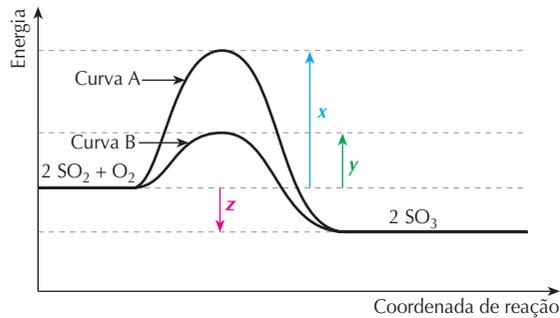
Nesse momento, a água oxigenada parece ferver.

- a) Explique o que vem a ser essa aparente fervura.
b) Qual é o papel desempenhado pela substância X?
33. "Frascos contendo água oxigenada devem ser guardados em locais escuros e frios para conservá-la por mais tempo." Explique por quê.

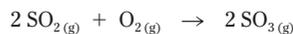
34. Ao desmontar o conversor catalítico de um automóvel encontramos a substância que atua como catalisador, na forma de grãosinhos.
a) Qual o papel desse conversor no combate à poluição?
b) Por que não usar um formato de placa em vez de grãosinhos?

35. De uma reportagem sobre os conversores catalíticos usados em automóveis, foi extraída a seguinte frase: "Catalisadores são substâncias que iniciam reações químicas que, sem eles, não seriam possíveis". Aponte dois erros conceituais presentes nessa frase.

36. Analise o seguinte diagrama e responda às perguntas:



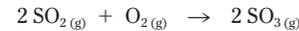
- Qual é a equação da reação química envolvida?
 - Que curva corresponde à reação sem catalise?
 - Que curva corresponde à reação catalisada?
 - A que corresponde o trecho marcado com a letra x?
 - A que corresponde o trecho marcado com a letra y?
 - A presença do catalisador afeta a energia de ativação?
 - A que corresponde o trecho marcado com a letra z?
 - A reação em questão é endotérmica ou exotérmica?
 - A presença do catalisador afeta o ΔH da reação?
37. Numa das etapas da produção do ácido sulfúrico ocorre a reação equacionada a seguir:



Ela é realizada atualmente (o método é chamado *processo de contato*) utilizando-se platina metálica sólida como catalisador. Responda:

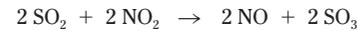
- Por que é importante usar o catalisador? Explique como ele atua.
- Trata-se de uma catálise homogênea ou heterogênea?

38. Numa das etapas da produção do ácido sulfúrico, ocorre a reação equacionada a seguir:

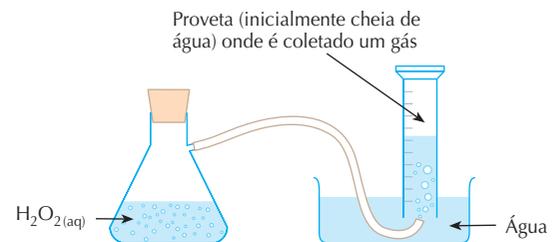


Antigamente essa reação era realizada (o método é chamado *processo das câmaras de chumbo*) empregando-se NO gasoso como catalisador. Responda:

- Trata-se de uma catálise homogênea ou heterogênea?
- Sabendo que o mecanismo da reação é o que aparece a seguir, determine se o NO aparece ou não na equação global do processo.



39. A aparelhagem desenhada abaixo permite realizar a reação de decomposição da água oxigenada.



- Qual é o gás que será recolhido à direita?
- Equacione a reação.
- Faça um gráfico (esboço) representando volume de gás em função do tempo, desde o início até o fim da reação. Represente (desenhando outra curva) como seria o gráfico se a reação fosse repetida na presença de um catalisador (e mantendo-se todas as demais condições constantes: quantidades dos reagentes, temperatura etc.).

Em destaque

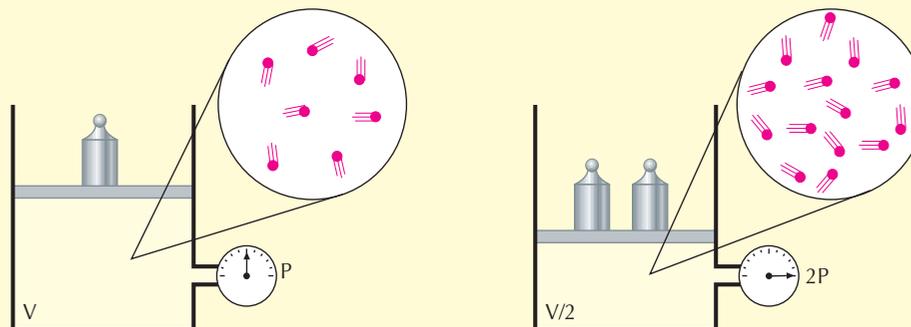
PRESSÃO E REAÇÕES ENVOLVENDO GASES

Antes de finalizar o capítulo, uma palavrinha adicional, referente ao fator pressão afetando a rapidez de uma reação.

Verifica-se experimentalmente que, *no caso de reações com pelo menos um reagente gasoso, um aumento de pressão acarreta um aumento na rapidez.*

Como explicar isso?

A resposta está no fato de os gases serem facilmente compressíveis. Um aumento de pressão, à temperatura constante, provoca uma redução no volume do gás, como está esquematizado no exemplo abaixo. A diminuição do volume é sinônimo de um aumento na concentração, o que, como vimos neste capítulo, implica aumento da rapidez da reação.



Quando, por exemplo, a pressão P de um gás dobra, o seu volume V se reduz à metade (temperatura mantida constante). Como conseqüência, a concentração, em mol/L, duplica.

Exercícios

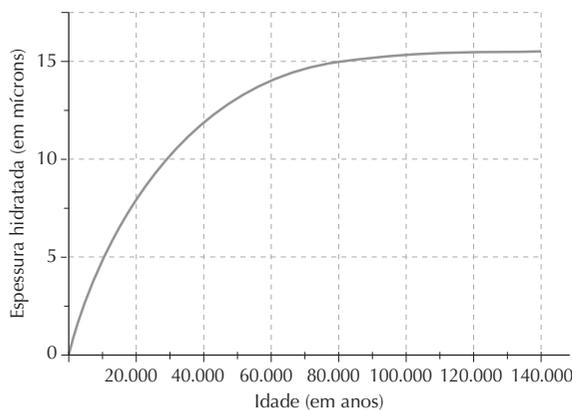
sobre todo o capítulo

Resolva em seu caderno

A tabela periódica é um instrumento de consulta!

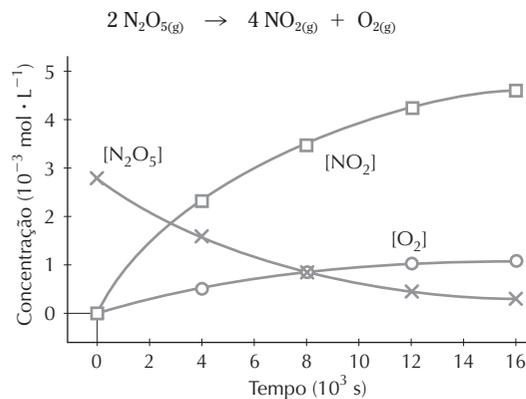
Quantificação da rapidez de reação

40. (Uerj) A água oxigenada é empregada, freqüentemente, como agente microbicida de ação oxidante local. A liberação do oxigênio, que ocorre durante a sua decomposição, é acelerada por uma enzima presente no sangue. Na limpeza de um ferimento, esse microbicida liberou, ao se decompor, 1,6 g de oxigênio por segundo. Nessas condições, a velocidade de decomposição da água oxigenada, em mol/min, é igual a:
- a) 6,0 b) 5,4 c) 3,4 d) 1,7
41. (Enem-MEC) A obsidiana é uma pedra de origem vulcânica que, em contato com a umidade do ar, fixa água em sua superfície formando uma camada hidratada. A espessura da camada hidratada aumenta de acordo com o tempo de permanência no ar, propriedade que pode ser utilizada para medir sua idade. O gráfico abaixo mostra como varia a espessura da camada hidratada, em microns (1 micron = 1 milésimo de milímetro) em função da idade da obsidiana.



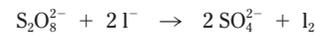
Com base no gráfico, pode-se concluir que a espessura da camada hidratada de uma obsidiana:

- a) é diretamente proporcional à sua idade.
 b) dobra a cada 10.000 anos.
 c) aumenta mais rapidamente quando a pedra é mais jovem.
 d) aumenta mais rapidamente quando a pedra é mais velha.
 e) a partir de 100.000 anos não aumenta mais.
42. (UFPI) O dióxido de nitrogênio, $\text{NO}_{2(g)}$, é um gás tóxico, pois sua inalação provoca irritação nas vias respiratórias. Analise os resultados expressos no gráfico abaixo e a reação de sua obtenção a partir do pentóxido de nitrogênio, $\text{N}_2\text{O}_{5(g)}$, na temperatura de 308 K e, em seguida, identifique a alternativa correta.

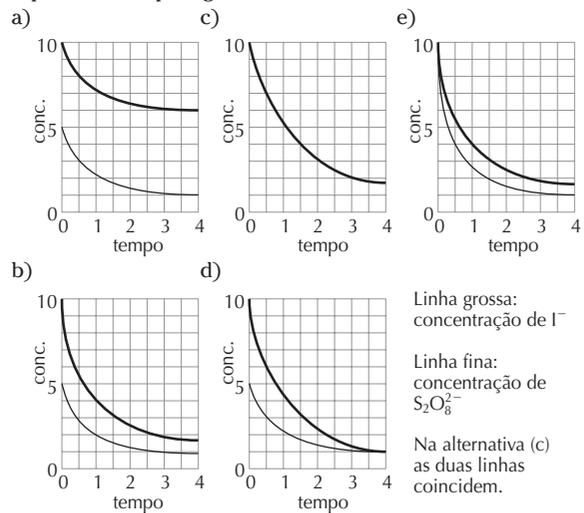


- a) Nos momentos iniciais, a velocidade de formação do $\text{NO}_{2(g)}$ é maior que a do $\text{O}_{2(g)}$.
 b) A velocidade de formação do $\text{NO}_{2(g)}$ é duas vezes a velocidade de formação do $\text{O}_{2(g)}$.
 c) A velocidade de decomposição do $\text{N}_2\text{O}_{5(g)}$ é a metade da velocidade de formação de $\text{O}_{2(g)}$.
 d) No tempo de 4×10^3 s, a velocidade de decomposição do $\text{N}_2\text{O}_{5(g)}$ é maior que a de formação do $\text{NO}_{2(g)}$.
 e) No tempo de zero a 2×10^3 s, a velocidade de formação do $\text{O}_{2(g)}$ é maior que a do $\text{NO}_{2(g)}$.

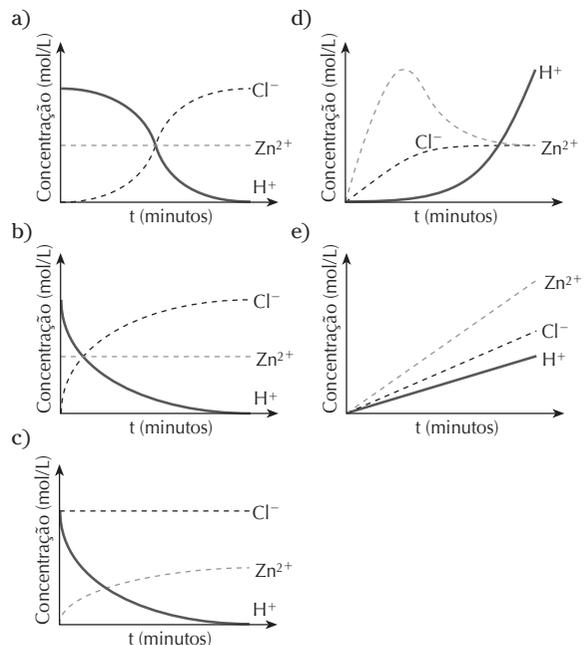
43. (Fuvest-SP) A reação de persulfato com iodeto



pode ser acompanhada pelo aparecimento da cor do iodo. Se no início da reação persulfato e iodeto estiverem em proporção estequiométrica (1 : 2), as concentrações de persulfato e de iodeto, em função do tempo de reação, serão representadas pelo gráfico:



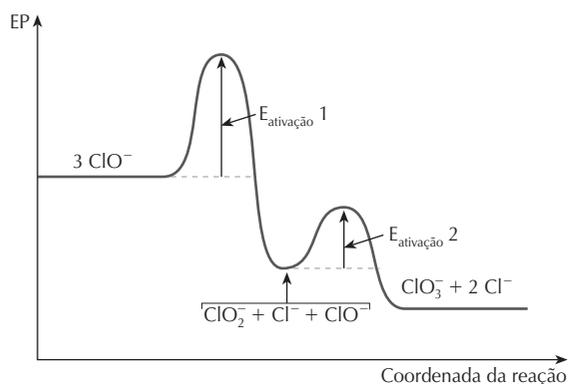
44. (PUC-SP) Na reação de solução de ácido clorídrico com zinco metálico, o gráfico que melhor representa o comportamento das espécies em solução é:



- a) A reação é exotérmica, pois apresenta $\Delta H = -22$ kcal.
 b) A energia de ativação da reação sem catalisador é igual a 80 kcal.
 c) A energia de ativação da reação com catalisador é igual a 39 kcal.
 d) A presença do catalisador diminui o valor do ΔH da reação de zero para -22 kcal.
 e) Nas condições-padrão, a entalpia de formação do gás amoníaco (NH_3) é igual a -11 kcal/mol.

54. (UFSCar-SP) Não se observa reação química visível com a simples mistura de vapor de gasolina e ar atmosférico, à pressão e temperatura ambientes, porque:
 a) a gasolina não reage com o oxigênio à pressão ambiente.
 b) para que a reação seja iniciada, é necessário o fornecimento de energia adicional aos reagentes.
 c) a reação só ocorre na presença de catalisadores heterogêneos.
 d) o nitrogênio do ar, por estar presente em maior quantidade no ar e ser pouco reativo, inibe a reação.
 e) a reação é endotérmica.

55. (IME-RJ) A reação $3 \text{ClO}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + 2 \text{Cl}^-$ 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.



Fatores que influenciam a rapidez das reações

56. (PUC-RS) Para responder a esta questão, relacione os fenômenos descritos na coluna I com os fatores que influenciam na velocidade dos mesmos, mencionados na coluna II.

- | | |
|---------------------------------------------------------------------------|--------------------------|
| Coluna I | Coluna II |
| 1 - Queimadas se alastrando rapidamente quando está ventando. | a) superfície de contato |
| 2 - Conservação dos alimentos no refrigerador. | b) catalisador |
| 3 - Efervescência da água oxigenada na higiene de ferimentos. | c) concentração |
| 4 - Lascas de madeira queimando mais rapidamente que uma tora de madeira. | d) temperatura |
- A alternativa que contém a associação correta entre as duas colunas é
- a) 1 - c; 2 - d; 3 - b; 4 - a d) 1 - b; 2 - c; 3 - d; 4 - a
 b) 1 - d; 2 - c; 3 - b; 4 - a e) 1 - c; 2 - d; 3 - a; 4 - b
 c) 1 - a; 2 - b; 3 - c; 4 - d

57. (Vunesp) A fonte energética primária do corpo humano vem da reação entre a glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) em solução e o oxigênio gasoso transportado pelo sangue. São gerados dióxido de carbono gasoso e água líquida como produtos. Na temperatura normal do corpo ($36,5^\circ\text{C}$), a interrupção do fornecimento energético para certos órgãos não pode exceder 5 minutos. Em algumas cirurgias, para evitar lesões irreversíveis nesses órgãos, decorrentes da redução da oxigenação, o paciente tem sua temperatura corporal reduzida para 25°C , e só então a circulação sanguínea é interrompida.
 a) Formule a equação química balanceada que representa a reação entre a glicose e o oxigênio.
 b) Explique por que o abaixamento da temperatura do corpo do paciente impede a ocorrência de lesões durante a interrupção da circulação.

58. (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:

a) pressão c) concentração
 b) temperatura d) superfície de contato

59. (Unifor-CE) Um prego de ferro foi colocado em uma solução aquosa ácida e aconteceu a reação representada pela equação:



Para tornar essa reação mais rápida, pode-se repetir o experimento fazendo o seguinte:

- I. aquecer a solução de ácido
- II. usar solução de ácido mais diluída
- III. triturar o prego

A rapidez SOMENTE é aumentada quando se realiza:

a) I c) III e) I e III
 b) II d) I e II

60. (Unimontes-MG) Considere as seguintes afirmações, envolvendo reações químicas, e identifique a única INCORRETA.
- a) O complexo ativado possui mais energia que os reagentes ou os produtos.
 b) A adição de um catalisador aumenta a energia de ativação.
 c) O aumento da energia de colisão favorece a reação.
 d) A concentração, a temperatura e o catalisador são fatores que afetam a velocidade de uma reação.

61. (UFMG) Três experimentos foram realizados para investigar a velocidade da reação entre HCl aquoso diluído e ferro metálico. Para isso, foram contadas, durante 30 segundos, as bolhas de gás formadas imediatamente após os reagentes serem misturados. Em cada experimento, usou-se o mesmo volume de uma mesma solução de HCl e a mesma massa de ferro, variando-se a forma de apresentação da amostra de ferro e a temperatura. O quadro indica as condições em que cada experimento foi realizado.

Experimento	Ferro (2 g)	Temperatura
I	prego	40°C
II	prego	20°C
III	palhinha de aço	40°C

Identifique a alternativa que apresenta os experimentos na ordem crescente do número de bolhas observado:

a) III, II, I b) I, II, III c) II, III, I d) II, I, III

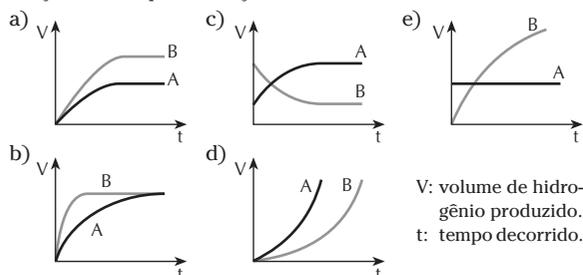
62. (UFPB) Um dos capítulos interessantes da química relaciona-se à cinética, que estuda a velocidade das reações e os fatores que a influenciam, como temperatura, pressão e natureza dos reagentes.

Para fixar o assunto com seus alunos, um professor, utilizando comprimidos de Sonrisal, antiácido efervescente à base de NaHCO_3 , realizou os seguintes experimentos:

- I. 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.
- II. 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.

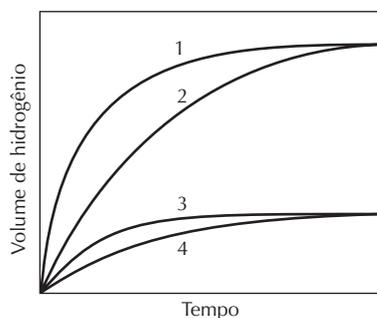
A partir das informações observadas nos testes realizados, responda:

- a) No teste I, em que copo o comprimido se dissolveu mais rápido? Justifique.
 - b) No teste II, em que caso a reação foi mais rápida? Por que isto acontece?
63. (Fuvest-SP) O zinco reage com ácidos, ocorrendo liberação do gás hidrogênio. Adicionam-se quantidades iguais de ácido em duas amostras de mesma massa de zinco, uma delas em raspas (A) e a outra em pó (B). Para esta experiência, o gráfico que deve representar a produção de hidrogênio em função do tempo de reação é:



64. (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 despreendido 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/ $^\circ\text{C}$	Volume da solução de H_2SO_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

65. (PUC-Campinas-SP) O uso de conversores catalíticos em veículos automotores a gasolina leva à diminuição da emissão de poluentes como monóxido de carbono, óxidos de nitrogênio e hidrocarbonetos, pois estes são convertidos em dióxido de carbono, água e nitrogênio. Logo, tais conversores
- I. contribuem para evitar o aumento dos índices de poluição nos grandes centros urbanos, principalmente nos "horários de pico";
 - II. auxiliam na diminuição do efeito estufa;
 - III. permitem grande economia de petróleo.
- Dessas afirmações
- a) somente I é correta.
 - b) somente II é correta.
 - c) somente III é correta.
 - d) somente I e II são corretas.
 - e) I, II e III são corretas.
66. (UFPel-RS) No rótulo de um determinado alimento, lê-se:

Prazo de validade:
24 horas a 5°C
3 dias a -5°C
10 dias a -18°C

Essas informações revelam que existe relação entre a temperatura e a velocidade da deterioração do alimento. A deterioração dos alimentos ocorre através de reações químicas, que formam substâncias impróprias ao consumo humano e que também alteram suas características organolépticas. Como sugerido no rótulo, a temperatura é um dos fatores que alteram a velocidade das reações químicas. A superfície de contato, a concentração das substâncias que constituem o alimento, a energia de ativação dessas reações e a pressão, caso haja formação de substâncias gasosas, são outros fatores que interferem na velocidade das reações químicas.

Em relação aos fatores que alteram a velocidade das reações químicas, podemos afirmar que, em um sistema fechado,

- I. se pulverizarmos uma substância sólida, ela reagirá mais lentamente.
- II. quanto maior a temperatura, maior será a velocidade da reação.
- III. quanto maior a concentração dos reagentes, maior será a velocidade da reação.

Está(ão) correta(s)

- a) as afirmativas I e II.
 - b) as afirmativas II e III.
 - c) as afirmativas I e III.
 - d) as afirmativas I, II e III.
 - e) somente a afirmativa II.
67. (Enem-MEC) A deterioração de um alimento é resultado de transformações químicas que decorrem, na maioria dos casos, da interação do alimento com microrganismos ou, ainda, da interação com o oxigênio do ar, como é o caso da rancificação de gorduras. Para conservar por mais tempo um alimento deve-se, portanto, procurar impedir ou retardar ao máximo a ocorrência dessas transformações. Os processos comumente utilizados para conservar alimentos levam em conta os seguintes fatores:



- I. microrganismos dependem da água líquida para sua sobrevivência.
- II. microrganismos necessitam de temperaturas adequadas para crescerem e se multiplicarem. A multiplicação de microrganismos, em geral, é mais rápida entre 25°C e 45°C, aproximadamente.
- III. transformações químicas têm maior rapidez quanto maior for a temperatura e a superfície de contato das substâncias que interagem.
- IV. há substâncias que acrescentadas ao alimento dificultam a sobrevivência ou a multiplicação de microrganismos.
- V. no ar há microrganismos que encontrando alimento, água líquida e temperaturas adequadas crescem e se multiplicam.

Em uma embalagem de leite “longa-vida”, lê-se:

“Após aberto é preciso guardá-lo em geladeira”

Caso uma pessoa **não** siga tal instrução, principalmente no verão tropical, o leite se deteriorará rapidamente, devido a razões relacionadas com

- a) o fator I, apenas.
 - b) o fator II, apenas.
 - c) os fatores II, III e V, apenas.
 - d) os fatores, I, II e III, apenas.
 - e) os fatores I, II, III, IV e V.
68. (Vunesp) O peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , comumente chamado de água oxigenada, pode reagir com íons I^- em solução aquosa, segundo uma reação que se processa em duas etapas:
 (1ª etapa, lenta) $H_2O_2 + I^- \rightarrow H_2O + IO^-$
 (2ª etapa, rápida) $H_2O_2 + IO^- \rightarrow H_2O + O_2 + I^-$
- a) Com base nessas etapas, pode-se afirmar que a reação é catalisada? Justifique sua resposta.
 - b) Represente a equação química balanceada da reação global que ocorre entre peróxido de hidrogênio e íons I^- em solução.
69. (PUC-MG) Identifique a afirmativa *incorreta*:
- a) A pulverização de um sólido influi na velocidade de suas reações.
 - b) Adicionando um catalisador específico para a reação, ele aumenta a velocidade dessa reação.
 - c) Uma reação química que apresenta energia de ativação extremamente pequena é muito lenta.
 - d) Se um reagente é gasoso, a variação de sua pressão influi na velocidade da reação da mesma maneira que a variação de sua concentração.
 - e) A elevação da temperatura aumenta a velocidade da reação química, porque aumenta o número de partículas com energia superior à energia de ativação da reação.
70. (Vunesp) Duas substâncias gasosas **A** e **B** reagem em um recipiente fechado, de acordo com a seguinte lei de velocidade $velocidade = k [A] \cdot [B]^2$

Com relação a esta reação são feitas as seguintes afirmações:

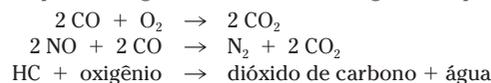
- I. Mantida constante a temperatura, a velocidade aumentará oito vezes, se o volume inicial for reduzido à metade.
- II. Mantido constante o volume, uma diminuição de temperatura provoca uma diminuição na velocidade da reação.
- III. Mantidos constantes o volume, a temperatura e a concentração de **A**, e diminuindo pela metade a concentração de **B**, a velocidade aumenta quatro vezes.

Podemos afirmar que:

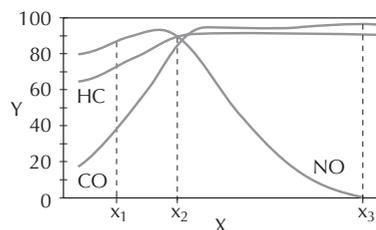
- a) I, II e III são corretas.
 - b) apenas I e II são corretas.
 - c) apenas I e III são corretas.
 - d) apenas II e III são corretas.
 - e) apenas II é correta.
71. (Uesb-Ba) Considere as reações químicas representadas pelas equações I, II e III.
- I. $2 NO_{(g)} + 2 H_{2(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2 H_2O_{(g)}$
 - II. $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2 HI_{(g)}$
 - III. $2 SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2 SO_{3(g)}$

Com base nessas equações e analisando-se o efeito da pressão sobre a velocidade de reação, pode-se afirmar que há

- 01) aumento da velocidade de I e II, com a diminuição da pressão.
 - 02) aumento da velocidade de II e III, com a diminuição da pressão.
 - 03) diminuição da velocidade de II e III, com o aumento da pressão.
 - 04) diminuição da velocidade de I e II, com o aumento da pressão.
 - 05) aumento da velocidade de I e III, com o aumento da pressão.
72. (Fuvest-SP) Os automóveis movidos a gasolina, mesmo que utilizem uma relação ar/combustível adequada, produzem substâncias poluentes tais como hidrocarboneto não queimado (HC), CO e NO. Atualmente, os automóveis são equipados com catalisadores que promovem as transformações dos referidos poluentes gasosos, conforme as seguintes equações:



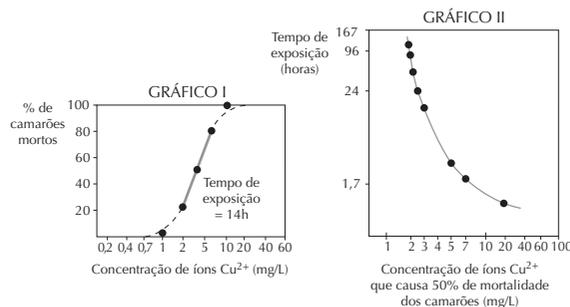
O gráfico ao lado dá a porcentagem de *poluentes transformados* (Y), em função da porcentagem de oxigênio (X) presente na mistura do combustível com o ar.



Logo, se a porcentagem de oxigênio na mistura for

- I. x_1 , a porcentagem de HC transformado será menor que a de CO transformado.
 - II. x_2 , a soma das quantidades de HC, CO e NO, nos gases de escape, será menor do que aquela obtida se a porcentagem de oxigênio for x_1 ou x_3 .
 - III. x_3 , restará menos CO, para transformar NO em N_2 , do que se a porcentagem de oxigênio for x_1 .
- É, pois, correto o que se afirma
- a) em I apenas.
 - b) em II apenas.
 - c) em III apenas.
 - d) em II e III apenas.
 - e) em I, II e III.

73. (Enem-MEC) Para testar o uso do algicida sulfato de cobre em tanques para criação de camarões, estudou-se, em aquário, a resistência desses organismos a diferentes concentrações de íons cobre (representados por Cu^{2+}). Os gráficos relacionam a mortalidade de camarões com a concentração de Cu^{2+} e com o tempo de exposição a esses íons.



Adaptado de VOWLES, P.D. & CONNELL, D. W. *Experiments in environmental chemistry – a laboratory manual*. Oxford: Pergamon Press, 1980.

Se os camarões utilizados na experiência fossem introduzidos num tanque de criação contendo 20.000 L de água tratada com sulfato de cobre, em quantidade suficiente para fornecer 50 g de íons cobre, estariam vivos, após 24 horas, cerca de

- a) 1/5.
- b) 1/4.
- c) 1/2.
- d) 2/3.
- e) 3/4.

Capítulo

8

CID

A agricultura é responsável por cerca de 90% do alimento consumido mundialmente. Não fosse pela fabricação de fertilizantes, a produtividade das lavouras seria sensivelmente menor e haveria ainda mais fome ao redor do mundo.

Uma das matérias-primas para a produção de fertilizantes é a amônia, cuja produção em larga escala só se tornou possível quando os cientistas compreenderam os equilíbrios químicos.

Neste capítulo veremos o conceito de **equilíbrio químico** e como ele é aplicado para otimizar a produção industrial de amônia.

Equilíbrio químico: a coexistência de reagentes e produtos

Comentário preliminar

Um dos grandes progressos da história da Química foi a compreensão de que as reações químicas nem sempre se completam, isto é, nem sempre apresentam rendimento 100%. Os químicos observaram que, em muitos casos, mesmo após tempo suficientemente prolongado (após a mistura dos reagentes) para que a reação acabe, ainda restam reagentes no sistema.

Partindo de uma situação inicial em que há apenas reagentes, um sistema pode convergir para uma situação em que há reagentes e produtos coexistindo (existindo simultaneamente) com concentrações invariáveis ao longo do tempo.

Estudar essa situação em que a reação aparentemente “parou” de acontecer, denominada **equilíbrio químico**, é a meta deste capítulo. O conceito de equilíbrio químico é um dos mais importantes da Química e é, portanto, fundamental que você o domine.

Inicialmente, este capítulo conceitua o equilíbrio como uma situação dinâmica, o que é feito no item 1. A seguir, nos itens 2 e 3, é apresentado um tratamento matemático do equilíbrio químico, que envolve os conceitos de **constante de equilíbrio em função das concentrações** (K_c), de **constante de equilíbrio em função das pressões parciais** (K_p) e de **grau de equilíbrio** (α).

Finalmente, o item 4 discute a influência sobre um equilíbrio químico de fatores como a variação da concentração dos participantes, a alteração de temperatura ou a modificação da pressão. Será apresentado o conceito de **deslocamento de equilíbrio**, bem como uma importante generalização científica sobre tal tipo de acontecimento: o **Princípio de Le Chatelier**.

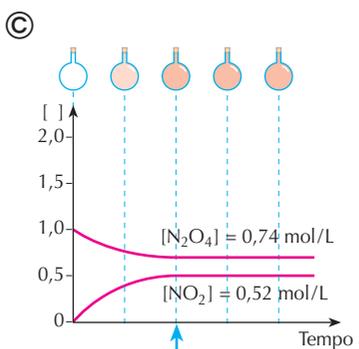
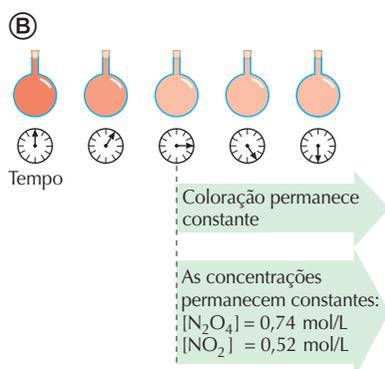
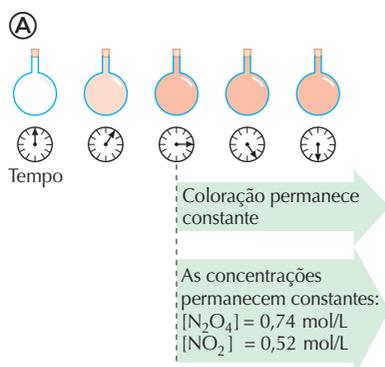
Os dois capítulos seguintes envolverão a aplicação dos conteúdos estudados neste capítulo a situações de grande interesse prático para a Química.

Alguns conteúdos importantes

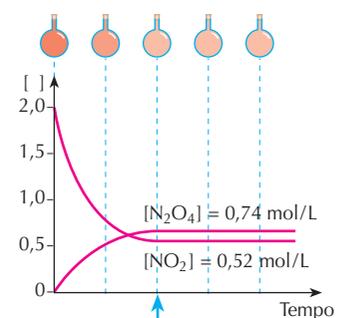
- Conceito de equilíbrio químico
- Equilíbrios homogêneos *versus* equilíbrios heterogêneos
- Constante de equilíbrio em função das concentrações (K_c)
- Constante de equilíbrio em função das pressões parciais (K_p)
- Grau de equilíbrio
- Deslocamento de equilíbrio e Princípio de Le Chatelier
- Processo de Haber-Bosch: uma aplicação de conceitos de cinética e de equilíbrio químico

Motivação

Fatos experimentais



A partir deste instante as concentrações passam a ser constantes



A partir deste instante as concentrações passam a ser constantes

Gráficos elaborados pelos autores.

Primeiro relato de fatos experimentais

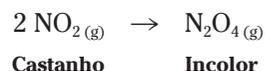
Colocou-se 1 mol de N_2O_4 em um recipiente de 1 L, mantido à temperatura constante de 100°C . Estamos interessados em investigar a transformação do N_2O_4 (gás incolor) em NO_2 (gás castanho):



Observa-se que, com o passar do tempo, a coloração castanha vai se tornando cada vez mais intensa até atingir um momento a partir do qual permanece constante. Nesse momento, uma análise revela que, além do NO_2 produzido, ainda resta N_2O_4 dentro do recipiente. A figura Ⓐ esquematiza esse resultado.

Segundo relato de fatos experimentais

Colocam-se 2 mol de NO_2 num recipiente de 1 L mantido a 100°C . O interesse é pelo processo inverso do relato anterior.



A intensa coloração castanha inicial vai diminuindo gradualmente, sem, no entanto, desaparecer por completo. Quando a coloração passa a permanecer invariável, uma análise revela que dentro do balão existe uma mistura de N_2O_4 e NO_2 . A figura Ⓑ esquematiza o resultado do experimento.

Desenvolvendo o tema

1. CONCEITO DE EQUILÍBRIO QUÍMICO

1.1. O equilíbrio químico é dinâmico

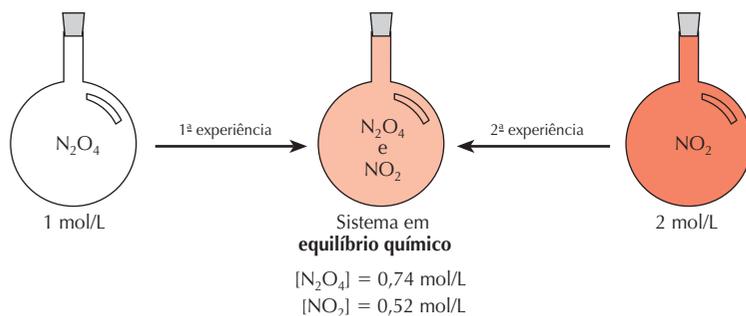
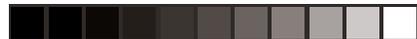
O fato de muitas reações químicas não chegarem a se completar totalmente está relacionado ao conceito de *equilíbrio químico*. Para entender tal conceito, comecemos analisando os resultados das duas experiências descritas acima.

No primeiro experimento, para cada molécula de N_2O_4 que reage, duas moléculas de NO_2 são produzidas. Como a reação não consumiu todo o N_2O_4 , podemos dizer que, ao final, além das moléculas de NO_2 formadas, ainda existem moléculas do N_2O_4 que sobraram.

No segundo experimento, as moléculas de NO_2 foram se transformando, duas a duas, em moléculas de N_2O_4 . Essa transformação, contudo, não foi completa, restando ao final uma certa quantidade de NO_2 que aparentemente não tomou parte na reação.

Podemos representar os resultados de ambas as experiências por meio dos gráficos, Ⓒ, mostrados ao lado.

Se você comparar os resultados das duas experiências, vai chegar à conclusão de que, à temperatura de 100°C , tanto o sistema contendo 1 mol/L de N_2O_4 (primeira experiência) quanto aquele formado por 2 mol/L de NO_2 (segunda experiência) caminham espontaneamente para uma situação final em que existe 0,74 mol/L de N_2O_4 e 0,52 mol/L de NO_2 .

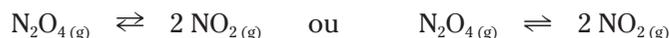


Em outras palavras, nem a reação direta, $N_2O_4 \rightarrow 2 NO_2$, nem a inversa, $2 NO_2 \rightarrow N_2O_4$, se processam completamente. Ambas parecem parar num ponto intermediário, que é denominado situação de **equilíbrio químico**.



Equilíbrio químico é a situação na qual as concentrações dos participantes da reação não se alteram, pois as reações direta e inversa estão se processando com velocidades iguais. É uma situação de **equilíbrio dinâmico**.

Os químicos utilizam as seguintes representações* para mostrar que uma reação é reversível, isto é, pode ocorrer em ambos os sentidos, tendendo a atingir a situação de equilíbrio:



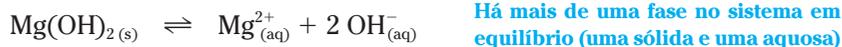
1.2. Equilíbrios homogêneos e heterogêneos

Os equilíbrios químicos são classificados em dois grandes grupos: os equilíbrios homogêneos e os heterogêneos.

Equilíbrios homogêneos são aqueles em que todos os participantes estão em uma mesma fase, constituindo, portanto, um sistema homogêneo. Exemplos:



Equilíbrios heterogêneos são aqueles em que os participantes estão em mais de uma fase, constituindo, portanto, um sistema heterogêneo. Exemplos:



Os equilíbrios heterogêneos são um pouco mais complexos e, por esse motivo, vamos deixá-los para o capítulo 10.

* De acordo com o *Compendium of Chemical Terminology, Iupac Recommendations*, publicação que contém as recomendações da União Internacional de Química Pura e Aplicada referentes ao uso da terminologia química, em uma equação química “diferentes símbolos são usados para conectar os reagentes e produtos, com os seguintes significados: \rightleftharpoons para uma relação estequiométrica; \rightarrow para uma reação completa no sentido direto; \rightleftharpoons para uma reação que ocorra em ambos os sentidos; \rightleftharpoons para uma reação em equilíbrio”. Assim, embora seja mais recomendável empregar o sinal \rightleftharpoons para indicar que uma reação está em equilíbrio químico, o sinal \rightleftharpoons e, às vezes, o \rightleftharpoons , também são usados com essa intenção.



EDUARDO SANTALIESTRA / CID

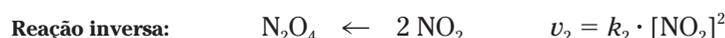
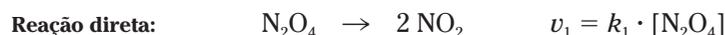
No vinagre existe um equilíbrio homogêneo envolvendo o ácido acético:
 $CH_3COOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$
 No leite de magnésia existe um equilíbrio heterogêneo envolvendo o hidróxido de magnésio (que se apresenta como um sólido finamente dividido):
 $Mg(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Mg^{2+}_{(aq)} + 2 OH^-_{(aq)}$

2. CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM FUNÇÃO DAS CONCENTRAÇÕES

2.1. Equacionando matematicamente o equilíbrio

Vamos considerar as duas experiências que comentamos na página 210.

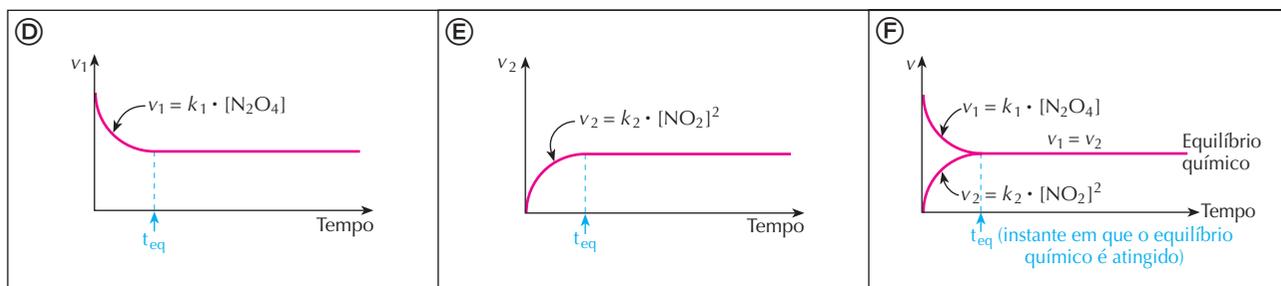
Suponhamos que tanto a reação direta quanto a inversa sejam elementares, isto é, ocorram em uma só etapa. Desse modo podemos escrever a equação de velocidade para cada uma delas:



No início da experiência $[\text{N}_2\text{O}_4] = 1 \text{ mol/L}$. À medida que o tempo passa, o N_2O_4 é consumido e, portanto, sua concentração vai diminuindo, acarretando diminuição de v_1 . Quando o equilíbrio químico é atingido, a $[\text{N}_2\text{O}_4]$ passa a ficar constante e, conseqüentemente, v_1 também passa a ser constante (figura D).

A velocidade da reação inversa (v_2) é nula no início da experiência, pois inicialmente não existe produto ($[\text{NO}_2] = 0$). Com o passar do tempo, o NO_2 vai sendo formado e a $[\text{NO}_2]$ vai aumentando, o que faz v_2 também aumentar até o momento em que o equilíbrio é alcançado e v_2 passa a permanecer constante, pois $[\text{NO}_2]$ não varia mais (figura E).

Podemos construir um único gráfico no qual mostramos a variação de v_1 e v_2 até atingir o equilíbrio, quando v_1 e v_2 se igualam. Ele aparece na figura F.

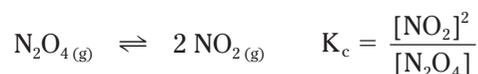


Gráficos elaborados pelos autores.

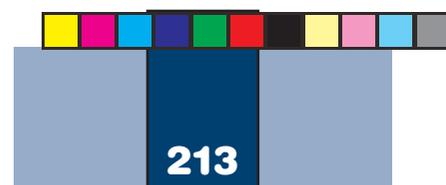
A partir do momento em que o equilíbrio é alcançado, podemos igualar v_1 e v_2 dadas pelas expressões acima e deduzir a seguinte expressão:

$$v_1 = v_2 \Rightarrow k_1 \cdot [\text{N}_2\text{O}_4] = k_2 \cdot [\text{NO}_2]^2 \Rightarrow \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \text{constante}$$

Como k_1 e k_2 são constantes, então k_1/k_2 é constante. Essa nova constante é chamada de **constante de equilíbrio**, e é simbolizada por K_c . Para o equilíbrio em questão, temos:



O significado dessa expressão é o de que, **a uma certa temperatura fixa**, quando a reação estiver em equilíbrio químico, as concentrações $[\text{N}_2\text{O}_4]$ e $[\text{NO}_2]$ obedecem à relação que diz que o resultado do cálculo $[\text{NO}_2]^2/[\text{N}_2\text{O}_4]$ é igual a um valor numérico fixo, representado por K_c . Para a reação em questão, realizada a 100°C , esse valor é 0,36. Para entender melhor esse conceito, analise cuidadosamente a tabela 1 que aparece na próxima página.



Motivação

Análise estes dados

Tabela 1. Dados para o equilíbrio $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$, a $100^\circ C$

Início		No equilíbrio		$\frac{[NO_2]_{eq}^2}{[N_2O_4]_{eq}}$
$[N_2O_4]_i$ (mol/L)	$[NO_2]_i$ (mol/L)	$[N_2O_4]_{eq}$ (mol/L)	$[NO_2]_{eq}$ (mol/L)	
1,0	0,0	0,74	0,52	0,36
2,0	0,0	1,62	0,76	0,36
3,0	0,0	2,52	0,96	0,36
0,0	1,0	0,33	0,34	0,36
0,0	2,0	0,74	0,52	0,36
0,0	3,0	1,18	0,65	0,36
1,0	1,0	1,18	0,65	0,36
1,0	2,0	1,62	0,76	0,36
2,0	2,0	2,52	0,96	0,36

Tabela elaborada pelos autores.

A tabela acima se refere a uma série de nove experiências (cada linha corresponde a uma delas) em que se coloca N_2O_4 e/ou NO_2 em um recipiente fechado de volume constante, à temperatura fixa de $100^\circ C$. Note que, qualquer que seja a concentração inicial de N_2O_4 e de NO_2 , o sistema atinge o equilíbrio com $[NO_2]^2/[N_2O_4]$ igual a 0,36.

Desenvolvendo

o tema

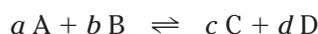
2.2. Generalizando o conceito de K_c

A partir da tabela 1 podemos concluir que:

O valor da **constante de equilíbrio** para uma reação, numa certa temperatura, **não depende das concentrações iniciais** de reagentes e de produtos.

Para o equilíbrio em questão, $N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2$, a constante de equilíbrio (K_c) a $100^\circ C$, pelo que se conclui da tabela 1, vale 0,36.

Vamos, agora, generalizar o conceito de constante de equilíbrio. Considere a representação a seguir referente a um equilíbrio homogêneo:



Supondo elementares as reações direta e inversa:

Reação direta: $v_1 = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$

Reação inversa: $v_2 = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$

Igualando v_1 e v_2 , vem:

$$k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d \Rightarrow \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = \text{constante}$$

Tabela 2. Valores de K_c , a 25°C, para alguns equilíbrios homogêneos

Equilíbrio	K_c
$2 \text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_{3(g)}$	$9,9 \cdot 10^{+25}$
$\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(g)}$	$6,0 \cdot 10^{+5}$
$\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{HI}_{(g)}$	$7,9 \cdot 10^{+2}$
$\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$	$4,0 \cdot 10^{-2}$
$\text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{(g)}$	$1,0 \cdot 10^{-30}$

Fonte: L. Jones e P. Atkins. *Chemistry. Molecules, matter and change*. 4. ed. New York, Freeman, 2000. p. 625-628; W. L. Masterton e E. J. Slowinski. *Química Geral Superior*. 4. ed. Rio de Janeiro, Interamericana, 1978. p. 290-292; R. Chang. *Chemistry*. 5. ed. New York, McGraw-Hill, 1994. p. 591.

Tabela 3. Valores de K_c para o processo $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$

Temperatura (°C)	K_c
25	$4,0 \cdot 10^{-2}$
100	$3,6 \cdot 10^{-1}$
127	1,4
150	3,2
227	$4,1 \cdot 10^{+1}$

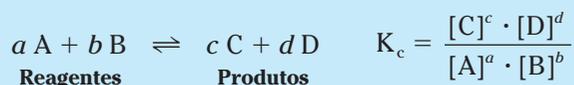
Fonte: L. Jones e P. Atkins. *Chemistry. Molecules, matter and change*. 4. ed. New York, Freeman, 2000. p. 625-628; W. L. Masterton e E. J. Slowinski. *Química Geral Superior*. 4. ed. Rio de Janeiro, Interamericana, 1978. p. 290-292.

Tabela 4. Valores de K_c para o processo $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(g)}$

Temperatura (°C)	K_c
25	$6,0 \cdot 10^{+5}$
200	$6,5 \cdot 10^{-1}$
300	$1,1 \cdot 10^{-2}$
400	$6,2 \cdot 10^{-4}$
500	$7,4 \cdot 10^{-5}$

Fonte: R. Chang. *Chemistry*. 5. ed. New York, McGraw-Hill, 1994. p. 591.

A expressão da constante de equilíbrio em função das concentrações é definida como a multiplicação das concentrações em mol/L dos produtos dividida pela dos reagentes, todas elevadas aos respectivos coeficientes estequiométricos.



Cada reação possui sua própria expressão para a constante de equilíbrio. O valor numérico dessa constante também é característico de cada reação, a uma certa temperatura (analise a tabela 2). Para uma mesma reação, variações de temperatura afetam o valor de K_c (analise as tabelas 3 e 4).

Não confunda *constante de equilíbrio* com *expressão matemática da constante de equilíbrio*. A constante de equilíbrio é um *número característico* de uma dada reação numa certa temperatura, representado por K_c . Por outro lado, a expressão matemática da constante de equilíbrio é uma *sentença matemática* que relaciona K_c com as concentrações de reagentes e produtos no equilíbrio.

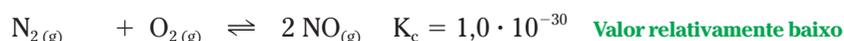
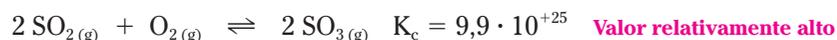
O fato de o quociente das concentrações permanecer constante no equilíbrio, devido à igualdade das velocidades de reação direta e inversa, foi explicado corretamente em 1863 pelos químicos noruegueses Cato Maximilian Guldberg e Peter Waage. Essa lei da natureza foi chamada por eles de *Lei de Ação das Massas*, hoje também chamada por alguns de *Lei de Guldberg-Waage*. Muitos autores denominam *Lei de Ação das Massas* a expressão matemática da constante de equilíbrio. Outros, contudo, utilizam esse nome para a lei cinética de uma reação (página 191).

Para demonstrar que o quociente $[C]^c[D]^d/[A]^a[B]^b$ permanece constante na situação de equilíbrio químico, partimos da hipótese de que tanto a reação direta quanto a inversa eram elementares. Contudo, na química de nível superior, é possível fazer uma demonstração geral de que o resultado do cálculo $[C]^c[D]^d/[A]^a[B]^b$, envolvendo as concentrações no equilíbrio, permanece constante mesmo em se tratando de reações direta e inversa não-elementares.

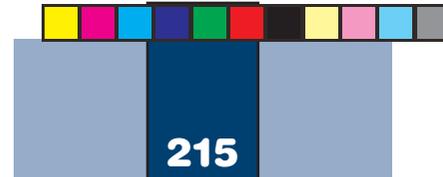
As concentrações que aparecem em K_c possuem unidade mol/L. Assim, dependendo de sua expressão matemática, poderíamos pensar que a constante K_c possuiria diferentes unidades como por exemplo $(\text{mol/L})^2$, $(\text{mol/L})^1$, $(\text{mol/L})^{-1}$. No entanto, **consideraremos K_c como número adimensional**, por razões estudadas no ensino superior*.

2.3. Espontaneidade de uma reação

Vamos tomar dois exemplos de equilíbrio químico e suas constantes de equilíbrio a 25°C:



* Na química universitária, costuma-se trabalhar com K_c como sendo um **número adimensional** (sem unidade) e, por essa razão, é freqüente encontrarmos autores que não colocam unidades em K_c . Nesse caso em particular não se trata de um erro, pois para isso existem razões científicas, as quais, entretanto, estão além dos objetivos deste livro. (Cf. L. Jones e P. Atkins. *Chemistry. Molecules, matter and change*. 4. ed. New York, Freeman, 2000. p. 622, ou I. N. Levine. *Physical Chemistry*. 4. ed. New York, McGraw-Hill, 1995. p. 168-170 ou W. J. Moore. *Físico-química*. 4. ed. São Paulo, Edgard Blücher, 1988. p. 263.)



O primeiro equilíbrio possui um valor muito alto para K_c , o que revela que na situação de equilíbrio químico teremos muito mais produto do que reagente. Em outras palavras, podemos dizer que esta é uma reação muito favorecida. Já no segundo exemplo a constante de equilíbrio é muito pequena, o que revela que a reação é muito pouco favorecida, ou seja, no equilíbrio temos muito mais reagente do que produto (veja os esquemas ao lado).

Podemos concluir que o valor da constante de equilíbrio nos permite avaliar a tendência que determinada transformação química tem para acontecer.

Uma reação é tanto **mais favorecida** (mais espontânea) a uma certa temperatura **quanto maior for o valor da sua constante de equilíbrio** nessa temperatura.

O numerador é $9,9 \cdot 10^{25}$ vezes maior que o denominador. No equilíbrio há mais produto do que reagente.

$$\frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = 9,9 \cdot 10^{+25}$$

$$\frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]} = 1,0 \cdot 10^{-30}$$

O denominador é $1,0 \cdot 10^{30}$ vezes maior que o numerador. No equilíbrio há mais reagente do que produto.

2.4. Grau de equilíbrio

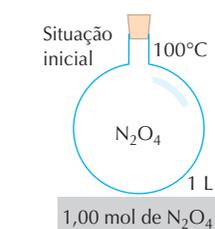
Voltemos ao caso da primeira experiência do início do capítulo, resumida na ilustração ao lado. Note que a quantidade de N_2O_4 que reagiu (0,26 mol) representa 26% da quantidade inicial (1 mol). Em problemas ligados a equilíbrio, os químicos costumam utilizar, além da constante de equilíbrio, uma outra grandeza chamada **grau de equilíbrio**, simbolizada por α :

$$\alpha = \frac{\text{quantidade, em mols, que reagiu até atingir o equilíbrio}}{\text{quantidade, em mols, inicial do reagente}}$$

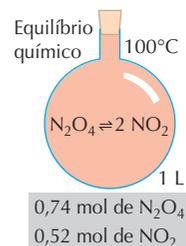
No exemplo em questão:

$$\alpha = \frac{0,26 \text{ mol}}{1,00 \text{ mol}} = 0,26 \quad \text{ou} \quad \alpha = 26\%$$

O grau de equilíbrio será sempre um número entre 0 e 1 (ou seja, entre 0% e 100%), que expressa o rendimento da reação. Assim, por exemplo, dizer que uma reação apresenta $\alpha = 26\%$ equivale a dizer que seu rendimento é 26%.



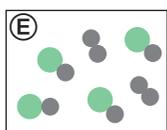
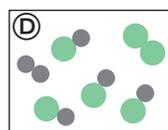
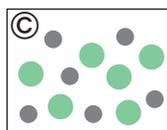
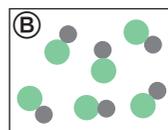
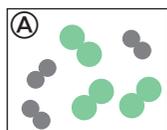
0,26 mol de N_2O_4 reage



Questões para fixação

Resolva em seu caderno

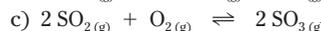
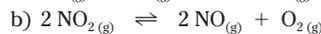
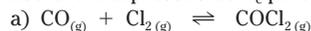
1. Qual dos modelos é mais adequado para representar um sistema no qual há o equilíbrio: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HCl}(\text{g})$?



Legenda:

● = H
● = Cl

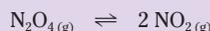
2. Escreva a expressão de K_c para os seguintes equilíbrios:



3. (PUC-SP) Em determinadas condições de temperatura e pressão, existe 0,5 mol/L de N_2O_4 em equilíbrio com 2 mol/L de NO_2 , segundo a equação $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$. Qual o valor da constante (K_c) desse equilíbrio, nas condições da experiência?

Resolução

Como o problema forneceu as concentrações presentes no equilíbrio, basta introduzi-las na expressão do K_c :



$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(2)^2}{(0,5)} = 8$$

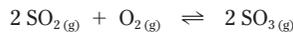
4. Determine o valor de K_c para a reação $2 \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ nas condições da questão anterior.

Resolução

Uma vez que a equação foi invertida, o K_c também fica invertido. Assim:



5. Numa das etapas de fabricação do ácido sulfúrico, ocorre a transformação de dióxido em trióxido de enxofre:



Se, em determinadas condições de pressão e temperatura, existirem em equilíbrio, em um recipiente de 4,0 L, 0,80 mol de SO_2 , 1,25 mol de O_2 e 2,0 mol de SO_3 , determine o valor de K_c , nessas condições.

Comentário: Perceba que o problema fornece as quantidades no equilíbrio, em mol, e o volume, mas não as concentrações em mol/L. É necessário calculá-las.

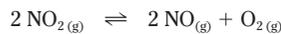
6. O fosgênio é um gás tóxico, utilizável como arma química, que pode ser obtido pelo processo a seguir, a 530°C :



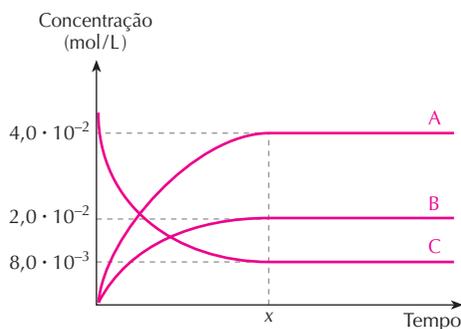
Se, em um recipiente de 30 dm^3 , participam do equilíbrio 2 mol de monóxido de carbono, 5 mol de cloro e 15 mol de fosgênio, determine o valor de K_c .

Comentário: Lembre-se de que $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$.

7. Dentro de um recipiente contendo inicialmente apenas NO_2 , ocorre o seguinte processo, a temperatura constante:



As concentrações dos participantes foram acompanhadas com o passar do tempo, tendo sido feito o gráfico abaixo.



- a) Associe as curvas A, B e C aos participantes da reação.
b) Que ocorre de especial no tempo x ?
c) Calcule K_c para o equilíbrio em questão.
8. Em um recipiente de 1 L são introduzidos 5,0 mol de N_2O_4 que se transformam em NO_2 : $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$. Uma vez atingido o equilíbrio, resta no sistema 1,3 mol de reagente. Calcule K_c na temperatura desse experimento.

Resolução

Este problema difere dos anteriores por não fornecer diretamente todas as concentrações presentes no equilíbrio.

No início:

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{5,0 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 5,0 \text{ mol/L}$$

No equilíbrio:

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{1,3 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 1,3 \text{ mol/L}$$

No entanto podemos descobrir a $[\text{NO}_2]$ no equilíbrio montando uma tabela, onde vamos fazer a contabilidade das quantidades que participam do processo.

	Concentração inicial do reagente	Os locais em cinza não serão usados
	$\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$	\rightleftharpoons
		$2 \text{NO}_{2(g)}$
Início	→	—
Reagiu	→	←
Formou	←	→
No equilíbrio	←	→

Quantidade do reagente que foi gasta Concentrações dos participantes no equilíbrio Quantidade do produto que foi formada

Uma tabela como essa pode ser preenchida com valores de concentração, em mol/L, ou quantidade, em mol. No caso, vamos preenchê-la com concentrações; temos dois dados para começar.

	$\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$	\rightleftharpoons	$2 \text{NO}_{2(g)}$
Início	5,0		—
Reagiu	→ 3,7		←
Formou	←		→ 7,4
No equilíbrio	← 1,3		→ 7,4

Chegamos a esse valor assim: $5,0 - 1,3 = 3,7$ Concentrações que colocamos na expressão de K_c Os locais em rosa guardam a proporção dos coeficientes: 1 : 2 3,7 : 7,4

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(7,4)^2}{(1,3)} \Rightarrow K_c = 42$$

Neste capítulo e nos dois próximos veremos muitos problemas cuja resolução é facilitada por essa tabela. É importante que você adquira familiaridade com sua utilização.

9. Calcule o grau de equilíbrio para a reação do exercício anterior.

Resolução

Utilizando os valores que constam da tabela:

$$\alpha = \frac{\text{quantidade em mols de } \text{N}_2\text{O}_4 \text{ que reagiu}}{\text{quantidade em mols de } \text{N}_2\text{O}_4 \text{ inicial}}$$

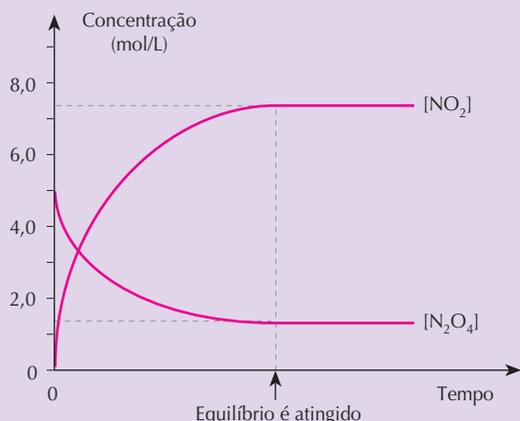
$$\alpha = \frac{3,7}{5,0} = 0,74$$

$$\alpha = 0,74 \quad \text{ou} \quad \alpha = 74\%$$

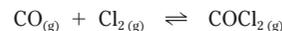
10. Ainda sobre o mesmo exercício, esboce um gráfico das concentrações de N_2O_4 e NO_2 em função do tempo.

Resolução

Perceba que o gráfico representa os valores da tabela.



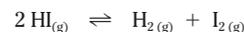
11. Num recipiente de capacidade 2,0 L são colocados 8,0 mol de CO e 8,0 mol de Cl_2 para tomarem parte no seguinte processo, a temperatura constante:



Sabendo que o grau de equilíbrio é 75%, calcule K_c na temperatura do experimento.

12. Faça um gráfico de concentração, em mol/L, em função do tempo para os três participantes do processo descrito na questão anterior.

13. 64,0 g de HI gasoso sofrem decomposição a temperatura constante em recipiente fechado:



Estabelecido o equilíbrio, verifica-se a presença de 12,8 g de HI no sistema. Pede-se:

- o grau de equilíbrio;
- o valor da constante de equilíbrio;
- um gráfico de quantidade, em mols, versus tempo para cada participante.

Comentário: Consulte a tabela periódica para obter as massas atômicas e, a partir delas, as massas molares.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.5. Decidindo se um sistema está em equilíbrio

Considere os sistemas (A), (B) e (C), esquematizados nas figuras ao lado.

Em qual (quais) existe equilíbrio químico? Para responder vamos relembrar que a constante de equilíbrio para essa reação possui a seguinte expressão:



No entanto essa expressão é válida apenas no equilíbrio, pois, ao demonstrar à página 212 que $[NO_2]^2/[N_2O_4]$ permanece constante, partimos da hipótese de que as velocidades da reação direta e inversa eram iguais. Portanto:

A expressão de K_c estabelece uma **relação matemática** entre os valores das concentrações, em mol/L, **na situação de equilíbrio químico**.

Assim, para os três sistemas, vamos calcular o resultado de $[NO_2]^2/[N_2O_4]$. Se esse valor for igual a 0,36, isso significa que a reação $N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2$ está em equilíbrio. Caso $[NO_2]^2/[N_2O_4]$ seja diferente de 0,36, não há equilíbrio.

- Sistema (A):** O cálculo de $[NO_2]^2/[N_2O_4]$ resulta em 0,60, que é diferente de 0,36. Portanto, nesse sistema, o processo **não** está em equilíbrio.
- Sistema (B):** O cálculo de $[NO_2]^2/[N_2O_4]$ resulta em 0,36, que é exatamente o valor de K_c , nessa temperatura. Nesse sistema o processo **está** em equilíbrio.
- Sistema (C):** O cálculo de $[NO_2]^2/[N_2O_4]$ resulta em 0,25, que é diferente de 0,36. Portanto, nesse sistema, o processo **não** está em equilíbrio.

Assim, para verificar se um sistema está em equilíbrio químico, basta substituir os valores das concentrações na expressão da constante de equilíbrio; se o resultado numérico do cálculo for igual ao valor de K_c , na temperatura em questão, o sistema estará em equilíbrio. E se for diferente, não estará.

(A) 100°C

N_2O_4
e
 NO_2

$[N_2O_4] = 2,40 \text{ mol/L}$
 $[NO_2] = 1,20 \text{ mol/L}$

(B) 100°C

N_2O_4
e
 NO_2

$[N_2O_4] = 2,53 \text{ mol/L}$
 $[NO_2] = 0,96 \text{ mol/L}$

(C) 100°C

N_2O_4
e
 NO_2

$[N_2O_4] = 2,60 \text{ mol/L}$
 $[NO_2] = 0,80 \text{ mol/L}$

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

14. (FCC-BA) A respeito da reação: $A + B \rightleftharpoons C + 2D$, foram levantados os seguintes dados:

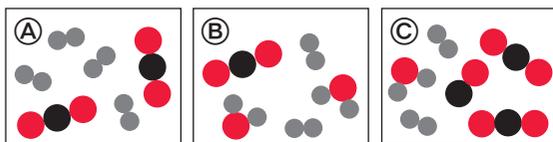
Experimento	Concentração (mol · litro ⁻¹)			
	A	B	C	D
I	0,50	4,00	1,00	1,00
II	4,00	2,00	1,00	2,00
III	4,00	3,00	2,00	2,00
IV	9,00	2,00	1,00	3,00
V	16,00	8,00	4,00	4,00

Dos cinco experimentos realizados, quatro já atingiram o equilíbrio. Em qual dos experimentos o equilíbrio ainda não foi atingido?

15. Os modelos a seguir representam sistemas em que pode, ou não, haver o equilíbrio químico, a 1.000°C:



Em quais casos certamente o sistema **não** está em equilíbrio? Justifique.



Legenda:
 ● = H
 ● = C
 ● = O

16. A 150°C, o equilíbrio $\text{N}_2\text{O}_4_{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_2_{(g)}$ apresenta $K_c = 3,2$. Nessa temperatura, foram feitas misturas de N_2O_4 e NO_2 , cada qual colocada em um frasco numerado. No exato momento em que essas misturas foram feitas, as concentrações de cada gás são as mostradas na tabela:

Frasco	$[\text{N}_2\text{O}_4]$	$[\text{NO}_2]$
1	1,0	1,0
2	4,0	4,0
3	0,31	1,0
4	1,0	1,8

Em qual(is) dessas quatro misturas, no momento em que foram feitas, pode-se afirmar que já existe o equilíbrio químico $\text{N}_2\text{O}_4_{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_2_{(g)}$? Justifique.

Comentário: Como a constante fornecida apresenta apenas uma casa depois da vírgula, ao efetuar seus cálculos arredonde o valor obtido para uma casa depois da vírgula, a fim de fazer a comparação com 3,2 e a previsão pedida.

17. Nas misturas da questão anterior que ainda **não** estão em equilíbrio, o que se espera que aconteça, com o passar do tempo, com a concentração de:
- a) N_2O_4 ? b) NO_2 ?
18. Coloca-se 1 mol de N_2O_4 em um frasco fechado e espera-se o sistema atingir o equilíbrio: $\text{N}_2\text{O}_4_{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_2_{(g)}$. Em qual das temperaturas que aparecem na tabela 3, da página 214, o equilíbrio apresentará maior concentração de produto? Por quê?

Motivação

Análise estes dados

Tabela 5. Dados para o equilíbrio $\text{N}_2\text{O}_4_{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_2_{(g)}$, a 100°C

Início		No equilíbrio		$\frac{(P_{\text{NO}_2})_{\text{eq}}^2}{(P_{\text{N}_2\text{O}_4})_{\text{eq}}}$
$(P_{\text{N}_2\text{O}_4})_i$ (atm)	$(P_{\text{NO}_2})_i$ (atm)	$(P_{\text{N}_2\text{O}_4})_{\text{eq}}$ (atm)	$(P_{\text{NO}_2})_{\text{eq}}$ (atm)	
1,0	0,0	0,221	1,558	11
2,0	0,0	0,656	2,688	11
3,0	0,0	1,190	3,620	11
0,0	1,0	0,068	0,864	11
0,0	2,0	0,221	1,558	11
0,0	3,0	0,422	2,156	11
1,0	1,0	0,422	2,156	11
1,0	2,0	0,656	2,688	11
2,0	2,0	1,190	3,620	11

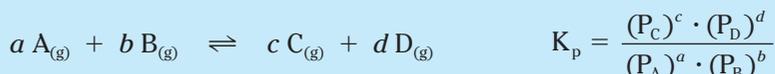
Tabela elaborada pelos autores.

Desenvolvendo o tema

3. CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM FUNÇÃO DAS PRESSÕES PARCIAIS

A constante de equilíbrio K_c de que temos tratado até agora deve, na verdade, ser chamada de *constante de equilíbrio em função das concentrações*.

Existe uma outra constante denominada **constante de equilíbrio em função das pressões parciais** que se aplica a equilíbrios envolvendo gases. Ela é simbolizada por K_p , e sua *expressão matemática* é definida como segue:



Na expressão de K_p , P_A , P_B , P_C , P_D são as pressões parciais, no equilíbrio, dos gases A, B, C e D.

A constante K_p possui significado análogo a K_c , porém *só se aplica a equilíbrios em que haja participação de gases*. Para entender melhor, analise atentamente a tabela 5. Ela se refere a uma série de nove experiências (cada linha corresponde a uma delas) em que se coloca N_2O_4 e/ou NO_2 em um recipiente fechado de volume constante, à temperatura fixa de $100^\circ C$.

Conforme você pode perceber, qualquer que seja a pressão inicial de N_2O_4 e NO_2 , o sistema atinge o equilíbrio a $100^\circ C$, respeitando uma lei da natureza: o resultado do cálculo $(P_{NO_2})^2 / (P_{N_2O_4})$ é igual a 11. Dizemos, portanto, que a constante de equilíbrio em função das pressões parciais (K_p) para essa reação química, a $100^\circ C$, vale 11.

Aplique o que aprendeu

O valor numérico de K_p pode ser igual ao de K_c ?

Em caso negativo, por que não?

Em caso afirmativo, em quais casos?

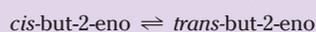
Questões para fixação

Resolva em seu caderno

19. Na atmosfera das regiões metropolitanas ocorrem várias reações químicas envolvendo os poluentes. Uma delas é a transformação do dióxido de enxofre em trióxido, de acordo com a equação: $2 SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 SO_{3(g)}$. Represente a expressão da constante de equilíbrio em termos de pressões parciais (K_p) para esse processo.
20. A 1 atm e temperatura constante, o gás chamado *cis-but-2-eno* se encontra em equilíbrio com outro, o *trans-but-2-eno*:
 $cis-but-2-eno_{(g)} \rightleftharpoons trans-but-2-eno_{(g)}$
 Sabendo que o grau de equilíbrio é 75%, calcule o valor de K_p para esse processo.

Resolução

Seja n_i a quantidade (em mols) inicial de reagente. Como o grau de equilíbrio é 75%, podemos afirmar que $0,75 n_i$ é o quanto reage até que seja atingido o equilíbrio. Vamos ao preenchimento da tabela (em mols):



Início	n_i	—
Reagiu	$0,75 n_i$	
Formou		$0,75 n_i$
Equilíbrio	$0,25 n_i$	$0,75 n_i$

Proporção dos coeficientes 1 : 1

Lembrando do estudo dos gases que

$P_{gás} = x_{gás} \cdot P_{total}$, podemos efetuar o cálculo de K_p :

$$K_p = \frac{P_{produto}}{P_{reagente}} = \frac{x_{produto} \cdot P}{x_{reagente} \cdot P} = \frac{\frac{n_{produto}}{n_{total}} \cdot P}{\frac{n_{reagente}}{n_{total}} \cdot P} = \frac{0,75 n_i}{0,25 n_i}$$

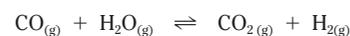
$$K_p = 3,0$$

21. 3,0 mol de PCl_5 são introduzidos num recipiente.



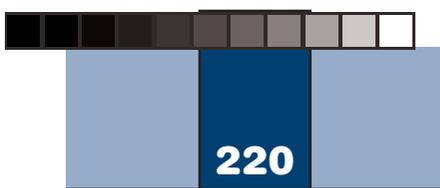
Atingido o equilíbrio acima equacionado, verifica-se que 60% do PCl_5 inicial sofre dissociação e que a pressão total é 4,8 atm. Calcule o valor de K_p .

22. 3,2 mol de CO são misturados com 3,2 mol de H_2O promovendo a reação



No equilíbrio há 1,0 mol de CO. Calcule:

- a) o grau de equilíbrio;
 b) o valor de K_p .



MICHAEL BACHMANN, 2002-2004

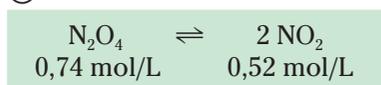


O químico francês Henri Le Chatelier (1850-1936).

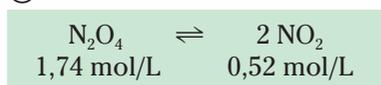
(A)



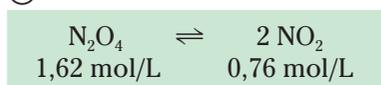
(B)



(C)



(D)



4. DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

Como já sabemos, quando a velocidade da reação direta e da inversa se igualam, um processo químico entra em equilíbrio. A partir desse instante as concentrações de reagentes e produtos permanecem constantes, e a reação **aparentemente** pára de ocorrer.

Os químicos perceberam, contudo, que é possível alterar um equilíbrio químico por meio de algumas ações externas, ou seja, é possível que um observador execute algumas ações que provoquem alteração das concentrações de reagentes e produtos. Tal tipo de ação é chamado **perturbação do equilíbrio**, e a sua consequência é denominada **deslocamento do equilíbrio**.

Existe um importantíssimo princípio químico que permite prever qual será o efeito de uma perturbação sobre um equilíbrio. Ele é denominado *Princípio de Le Chatelier*, e entendê-lo é a meta das próximas páginas. Ele só será enunciado na página 225, como desfecho da discussão a seguir, que pretende mostrar os vários tipos de perturbação (alterações de concentrações dos participantes, de pressão ou de temperatura) e suas consequências sobre um equilíbrio químico.

4.1. Efeito da concentração

Imagine que em um balão de 1 L de capacidade mantido a 100°C coloquemos 1 mol de N_2O_4 . Esse sistema (veja a situação (A), ao lado) não está em equilíbrio, pois o resultado de $[\text{NO}_2]^2/[\text{N}_2\text{O}_4]$ é diferente do valor de K_c para a reação $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$ a essa temperatura, que é 0,36.

Esperando algum tempo, o N_2O_4 vai se transformando em NO_2 até o equilíbrio ser atingido, numa situação em que o resultado do cálculo $[\text{NO}_2]^2/[\text{N}_2\text{O}_4]$ seja igual a K_c . Essa situação de equilíbrio químico ocorre com as concentrações mostradas em (B).

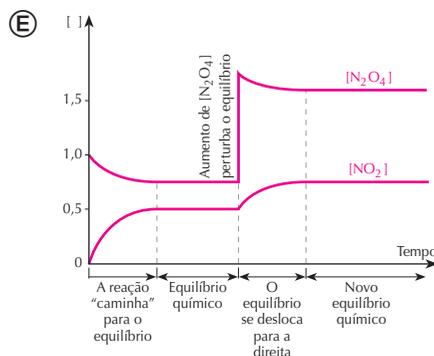
Suponha agora que, nesse sistema em equilíbrio, seja adicionado 1 mol de N_2O_4 . Imediatamente após essa adição, a concentração de N_2O_4 terá aumentado para 1,74 mol/L e a de NO_2 ainda será 0,52 mol/L, conforme mostrado em (C).

Perceba que a adição do N_2O_4 faz com que o sistema saia da condição de equilíbrio, pois agora o resultado do cálculo $[\text{NO}_2]^2/[\text{N}_2\text{O}_4]$ é 0,16, o que é diferente de 0,36. Dizemos que o equilíbrio foi **perturbado**.

No entanto, nos instantes seguintes notaremos que haverá consumo de N_2O_4 e produção de NO_2 até que o sistema chegue a uma nova situação, na qual as concentrações serão 1,62 mol/L para o N_2O_4 e 0,76 mol/L para o NO_2 , conforme mostrado em (D). Nessa nova situação, os valores das concentrações voltaram a obedecer à lei do equilíbrio, $[\text{NO}_2]^2/[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,36$.

Dessa forma, concluímos que, ao aumentar a concentração de N_2O_4 , o equilíbrio se **deslocou** para a direita, ou seja, a reação “caminhou” um pouco no sentido de consumir N_2O_4 e formar NO_2 até que os valores das concentrações voltassem a obedecer à expressão $[\text{NO}_2]^2/[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,36$.

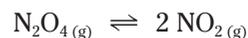
O gráfico (E) representa a seqüência de eventos que acabamos de discutir.



Fonte: Gráfico elaborado pelos autores.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Se, em vez de aumentar a concentração de N_2O_4 , tivéssemos aumentado a concentração de NO_2 , seguindo um raciocínio análogo, o equilíbrio teria se deslocado para a esquerda. Raciocinando de modo similar, é possível concluir o que ocorreria se retirássemos, de alguma maneira, N_2O_4 ou NO_2 do sistema.



A adição de N_2O_4 desloca para a direita

A adição de NO_2 desloca para a esquerda

A retirada de NO_2 desloca para a direita

A retirada de N_2O_4 desloca para a esquerda

Aumentando a concentração de um participante, o equilíbrio se desloca na direção do seu **consumo**.

Diminuindo a concentração de um participante, o equilíbrio se desloca na direção da sua **formação**.

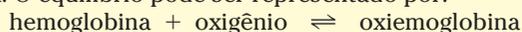
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Em destaque

DESCONFORTO À ALTITUDE E DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

Sair de uma cidade litorânea e ir a uma cidade situada a grande altitude (exemplo, La Paz, na Bolívia, que fica a 3.636 metros de altitude) acarreta alguns desconfortos físicos. Dores de cabeça, náuseas e fadiga intensa são alguns deles. Em algumas situações, certas pessoas podem até mesmo entrar em coma e morrer caso não recebam tratamento rápido.

No sangue, as moléculas de hemoglobina e de gás oxigênio dissolvido estão em equilíbrio com a oxiemoglobina (hemoglobina combinada com oxigênio). Essa última é a responsável pela oxigenação do organismo, essencial à vida. O equilíbrio pode ser representado por:



Nas localidades de maior altitude há uma menor concentração de oxigênio no ar e, conseqüentemente, o equilíbrio mencionado é deslocado para a esquerda. Isso reduz a quantidade de oxiemoglobina presente no sangue, acarretando os problemas mencionados.

Após algum tempo de permanência no local de maior altitude, o organismo começa a se aclimatar, produzindo mais hemoglobina. Isso desloca o equilíbrio para a direita, aumentando a concentração de oxiemoglobina no sangue.

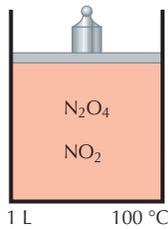
Escaladas a locais muito altos exigem que os alpinistas passem semanas se aclimatando, a fim de atenuarem os desconfortos produzidos pela altitude.



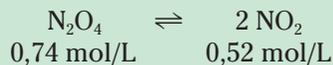
CLUBE DOS MONTANHEIROS Celtas / CID

Altas escaladas podem exigir semanas de aclimação.

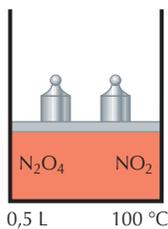
A



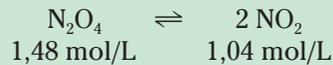
B



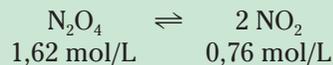
C



D



E



4.2. Efeito da pressão

Considere o recipiente esquematizado na figura A, ao lado, mantido à temperatura fixa de 100°C. Suponha que a posição do êmbolo seja tal que o volume interno seja de 1 L e haja 0,74 mol de N₂O₄ e 0,52 mol de NO₂. Temos, então, um sistema em equilíbrio químico na situação descrita em B.

Vamos aumentar a pressão sobre o êmbolo, provocando sua descida até que o volume se reduza à metade do inicial (0,5 L), como mostrado na figura C.

Imediatamente após essa compressão até a metade do volume, as concentrações passam a valer o dobro:

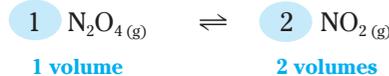
$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 1,48 \text{ mol/L} \quad \text{e} \quad [\text{NO}_2] = 1,04 \text{ mol/L}.$$

Assim, verificamos que o aumento mecânico de pressão (redução de volume) perturbou o equilíbrio, pois os novos valores das concentrações (situação descrita em D) não obedecem à expressão $[\text{NO}_2]^2/[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,36$.

No entanto, o próprio sistema se encarrega de chegar a uma nova situação de equilíbrio, mediante o deslocamento para a esquerda. Após o deslocamento, atinge-se a situação E, cujos valores obedecem à igualdade $[\text{NO}_2]^2/[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,36$.

Vemos então que o aumento de pressão desloca o equilíbrio no sentido do N₂O₄ e, por meio de um raciocínio análogo, concluiríamos que a diminuição da pressão o deslocaria no sentido do NO₂.

Um raciocínio simples de ser executado para resolver problemas de deslocamento pela pressão baseia-se na seguinte observação: o aumento de pressão desloca para o lado que ocupa menos espaço (isto é, com menor volume gasoso), e a diminuição de pressão, para o lado que ocupa maior espaço (isto é, com maior volume gasoso).



Aumento de pressão desloca para o lado de menor volume gasoso

Diminuição da pressão desloca para o lado de maior volume gasoso

Um **aumento de pressão** desloca um equilíbrio para o lado em que há **menor** volume gasoso.

Uma **diminuição de pressão** desloca um equilíbrio para o lado em que há **maior** volume gasoso.

Há equilíbrios químicos que não são afetados pela pressão: trata-se daqueles em que o volume gasoso é igual em ambos os lados da equação como, por exemplo: $1 \text{H}_2(\text{g}) + 1 \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$. Essas conclusões sobre efeito da pressão são válidas para todos os **equilíbrios dos quais participem gases**. Sólidos e líquidos devem ser ignorados nesse tipo de análise, como veremos no capítulo 10.

4.3. Efeito da temperatura

Como já vimos, a constante de equilíbrio apresenta, para cada reação a uma dada temperatura fixa, um valor invariável. Discutiremos agora o efeito da variação de temperatura sobre a constante de equilíbrio.

Por meio de investigações experimentais, os físico-químicos concluíram que o aquecimento pode aumentar ou diminuir o valor da constante de equilíbrio e que isso depende do valor do ΔH da reação.

O aumento da temperatura provoca aumento da constante de equilíbrio para reações endotérmicas ($\Delta H > 0$) e diminuição para exotérmicas ($\Delta H < 0$).

Para exemplificar, voltemos à reação $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$, cujos valores de K_c a várias temperaturas foram mostrados na tabela 3, repetida ao lado como tabela 6. Como se pode perceber, o aumento de temperatura provoca aumento de K_c , o que está de acordo com o fato de ser esta uma reação endotérmica ($\Delta H > 0$). Um exemplo de reação cujos valores de K_c diminuem com o aumento da temperatura é a síntese da amônia, $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$, processo exotérmico ($\Delta H < 0$) para o qual alguns valores de K_c foram mostrados na tabela 4, repetida na lateral, como tabela 7.



Para uma reação endotérmica ($\Delta H > 0$), K aumenta com o aquecimento.

Para uma reação exotérmica ($\Delta H < 0$), K diminui com o aquecimento.

O fato de a constante de equilíbrio ser influenciada pela variação de temperatura tem uma importante consequência: um equilíbrio pode ser deslocado por meio de aquecimento ou resfriamento.

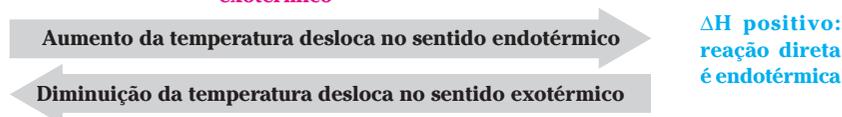
Vamos exemplificar partindo do sistema em equilíbrio descrito em (F).

Imagine que provoquemos um aquecimento desse sistema até $150^\circ C$, temperatura na qual a constante de equilíbrio passa a valer $K_c = 3,2$ (veja a tabela 6).

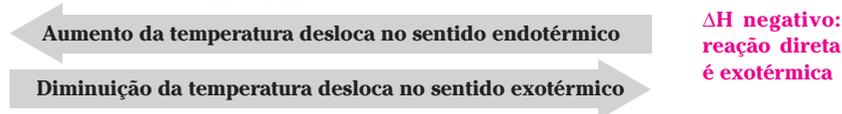
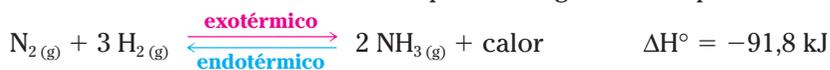
Logo após o aquecimento, as concentrações de N_2O_4 e NO_2 não obedecem à relação $[NO_2]^2/[N_2O_4] = 3,2$, ou seja, o aquecimento retirou o sistema da condição de equilíbrio. Essa é a situação descrita em (G).

Em resposta a essa perturbação, o equilíbrio desloca-se para a direita, consumindo N_2O_4 e produzindo NO_2 até atingir uma nova situação (veja (H)) em que as concentrações obedecem à condição $[NO_2]^2/[N_2O_4] = 3,2$.

Assim, concluímos que o aquecimento desloca o equilíbrio em questão para a direita e, por um raciocínio similar, concluiríamos que um resfriamento o deslocaria para a esquerda.



Acabamos de investigar um exemplo de reação com ΔH positivo, ou seja, o sentido direto é endotérmico. Ao contrário, quando o ΔH da reação é negativo, a reação direta é exotérmica. Nesse caso, continuam valendo as conclusões que acabamos de tirar: o aquecimento desloca o equilíbrio no sentido endotérmico, e o resfriamento o desloca no sentido exotérmico. A única diferença é que, sendo o ΔH negativo, o sentido exotérmico é o direto e o sentido endotérmico é o inverso. Acompanhe o seguinte exemplo:



Um **aumento de temperatura** desloca um equilíbrio no sentido **endotérmico** (sentido que absorve calor).

Uma **diminuição de temperatura** desloca um equilíbrio no sentido **exotérmico** (sentido que libera calor).

Tabela 6. Valores de K_c para o processo $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$, reação com $\Delta H^\circ = +57,2 \text{ kJ}$. Note que o aumento de temperatura provoca aumento de K_c .

Temperatura ($^\circ C$)	K_c
25	$4,0 \cdot 10^{-2}$
100	$3,6 \cdot 10^{-1}$
127	1,4
150	3,2
227	$4,1 \cdot 10^{+1}$

Fonte: L. Jones e P. Atkins. *Chemistry. Molecules, matter and change*. 4. ed. New York, Freeman, 2000. p. 625-628; W. L. Masterton e E. J. Slowinski. *Química Geral Superior*. 4. ed. Rio de Janeiro, Interamericana, 1978. p. 290-292.

(F)

100°C	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2$
$K_c = 0,36$	0,74 mol/L 0,52 mol/L

(G)

150°C	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2$
$K_c = 3,2$	0,74 mol/L 0,52 mol/L

(H)

150°C	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2$
$K_c = 3,2$	0,42 mol/L 1,16 mol/L

Tabela 7. Valores de K_c para o processo $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$, reação com $\Delta H^\circ = -91,8 \text{ kJ}$. Note que a diminuição de temperatura provoca aumento de K_c .

Temperatura ($^\circ C$)	K_c
25	$6,0 \cdot 10^{+5}$
200	$6,5 \cdot 10^{-1}$
300	$1,1 \cdot 10^{-2}$
400	$6,2 \cdot 10^{-4}$
500	$7,4 \cdot 10^{-5}$

Fonte: R. Chang. *Chemistry*. 5. ed. New York, McGraw-Hill, 1994. p. 591.

4.4. Efeito do catalisador

Vamos recordar a primeira experiência que descrevemos no início deste capítulo. Partimos de 1 mol/L de N_2O_4 (incolor) a $100^\circ C$, chegando ao equilíbrio após um certo tempo (figura A).

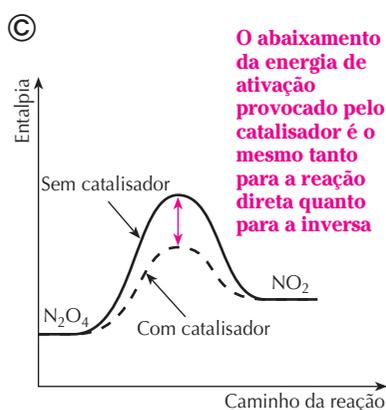
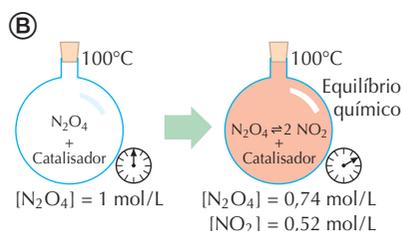
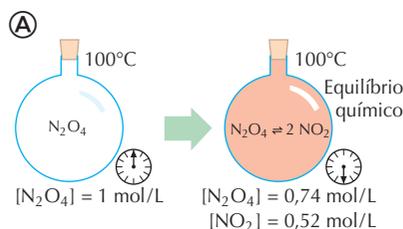
Imagine agora que tivéssemos em nosso laboratório um catalisador para essa reação e que repetíssemos essa experiência, porém na presença desse catalisador. Iríamos observar o que aparece na figura B.

Como você pode perceber, as concentrações de equilíbrio são as mesmas na presença e na ausência do catalisador.

Podemos perceber, contudo, que utilizando o catalisador a velocidade com que a reação caminha para o equilíbrio é maior. Assim:

Catalisador não desloca equilíbrio. Um catalisador faz com que um processo **chegue mais rapidamente** à situação de equilíbrio químico.

É muito simples entender por que o catalisador não desloca um equilíbrio. Como você deve estar lembrado, ele atua abaixando a energia de ativação (página 198). Acontece que o abaixamento na energia de ativação é o mesmo, tanto para a reação direta quanto para a inversa (gráfico C). Assim, se ambas as reações têm suas velocidades igualmente aumentadas, o equilíbrio não se deslocará no sentido direto nem no inverso.



Fonte: Gráfico elaborado pelos autores.

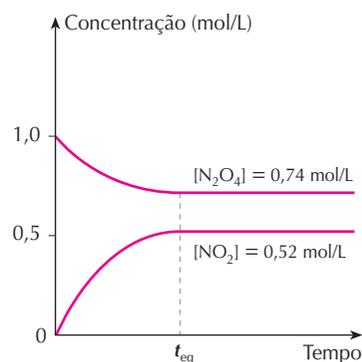
4.5. Não confunda os efeitos do catalisador com os da temperatura

Como vimos no capítulo anterior, tanto a presença do catalisador quanto o aumento da temperatura provocam aumento da velocidade de uma reação química. Assim, para atingirmos mais rápido o equilíbrio, poderemos usar ambos os recursos.

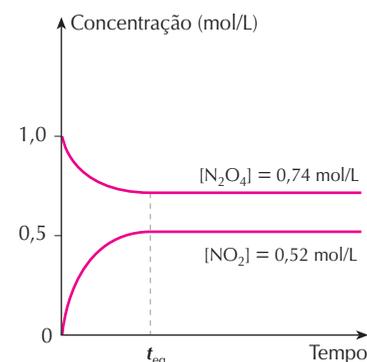
Quando usamos um catalisador, as concentrações no equilíbrio são exatamente as mesmas de quando ele não é utilizado.

Já quando usamos aquecimento, provocamos uma alteração do valor da constante de equilíbrio e, conseqüentemente, uma alteração das concentrações presentes no equilíbrio. Em outras palavras, o aquecimento faz chegar mais rápido ao equilíbrio, mas o desloca.

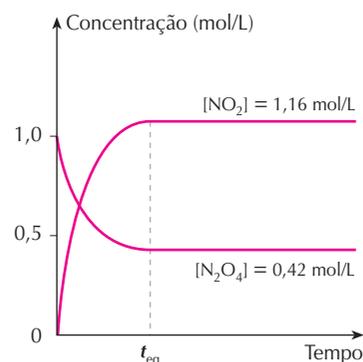
Para entender bem, analise atentamente os gráficos a seguir, que mostram o que acontece ao partirmos de 1 mol de N_2O_4 em três condições experimentais diferentes.



$100^\circ C$
Sem catalisador

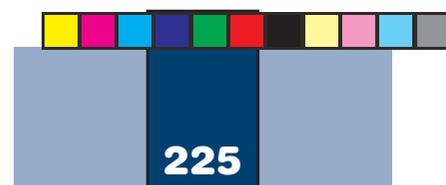


$100^\circ C$
Com catalisador. Equilíbrio atingido mais rapidamente e com as mesmas concentrações que no primeiro caso.



$150^\circ C$
Sem catalisador. Equilíbrio atingido mais rapidamente que no primeiro caso, porém com diferentes concentrações (equilíbrio deslocado, nesse exemplo, no sentido da formação de NO_2).

Fonte: Gráficos elaborados pelos autores.



4.6. O Princípio de Le Chatelier

O que apresentamos sobre deslocamento de equilíbrio é resumido no chamado Princípio de Le Chatelier. (*Princípio* é um enunciado que expressa uma regularidade da natureza. Os princípios são enunciados depois de muitas observações experimentais.) O Princípio de Le Chatelier pode ser assim enunciado:

Se uma perturbação é aplicada a um sistema em equilíbrio, o equilíbrio irá se alterar para reduzir o efeito da perturbação.

A tabela 8, abaixo, ilustra situações de interesse e pode ser entendida como uma outra maneira de enunciar o Princípio de Le Chatelier.

Tabela 8. Efeito de perturbações de origem externa sobre equilíbrios químicos

Perturbação externa	Desloca no sentido de
Aumento da [substância]	Consumo dessa substância
Diminuição da [substância]	Formação dessa substância
Aumento da pressão	Menor volume gasoso
Diminuição da pressão	Maior volume gasoso
Aumento da temperatura*	Absorção de calor (endotérmico)
Diminuição da temperatura*	Liberação de calor (exotérmico)
Presença de catalisador	Não desloca

* Nesses dois casos ocorre alteração do valor da constante de equilíbrio, pois ela varia em função da temperatura. Nos outros casos, K_c não se altera.

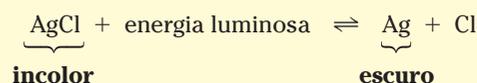
Fonte: Tabela elaborada pelos autores.

Em destaque

BEM NA FRENTE DE SEUS OLHOS!

Você já viu óculos de sol cujas lentes escurecem sob a luz do sol e clareiam dentro de casa? São denominados óculos fotocromáticos, e correspondem a um perfeito exemplo do Princípio de Le Chatelier em ação.

As lentes fotocromáticas possuem cristais de cloreto de prata (AgCl) incorporados diretamente ao vidro. Quando a radiação ultravioleta atinge os cristais de cloreto de prata, eles escurecem. Isso ocorre quando os íons prata (Ag^+) são reduzidos a prata metálica (Ag) pelos íons cloreto (Cl^-), que se transformam em átomos de cloro elementar (Cl):

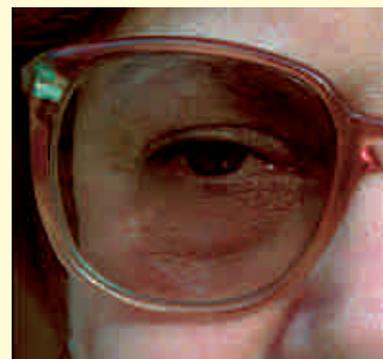


Os milhões de átomos de prata resultantes dão uma cor escura à lente. Na reação inversa, átomos de prata se recombinaem com átomos de cloro para formar AgCl e liberar energia. A reação inversa acontece porque os átomos de prata e de cloro estão presos no vidro e não escapam.

Quanto maior a incidência de luz, maior o número de átomos de prata formados. O aumento da incidência de luz desloca o equilíbrio para a direita, fazendo a lente escurecer. Ao entrar em um local escuro, a diminuição da incidência de luz desloca o equilíbrio para a esquerda, clareando a lente.

Se você usa óculos fotocromáticos, pode dizer que o Princípio de Le Chatelier é demonstrado bem na frente de seus olhos!

Fonte do texto: M. M. Bloomfield e L. J. Stephens. *Chemistry and the living organism*. 6. ed. New York, Wiley, 1996. p. 202. (*Tradução nossa*.)



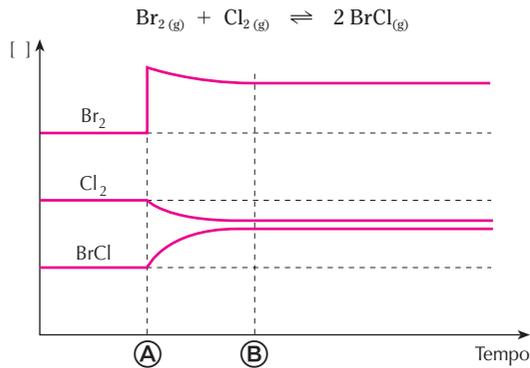
EDUARDO SANTALIESTRAY / OD

O funcionamento das lentes fotocromáticas se baseia no Princípio de Le Chatelier.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

23. O gráfico a seguir se refere às concentrações de $\text{Br}_2(\text{g})$, $\text{Cl}_2(\text{g})$, $\text{BrCl}(\text{g})$ dentro de um sistema com volume e temperatura constante. Inicialmente, dentro do sistema existe o seguinte equilíbrio:



Analise o gráfico e responda:

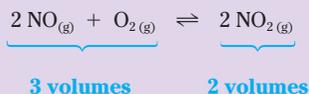
- O que acontece no instante **(A)**?
 - O que ocorre entre os instantes **(A)** e **(B)**?
 - Existe equilíbrio químico a partir do instante **(B)**? Justifique.
 - Qual o princípio científico que rege o acontecimento a que se refere o item **b**?
24. Considere o processo de conversão do monóxido de nitrogênio em dióxido de nitrogênio por reação com o gás oxigênio, que pode ser assim equacionada:



Se esse processo estiver sendo realizado em um recipiente fechado e a temperatura constante, o que se deve fazer com a pressão a fim de aumentar o rendimento da produção de dióxido de nitrogênio?

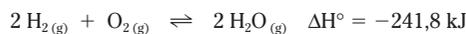
Resolução

Aumentar o rendimento da produção de NO_2 equivale a deslocar o equilíbrio mencionado para a direita. O lado dos produtos corresponde a um menor volume gasoso e, portanto, de acordo com o Princípio de Le Chatelier, o aumento de pressão desloca o equilíbrio para a direita.



Aumento de pressão desloca no sentido de menor volume gasoso

25. Qual o efeito de um aumento de temperatura sobre o seguinte equilíbrio químico?



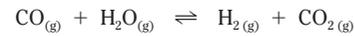
Resolução

O sinal negativo do ΔH° informa que a reação direta é exotérmica e a inversa, endotérmica. De acordo com o Princípio de Le Chatelier, o aumento da temperatura desloca um equilíbrio no sentido endotérmico; no caso, a esquerda.



Aumento de temperatura desloca no sentido endotérmico

26. O processo:



apresenta $K_c = 4$ a 1.000°C .

Nessa temperatura, foi colocado 1,000 mol de cada reagente em um frasco de um litro. Isso corresponde à situação **(A)**. Após algum tempo, medidas experimentais indicaram que o sistema atingiu espontaneamente a situação **(B)**.

Em seguida, injetou-se 1,000 mol de CO_2 no recipiente, mantendo-se a temperatura e o volume constantes. Tem-se, nesse exato momento, a situação **(C)**.

Verificou-se que, após alguns instantes, o sistema atingiu espontaneamente a situação **(D)**.

Situação	Concentração (mol/L)			
	$\text{CO}(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{CO}_2(\text{g})$
(A)	1,000	1,000	0	0
(B)	0,333	0,333	0,667	0,667
(C)	0,333	0,333	0,667	1,667
(D)	0,456	0,456	0,544	1,544

Fazendo o cálculo $[\text{H}_2][\text{CO}_2]/[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]$, os resultados que se obtêm nas quatro situações apresentadas são:

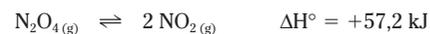


- Em quais situações há equilíbrio químico?
 - O que indica o fato de o cálculo $[\text{H}_2][\text{CO}_2]/[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]$ resultar o valor 10 na situação **(C)**?
 - Calcule a variação das concentrações dos participantes entre as situações **(C)** e **(D)**.
 - As variações calculadas no item anterior indicam um deslocamento do equilíbrio para que lado?
 - Esse deslocamento se deve a que perturbação?
27. O poluente dióxido de enxofre converte-se em trióxido de enxofre por reação como oxigênio:



Sobre esse equilíbrio, realizado em recipiente fechado, qual o efeito de:

- adicionar SO_2 ?
 - remover O_2 ?
 - aumentar a temperatura?
 - aumentar a pressão?
28. Em três frascos iguais de vidro incolor são colocadas iguais quantidades de N_2O_4 , gás incolor. Nos frascos, bem tampados e à temperatura de 25°C , é atingido o equilíbrio:

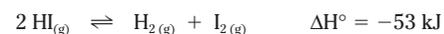


O NO_2 é um gás castanho-avermelhado. Atingido o equilíbrio, a coloração de todos os frascos é igual.

Um dos frascos é deixado sobre a mesa, a 25°C , outro é colocado no interior de um freezer e o outro, mergulhado num banho de água fervente.

Preveja o que deve acontecer com a coloração do conteúdo dos frascos a partir desse momento.

29. Um frasco bem fechado, de vidro incolor e resistente, contém, em fase gasosa, HI (incolor) em equilíbrio com H_2 (incolor) e I_2 (violeta):



O que se pode prever sobre a intensidade da cor violeta se esse frasco for colocado num ambiente mais:

- quente?
- frio?



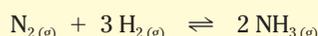
Em destaque

O PROCESSO DE HABER-BOSCH

No antigo Egito, por aquecimento do esterco de camelo era obtido um sal que ficou conhecido como *sal amoníaco* (NH_4Cl), em homenagem ao deus Amon. Na decomposição desse sal forma-se a *amônia* (NH_3), cujo nome, portanto, está relacionado ao nome do mitológico deus egípcio. (A decomposição do sal amoníaco pode ser equacionada assim: $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)} \rightarrow \text{NH}_3_{(g)} + \text{HCl}_{(g)}$).

Atualmente, a amônia é um dos mais importantes compostos industriais, sendo matéria-prima para a fabricação de, entre outras coisas, produtos de limpeza, ácido nítrico, fertilizantes, explosivos, ração para gado, náilon e espuma para colchões e travesseiros.

A reação de síntese da amônia é muito lenta a temperatura ambiente para que possa empregada industrialmente. Em temperaturas mais altas, em que a rapidez poderia ser aceitável para um processo industrial, o processo apresenta um baixo rendimento devido à reduzida constante de equilíbrio (confira na tabela 4, na página 214).

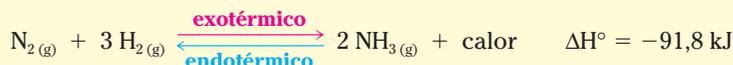


Isso significa que, se a intenção é produzir NH_3 industrialmente, é necessário um modo de aumentar a velocidade da reação e, além disso, deslocar o equilíbrio para a direita, formando mais amônia. O alemão Fritz Haber e o norte-americano Carl Bosch conseguiram otimizar a síntese da amônia, o que lhes valeu o Prêmio Nobel de Química (Haber em 1918 e Bosch em 1931).

O chamado **processo de Haber-Bosch** utiliza três condições: catalisador, alta temperatura e alta pressão.

O catalisador, como sabemos, não desloca equilíbrio, mas aumenta a rapidez da reação, fazendo com que o equilíbrio seja atingido mais rapidamente. A alta temperatura também serve para aumentar a velocidade da reação.

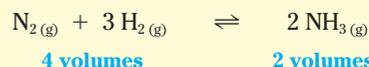
A variação de entalpia para a reação de síntese da amônia é negativa. Decorre que um aumento de temperatura desloca esse equilíbrio para a esquerda (isto é, no sentido endotérmico), o que diminui o rendimento da produção de amônia.



Aumento da temperatura favorece a reação inversa

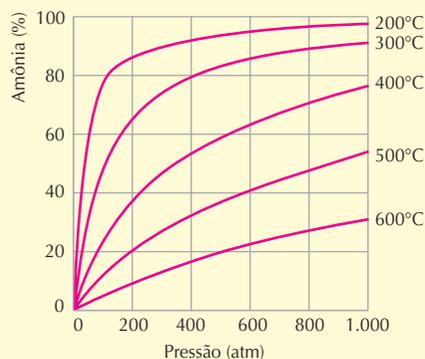
ΔH negativo:
reação direta
é exotérmica

Porém, o aquecimento é necessário para aumentar a velocidade da reação, já que a baixas temperaturas a reação é tão lenta que o tempo que se perderia na produção seria proibitivamente elevado. Para tentar compensar o fato de o aquecimento diminuir o rendimento da produção de NH_3 , utiliza-se alta pressão, que favorece a reação para a direita (isto é, no sentido do menor volume gasoso).



Aumento da pressão favorece a reação direta

É complexo analisar o comportamento desse equilíbrio quando alteramos simultaneamente pressão e temperatura. O gráfico a seguir ajuda bastante a prever o rendimento em algumas situações diferentes.



Rendimento da produção de amônia a várias pressões e temperaturas.

Fonte do gráfico: P. Matthews, *Advanced Chemistry*. Cambridge, Cambridge University Press, 1992. v. 1. p. 509.



GARCIA-PELAYO / CID

Uma fábrica de amônia, que produz essa substância a partir dos gases nitrogênio e hidrogênio.

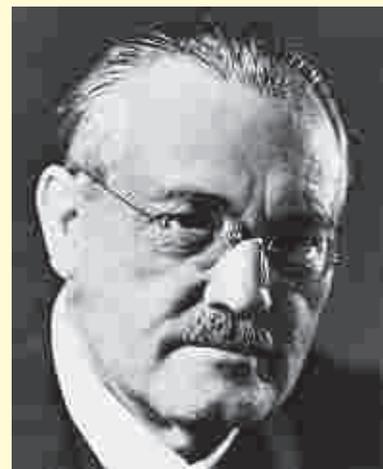


GÁS TÓXICO
CHEIRO IRRITANTE



HULTON ARCHIVE / GETTY IMAGES

Fritz Haber (1868-1934), Prêmio Nobel em 1918.



CORBIS-STOCK PHOTOS

Carl Bosch (1874-1940), Prêmio Nobel em 1931.

A tabela periódica é um instrumento de consulta!

K_c e K_p

30. (PUC-RS) Dada a expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração de produtos e reagentes:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2}$$

a equação química que pode ser representada por essa expressão é:

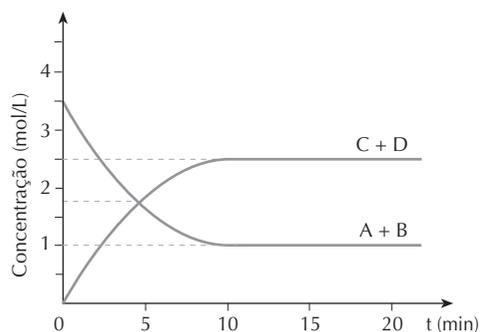
- a) $2 \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)}$
 b) $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$
 c) $\text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)}$
 d) $2 \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{(g)}$
 e) $\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$
31. (Uema) Na equação $aA + bB \xrightleftharpoons[k_2]{k_1} cC + dD$, após atingir o equilíbrio químico, podemos concluir a constante de equilíbrio $K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$, a respeito da qual é correto afirmar que:
- a) quanto maior for o valor de K_c , menor será o rendimento da reação direta.
 b) K_c independe da temperatura.
 c) se as velocidades das reações direta e inversa forem iguais, então $K_c = 0$.
 d) K_c depende das molaridades iniciais dos reagentes.
 e) quanto maior for o valor de K_c , maior será a concentração dos produtos.

32. (Fuvest-SP) A altas temperaturas, N_2 reage com O_2 produzindo NO , um poluente atmosférico:



À temperatura de 2.000 kelvin, a constante do equilíbrio acima é igual a $4,0 \cdot 10^{-4}$. Nessa temperatura, se as concentrações de equilíbrio de N_2 e O_2 forem, respectivamente, $4,0 \cdot 10^{-3}$ e $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L, qual será a de NO ?

- a) $1,6 \cdot 10^{-9}$ mol/L d) $4,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L
 b) $4,0 \cdot 10^{-9}$ mol/L e) $1,6 \cdot 10^{-4}$ mol/L
 c) $1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L
33. (UFSM-RS) O gráfico a seguir mostra a variação, em função do tempo, da concentração de A, B, C e D durante a reação de 3,5 mol/L de A com 3,5 mol/L de B, a 25°C. Observe que as concentrações de A, B, C e D para o cálculo de K_e estão indicadas no gráfico.



Considerando a reação $A + B \rightleftharpoons C + D$, o equilíbrio químico foi alcançado aos \blacksquare minutos, e o valor de K_e quanto à concentração é \blacksquare .

- Identifique a alternativa que completa corretamente as lacunas.
 a) 5; 1,75 c) 5; 6,25 e) 10; 6,25
 b) 10; 2,25 d) 20; 1,75

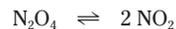
34. (Unicamp-SP) Em um recipiente de 1,0 dm³, introduziu-se 0,10 mol de butano gasoso que, em presença de um catalisador, isomerizou-se em isobutano:



A constante desse equilíbrio é 2,5 nas condições do experimento. Qual a concentração em mol/dm³ do isobutano no equilíbrio?

Comentário dos autores: Não há necessidade de você saber as fórmulas moleculares de butano e isobutano para resolver essa questão. Basta perceber que os coeficientes estequiométricos são 1 e 1.

35. Calcule o grau de equilíbrio para o exercício anterior.
 36. Construa um gráfico mostrando a variação das concentrações de butano e isobutano com o passar do tempo.
 37. (UFMG) 0,80 mol/L de A é misturado com 0,80 mol/L de B. Esses dois compostos reagem lentamente, produzindo C e D, de acordo com a reação $A + B \rightleftharpoons C + D$. Quando o equilíbrio é atingido, a concentração de C é medida, encontrando-se o valor 0,60 mol/L. Qual o valor da constante de equilíbrio K_c dessa reação?
 38. (Fuvest-SP) N_2O_4 e NO_2 , gases poluentes do ar, encontram-se em equilíbrio, como indicado

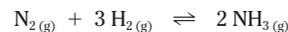


Em uma experiência, nas condições ambientes, introduziu-se 1,50 mol de N_2O_4 em um reator de 2,0 litros. Estabelecido o equilíbrio, a concentração de NO_2 foi de 0,060 mol/L. Qual o valor da constante K_c , em termos de concentração, desse equilíbrio?

- a) $2,4 \cdot 10^{-3}$ d) $5,2 \cdot 10^{-3}$
 b) $4,8 \cdot 10^{-3}$ e) $8,3 \cdot 10^{-2}$
 c) $5,0 \cdot 10^{-3}$
39. (ITA-SP) Num recipiente de volume constante igual a 1,00 litro, inicialmente evacuado, foi introduzido 1,00 mol de pentacloreto de fósforo gasoso e puro. O recipiente foi mantido a 250°C e no equilíbrio final foi verificada a existência de 0,47 mol de gás cloro. Qual das opções abaixo contém o valor aproximado da constante (K_c) do equilíbrio estabelecido dentro do cilindro e representado pela seguinte equação química:



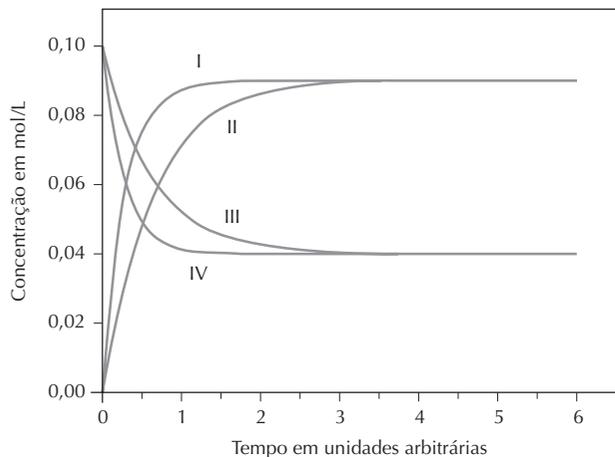
- a) 0,179 d) 2,38
 b) 0,22 e) 4,52
 c) 0,42
40. (UFRGS-RS) Num vaso de reação a 45°C e 10 atm foram colocados 1,0 mol de N_2 e 3,0 mols de H_2 . O equilíbrio que se estabeleceu pode ser representado pela equação abaixo.



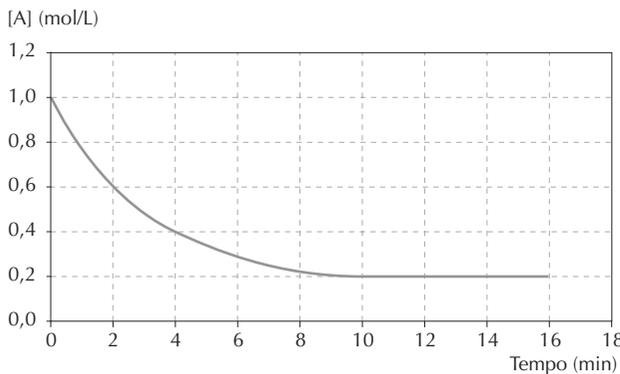
Qual a composição da mistura no estado de equilíbrio se nessa condição são obtidos 0,08 mol de NH_3 ?

	N_2	H_2	NH_3
a)	1,0 mol	3,0 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

41. (Unicamp-SP) A figura abaixo representa, sob o ponto de vista cinético, a evolução de uma reação química hipotética na qual o reagente **A** se transforma no produto **B**. Das curvas I, II, III e IV, duas dizem respeito à reação catalisada e duas, à reação não catalisada.



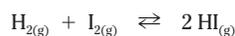
- a) Quais das curvas representam as concentrações de **A** e de **B**, em função do tempo, para a reação não catalisada? Identifique a curva que se refere à concentração de **A** e a curva que se refere à concentração de **B**.
- b) Calcule o valor da constante de equilíbrio para a reação de transformação de **A** em **B**.
42. (UFRJ) Em um recipiente de um litro foi adicionado um mol de uma substância gasosa **A**, que imediatamente passou a sofrer uma reação de decomposição. As concentrações molares de **A** foram medidas em diversos momentos e verificou-se que, a partir do décimo minuto, a sua concentração se tornava constante, conforme os dados registrados no gráfico a seguir.



A decomposição de **A** ocorre segundo a equação:



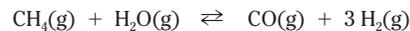
- a) Determine a velocidade média de decomposição de **A** durante os primeiros quatro minutos.
- b) Calcule a constante de equilíbrio K_c .
43. (Osec-SP) Sabendo-se que no equilíbrio



a pressão parcial do hidrogênio é 0,22 atm, a do iodo é 0,22 atm e a do gás iodídrico é 1,56 atm, o valor do K_p é:

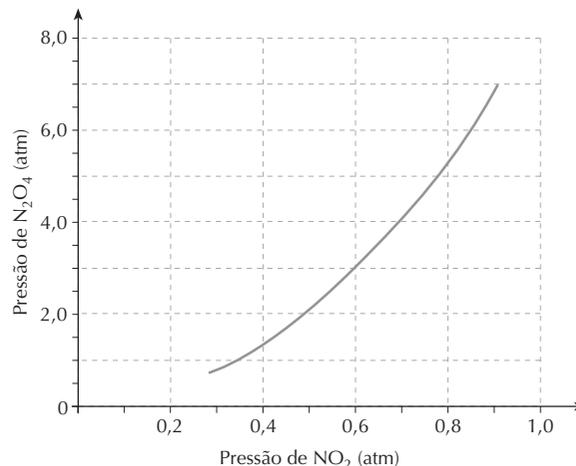
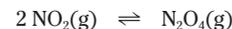
- a) 32,2 d) 4,5
b) 11,0 e) 50,2
c) 7,0

44. (Vunesp) O hidrogênio pode ser obtido do metano, de acordo com a equação química em equilíbrio:



A constante de equilíbrio dessa reação é igual a 0,20 a 900 K. Numa mistura dos gases em equilíbrio a 900 K, as pressões parciais de $CH_4(g)$ e de $H_2O(g)$ são ambas iguais a 0,40 atm e a pressão parcial de $H_2(g)$ é de 0,30 atm.

- a) Represente a expressão da constante de equilíbrio.
- b) Calcule a pressão parcial de $CO(g)$ no equilíbrio.
45. (Fuvest-SP) No gráfico, estão aos 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:

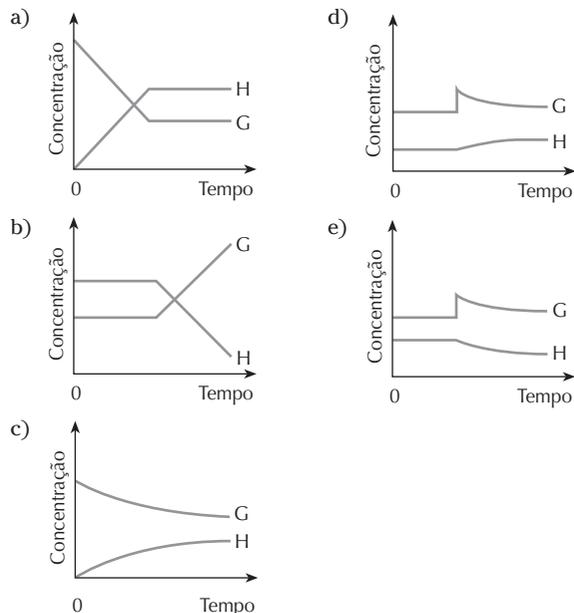


Com os dados desse gráfico, pode-se calcular o valor da constante (K_p) do equilíbrio atingido, naquela temperatura. Seu valor numérico é próximo de:

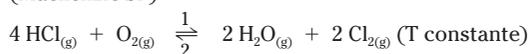
- a) 1 b) 2 c) 4 d) 8 e) 12

Princípio de Le Chatelier

46. (Cesgranrio-RJ) O sistema representado pela equação $F + G \rightleftharpoons H$ estava em equilíbrio. O estado de equilíbrio foi alterado bruscamente por uma adição da substância **G**. O sistema reage no sentido de restabelecer o equilíbrio. Qual dos gráficos a seguir melhor representa as modificações ocorridas ao longo do processo descrito?



47. (Mackenzie-SP)



Da reação acima equacionada, pode-se afirmar que o equilíbrio:

- desloca-se no sentido 2, se a concentração de gás oxigênio diminuir.
- desloca-se no sentido 2, se a pressão aumentar.
- não se altera, se a pressão diminuir.
- desloca-se no sentido 1, se for adicionado um catalisador.
- desloca-se no sentido 1, se a concentração do Cl_2 aumentar.

48. (Uesb-BA) Considere o sistema em equilíbrio representado pela equação química:



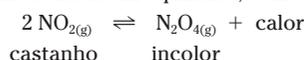
Com base nesse sistema e nos conhecimentos sobre equilíbrio químico e termoquímica, pode-se afirmar que haverá deslocamento do equilíbrio para a

- direita, com o aumento da temperatura.
- esquerda, com o aumento da concentração de metanol.
- direita, diminuindo-se a concentração de hidrogênio.
- esquerda, com a diminuição da temperatura.
- esquerda, com o aumento da concentração de monóxido de carbono.

49. (UEMG) As equações a seguir representam sistemas em equilíbrio. O único sistema que **não** se desloca por alteração de pressão é:

- $\text{SO}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_{3(g)}$
- $\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2(g) \rightleftharpoons \text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- $\text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(g)$
- $2 \text{CO}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{(g)} + \text{O}_2(g)$

50. (Uerj) Durante uma aula prática de química, para demonstrar o deslocamento do estado de equilíbrio, um professor utilizou um sistema fechado em equilíbrio, conforme a equação:



As duas variáveis que provocaram a progressiva diminuição na intensidade da coloração castanha estão indicadas em:

- adição de catalisador — aumento da pressão
 - aumento do volume — aumento da temperatura
 - adição de catalisador — aumento da temperatura
 - imersão em banho de gelo — aumento da pressão
51. (UFF-RJ) Identifique a opção que apresenta o sistema em equilíbrio em que a duplicação do volume causará deslocamento da posição de equilíbrio para a direita, se a temperatura do sistema for mantida em valor constante:

- $\text{H}_2(g) + \text{Cl}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{HCl}_{(g)}$
- $2 \text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{2(g)}$
- $\text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(g)$
- $\text{H}_2(g) + \text{CO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{CO}_{(g)}$
- $\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$

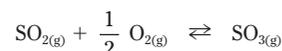
52. (UFMG) Considere um sistema gasoso, em equilíbrio a 200°C , sob 10 atm de pressão. Variou-se essa pressão e mediu-se a porcentagem de produto presente em todos os equilíbrios atingidos. Os resultados estão na tabela seguinte.

Pressão/atm	Porcentagem do produto presente numa mistura em equilíbrio a 200°C
10	50,7
25	63,6
50	74,0
100	81,7
200	89,0
400	94,6

A reação que *não* poderia apresentar esse padrão de variação é:

- $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{HI}_{(g)}$
- $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(g)}$
- $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$
- $2 \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$

53. (Vunesp) Em uma das etapas da fabricação do ácido sulfúrico ocorre a reação



Sabendo-se que as constantes de equilíbrio da reação diminuem com o aumento da temperatura, e que o processo de fabricação do ácido sulfúrico ocorre em recipiente fechado, conclui-se que a reação acima:

- é favorecida pelo aumento do volume do recipiente.
- é desfavorecida pelo aumento da pressão total exercida sobre o sistema.
- é exotérmica.
- não é afetada pelo aumento da pressão parcial de SO_3 .
- tem seu rendimento aumentado quando o equilíbrio é estabelecido em presença de um catalisador.

54. (UFMG) O sistema descrito por $\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$ está em equilíbrio a 400 K, em um recipiente fechado. A reação direta é endotérmica.

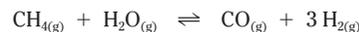
Considere os seguintes procedimentos:

- Adição de $\text{Cl}_2(g)$.
- Adição de $\text{PCl}_5(g)$.
- Aumento de temperatura.

O número de procedimentos que vão provocar um *aumento* na pressão parcial de PCl_3 é:

- 0
- 1
- 2
- 3

55. (UFMG) O hidrogênio molecular pode ser obtido, industrialmente, pelo tratamento do metano com vapor de água. O processo envolve a seguinte reação endotérmica

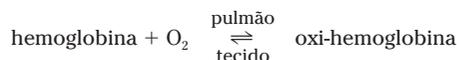


Com relação ao sistema em equilíbrio, pode-se afirmar, corretamente, que:

- a presença de um catalisador afeta a composição da mistura.
- a presença de um catalisador afeta a constante de equilíbrio.
- o aumento da pressão diminui a quantidade de $\text{CH}_4(g)$.
- o aumento da temperatura afeta a constante de equilíbrio.
- o aumento da temperatura diminui a quantidade de $\text{CO}(g)$.

56. (Vunesp) No corpo humano, o transporte de oxigênio é feito por uma proteína chamada hemoglobina. Cada molécula de hemoglobina contém 4 átomos de ferro.

O transporte de oxigênio, dos pulmões para os tecidos, envolve o equilíbrio reversível:

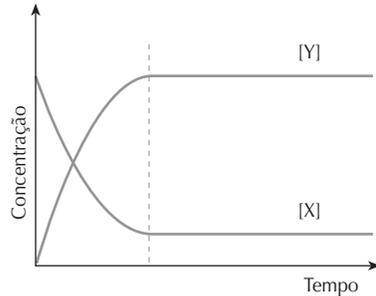


Mesmo um atleta bem treinado tem seu rendimento físico muito diminuído quando vai competir em localidades de altitude muito mais elevada do que a que está habituado. Após cerca de duas semanas de treinamento na nova altitude, o rendimento do atleta retorna ao normal.

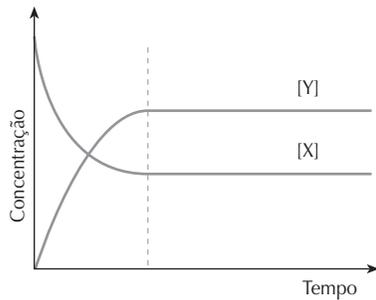
- Explique, em termos químicos, por que o rendimento físico inicial do atleta diminui na altitude mais elevada.
- Explique por que, após o período de adaptação, o rendimento do atleta retorna ao normal. O que ocorre com as reservas originais de ferro do organismo em consequência da adaptação?

57. (Unep-BA) Um mesmo equilíbrio químico $X \rightleftharpoons Y$ foi estudado em cinco temperaturas diferentes e representado pelos gráficos abaixo, que indicam a variação das concentrações do reagente $[X]$ e do produto $[Y]$ em função do tempo. Identifique a alternativa em que foi encontrado o maior valor para a constante de equilíbrio (K_c):

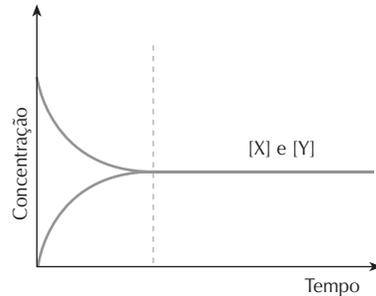
a)



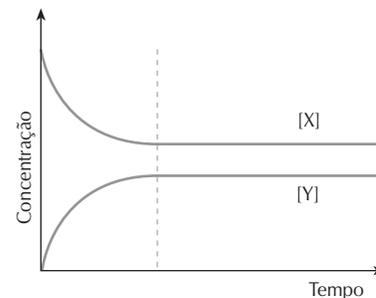
b)



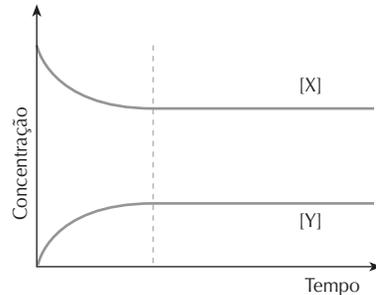
c)



d)



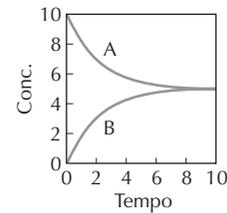
e)



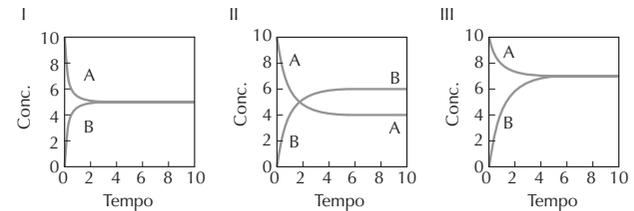
58. (Fuvest-SP) No equilíbrio $A \rightleftharpoons B$, a transformação de A em B é endotérmica. Esse equilíbrio foi estudado, realizando-se três experimentos.

Experimento	Condições
X	a 20°C, sem catalisador
Y	a 100°C, sem catalisador
Z	a 20°C, com catalisador

O gráfico abaixo mostra corretamente as concentrações de A e de B, em função do tempo, para o experimento X.

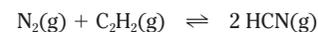


Examine os gráficos abaixo.

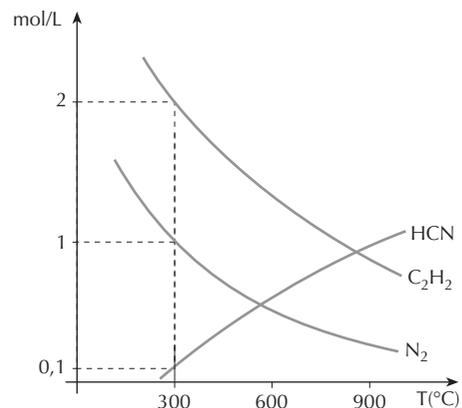


Aqueles que mostram corretamente as concentrações de A e de B, em função do tempo, nos experimentos Y e Z são, respectivamente:

- a) I e II
 b) I e III
 c) II e I
 d) II e III
 e) III e I
59. (UFRJ) Um método de produção de cianeto de hidrogênio é a nitrogação do acetileno em fase gasosa, de acordo com a equação:

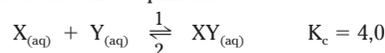


O diagrama a seguir indica os valores das concentrações (em mol/L) dos compostos N_2 , C_2H_2 e HCN em equilíbrio, a várias temperaturas diferentes e mostra que a temperaturas distintas correspondem diferentes condições de equilíbrio.



- a) Determine a constante de reação K_c da equação de formação de HCN, à temperatura de 300°C.
 b) Explique por que a reação de produção de HCN é endotérmica.

60. (ITA-SP) Em cinco copos marcados a, b, c, d e e existem concentrações iniciais das substâncias X, Y e XY, conforme as alternativas a seguir. Sabe-se que entre essas substâncias pode-se estabelecer o equilíbrio



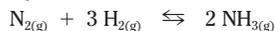
onde K_c é a respectiva constante de equilíbrio a 25°C. Em qual dos copos, todos a 25°C, podemos esperar que a concentração inicial de XY vá diminuir?

	X (mol/L)	Y (mol/L)	XY (mol/L)
a)	1,0	1,0	1,0
b)	4,0	4,0	10,0
c)	4,0	4,0	1,0
d)	2,0	1,0	4,0
e)	1,0	0,5	4,0

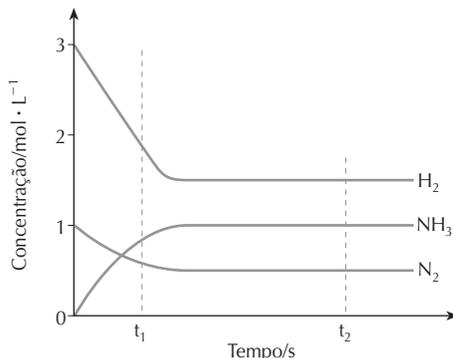
Processo de Haber–Bosch

61. (UFMG) O gráfico mostra as variações, com o tempo, das concentrações das espécies presentes em um recipiente fechado, no qual ocorre a síntese da amônia.

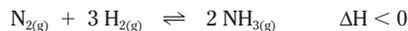
A equação da reação é:



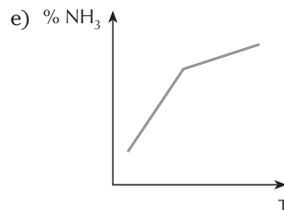
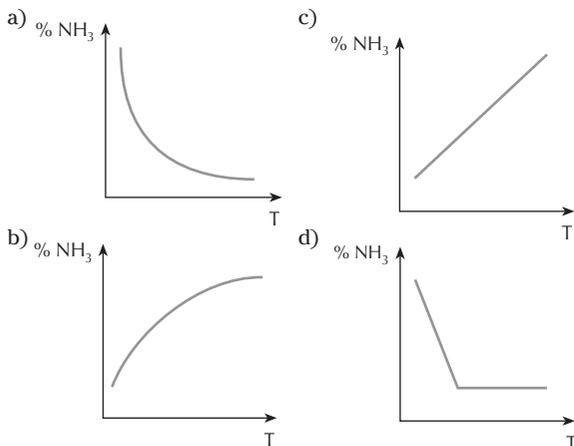
Com relação ao gráfico, identifique a afirmativa *falsa*.



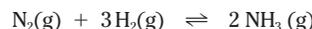
- a) No tempo $t = 0$, a velocidade da reação inversa é zero.
 b) No tempo $t = t_1$, as velocidades das reações direta e inversa são iguais.
 c) No tempo $t = t_2$, o sistema está em equilíbrio.
 d) No tempo $t = t_2$, as velocidades das reações direta e inversa são ambas diferentes de zero.
62. (UFMG) Considere o seguinte sistema em equilíbrio



O gráfico que representa, corretamente, a porcentagem de amônia presente *versus* temperatura do sistema em equilíbrio é:



63. (Vunesp) O processo industrial Haber-Bosch de obtenção da amônia se baseia no equilíbrio químico expresso pela equação:



Nas temperaturas de 25°C e de 450°C, as constantes de equilíbrio K_p são $3,5 \times 10^8$ e 0,16, respectivamente.

- a) Com base em seus conhecimentos sobre equilíbrio e nos dados fornecidos, quais seriam, teoricamente, as condições de pressão e temperatura que favoreceriam a formação de NH_3 ? Justifique sua resposta.
 b) Na prática, a reação é efetuada nas seguintes condições: pressão entre 300 e 400 atmosferas, temperatura de 450°C e emprego de ferro metálico como catalisador. Justifique por que estas condições são utilizadas industrialmente para a síntese de NH_3 .

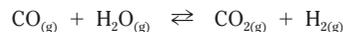
Cálculos mais elaborados envolvendo equilíbrio químico

64. (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 constantes 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?

- a) 0, 0, 2
 b) 1, 1, 10
 c) 1/6, 1/6, 5/3
 d) 1/6, 1/6, 5/6
 e) 1/11, 1/11, 10/11
65. (Unifesp) A constante de equilíbrio para a reação na fase gasosa



vale 25, a 600 K.

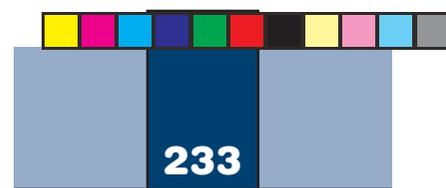
Foi feita uma mistura contendo 1,0 mol de CO , 1,0 mol de H_2O , 2,0 mol de CO_2 e 2,0 mol de H_2 em um frasco de 1,0 L, a 600 K. Quais as concentrações de $CO_{(g)}$ e $CO_{2(g)}$, em mol/L, quando for atingido o equilíbrio?

- 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
66. (Fuvest-SP) A produção industrial de metanol envolve o equilíbrio representado por:



Numa experiência de laboratório colocaram-se 2 mols de CO e 2 mols de CH_3OH num recipiente vazio de 1 L. Em condições semelhantes às do processo industrial foi alcançado o equilíbrio. Quando a concentração de equilíbrio de H_2 for x mol/L, a de CH_3OH será:

- a) $2 - x$
 b) $2 - x/2$
 c) $x/2$
 d) $2 + x$
 e) $2 + x/2$

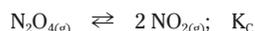


67. (ITA-SP) Um cilindro provido de torneira contém uma mistura de $N_2O_{4(g)}$ e $NO_{2(g)}$. Entre essas substâncias se estabelece, rapidamente, o equilíbrio $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2 NO_{2(g)}$, $\Delta H > 0$. Mantendo o volume (V) constante, a temperatura é aumentada de 27 para 57°C.

Diante desse aumento de temperatura, reestabelecido o equilíbrio, podemos concluir que a pressão total (P_t) vai:

- a) Aumentar cerca de 10%.
b) Aproximadamente duplicar.
c) Permanecer aproximadamente constante.
d) Aumentar mais que 10%, sem chegar a duplicar.
e) Aumentar menos do que 10%, porém mais que 1%.
- Comentário dos autores:* Perceba que a temperatura, expressa em kelvin (K), aumentou 10%. Foi de 300 K (27°C) para 330 K (57°C).

68. (ITA-SP) Num cilindro com pistão móvel provido de torneira, conforme figura abaixo, se estabeleceu o equilíbrio



Mantendo a temperatura constante, pode-se realizar as seguintes modificações:

- I. Reduzir o volume, por deslocamento do pistão.
II. Introduzir mais $NO_{2(g)}$ pela torneira, o pistão permanecendo fixo.
III. Introduzir mais $N_2O_{4(g)}$ pela torneira, o pistão permanecendo fixo.
IV. Introduzir argônio pela torneira, o pistão permanecendo fixo.

Qual ou quais das alternativas acima irá ou irão provocar deslocamento do equilíbrio para a esquerda, isto é, irá ou irão acarretar a produção de mais $N_2O_{4(g)}$ dentro do cilindro?

- a) Apenas (I).
b) Apenas (III).
c) Apenas (I) e (II).
d) Apenas (II) e (IV).
e) Apenas (I), (II) e (III).

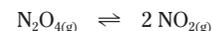
Gerais

69. (Cesgranrio-RJ) Um grupo de pesquisadores químicos apresentou relatório contendo resultados de estudos sobre processos alternativos para a produção de substância de vital importância para a população.

Considerando as constantes de equilíbrio, usadas como critério de escolha e apresentadas a seguir para cada processo, espera-se que o responsável opte pelo processo:

Processo	K_c
a) I	0,01
b) II	0,1
c) III	1
d) IV	10
e) V	100

70. (Unifor-CE) São dados cinco valores de constantes de equilíbrio, K_c , para a reação

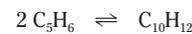


a diferentes temperaturas:

	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 dessas temperaturas mais favorece a decomposição do $N_2O_{4(g)}$?

- a) 1
b) 2
c) 3
d) 4
e) 5
71. (Fuvest-SP) A 250°C, a constante do equilíbrio de dimerização do ciclopentadieno é $2,7 \text{ (mol/L)}^{-1}$.



Nessa temperatura, foram feitas duas misturas do monômero com o seu dímero:

Concentrações iniciais das misturas (mol/L)		
Mistura	Monômero	Dímero
1	0,800	1,728
2	1,000	3,456

O que acontecerá com as concentrações do monômero e do dímero, ao longo do tempo,

- a) na mistura 1? Justifique.
b) na mistura 2? Justifique.

Comentário dos autores: o “monômero” é C_5H_6 e o “dímero” é $C_{10}H_{12}$. Essas palavras vêm do grego *mono* (“uma”), *di* (“duas”) e *mero* (“parte”).



Capítulo

9

cid

Uma piscina bem tratada deve ter, entre outras coisas, um pH estável na faixa de 7,2 a 7,8 (o ideal é 7,5). Um dos principais assuntos deste capítulo é o estudo da escala de pH.



Equilíbrios iônicos em solução aquosa

Comentário preliminar

No tratamento da água de piscinas — domésticas ou de clubes — utiliza-se um *kit* para medir o pH da água. O resultado dessa medida é comparado com o valor ideal e, se necessário, devem ser adicionados à água produtos capazes de aumentar ou de diminuir o pH, visando atingir o valor ideal.

Dessa maneira, as pessoas que cuidam de piscinas (e que eventualmente nunca estudaram Química) acabam fazendo uso e se beneficiando de uma escala, denominada **escala de pH** (escala de potencial hidrogênio), que foi desenvolvida por um químico para expressar numericamente a acidez e/ou a basicidade de uma solução aquosa.

De modo similar, há quem empregue a escala de pH para testar e controlar a acidez do meio aquoso presente em aquários domésticos, em tanques para criação comercial de peixes, em solos destinados à agricultura, em estações de tratamento de água e em diversos processos realizados na indústria e nos laboratórios de análise ou de pesquisa.

A escala de pH é de extrema importância para os químicos e seus trabalhos. Estudá-la é o ponto principal deste capítulo. Outros conceitos também serão estudados, mas todos eles estão, de alguma forma, relacionados à escala de pH, ao seu entendimento ou à sua utilização.

Inicialmente aplicaremos o conceito de constante de equilíbrio à ionização de ácidos em solução aquosa. A seguir, estudaremos o equilíbrio químico de auto-ionização da água, processo no qual as moléculas de água líquida originam íons H^+ e OH^- . Da compreensão desse processo, será possível entender a escala de pH, empregada, também neste capítulo, no estudo dos indicadores ácido-base, da hidrólise salina, da solubilidade de gases em água e das soluções-tampão.

Alguns conteúdos importantes

- Constante de ionização de ácidos
- Lei de Ostwald
- Efeito do íon comum sobre equilíbrios em solução aquosa
- Auto-ionização e produto iônico da água
- Escala de pH e escala de pOH
- Hidrólise de sais
- Influência da pressão e da temperatura sobre a solubilidade de gases em água
- Noção sobre solução-tampão



Em destaque

CHUVA ÁCIDA ATINGE REGIÃO, DIZ ESTUDO

Emissão de 100 mil toneladas de dióxido de enxofre (SO₂) por ano é responsável direta por este fenômeno

Vários pontos da Região Metropolitana de Campinas (RMC) estão apresentando ocorrências de chuvas ácidas em quantidades equivalentes às constatadas em diversos pontos da Região Metropolitana de São Paulo, que é apontada como uma das áreas mais poluídas da América Latina. Prova disso é que as doenças respiratórias têm sido apresentadas como uma das principais causas de morte na RMC.

A incidência de chuva ácida na região de Campinas é comprovada por medições do potencial hidrogênico (pH), que serve como indicador para medição da acidez de uma substância. Um pH menor que 7 é considerado ácido. As medições feitas por especialistas da Universidade Estadual de Campinas (Unicamp) indicaram a ocorrência de chuvas com pH de 4,2.

Segundo o professor da Unicamp, Oswaldo Sevá, um dos maiores especialistas em chuva ácida no País, as medições foram produzidas por um laboratório móvel que coletou os dados da qualidade do ar em toda a região de Campinas. O aspecto mais grave de poluição na RMC é que ela pode estar agravando as condições para a proliferação de doenças associadas ao aparelho respiratório, principalmente no inverno, estação de poucas chuvas, o que dificulta a dispersão de poluentes na atmosfera.

[...]

As medições de chuvas ácidas na RMC, segundo o professor Sevá, feitas no verão e outono de 1996 e 1998, indicaram muitos casos de acidez próxima de pH 4,0, ou seja, “dezenas de vezes mais ácidas que a chuva limpa, que tem média de 5,5 a 6,0”, afirma Sevá. Segundo os cálculos do professor, todo ano a região emite cerca de 100 mil toneladas de dióxido de enxofre (SO₂), que é gerado pela queima de combustíveis como o petróleo, pela frota automotiva e, principalmente, pelas indústrias. Na RMC, o pólo petroquímico de Paulínia é o maior responsável pela emissão do dióxido de enxofre, que reage com as moléculas de água da chuva e resulta na chuva ácida.

Sevá aponta que, pela metodologia do Instituto Norueguês de Pesquisa do Ar, a região já é uma das mais poluídas do mundo. O instituto aponta que a soma das emissões de dióxido de enxofre nas regiões da Grande São Paulo, Campinas, São José dos Campos e Cubatão resulta em cerca de 300 mil toneladas ao ano, o equivalente a emissão do SO₂ da Europa, que mais vem sentindo os efeitos da chuva ácida, como nos países escandinavos.

Fonte: Johnny Inselesperger. *Correio Popular*, Campinas, 1 jul. 2002. p. 7.

A escala de pH expressa a acidez e/ou a alcalinidade de um meio aquoso. Em um dos trechos do texto acima, o professor pesquisador entrevistado afirma, corretamente, que chuvas com acidez próxima de pH 4,0 são “dezenas de vezes mais ácidas que a chuva limpa, que tem média 5,5 a 6,0”.

Se os números 5,5 e 6,0 não são “dezenas de vezes” maiores que o número 4,0, como interpretar a afirmação feita por ele? O que significam esses números? Como pode a afirmação ser verdadeira?

Vamos, a seguir, aplicar o conceito de equilíbrio químico às reações que ocorrem em solução aquosa e que envolvem íons, particularmente aquelas nas quais estão envolvidos íons H⁺ ou íons OH⁻.

Com isso, você estará apto a conhecer a escala de pH e poderá, então, interpretar a afirmação feita pelo professor. A questão 33 abordará exatamente essa interpretação.

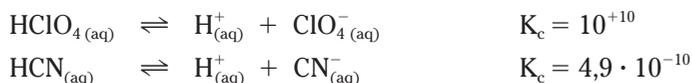
Desenvolvendo

o tema

1. EQUILÍBRIO QUÍMICO EM SOLUÇÕES DE ELETRÓLITOS

1.1. Constante de ionização

Considere os seguintes equilíbrios que ocorrem em solução aquosa:



Como você pode perceber, os valores de K_c expressam as diferentes tendências que as reações têm para acontecer. O ácido perclórico possui uma tendência muito maior de liberar íon H^+ do que o ácido cianídrico.

$$K_c = 10^{+10} = \frac{[H^+] \cdot [ClO_4^-]}{[HClO_4]}$$

O numerador é da ordem de 10^{10} vezes o denominador.
Alta tendência para liberar H^+ .

$$K_c = 4,9 \cdot 10^{-10} = \frac{[H^+] \cdot [CN^-]}{[HCN]}$$

O numerador é igual a $4,9 \cdot 10^{-10}$ vezes o denominador.
Baixa tendência para liberar H^+ .

Em outras palavras, o $HClO_4$ é um ácido mais forte do que o HCN , pois um ácido é tanto mais forte quanto maior é a sua tendência para liberar íons H^+ .

As constantes de equilíbrio que acabamos de mostrar são conhecidas como *constantes de ionização*, também chamadas de *constantes de dissociação ácida* e simbolizadas por K_a .

Quanto maior for o valor da constante de ionização de um ácido (K_a), maior será a força desse ácido.

Muitos valores de K_a já foram determinados e tabelados. Consultando uma tabela com esses valores, é possível comparar a força de diversos ácidos em solução aquosa. Alguns deles aparecem na tabela 1.

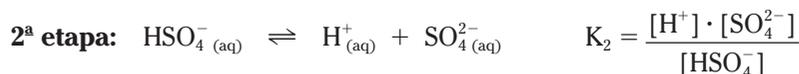
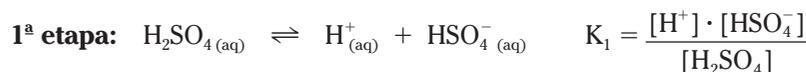
Tabela 1. Alguns valores de constante de ionização ácida (K_a), a 25°C, em meio aquoso.

Aumenta força do ácido	Ácido mais forte dentro os da tabela	$HClO_4 \rightleftharpoons H^+ + ClO_4^-$	$\sim 10^{+10}$	K _a aumenta
		$HBr \rightleftharpoons H^+ + Br^-$	$\sim 10^{+9}$	
		$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$	$\sim 10^{+7}$	
		$H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$	$\sim 10^{+3}$	
		$H_2SO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSO_3^-$	$1,5 \cdot 10^{-2}$	
		$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$	$7,6 \cdot 10^{-3}$	
		$HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$	$4,3 \cdot 10^{-4}$	
		$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	$3,5 \cdot 10^{-4}$	
		$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	
		$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	$4,3 \cdot 10^{-7}$	
Ácido mais fraco dentro os da tabela		$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	$4,9 \cdot 10^{-10}$	

Valores de K_a da ordem de 10^{-5} ou menor correspondem a ácidos fracos.

Fonte: L. Jones e P. Atkins. *Chemistry. Molecules, matter and change*. 4. ed. New York, Freeman, 2000. p. 678, 688; I. Levine. *Physical Chemistry*. 4. ed. New York, McGraw-Hill, 1995. p. 294.

Quando um ácido apresenta mais de um hidrogênio ionizável, podemos escrever uma expressão de constante de acidez para cada etapa da ionização (tabela 2). Assim, por exemplo, para o ácido sulfúrico:



Da mesma maneira como definimos constante de ionização para ácidos, podemos fazê-lo para bases. A *constante de basicidade* é simbolizada por K_b , e para ela valem conclusões análogas às que tiramos para K_a . Para o hidróxido de amônio (amônia aquosa), por exemplo, a expressão é:

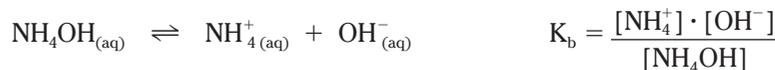


Tabela 2. Valores de constante de ionização para alguns diácidos e um triácido (25°C), em meio aquoso.

Ácido	K _a	
H ₂ SO ₄	K ₁	$\sim 10^{+5}$
	K ₂	$1,2 \cdot 10^{-2}$
H ₂ SO ₃	K ₁	$1,5 \cdot 10^{-2}$
	K ₂	$1,2 \cdot 10^{-7}$
H ₂ S	K ₁	$1,3 \cdot 10^{-7}$
	K ₂	$7,1 \cdot 10^{-15}$
H ₂ CO ₃	K ₁	$4,3 \cdot 10^{-7}$
	K ₂	$5,6 \cdot 10^{-11}$
H ₃ PO ₄	K ₁	$7,6 \cdot 10^{-3}$
	K ₂	$6,2 \cdot 10^{-8}$
	K ₃	$2,1 \cdot 10^{-13}$

Fonte: L. Jones e P. Atkins. *Chemistry. Molecules, matter and change*. 4. ed. New York, Freeman, 2000. p. 678, 688; I. Levine. *Physical Chemistry*. 4. ed. New York, McGraw-Hill, 1995. p. 294.

1.2. A Lei da Diluição de Ostwald

Vamos agora deduzir uma expressão matemática que relaciona a constante de ionização (K) com o grau de ionização (α) e a concentração em mol/L (\mathcal{M}) de uma solução de um ácido ou base. Considere um monoácido HA sendo dissolvido em água para formar uma solução na qual haja \mathcal{M} mols de ácido por litro de solução. Ele se ioniza de acordo com a equação: $\text{HA}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{A}^-_{(\text{aq})}$

O grau de ionização de um ácido é igual à divisão da quantidade, em mols, ionizada pela quantidade, em mols, dissolvida.

Dividindo numerador e denominador dessa fração pelo volume, chegamos a uma expressão bastante útil:

$$\alpha = \frac{\text{quantidade, em mols, ionizada} / V}{\text{quantidade, em mols, dissolvida} / V} = \frac{[\text{H}^+]}{\mathcal{M}} \Rightarrow [\text{H}^+] = \alpha \cdot \mathcal{M}$$

Fórmula válida para monoácidos

Essa expressão permite calcular a concentração de H^+ em uma solução de monoácido, desde que os valores de α e \mathcal{M} sejam conhecidos. (Caso se tratasse de uma monobase, por um raciocínio análogo concluiríamos que $[\text{OH}^-] = \alpha \cdot \mathcal{M}$.)

Vamos, agora, preencher a tabela a seguir em função de α e \mathcal{M} :

	$\text{HA}_{(\text{aq})}$	\rightleftharpoons	$\text{H}^+_{(\text{aq})}$	+	$\text{A}^-_{(\text{aq})}$
Início	\mathcal{M}		—		—
Reagiu	$\alpha \cdot \mathcal{M}$		—		—
Formou	—		$\alpha \cdot \mathcal{M}$		$\alpha \cdot \mathcal{M}$
No equilíbrio	$\mathcal{M} \cdot (1 - \alpha)$		$\alpha \cdot \mathcal{M}$		$\alpha \cdot \mathcal{M}$

Substituindo os valores das concentrações no equilíbrio na constante de ionização, temos:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{\alpha \cdot \mathcal{M} \cdot \alpha \cdot \mathcal{M}}{\mathcal{M} \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow K_a = \frac{\alpha^2 \cdot \mathcal{M}}{1 - \alpha}$$

Essa expressão, conhecida como **Lei da Diluição de Ostwald**, foi deduzida primeiramente pelo físico-químico alemão Friedrich Wilhelm Ostwald, em 1888. É válida para monoácidos (liberam 1 H^+) e monobases (liberam 1 OH^-) em geral:

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot \mathcal{M}}{1 - \alpha} \quad \text{Lei da Diluição de Ostwald para monoácidos}$$

$$K_b = \frac{\alpha^2 \cdot \mathcal{M}}{1 - \alpha} \quad \text{Lei da Diluição de Ostwald para monobases}$$

Na prática, essa expressão é de grande utilidade quando trabalhamos com ácidos e bases fracos. Nesse caso, α é menor que (ou igual a) 5% (isto é, 0,05), sendo numericamente muito pequeno se comparado a 1. Portanto o denominador da expressão ($1 - \alpha$) pode ser considerado aproximadamente igual a 1.

Assim, a Lei da Diluição de Ostwald pode ser escrita simplificada:

$$K_a = \alpha^2 \cdot \mathcal{M} \quad \text{Simplificação para monoácidos fracos}$$

$$K_b = \alpha^2 \cdot \mathcal{M} \quad \text{Simplificação para monobases fracas}$$



Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932), químico alemão, recebeu o Prêmio Nobel em 1909 por seu trabalho sobre catálise. Foi o primeiro a desenvolver um processo para oxidar a amônia. Esse processo, que hoje leva seu nome, é utilizado na obtenção do ácido nítrico. Outra de suas contribuições é a dedução da expressão conhecida como Lei de Ostwald.

Você deve estar se perguntando a razão do nome “Lei da Diluição”. Ele se deve ao fato de a fórmula permitir prever o que acontece quando diluímos uma solução de ácido fraco ou de base fraca. A constante de equilíbrio possui um valor constante a uma temperatura fixa e, dessa forma, o produto $\alpha^2 \cdot \mathcal{M}$ deve permanecer constante. Quando diluímos uma solução de ácido ou base fracos, o valor de \mathcal{M} diminui e, em conseqüência, α deve aumentar para que o produto $\alpha^2 \cdot \mathcal{M}$ permaneça constante.

Constante (desde que a temperatura seja fixa) $K = \uparrow \alpha^2 \cdot \downarrow \mathcal{M}$
 O grau de ionização aumenta... ... quando a solução é diluída.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

- Consulte a tabela 2 e compare os valores de K_1 e K_2 para os ácidos apresentados. O que você observa? O que isso indica sobre a tendência de liberação de H^+ da segunda etapa de ionização se comparada à da primeira?
- Três ácidos presentes no cotidiano são:
 - HCl ($K_a \sim 10^{+7}$), vendido comercialmente impuro como “ácido muriático” e usado para limpar pisos e paredes.
 - H_3PO_4 ($K_a = 7,6 \cdot 10^{-3}$), usado como acidulante em refrigerantes, balas e gomas de mascar.
 - H_2CO_3 ($K_a = 4,3 \cdot 10^{-7}$), presente em bebidas com gás.

Sobre eles, alguns alunos fizeram as seguintes afirmações:

- o H_2CO_3 é o mais fraco.
- o H_3PO_4 é o mais forte, pois apresenta mais hidrogênios na molécula.
- o H_3PO_4 é o mais forte, pois apresenta mais oxigênios na molécula.
- H_2CO_3 é mais forte que HCl.
- HCl é o mais fraco dos três.

Escolha a(s) afirmação(ões) correta(s) e justifique.

- A ionização do ácido acético, presente no vinagre, pode ser assim equacionada:



Represente a expressão da constante de ionização (K_a) dessa substância.

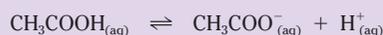
- Uma solução aquosa 0,020 mol/L de ácido acético (ou ácido etanóico), CH_3COOH , apresenta o ácido 3% dissociado em CH_3COO^- e H^+ . Determine a concentração, em mol/L, de cada um desses íons na solução.

Resolução

O enunciado forneceu α e \mathcal{M} e, assim, podemos aplicar a fórmula:

$$[H^+] = \alpha \cdot \mathcal{M} = \frac{3}{100} \cdot 0,020 = 6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Como os coeficientes do H^+ e do CH_3COO^- são iguais na equação de ionização:



podemos afirmar que:

$$[H^+] = [CH_3COO^-] = 6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Perceba que a fórmula $[H^+] = \alpha \cdot \mathcal{M}$ possui um significado bastante fácil de entender. No caso deste problema:

$$[H^+] = \frac{3}{100} \cdot 0,020$$

A concentração de H^+ é 3% da concentração do ácido dissolvido

- Utilizando os dados da questão anterior, calcule o valor da constante de ionização do ácido acético.

Resolução

Podemos resolver montando a tabela ou, de modo mais simples, aplicando a Lei de Ostwald. Como $\alpha \leq 5\%$, a fórmula é:

$$K_a = \alpha^2 \cdot \mathcal{M} \Rightarrow K_a = \left(\frac{3}{100}\right)^2 \cdot 0,020 \Rightarrow$$

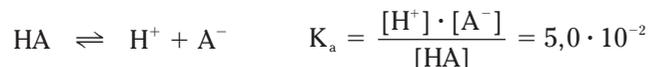
$$\Rightarrow K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Caso α fosse maior que 5%, utilizaríamos a expressão da Lei de Ostwald sem a simplificação.

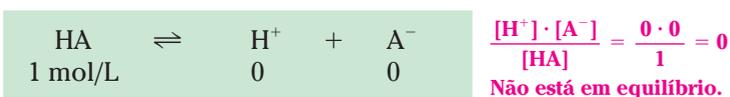
- O ácido butanóico é o responsável pelo odor de alguns queijos e também da manteiga rançosa. Verifica-se que numa solução 0,04 mol/L desse monoácido a concentração hidrogeniônica (isto é, $[H^+]$) é $8 \cdot 10^{-4}$ mol/L. Determine o valor de K_a para esse ácido.
- Qual o valor de $[H^+]$ numa solução 0,01 mol/L de um monoácido que apresenta $K_a = 4 \cdot 10^{-6}$?
- Podemos considerar a constante de basicidade (K_b) da amônia como valendo $2 \cdot 10^{-5}$. Qual o valor de $[OH^-]$ numa solução 0,05 mol/L de amônia?
- O ácido acético (CH_3COOH) é um ácido fraco. Uma certa solução aquosa desse ácido passa por um processo de diluição, ou seja, acrescenta-se água (solvente) a essa solução. Ao realizar essa diluição, mantendo-se a temperatura constante, o que se espera que aconteça com:
 - a constante de ionização do ácido?
 - o grau de ionização do ácido?

1.3. Efeito do íon comum

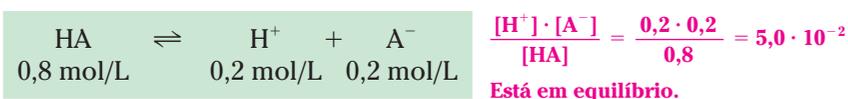
Considere um ácido HA, cuja constante de ionização tenha o valor $5,0 \cdot 10^{-2}$.



Vamos fazer uma solução aquosa dissolvendo 1 mol desse ácido em água suficiente para completar 1 L de solução. Para efeito de raciocínio, vamos considerar que, no instante inicial, não há nenhuma molécula ionizada.

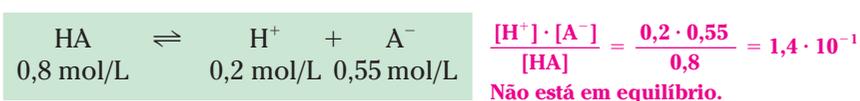


Quase imediatamente o sistema caminha para o equilíbrio (reações iônicas em meio aquoso são extremamente rápidas). Lembre-se de que na situação de equilíbrio os valores das concentrações satisfazem a expressão da constante de equilíbrio.

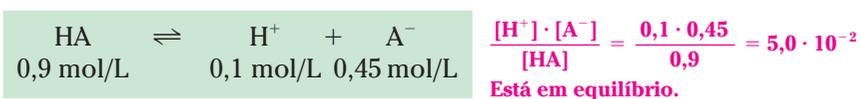


Vamos agora adicionar a essa solução um pouco de sal solúvel que possua o íon A⁻, podendo ser, por exemplo, um sal de sódio Na⁺A⁻. Chamaremos o íon A⁻, de agora em diante, de **íon comum**, pois é comum ao equilíbrio que existe na solução e ao composto que estamos nela introduzindo.

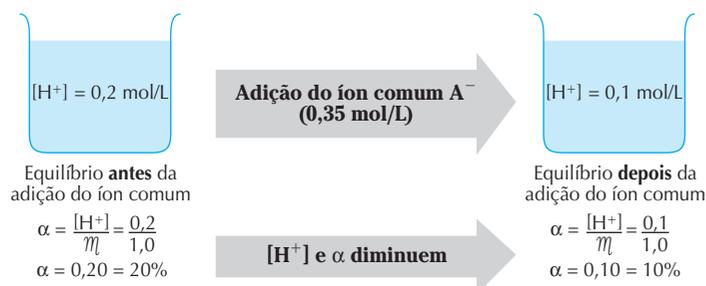
Adicionando, por exemplo, 0,35 mol de NaA, perturbamos o equilíbrio, pois a relação $[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]/[\text{HA}]$ passa a ter outro valor.



Em questão de pouco tempo, o sistema retorna ao equilíbrio, consumindo H⁺ e A⁻ e formando HA, de acordo com o princípio de Le Chatelier. Na nova situação de equilíbrio teremos:



Esquemáticamente, temos:



Percebemos então que a adição de um íon comum desloca o equilíbrio de ionização de um ácido. Note que, no exemplo em questão:

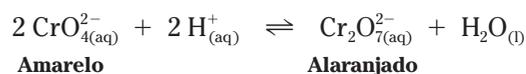
- a constante de ionização do ácido não se alterou, pois ela depende apenas da temperatura;
- a concentração de íons H^+ diminuiu;
- o grau de ionização do ácido diminuiu.

Da mesma maneira como exemplificamos com um ácido imaginário HA e o íon comum A^- , poderíamos tê-lo feito com uma base BOH e o íon comum B^+ , tirando conclusões análogas.

A adição de um íon comum diminui o grau de ionização de um ácido ou base em solução.

O efeito do íon comum *não* se faz notar *apenas* sobre ácidos e bases. Todas as vezes que adicionarmos um íon comum a um equilíbrio que exista em solução, ele será deslocado de acordo com o princípio de Le Chatelier.

Um exemplo interessante, que pode ser feito em laboratório, é o do equilíbrio entre o íon cromato (CrO_4^{2-}), que é amarelo, e o íon dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$), que é alaranjado:



A adição de um ácido (o que significa dizer a adição do íon comum H^+) a uma solução em que exista esse equilíbrio desloca-o para a direita, e então veremos a solução ficar mais alaranjada.

Muitas vezes é possível deslocar um equilíbrio iônico mesmo sem adicionar um íon comum. Para isso basta que o íon adicionado reaja com um dos participantes do equilíbrio, o que diminui sua concentração e, pelo Princípio de Le Chatelier, acaba por deslocar o equilíbrio na direção da sua formação.

Para exemplificar, voltemos ao exemplo do equilíbrio entre cromato e dicromato. A adição de ácido (íon comum H^+) desloca no sentido de formação de $Cr_2O_7^{2-}$. Já a adição de uma base (íon não-comum OH^-) faz com que o equilíbrio se desloque no sentido de CrO_4^{2-} . Isso porque a reação de H^+ com OH^- (neutralização) diminui a concentração do participante H^+ . Assim, nesse caso, adicionar uma base equivale a dizer que estamos retirando H^+ .

ATENÇÃO

O consumo de medicamentos sem orientação médica, a automedicação, é uma atitude perigosíssima à saúde. **JAMAIS SE AUTOMEDIQUE.**

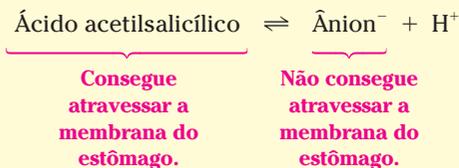
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Em destaque

A INDESEJÁVEL ABSORÇÃO ESTOMACAL DO ÁCIDO ACETILSALICÍLICO

O *ácido acetilsalicílico*, vendido com diversos nomes comerciais, é uma substância de caráter ácido. Sua fórmula molecular é $C_9H_8O_4$ e sua constante de ionização ácida vale $K_a = 3 \cdot 10^{-4}$.

Em água, sofre o seguinte equilíbrio:



Dentro do estômago a concentração de H^+ é elevada, o que desloca o equilíbrio para a esquerda, facilitando a absorção do medicamento. Do outro lado da membrana,

a concentração de H^+ é pequena e o equilíbrio é deslocado para a direita, dificultando a volta para o estômago. Assim ocorre uma pequena absorção de medicamento pela parede do estômago.

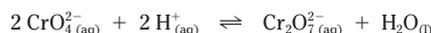
Na verdade, a *ação terapêutica do ácido acetilsalicílico está ligada à sua absorção pelo intestino, e não pelo estômago*. É no intestino que a maior parte dele é absorvida e, a seguir, distribuída pela corrente sanguínea ao organismo, onde irá atuar como analgésico ou antitérmico.

A absorção estomacal do ácido acetilsalicílico (que ocorre pelo processo que acabamos de descrever) causa alguns efeitos colaterais indesejáveis, tais como irritação gástrica, pequenos sangramentos e até mesmo ulcerações na parede do estômago no caso de pacientes mais sensíveis e/ou de altas doses do produto.

10. Observe a seguinte foto:



No béquer da esquerda há uma solução aquosa de cromato de potássio. Nela, há o equilíbrio assim equacionado:

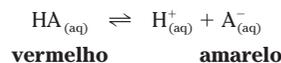


Dos participantes desse equilíbrio, os íons cromato (CrO_4^{2-}) têm cor amarela, os íons dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) têm cor alaranjada e os demais são incolores. O béquer da direita continha uma solução idêntica à do outro, porém a ela foi adicionado

um pouco de solução aquosa de ácido clorídrico, que acarreta a mudança de cor observada.

- Explique por que ocorre a mudança de cor.
- Das seguintes substâncias — H_2SO_4 , H_3PO_4 , NaOH ou NaCl — qual poderia ser adicionada ao béquer da direita para fazer a coloração voltar ao amarelado?

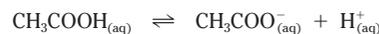
11. Considere a solução aquosa de uma substância de fórmula HA, na qual existe o equilíbrio:



Sabe-se que HA tem cor vermelha e que A^- tem cor amarela. Explique por que a adição de:

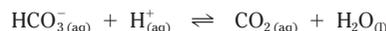
- suco de limão (ácido) deixa a solução vermelha;
- soda cáustica (básica) deixa a solução amarela.

12. Considere o equilíbrio de ionização do ácido acético, abaixo equacionado, que existe no vinagre:



Preveja o efeito sobre esse equilíbrio se for adicionada ao vinagre uma solução aquosa de hidróxido de sódio.

13. Quando um bicarbonato solúvel (de sódio, de potássio etc.) é dissolvido em água, pode-se estabelecer o equilíbrio:



Explique por que ocorre efervescência quando um bicarbonato é dissolvido em uma solução de HCl mas não quando é dissolvido em uma solução de NaOH.

ATENÇÃO

Na questão 10, um experimento é **APENAS COMENTADO** com a finalidade de exercitar equilíbrio químico.

Não tente realizá-lo por conta própria. Sua eventual realização requer autorização e supervisão do(a) professor(a).

O ácido clorídrico, mesmo diluído, é **corrosivo e desprende vapores irritantes, corrosivos e tóxicos**. E a solução de cromato e/ou dicromato é muito **oxidante**.

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são recomendados.

2. EQUILÍBRIO IÔNICO DA ÁGUA: pH E pOH

2.1. A concentração do solvente é praticamente constante

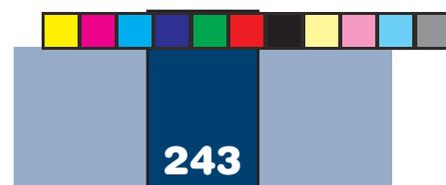
Considere 1 L de água pura. A massa de água nele presente é 1.000 g, pois a densidade da água é aproximadamente 1 g/mL. Sabendo que a massa molar da água é 18 g/mol, podemos calcular a sua concentração em quantidade de matéria:

$$[\text{Água}] = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{1.000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol} \cdot 1,0 \text{ L}} \Rightarrow [\text{Água}] = 55,56 \text{ mol/L}$$

Suponha agora que dissolvamos na água uma substância X que reage com ela estabelecendo um equilíbrio: $\text{X}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{produtos}_{(\text{aq})}$.

Em um processo como esse, que ocorre em solução aquosa, e do qual a água participa como reagente, sua quantidade consumida no processo não é, em geral, superior a 0,5 mol. Assim, após ser estabelecido o equilíbrio, a concentração da água será igual a $55,56 - 0,50 = 55,06 \text{ mol/L}$. A variação da concentração em quantidade de matéria da água da situação inicial (55,56 mol/L) para a final (55,06 mol/L) é de 0,9%, o que representa uma variação desprezível.

Por meio desse exemplo, percebemos que a concentração de um solvente permanece praticamente constante, mesmo que ele participe de uma reação química que ocorra entre espécies nele dissolvidas.



2.2. Produto iônico da água

Na água líquida ocorre o seguinte processo, conhecido como equilíbrio de auto-ionização da água:



No entanto, vimos que a concentração de um solvente (água, neste caso) permanece constante. Perceba que não faz sentido colocar $[\text{H}_2\text{O}]$ na expressão de K_c , pois, já que ela é constante, em todos os problemas apresentará o mesmo valor ($[\text{H}_2\text{O}] = 55,56 \text{ mol/L}$).

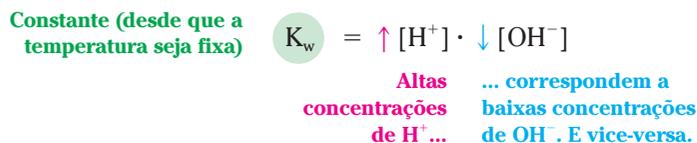
Assim, para facilitar, os químicos resolveram incorporar esse valor invariável da concentração do solvente na constante de equilíbrio:

$$K_c = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \Rightarrow \text{Constante } (K_w) \quad K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

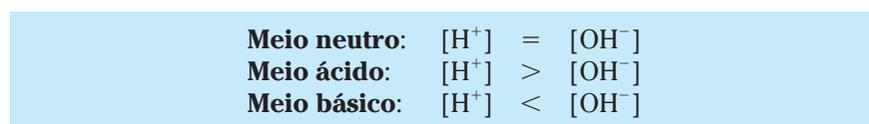
Essa constante é chamada de **produto iônico da água** e simbolizada por K_w :



Assim, podemos dizer que, quanto maior for $[\text{H}^+]$ em uma solução, menor será $[\text{OH}^-]$ e vice-versa.



Dentro desse contexto, definem-se:



O valor de K_w , assim como de toda constante de equilíbrio, varia com a temperatura, como você pode perceber pelos dados da tabela 3.

Tabela 3. Valor do produto iônico da água (K_w) em algumas diferentes temperaturas

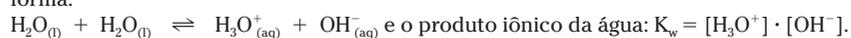
Temperatura (°C)	K_w
0	$1,1 \cdot 10^{-15}$
10	$2,9 \cdot 10^{-15}$
25 *	$1,0 \cdot 10^{-14}$
37 **	$2,4 \cdot 10^{-14}$
45	$4,0 \cdot 10^{-14}$
60	$9,6 \cdot 10^{-14}$

* Temperatura em que trabalharemos os conceitos de pH e de pOH.

** Temperatura normal do corpo humano.

Fonte: K. W. Whitten et al. *General Chemistry*. 6. ed. Orlando, Saunders, 2000. p. 755.

* O equilíbrio de auto-ionização da água é escrito com mais rigor científico da seguinte forma:



ATENÇÃO

A amônia (dissolvida em ©) é um gás **tóxico e corrosivo, de odor forte e irritante**. Causa lesões oculares, queimaduras na pele e nas mucosas, salivação, náusea, vômitos e edema pulmonar.

A

Determina-se experimentalmente que, na água pura,
 $[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$



Água pura

Meio neutro: $[H^+] = [OH^-]$

Já que $[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$, então $[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$, pois assim: $1,0 \cdot 10^{-7} \cdot 1,0 \cdot 10^{-7} = 1,0 \cdot 10^{-14}$

B

Determina-se experimentalmente que, no vinagre,
 $[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$



Vinagre

Meio ácido: $[H^+] > [OH^-]$

Já que $[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$, então $[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$, pois assim: $1,0 \cdot 10^{-3} \cdot 1,0 \cdot 10^{-11} = 1,0 \cdot 10^{-14}$

C

Determina-se experimentalmente que, num limpador com amônia,
 $[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$



Limpador com amônia

Meio básico: $[H^+] < [OH^-]$

Já que $[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$, então $[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$, pois assim: $1,0 \cdot 10^{-2} \cdot 1,0 \cdot 10^{-12} = 1,0 \cdot 10^{-14}$

Importante:

O Apêndice D, ao final deste livro, apresenta uma visão geral sobre logaritmos. Se houver necessidade, consulte-o.

2.3. As escalas de pH e pOH

A partir de agora sempre nos referiremos ao equilíbrio de auto-ionização da água a 25°C, salvo menção em contrário. Nessa temperatura (veja tabela 3), o produto de $[H^+]$ e $[OH^-]$ vale $1,0 \cdot 10^{-14}$.

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \quad (\text{a } 25^\circ\text{C})$$

Para ilustrar, considere os seguintes exemplos, todos a 25°C:

Para acompanhar e entender os assuntos seguintes, é indispensável que você tenha familiaridade com o conceito e as propriedades dos logaritmos decimais (logaritmos de base 10). Esta definição é muito importante:

$$\log x = y \Leftrightarrow 10^y = x$$

Durante sua pesquisa que visava melhorar os métodos de controle de qualidade em indústrias de fermentação, o químico dinamarquês Sørensen criou o conceito de pH. Na verdade, a idéia que ele tinha em mente era a seguinte: por que expressar a acidez de um meio aquoso por meio da $[H^+]$, já que seus valores são, geralmente, potências negativas de 10? Não seria muito mais prático trabalhar apenas com o expoente de 10, e de preferência com valor positivo? Assim, ele definiu:

Potencial hidrogeniônico (pH) de uma solução: $\text{pH} = -\log [H^+]$
Potencial hidroxiliônico (pOH) de uma solução: $\text{pOH} = -\log [OH^-]$

Na expressão do produto iônico da água, aplicando log a ambos os membros:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \Rightarrow \log [H^+] + \log [OH^-] = -14$$

Multiplicando tudo por -1 :

$$-\log [H^+] + -\log [OH^-] = 14 \Rightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Pelo que dissemos até aqui, podemos também concluir que, a 25°C:

$$\text{Meio neutro: } [H^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 7$$

$$[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pOH} = 7$$

$$\text{Meio ácido: } [H^+] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} < 7$$

$$[OH^-] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pOH} > 7$$

$$\text{Meio básico: } [H^+] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} > 7$$

$$[OH^-] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pOH} < 7$$



O químico dinamarquês Søren Peter Lauritz Sørensen (1868-1939), que criou o conceito de pH em 1909, ficou famoso por suas pesquisas sobre propriedades das proteínas. Ele e sua esposa foram os primeiros a cristalizar a albumina, uma proteína presente no ovo.



A

$[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ $pH = 7$
 $[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ $pOH = 7$



Meio neutro: $[H^+] = [OH^-]$

B

$[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ $pH = 3$
 $[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$ $pOH = 11$



Meio ácido: $[H^+] > [OH^-]$

C

$[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$ $pH = 12$
 $[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ $pOH = 2$



Meio básico: $[H^+] < [OH^-]$

Cresce acidez ←

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[H^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0
pOH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0

→ **Cresce basicidade**

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



EDUARDO SANTALIESTRA / CID

Os valores de pH (e pOH) podem também ser decimais. Constituem a maneira mais utilizada para expressar a acidez de uma solução. A tabela 4 apresenta alguns valores típicos de pH para materiais cotidianos.

O conceito de pH é muito importante para os químicos e mesmo para os totalmente leigos no assunto. É comum encontrarmos pessoas que, mesmo nunca tendo estudado Química, conseguem cuidar muito bem da água de aquários, piscinas e tanques de piscicultura. Nos três casos, o sucesso do tratamento depende da manutenção de valores apropriados do pH do meio aquoso. As lojas especializadas em produtos para tratamento de piscina, por exemplo, vendem *kits* medidores de pH e produtos apropriados para aumentar ou diminuir o pH, caso seja necessário.

Ao estudante, contudo, é particularmente útil perceber que, como consequência da definição $pH = -\log [H^+]$, decorre que a concentração hidrogeniônica (isto é, concentração de íons hidrogênio, $[H^+]$) é igual a 10^{-pH} mol/L. Para entender, acompanhe os exemplos:

- Água pura possui $pH = 7$. Tem, portanto, $[H^+] = 10^{-7}$ mol/L.
- Um vinagre com $pH = 3$ apresenta $[H^+] = 10^{-3}$ mol/L.
- Um produto de limpeza com $pH = 12$ tem $[H^+] = 10^{-12}$ mol/L.
- Um suco de limão de $pH = 2,2$ possui $[H^+] = 10^{-2,2}$ mol/L.

A Uma piscina bem tratada deve ter, entre outras coisas, um pH estável na faixa de 7,2 a 7,8 (o ideal é 7,5).

B *Kit* para a medida de pH de piscinas, usando o líquido vermelho e a escala à direita. O *kit* também permite medir a concentração de cloro na água, em partes por milhão (ppm), utilizando a solução e a escala à esquerda.





Ao criar peixes em aquário, é essencial que se mantenha o pH da água num valor adequado, que depende das espécies criadas. Na simbologia pH, a letra “p” vem da palavra **potencial**. Da mesma maneira como pH significa $-\log [H^+]$, encontramos outras grandezas em Química que utilizam o símbolo “p” para indicar $-\log$. São exemplos:

$$\begin{aligned} pK_a &= -\log K_a && \text{(para ácidos)} \\ pK_b &= -\log K_b && \text{(para bases)} \\ pK_w &= -\log K_w && \text{(para a água)} \end{aligned}$$

Conclusão análoga vale para pOH. Já que $pOH = -\log [OH^-]$, então a concentração hidroxiliônica (concentração de íons hidroxila, $[OH^-]$) é 10^{-pOH} mol/L.

Tabela 4. Valor aproximado de pH para alguns materiais presentes no cotidiano

Ácido de bateria	1,0
Suco gástrico	1,6-1,8
Suco de limão	2,2-2,4
Suco de laranja	2,6-4,4
Vinagre	3,0
Água com gás	4,0
Tomate	4,3
Queijo	4,8-6,4
Café	5,0
Saliva humana	6,3-6,9
Leite de vaca	6,6-6,9
Sangue humano	7,3-7,5
Lágrima	7,4
Clara de ovo	8,0
Água do mar	8,0
Sabonete	10
Leite de magnésia	10,5
Água de lavadeira	11
Limpador com amônia	12
Limpa-forno	13-14

Acidez crescente

Basicidade crescente

Tabela elaborada pelos autores.

Em destaque



Floresta danificada pela chuva ácida.

ACIDEZ NA CHUVA

A água da chuva nunca teve a pureza que o senso comum lhe atribui, mas o fato é que, por obra e graça de nossa civilização, ela se torna a cada dia mais impura.

A impureza natural consiste sobretudo na presença de sais marinhos. Mas os gases e fuligens que resultam de atividades humanas interferem no processo de formação das nuvens, o que redundará nas chuvas ácidas. Também a queima de florestas contribui para o fenômeno.

[...]

Convencionalmente, é considerada ácida a chuva que apresenta valores de pH menores que 5,6. Este valor expressa o equilíbrio químico estabelecido entre o dióxido de carbono (CO_2) atmosférico e sua forma ácida solúvel, o íon bicarbonato (HCO_3^-), em água pura. O pH define o grau de acidez de uma solução, ou seja, o teor de íons hidrogênio (H^+) livres. O decréscimo de uma unidade de pH significa um aumento de dez vezes na concentração do íon hidrogênio.

Mas, além do dióxido de carbono, outras espécies químicas atmosféricas determinam a acidez da chuva. Vejamos quais são elas e de onde se originam. Na chuva, valores de pH inferiores a 5,6 resultam da presença dos ácidos sulfúrico (H_2SO_4) e nítrico (HNO_3) — os quais, em fase aquosa, encontram-se dissociados, isto é, sob a forma de íons hidrogênio, nitrato (NO_3^-) e sulfato (SO_4^{2-}). Os ácidos sulfúrico e nítrico originam-se das reações e interações que ocorrem na atmosfera entre os óxidos de nitrogênio (NO e NO_2), o dióxido de enxofre (SO_2) e outras espécies químicas resultantes de vários processos fotoquímicos (isto é, controlados por radiações solares) que ocorrem na atmosfera. Os óxidos de nitrogênio e o dióxido de enxofre tanto podem ter origem natural como derivar de fontes poluidoras.

[...]

Fonte do texto: W. Z. de Mello e J. S. T. Motta. *Ciência Hoje*, v. 6, n. 34, p. 41-42.

Questões

para fixação

Resolva em seu caderno

14. Determinada variedade de suco de limão tem $\text{pH} = 2,3$ e determinada variedade de suco de laranja tem $\text{pH} = 4,3$. Determine a relação $[\text{H}^+]_{\text{suco de limão}}/[\text{H}^+]_{\text{suco de laranja}}$.

Resolução

O suco de limão tem $\text{pH} = 2,3 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-2,3} \text{ mol/L}$

O suco de laranja tem $\text{pH} = 4,3 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-4,3} \text{ mol/L}$

Assim:

$$\frac{[\text{H}^+]_{\text{suco de limão}}}{[\text{H}^+]_{\text{suco de laranja}}} = \frac{10^{-2,3}}{10^{-4,3}} = 10^{-2,3 - (-4,3)} = 10^2$$

O apêndice B, no final do livro, resume propriedades das potências de dez. Estude-o se julgar necessário.

15. A análise de uma determinada marca de água mineral gaseificada revelou que apresenta $\text{pH} = 4$. Qual o valor da concentração hidrogeniônica, $[\text{H}^+]$, e da concentração hidroxiliônica, $[\text{OH}^-]$, nesse produto?
16. A chuva apresenta normalmente $\text{pH} = 5,6$. Isso indica que ela é ligeiramente ácida, o que é explicado pela presença de ácido carbônico, resultante da reação entre o dióxido de carbono do ar e a água.
Em grandes centros urbanos, contudo, a presença de poluentes promove o aparecimento de ácidos fortes na chuva, como o sulfúrico e o nítrico, originando o fenômeno da chuva ácida.
Um técnico analisou duas amostras de chuva ácida. A amostra **A** apresentou $\text{pH} = 3,6$ e a amostra **B**, $\text{pH} = 2,6$.
- Qual das amostras é mais ácida?
 - Quantas vezes a $[\text{H}^+]$ da amostra **A** é maior que na chuva "normal"?
17. Os efluentes de uma certa indústria apresentavam $\text{pH} = 3,7$, sendo muito ácidos para serem despejados no rio. Após tratamento adequado, esses efluentes passaram a $\text{pH} = 6,7$. O tratamento provocou que alteração numérica em $[\text{H}^+]$?
18. Considere amostras dos seguintes materiais:
- água totalmente pura
 - solução de ácido de bateria de automóvel
 - leite de magnésia

Coloque esses materiais em ordem crescente de:

- acidez
 - alcalinidade (basicidade)
 - pH
 - pOH
19. Qual meio é mais alcalino (básico): um detergente de $\text{pH} = 9,5$ ou um limpador com amoníaco de $\text{pH} = 12$?
20. Uma piscina em boas condições de tratamento tem $\text{pH} = 7,5$.
- Esse meio é ligeiramente ácido ou básico?
 - Se uma piscina apresenta $\text{pH} = 8,0$, qual das substâncias — HCl , NaOH , NaCl — seria indicada para ser colocada nela (na dose certa, por uma pessoa experiente em tratamento de piscinas) a fim de acertar o pH ?
21. Determine o pH de uma solução $0,001 \text{ mol/L}$ de HCl .

Resolução

Como o HCl é monoácido, vale a expressão $[\text{H}^+] = \alpha \cdot \mathcal{M}$. E como é um ácido forte, seu grau de ionização (α) pode ser considerado 100%, ou seja, 100/100 ou 1. Assim:

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot \mathcal{M} = 1 \cdot 0,001 = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 3$$

22. Calcule o pH de uma solução $0,1 \text{ mol/L}$ de HCl e de uma solução $0,01 \text{ mol/L}$ de HCl . Qual delas é a mais ácida?
23. Determine o pH de uma solução $0,001 \text{ mol/L}$ de KOH .
Comentário: Como se trata de uma monobase, empregue a expressão $[\text{OH}^-] = \alpha \cdot \mathcal{M}$. Como se trata de uma base forte, considere α como 100%.
24. Calcule o pH de uma solução $0,1 \text{ mol/L}$ de NaOH e de uma solução $0,01 \text{ mol/L}$ de NaOH . Qual é a mais básica?
25. Em uma solução aquosa $0,05 \text{ mol/L}$, o ácido acético apresenta-se 2% ionizado. Determine o pH dessa solução.
Comentário: Como se trata de um monoácido, você pode calcular a $[\text{H}^+]$ usando a expressão $[\text{H}^+] = \alpha \cdot \mathcal{M}$. Porém, como é um ácido fraco, não podemos considerar $\alpha = 100\%$. Se necessário, inspire-se na resolução da questão 4.
26. Qual o pH de uma solução $0,01 \text{ mol/L}$ de um monoácido que apresenta $K_a = 1 \cdot 10^{-6}$?
27. Qual o pH de uma solução $0,001 \text{ mol/L}$ de um monoácido que apresenta $K_a = 1 \cdot 10^{-6}$?
Comentário: O apêndice B, ao final deste livro, pode ajudá-lo.
28. Considerando a constante de basicidade (K_b) da amônia como sendo $2 \cdot 10^{-5}$, determine o pH de uma solução de amônia $0,05 \text{ mol/L}$.
Comentário: Se necessário, inspire-se na questão 8.
29. Um suco de limão apresenta $[\text{H}^+] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$. Qual o seu pH ? (Dado: $\log 5 = 0,7$)

Resolução

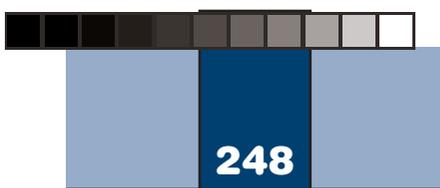
Utilizando a definição de logaritmo podemos afirmar que, se $\log 5 = 0,7$, então $10^{0,7} = 5$. Com isso, podemos transformar o valor $5 \cdot 10^{-3}$ em uma simples potência de dez.

$$[\text{H}^+] = 5 \cdot 10^{-3} = \underbrace{10^{0,7}} \cdot 10^{-3} = 10^{-2,3} \text{ mol/L}$$

Somam-se os expoentes

$$\text{Como } [\text{H}^+] = 10^{-2,3} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 2,3$$

30. A análise de um suco revelou que sua concentração hidrogeniônica (isto é, $[\text{H}^+]$) é igual a $6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$. Determine o pH desse líquido. (Dado: $\log 6,3 = 0,8$)
31. Um medicamento antiácido estomacal apresenta concentração hidroxiliônica, $[\text{OH}^-]$, igual a $3,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$. Determine o pH desse material. (Dado: $\log 3,2 = 0,5$)
Comentário: Calcule primeiramente o pOH .
32. Ao analisar um produto para remover crostas de gordura de fornos domésticos, um técnico descobriu que ele contém $0,20 \text{ mol/L}$ de íons hidroxila. Determine o pH desse produto, sabendo que $\log 2 = 0,3$.
33. No início deste capítulo, aparece um texto no qual se afirma que uma chuva de $\text{pH} 4,0$ (chuva ácida) é "dezenas de vezes" mais ácida que uma "chuva limpa" de $\text{pH} 5,5$ ou $6,0$. Nesta questão, vamos empregar o que aprendemos para comparar a concentração hidrogeniônica dessa chuva ácida com cada "chuva limpa" mencionada. Determine quantas vezes a $[\text{H}^+]$ em um meio de $\text{pH} = 4,0$ é maior do que em um meio cujo pH é:
- 6,0.
 - 5,5.
- (Dado: $\sqrt{10} = 3,16$)



3. INDICADORES ÁCIDO-BASE

Indicadores ácido-base são substâncias cuja coloração pode ser diferente, dependendo do pH do meio em que se acham dissolvidas.

Zona de viragem ou **faixa de viragem** é o nome dado à faixa de pH na qual um indicador ácido-base sofre a mudança de coloração.

O funcionamento dos indicadores baseia-se no fato de serem eles ácidos fracos (HA) que existem em equilíbrio em meio aquoso, sendo que HA e A⁻ possuem diferentes colorações. Quando o pH diminui (aumenta [H⁺]), o equilíbrio equacionado a seguir se desloca para a esquerda, prevalecendo a cor 1. Quando o pH aumenta (aumenta [OH⁻]), os íons OH⁻ reagem com H⁺ diminuindo sua concentração. Isso desloca o equilíbrio para a direita e prevalece a cor 2.

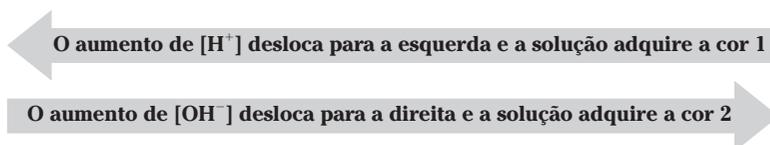
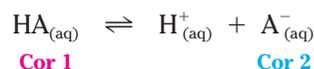
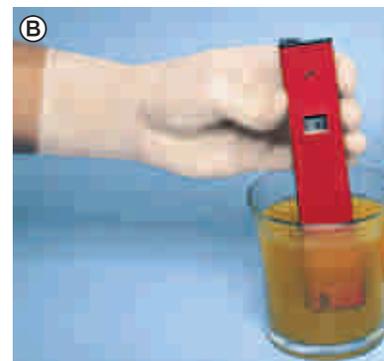


Tabela 5. Faixa de viragem de alguns indicadores ácido-base

Indicador	pH													
	0	2	4	6	8	10	12	14						
Violeta de metila	amarelo		violeta											
Azul de timol (viragem ácida)	vermelho		amarelo											
Azul de bromofenol			amarelo		azul									
Alaranjado de metila			vermelho		amarelo									
Verde de bromocresol			amarelo		azul									
Vermelho de metila			vermelho		amarelo									
Azul de bromotimol					amarelo		azul							
Azul de timol (viragem básica)							amarelo		azul					
Fenolftaleína							incolor		róseo					
Amarelo de alizarina R									amarelo		vermelho			

Fonte: Tabela elaborada a partir de J. Bassett et al. (*Vogel*) *Análise inorgânica quantitativa*. 4. ed. Rio de Janeiro, Guanabara Dois, 1981. p. 182.

- (A) Existem papéis indicadores que adquirem não apenas duas cores possíveis, mas sim várias delas, que, por comparação com uma escala colorida, permitem estimar o pH de um meio. São chamados de **indicadores universais** e são obtidos por meio da mistura apropriada de vários indicadores ácido-base.
- (B) Um **pHmetro** (peagômetro) é um aparelho que, por meio de medidas elétricas, determina o pH de uma solução aquosa.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.





Questões *para fixação*

Resolva em seu caderno

- 34.** O indicador ácido-base **azul de bromotimol** é amarelo em $\text{pH} < 6$ e azul em $\text{pH} > 8$. Na faixa de viragem, sua cor varia gradualmente de amarelo a azul, passando por verde. Qual a cor desse indicador em uma solução:
- 0,01 mol/L de HCl?
 - 0,01 mol/L de NaOH?
 - 0,05 mol/L de CH_3COOH , em que está 2% ionizado?
 - em que $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-5}$ mol/L?
 - em que $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-9}$ mol/L?
- 35.** O indicador ácido-base **fenolftaleína**, que sofre viragem de incolor a róseo na faixa de pH de aproximadamente 8,2 a 10,0, pode ser usado para diferenciar soluções que apresentam pH:
- 3 e 11?
 - 6 e 8?
 - 11 e 12?
- Explique.
- 36.** O suco que pode ser extraído do repolho-roxo por fervura com um pouco de água apresenta variação de cor em função do pH, conforme mostrado no esquema abaixo:

VERMELHO	ROSA	ROXO	AZUL	VERDE	AMARELO								
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

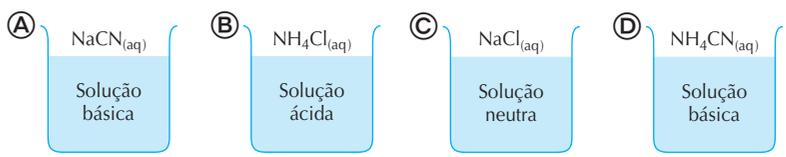
Esse extrato pode ser usado para diferenciar duas soluções com valores de pH:

- 1 e 3?
- 3 e 7?
- 7 e 8?

Motivação

Fatos experimentais

É muito freqüente o pensamento de que a solução aquosa de um sal normal é neutra. Isso, no entanto, nem sempre é verdadeiro, como mostram três dos quatro resultados experimentais (A), (B), (C) e (D), mostrados abaixo.



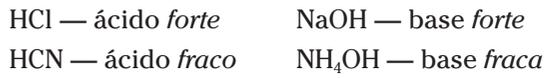
Desenvolvendo

o tema

4. HIDRÓLISE SALINA

4.1. O conceito de hidrólise salina

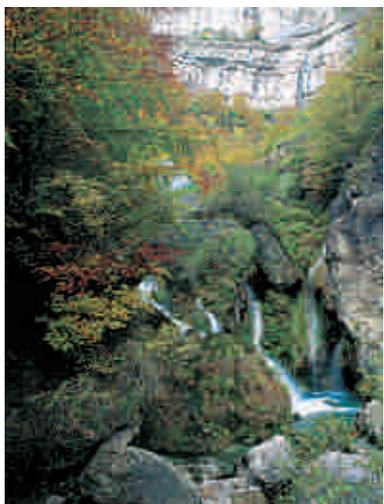
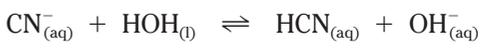
Perceba que os sais escolhidos como exemplos são derivados dos ácidos HCl e HCN e das bases NaOH e NH_4OH :



Para o estudo do presente assunto, é importante saber se o ácido e a base dos quais um sal é derivado são fortes ou fracos. Escolhemos um exemplo de cada tipo para ilustrar as quatro situações possíveis.

Caso (A): NaCN é um sal de ácido fraco e de base forte. Quando se dissolve em água, sofre dissociação iônica e, graças a isso, a solução aquosa conterá íons Na^+ e íons CN^- . Evidências fizeram os químicos concluir que os íons cianeto reagem com a água e, nesse processo, recebem um íon H^+ dela proveniente, originando $\text{HCN}_{(aq)}$, um ácido fraco.

O processo, que pode ser equacionado como segue, é denominado *hidrólise do íon cianeto*:



A água mineral de locais onde exista calcário é alcalina. Isso se deve à presença de CaCO_3 (presente no calcário) dissolvido, que, ao sofrer hidrólise salina, deixa o meio básico. É um processo similar ao caso (A), apresentado ao lado.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

MUNOZ FROBREDO / CID

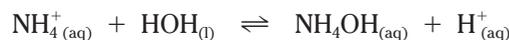


Tipicamente 4 a 7% da massa de um papel se deve à água. O sal sulfato de alumínio, presente na composição de alguns papéis, reage com essa água e deixa o meio ácido. (Situação análoga ao caso **(B)**, apresentado nesta página.) Papéis ácidos amarelam com o passar do tempo, como podemos ver nessa foto de páginas de um livro de Química, publicado em 1945.

O processo produz íons hidroxila, OH^- , aumentando a concentração desse íon na solução (comparada à água pura). O meio adquire caráter básico.

Os íons sódio, provenientes da dissociação do sal, permanecem em solução sem reagir com a água (ainda neste item veremos por que eles não reagem).

Caso (B): NH_4Cl é um sal de ácido forte e de base fraca. Graças à dissociação iônica, sua solução aquosa contém íons NH_4^+ e íons Cl^- . Também baseados em evidências, os químicos concluíram que os íons amônio reagem com a água, num processo que é denominado *hidrólise do íon amônio**:



Esse processo, que produz íons H^+ , provoca aumento da concentração desses íons na solução (comparada à água pura) e, por isso, o meio se torna ácido.

Os íons cloreto provenientes da dissociação do sal permanecem em solução, sem reagir com a água. Vejamos a razão disso.

Se os íons cloreto sofressem hidrólise, o processo seria similar à hidrólise do cianeto (caso **(A)**). Porém, em vez de produzir HCN , o processo produziria HCl , que é um ácido forte e praticamente 100% ionizado em H^+ e Cl^- . Os íons H^+ desse ácido reagiriam com os íons OH^- da hidrólise e a reação ocorreria no sentido inverso, formando Cl^- e H_2O . Em outras palavras, não há hidrólise do íon cloreto porque ele é ânion de um ácido forte, o HCl . Já o íon cianeto sofre hidrólise porque é ânion de um ácido fraco.

Da mesma forma, podemos explicar por que no caso **(A)** os íons sódio não sofrem hidrólise. Se o fizessem, o processo seria análogo à hidrólise do amônio (caso **(B)**). Porém, em vez de NH_4OH , seria produzida NaOH , que é uma base forte e praticamente 100% dissociada. Os íons OH^- dessa base reagiriam com os íons H^+ da hidrólise, voltando a formar os reagentes (Na^+ e H_2O).

Após esses dois exemplos podemos dizer que:

Hidrólise salina é o nome do processo em que o cátion e/ou ânion proveniente(s) de um sal reage(m) com a água. Apenas cátions de base **fraca** e ânions de ácido **fraco** sofrem hidrólise apreciável.

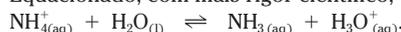
Caso (C): NaCl é um sal de ácido forte e de base forte. Não há hidrólise do cátion nem do ânion. E o meio permanece neutro.

Caso (D): NH_4CN é um sal de ácido fraco e de base fraca. Ocorre a hidrólise do cátion (como em **(B)**) e do ânion (como em **(A)**). O ácido e a base formados nas reações de hidrólise são fracos. Consultando o valor de K_a do HCN ($4,9 \cdot 10^{-10}$) e o de K_b do NH_4OH ($1,8 \cdot 10^{-5}$), verificamos que $K_b > K_a$, o que significa que a base formada é menos fraca que o ácido. Assim, a solução aquosa do sal será básica. (Caso acontecesse o contrário, $K_a > K_b$, a solução seria ácida.)

Os casos **(A)**, **(B)** e **(C)**, mais relevantes, podem ser resumidos assim:

Solução de sal de ácido fraco e base **forte** é **básica**.
Solução de sal de ácido **forte** e base fraca é **ácida**.
Solução de sal de ácido **forte** e base **forte** é **neutra**.

* Equacionado, com mais rigor científico, da seguinte maneira:



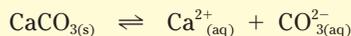
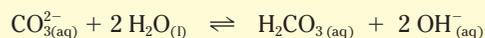


Em destaque

CORRIGINDO A ACIDEZ DO SOLO

Solos muito ácidos são, de um modo geral, impróprios para o cultivo de vegetais. Os agricultores muitas vezes corrigem o pH pela *calagem*, isto é, adição de cal (óxido de cálcio CaO). A reação entre ela e a água do solo dá origem à cal hidratada (hidróxido de cálcio, Ca(OH)₂) que, sendo uma base, diminui a acidez do solo.

No entanto é possível também corrigir a acidez usando calcário, que contém predominantemente CaCO₃. Este, sendo um sal de base forte, Ca(OH)₂, e ácido fraco, H₂CO₃, sofre hidrólise, produzindo meio básico.

**Dissociação iônica****Hidrólise**

DELFIN MARTINS / PULSAR

Acertar o pH do solo é indispensável para o plantio de muitos tipos de lavoura.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

37. A “água sanitária” ou “água de lavadeira” é uma solução aquosa de hipoclorito de sódio (NaClO). Experimentalmente, verifica-se que esse produto é alcalino (básico). Proponha uma explicação para essa solução ser alcalina.
38. Nitrato de potássio e nitrato de amônio são dois sais usados na fabricação de fertilizantes. O que se pode afirmar sobre o caráter (ácido, básico, neutro) das soluções aquosas de cada um desses sais?
39. Bicarbonato de sódio é um produto de larga aplicação doméstica. Várias de suas aplicações se relacionam ao fato de sua solução aquosa ser básica. Veja exemplos:
 - Para combater azia (antiácido).
 - Na culinária, para diminuir a acidez de certos molhos.
 - Em desodorantes, para neutralizar os ácidos que causam o cheiro de suor.
 - Em cremes dentais, para remover sujeiras ácidas.
 - Na limpeza interna de geladeiras, para remover restos de alimentos, em geral ácidos.
 - Adicionado à água permite cozinhar vegetais verdes sem que descorem. A cor verde dos vegetais se deve à clorofila, que é degradada por íons H⁺ do meio aquoso.
 - Para neutralizar a acidez bucal, em bochechos e gargarejos, ajudando na cicatrização de aftas.
 - a) Dê a fórmula do bicarbonato de sódio.
 - b) Explique, com auxílio de uma equação química, por que esse sal produz solução alcalina.
40. O cloreto de amônio é um sal empregado, sob orientação médica, para promover a acidificação do tubo digestivo.
 - a) Dê a fórmula do cloreto de amônio.
 - b) Como se explica que esse sal produza solução ácida?
41. Calcário pode ser usado para reduzir a acidez de solos destinados ao plantio.
 - a) Qual a fórmula do sal principal constituinte do calcário?
 - b) Por que esse sal pode atuar na redução da acidez do solo?
42. Uma piscina em boas condições de tratamento tem pH = 7,5. Se uma piscina apresenta pH = 6,5, qual das substâncias — HCl, Na₂CO₃, NaCl — seria indicada para ser colocada nela (na dose certa, por uma pessoa experiente em tratamento de piscinas) a fim de acertar o pH? Justifique.
43. Dependendo das circunstâncias, íons cobre (II) e ferro (III) podem estar presentes na água de piscinas. Esses íons sofrem hidrólise de acordo com as seguintes equações:

$$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_{2(s)} + 2 \text{H}^{+}_{(aq)}$$

$$\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_{3(s)} + 3 \text{H}^{+}_{(aq)}$$

O hidróxido de cobre (II) é azul-esverdeado e o hidróxido de ferro (III) é marrom. A formação desses sólidos produz indesejáveis incrustações coloridas nos azulejos de piscinas que estão com o pH inadequado. A formação dessas incrustações ocorre quando o pH está acima ou abaixo do valor adequado? Explique.



Aplique o que aprendeu

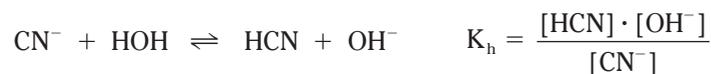
Perceba que a água **não** entra na expressão matemática da constante de hidrólise porque é o solvente.

4.2. Constante de hidrólise

O grau de equilíbrio para a hidrólise é chamado de *grau de hidrólise*:

$$\alpha = \frac{\text{quantidade em mols que sofreu hidrólise}}{\text{quantidade em mols inicial}}$$

A constante de equilíbrio para as reações de hidrólise é chamada de *constante de hidrólise* (simbolizada por K_h). Por exemplo:



Vamos agora deduzir uma fórmula útil para cálculo de K_h . Considere o produto iônico da água e a constante de ionização K_a para o HCN:



Dividindo membro a membro as expressões de K_w e K_a , temos:

$$\frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{\frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}} = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} \Rightarrow K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Constante de hidrólise do íon CN^-

Analogamente, começando com K_w e K_b para NH_4OH :



$$\frac{K_w}{K_b} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{\frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \Rightarrow K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Constante de hidrólise do íon NH_4^+

Essas fórmulas ajudam a explicar quantitativamente por que só íon de ácido fraco ou base fraca sofre hidrólise. Quanto mais fraco for o ácido, menor será o valor de K_a . Pela fórmula, quanto menor for K_a , maior será K_h e, portanto, mais intensa será a hidrólise. Raciocínio semelhante se aplica no caso de uma base fraca.

$$\uparrow K_h = \frac{K_w}{\downarrow K_a} \quad \uparrow K_h = \frac{K_w}{\downarrow K_b}$$

Quanto mais fraco o ácido ou a base correspondente, maior é o valor da constante de hidrólise (K_h).



5. SOLUBILIDADE DE GASES EM LÍQUIDOS

5.1. Efeito da temperatura

É muito difícil generalizar o comportamento da dissolução de gases em água como função da temperatura. Podemos dizer, contudo, que por via de regra ocorre uma diminuição da quantidade máxima do gás que se dissolve em água quando a temperatura aumenta.

É particularmente importante o conhecimento de como varia a solubilidade do gás oxigênio em água, pois esse gás, dissolvido em água, é utilizado pelos peixes em seu processo respiratório.

Por exemplo, a 30°C, a quantidade máxima de O₂ que se dissolve em água é cerca da metade da que se dissolve a 0°C. Isso permite facilmente entender por que as mais importantes regiões de pesca marinha do mundo se situam em regiões frias. Há mais oxigênio dissolvido na água e, portanto, há condições mais favoráveis ao desenvolvimento dos peixes.

Em mares e rios, os despejos de água quente feitos por indústrias provocam a chamada *poluição térmica*, ou seja, um aumento da temperatura da água. Mesmo um aumento relativamente pequeno de temperatura pode provocar grande mortalidade de peixes por causar redução da solubilidade do oxigênio em água.

5.2. Efeito da pressão

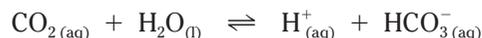
É verificado experimentalmente que a pressão parcial de um gás influencia diretamente a sua solubilidade em água.

A quantidade do gás que se dissolve em um líquido, à temperatura constante, é proporcional à pressão do gás. Essa é a chamada **Lei de Henry**.

O aumento da pressão do gás provocará um aumento na sua quantidade dissolvida, por exemplo, em água. Caso o gás reaja com a água, isso provocará um deslocamento do equilíbrio da reação entre ambos. Vamos considerar os dois casos mais significativos: a reação do dióxido de carbono (CO₂) e a da amônia (NH₃) com a água.

Equilíbrio entre CO₂ e H₂O

No sistema esquematizado na figura (A), parte do dióxido de carbono (CO₂) presente está na fase gasosa e parte na fase aquosa, isto é, dissolvido na água. O CO₂ dissolvido toma parte do equilíbrio:

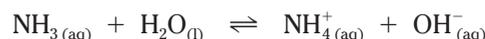


O aumento de pressão (figura (B)) obriga uma maior quantidade de CO₂ a entrar na água. Isso desloca o equilíbrio no sentido de formação de H⁺, aumentando a acidez do meio, ou seja, abaixando o pH.

Equilíbrio entre NH₃ e H₂O

Se o sistema da figura (A) contivesse amônia (NH₃) em vez de dióxido de carbono, parte da amônia estaria na fase gasosa e parte na fase aquosa.

O equilíbrio químico estabelecido entre a amônia e a água seria:

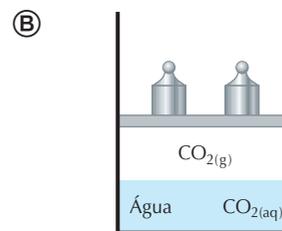
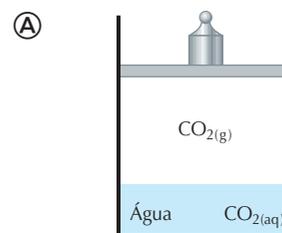


Um aumento da pressão (como na figura (B)) faria uma maior quantidade de amônia se dissolver e provocaria deslocamento do equilíbrio para a direita. Assim, produzir-se-ia mais OH⁻ e o meio se tornaria mais básico (maior pH).



TERJE RAKKE / THE IMAGE BANK-GETTY IMAGES

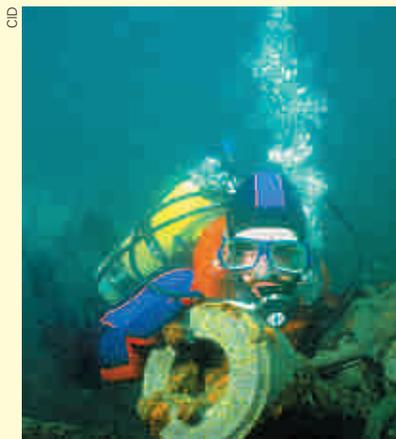
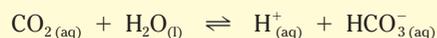
Algumas das regiões de pesca marinha mais importantes estão situadas nas regiões frias, onde é maior a quantidade de oxigênio dissolvido na água.



O aumento de pressão aumenta a quantidade de CO₂ dissolvido. O pH da solução diminui (o meio fica mais ácido).

REFRIGERANTES E MERGULHADORES

O CO_2 transportado pelo sangue humano toma parte do seguinte equilíbrio:



A Lei de Henry tem muito a ver com mergulhos em profundidade e com embalagens de refrigerantes sendo abertas.

Nos tecidos do organismo, onde há produção de CO_2 graças à respiração das células, a $[\text{CO}_2]$ é alta e o equilíbrio é deslocado para a direita. Quando o sangue passa pelos pulmões, o CO_2 é eliminado pela expiração e, como consequência, o equilíbrio é deslocado para a esquerda.

Ao encher rapidamente alguns balões de borracha, você certamente percebeu como é fácil ficar um pouco “atordoado”. Ao enchê-los, está se eliminando muito rapidamente CO_2 da corrente sanguínea. O deslocamento do equilíbrio para a esquerda reduz a $[\text{H}^+]$, afetando o pH do sangue. Pequenas variações de pH do sangue são suficientes para provocar tonturas e até mesmo desmaios. (O pH do sangue humano permanece tipicamente na faixa de 7,3 a 7,5.)

O CO_2 é apenas um dos gases dissolvidos no nosso sangue. Há também O_2 , N_2 e outros em menor quantidade. A pressão do ar influencia a solubilidade desses gases no sangue humano. Lembre-se da Lei de Henry: quanto maior a pressão, maior é a quantidade de gás que se dissolve.

Quando um mergulhador desce a grandes profundidades carregando cilindros de ar comprimido, a alta pressão desse gás faz com que seu sangue passe a conter mais ar dissolvido do que conteria se estivesse na superfície.

Se o mergulhador voltar à superfície muito rapidamente, a brusca redução de pressão reduz a solubilidade dos gases e isso faz com que sejam expulsos do sangue. Há a formação de bolhas nas veias e artérias, impedindo o fluxo de sangue e provocando dores nas juntas e nos músculos, surdez, paralisia e até mesmo a morte.

Essa situação pode ser comparada à de uma garrafa fechada de refrigerante. Nela, o gás se encontra dissolvido sob ação da alta pressão. Ao abrimos a garrafa, provocamos uma súbita redução da pressão e, em consequência, diminui a solubilidade do gás. Repentinamente há a formação de bolhas, dispersas por todo o líquido.

Para mergulhos muito profundos, o ar comprimido é substituído por uma mistura de oxigênio e hélio, pois o hélio é menos solúvel no sangue do que o nitrogênio, atenuando um pouco o problema.

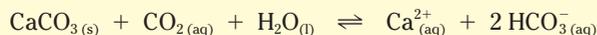
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ESTALACTITES E ESTALAGMITES, E CORAIS

Como se formam as estalactites e estalagmites?

Por que os corais só são encontrados em locais onde o mar é quente?

As respostas a ambas as perguntas têm a ver com um mesmo equilíbrio químico:



Estalactites e estalagmites são formadas graças ao deslocamento de um equilíbrio químico.

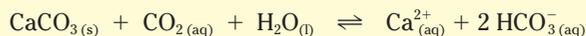
A formação das estalactites e estalagmites pode ser entendida utilizando o que aprendemos sobre o efeito da pressão sobre a solubilidade de gases.

Quando a água subterrânea que contém CO_2 dissolvido passa por terrenos contendo calcário (CaCO_3), a alta pressão (devida ao peso do que está sobre o lençol subterrâneo d'água) faz com que haja muito CO_2 dissolvido e, consequentemente, o equilíbrio seja deslocado para a direita. Isso dissolve o calcário.

Quando essa água goteja dentro de uma caverna, onde a pressão é menor, há saída de CO_2 e o equilíbrio se desloca para a esquerda. Ocorre formação de CaCO_3 sólido, que constitui as estalactites (no teto) e as estalagmites (no chão).



A presença de corais apenas em regiões de mar quente pode, por sua vez, ser entendida com o que vimos sobre o efeito da temperatura sobre a solubilidade de gases. Os corais contêm grande quantidade de CaCO_3 , que toma parte de sua estrutura. Nos mares frios, a baixa temperatura faz com que muito CO_2 (do ar) esteja dissolvido. Essa alta $[\text{CO}_2]$ desloca o equilíbrio mencionado para a direita, dissolvendo o CaCO_3 dos corais. Em locais quentes, ao contrário, o CO_2 é expulso da água e o equilíbrio é deslocado para a esquerda, favorecendo a formação do CaCO_3 .



Alta pressão e/ou baixa temperatura deslocam para a direita

Baixa pressão e/ou alta temperatura deslocam para a esquerda

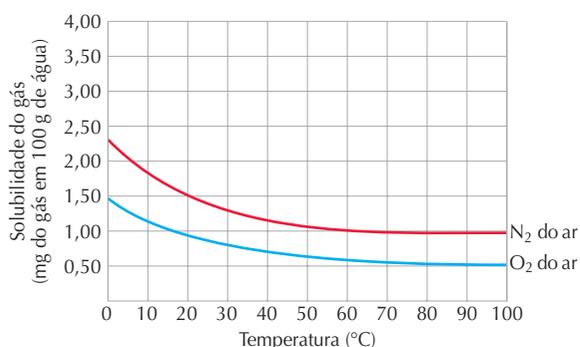


Recifes de coral envolvem o mesmo equilíbrio químico que as estalactites e estalagmites.

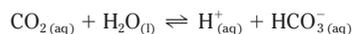
Questões para fixação

Resolva em seu caderno

44. O gráfico a seguir mostra como varia a solubilidade (isto é, o máximo que se dissolve) dos gases nitrogênio e oxigênio, principais componentes do ar, em função da temperatura. Analise-o e faça o que se pede:
- Qual o comportamento da solubilidade em água do nitrogênio e do oxigênio com o aquecimento?
 - Compare, aproximadamente, a solubilidade do oxigênio em água a 0°C e 30°C .
 - Compare, aproximadamente, a solubilidade do oxigênio em água a 0°C e 100°C .
 - Imagine que despejos industriais de água aquecida em um rio ou lago façam a temperatura da água subir de 15°C para 35°C . Por que isso pode matar os peixes? Como se chama esse tipo de poluição?

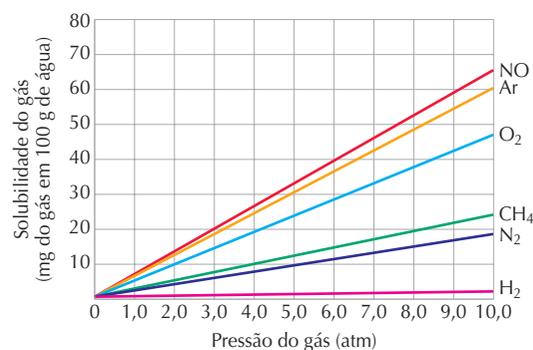


45. O pH do sangue se situa geralmente em 7,4 e envolve o seguinte equilíbrio:

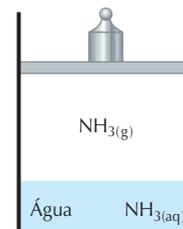


Distúrbios que causem **aceleração da respiração** removem muito CO_2 dos pulmões. A **dificuldade em respirar**, por outro lado, acumula CO_2 nos pulmões. Ambas as situações são perigosas, pois deslocam o equilíbrio mencionado e alteram o pH do sangue, podendo causar coma e morte. O que ocorre com o pH sanguíneo em cada um dos casos?

46. No exato momento em que um refrigerante (ou outra bebida gaseificada) é destampado, surgem bolhas de gás em vários pontos do líquido.
- Que gás é esse?
 - Explique o acontecimento em termos físico-químicos.
47. Analise o seguinte gráfico, que mostra como varia a solubilidade de alguns gases em água em função da pressão, à temperatura fixa de 20°C . A seguir responda às perguntas.
- Que lei da Físico-Química esse gráfico ilustra?
 - Pelo gráfico, pode-se afirmar que diferentes gases apresentam a mesma solubilidade em água quando nas mesmas condições de pressão e temperatura?



48. Considere o sistema que está ilustrado esquematicamente ao lado. Explique por que um aumento da pressão sobre o êmbolo faz com que ocorra um aumento do pH da solução aquosa.

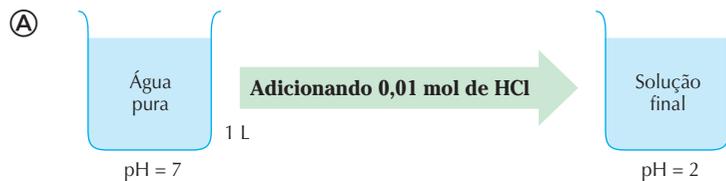


Motivação

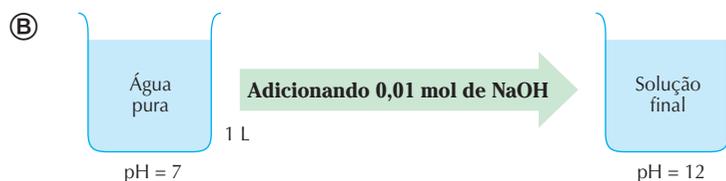
Fatos experimentais

Considere os **relatos de fatos experimentais** (A) e (B), em que uma pequena porção de ácido ou base é adicionada à água pura:

O pH abaixou 5 unidades



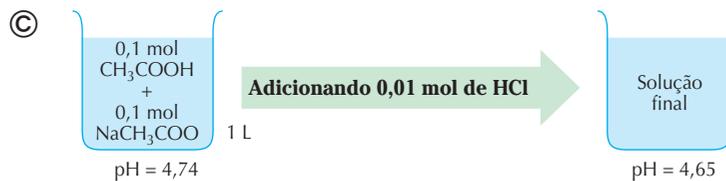
O pH aumentou 5 unidades



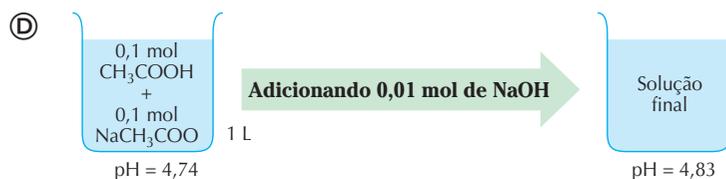
Como você pode perceber, ocorre uma brusca variação do pH do meio (5 unidades).

Considere agora uma solução formada por 0,1 mol de ácido acético (CH_3COOH) e 0,1 mol de acetato de sódio (NaCH_3COO) em água suficiente para 1 L de solução. Observe nos **relatos** (C) e (D) o que acontece quando adicionamos as mesmas quantidades de ácido ou base a essa solução.

O pH abaixou apenas 0,09 unidade!!!



O pH aumentou apenas 0,09 unidade!!!



Nessas duas situações, como vemos, a variação de pH é muito pequena (apenas 0,09).

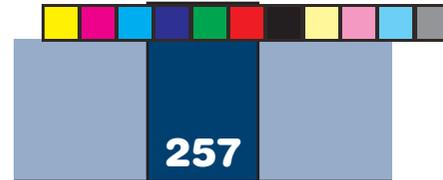
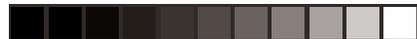
Desenvolvendo

o tema

6. SOLUÇÃO-TAMPÃO

A solução contendo $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{NaCH}_3\text{COO}$, envolvida nas situações (C) e (D), é chamada de solução-tampão.

Solução-tampão ou **solução tamponada** é aquela que resiste bem a variações de pH quando nela introduzimos uma pequena quantidade de ácido ou de base.



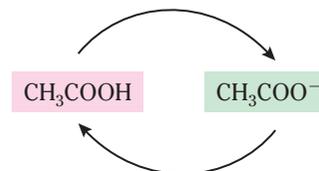
A solução-tampão que demos como exemplo ($\text{CH}_3\text{COOH}/\text{NaCH}_3\text{COO}$) impede variações bruscas de pH em virtude de possuir um ácido fraco (CH_3COOH) e seu sal correspondente (NaCH_3COO). Quando adicionamos um ácido a essa solução, ele reage com os íons CH_3COO^- , formando CH_3COOH . Quando adicionamos uma base, ela reage com o CH_3COOH , neutralizando-o (veja esquema ao lado).

Assim, quer se adicione um pouco de ácido ou de base, a solução-tampão dá conta de gastar quase todo o H^+ ou OH^- adicionado, impedindo bruscas variações de pH.

As soluções-tampão são usadas sempre que um químico necessita de um meio com pH aproximadamente constante. Elas podem ser preparadas dissolvendo-se em água:

- um ácido fraco e um sal dele derivado. Exemplo: $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{NaCH}_3\text{COO}$;
- uma base fraca e um sal dela derivado. Exemplo: $\text{NH}_4\text{OH}/\text{NH}_4\text{Cl}$.

A base adicionada reage com o CH_3COOH formando CH_3COO^-



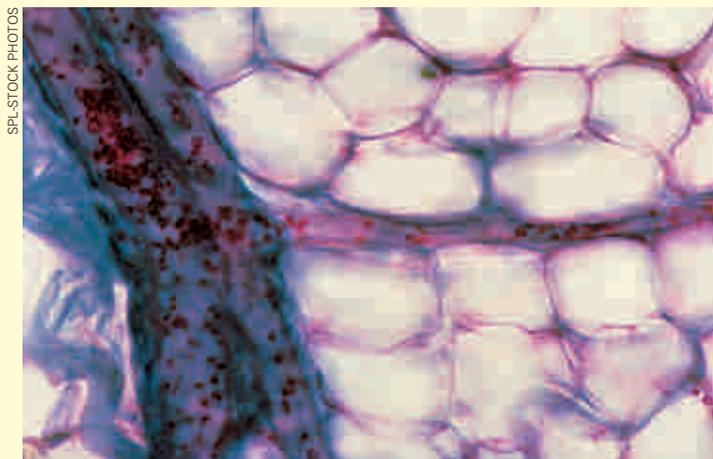
O ácido adicionado reage com o CH_3COO^- formando CH_3COOH

Em destaque

SOLUÇÕES-TAMPÃO NO NOSSO ORGANISMO

Dentro das células do nosso organismo ocorre, a todo instante, um número incontável de reações químicas. A grande maioria dessas reações requer um pH adequado para acontecer.

Para impedir variações bruscas de pH, o organismo conta com os líquidos nele existentes, que são, geralmente, soluções-tampão. O sangue (na verdade, o plasma sanguíneo, ou seja, a parte aquosa do sangue) é o principal exemplo, onde pelo menos dois tampões operam: $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ e $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$.



O plasma sanguíneo é um exemplo de solução-tampão. Na foto, vemos o sangue humano passando por estreitos vasos sanguíneos, sob ampliação aproximada de 233 vezes.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Em destaque

SOLUÇÕES-TAMPÃO E FARMACOLOGIA

Um inconveniente que acompanha o uso de alguns medicamentos consumidos por via oral é que eles, às vezes, acarretam problemas relacionados com a acidez estomacal.

Uma das maneiras encontradas para minimizar esses efeitos colaterais é incorporar à fórmula uma mistura de substâncias que, ao se dissolver na água do estômago, forma uma solução-tampão, diminuindo um pouco a acidez do suco gástrico.

Esse é o princípio de funcionamento dos chamados medicamentos tamponados.

ATENÇÃO

O consumo de medicamentos sem orientação médica, a automedicação, é uma atitude perigosíssima à saúde.
JAMAIS SE AUTOMEDIQUE.



Questões para fixação

Resolva em seu caderno

49. Em estudos ligados à Medicina e à Biologia é muito importante o conceito de solução-tampão, pois os fluidos biológicos são, em geral, meios aquosos tamponados. Diga quais dentre os seguintes pares de substâncias, quando em solução aquosa, produzem uma solução-tampão. Explique o critério que você usou na escolha.
- HCl + NaCl
 - NaOH + NaCl
 - NH₄Cl + NH₄OH
 - CH₃COOH + NaCH₃COO

50. Uma solução-tampão contém 0,1 mol/L de CH₃COOH e 0,1 mol/L de NaCH₃COO. Sabendo que a constante de ionização do ácido acético vale $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, determine o pH dessa solução. (Dado: $\log 1,8 = 0,26$)

Resolução

Uma maneira relativamente simples de resolver problemas numéricos sobre solução-tampão consiste em utilizar a expressão da constante de equilíbrio do ácido fraco (ou da base fraca) em questão.

Como $\log 1,8 = 0,26$, então $1,8 = 10^{0,26}$. Assim, a constante de ionização do ácido acético pode ser expressa como uma potência de dez

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} = 10^{0,26} \cdot 10^{-5} = 10^{-4,74}$$

É importante perceber que, sendo o CH₃COOH um ácido fraco, seu grau de ionização é muito pequeno e a [CH₃COOH] vale 0,1 mol/L. Em outras palavras, a quantidade ionizada é muito pequena diante de 0,1 mol/L e praticamente todo o ácido adicionado à solução está na forma não-ionizada.

Pela mesma razão, podemos dizer que a contribuição da ionização do ácido para a [CH₃COO⁻] é desprezível, ou seja, o CH₃COO⁻ presente é praticamente todo derivado do sal adicionado. Assim, [CH₃COO⁻] = 0,1 mol/L.

Temos, portanto:

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$10^{-4,74} = \frac{[H^+] \cdot 0,1}{0,1}$$

$$[H^+] = 10^{-4,74} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 4,74$$

51. O tampão H₂CO₃/HCO₃⁻ está presente no sangue humano, para o qual o pH vale 7,4. Sabendo que a constante de ionização do ácido carbônico vale $K_a = 4 \cdot 10^{-7}$, determine o valor da relação [HCO₃⁻]/[H₂CO₃] no sangue. (Dado: $\log 4 = 0,6$)

Resolução

Como $\log 4 = 0,6$, então $4 = 10^{0,6}$. Assim, a constante de ionização do ácido carbônico pode ser expressa como uma potência de dez

$$K_a = 4 \cdot 10^{-7} = 10^{0,6} \cdot 10^{-7} = 10^{-6,4}$$

E, como pH = 7,4, temos que $[H^+] = 10^{-7,4}$ mol/L. Assim:

$$K_a = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

$$10^{-6,4} = \frac{10^{-7,4} [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

$$\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = \frac{10^{-6,4}}{10^{-7,4}}$$

$$\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 10$$

52. Um tampão foi preparado com CH₃COO⁻/CH₃COOH, de tal forma que o pH resultante é 3,74. Sabendo que a constante de ionização do ácido acético vale $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, determine a relação entre as concentrações [CH₃COO⁻]/[CH₃COOH] nessa solução. (Dado: $\log 1,8 = 0,26$)
53. Um tampão H₂CO₃/HCO₃⁻ foi preparado de tal forma que a relação [HCO₃⁻]/[H₂CO₃] é igual a 2. Sabendo que a constante de ionização do ácido carbônico vale $K_a = 4 \cdot 10^{-7}$, determine o valor do pH desse tampão. (Dado: $\log 2 = 0,3$)
54. A fim de preparar um tampão de pH = 10,3 um químico dissolveu um pouco de NH₄Cl em 1,00 L de uma solução 0,1 mol/L de NH₄OH. Considerando desprezível a variação de volume e admitindo que a constante de basicidade do NH₄OH vale $K_b = 2 \cdot 10^{-5}$, determine a quantidade, em mol, de NH₄Cl dissolvido na solução. (Dado: $\log 2 = 0,3$)
- Comentário:** Nesse caso, trabalhe com a expressão da constante de basicidade do NH₄OH, cuja expressão é $K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$. Use o pH para determinar o pOH e, conhecendo-o, calcule [OH⁻] para utilizar no cálculo.

Exercícios sobre todo o capítulo

Resolva em seu caderno

Escalas de pH e pOH

55. (Mackenzie-SP) Identifique, das misturas citadas, aquela que apresenta maior caráter básico.
- Leite de magnésia, pH = 10
 - Suco de laranja, pH = 3,0
 - Água do mar, pH = 8,0
 - Leite de vaca, pH = 6,3
 - Cafezinho, pH = 5,0

56. (Unirio/Ence-RJ) Considerando que a concentração de íons H₂O⁺ em um ovo fresco é 0,00000001 M, o valor do pH será igual a:
- 2
 - 4
 - 6
 - 8
 - 10

57. (Vunesp) As leis de proteção ao meio ambiente proíbem que as indústrias lancem nos rios efluentes com pH menor que 5 ou superior a 8. Os efluentes das indústrias I, II e III apresentam as seguintes concentrações (em mol/L) de H^+ ou OH^- :

Indústria	Concentração no efluente (mol/L)
I	$[H^+] = 10^{-3}$
II	$[OH^-] = 10^{-5}$
III	$[OH^-] = 10^{-8}$

Considerando apenas a restrição referente ao pH, podem ser lançados em rios, sem tratamento prévio, os efluentes:

- da indústria I, somente
 - da indústria II, somente
 - da indústria III, somente
 - das indústrias I e II, somente
 - das indústrias I, II e III
58. (UFPEL-RS) A indústria de conservas de frutas e hortaliças é a base da economia de Pelotas. Entre os diversos produtos industrializados no município, destacam-se as compotas de pêssego e figo.

Nas compotas de pêssego, o pH da calda está em torno de 4,0 e, nas compotas de figo, está em torno de 5,0. O pH mais alto da calda, na compota de figo, faz com que ocorra a possibilidade de proliferação do *Clostridium botulinum*, que se desenvolve em meios com pH acima de 5,0.

Considerando uma calda de compota de pêssego com pH = 4,0 e uma calda de compota de figo com pH = 5,0, podemos afirmar que:

- o pOH da calda da compota de pêssego é 9,0 e o da calda da compota de figo é 8,0.
 - a calda da compota de figo é mais ácida que a da compota de pêssego.
 - a concentração hidrogeniônica da calda com pH = 4,0 é 10^{-4} mol/L e da calda com pH = 5,0 é 10^{-5} mol/L.
 - quanto maior o pOH de uma calda de compota, menor será sua concentração hidrogeniônica.
 - uma amostra de calda, com concentração de oxidrilas de 10^{-3} mol/L, tem pH igual a 3,0.
59. (Enem-MEC) Com relação aos efeitos sobre o ecossistema, pode-se afirmar que:
- as chuvas ácidas poderiam causar a diminuição do pH da água de um lago, o que acarretaria a morte de algumas espécies, rompendo a cadeia alimentar.
 - as chuvas ácidas poderiam provocar acidificação do solo, o que prejudicaria o crescimento de certos vegetais.
 - as chuvas ácidas causam danos se apresentarem valor de pH maior que o da água destilada.

Dessas afirmativas está(ão) correta(s):

- I, apenas
 - III, apenas
 - I e II, apenas
 - II e III, apenas
 - I e III, apenas
60. (Uesb-BA) Os valores do pH e do pOH de uma solução aquosa, a 25°C, de ácido nítrico (HNO_3) 0,001 mol/L são, respectivamente,

Dados:
 $[H^+] = 10^{-pH}$
 $[OH^-] = 10^{-pOH}$
 K_w a 25°C = $1,0 \times 10^{-14}$

- 3 e 3
 - 3 e 11
 - 4 e 10
 - 10 e 4
 - 11 e 3
61. (Esam-RN) A força de um ácido HA pode ser comparada com a de outro ácido HB através de suas
- massas moleculares.
 - fórmulas empíricas.
 - massas molares.
 - composições centesimais.
 - constantes de ionização.

62. (UFRGS-RS) A seguir estão listados alguns ácidos e suas respectivas constantes de ionização.

	Nome da substância	Fórmula molecular	Constante de ionização
I	ácido acético	$C_2H_4O_2$	$1,8 \times 10^{-5}$
II	ácido iódico	HIO_3	$1,7 \times 10^{-1}$
III	ácido bórico	H_3BO_3	$5,8 \times 10^{-10}$
IV	ácido fluorídrico	HF	$6,8 \times 10^{-4}$
V	ácido hipocloroso	$HClO$	$3,0 \times 10^{-8}$

Supondo que os ácidos apresentem a mesma concentração em meio aquoso, a solução com maior condutividade elétrica e a de mais elevado pH são, respectivamente:

- I e II
 - I e IV
 - II e III
 - III e IV
 - IV e V
63. (UFRJ) Os ácidos carboxílicos são considerados ácidos fracos. A tabela a seguir apresenta as constantes de ionização, em valores aproximados, do ácido fórmico e do ácido acético.

Ácido	Fórmula molecular	Ka
Fórmico	$HCOOH$	10^{-4}
Acético	CH_3COOH	10^{-5}

- Em uma experiência foram preparadas duas soluções aquosas de mesma molaridade, uma contendo ácido fórmico e outra ácido acético. Identifique qual das soluções apresenta menor pH. Justifique sua escolha.
 - Uma solução aquosa de vinagre contém 0,1 mol/L de CH_3COOH . Determine a concentração molar de íons acetato nesta solução.
64. (Udesc) Determine o pH de uma solução 0,004 M de certo monoácido cujo grau de dissociação é de 2,5% nessa concentração. A proposição que contém a resposta correta é:
- pH = 1
 - pH = 5
 - pH = 4
 - pH = 7
 - pH = 3
- Comentário dos autores:* Calcule a concentração hidrogeniônica utilizando $[H^+] = \alpha \cdot M$ e, a partir dela, o pH.
65. (Esal-MG) Uma solução de hidróxido de amônio 0,25 M a uma temperatura de 25°C apresenta grau de ionização igual a 0,4%. O pH dessa solução nas condições acima é:
- 1
 - 2,5
 - 3
 - 11
 - 11,5
66. (Estácio-RJ) Preparou-se uma solução 0,1 M de um ácido monoprótico, que apresentou um pH igual a 3. O grau de ionização do ácido, nessa solução, é de:
- 10^{-3}
 - 10^{-2}
 - 10^{-1}
 - 10^1
 - 10^2
67. (Fuvest-SP) Dada amostra de vinagre foi diluída com água até se obter uma solução de pH = 3. Nessa solução as concentrações, em mol/L, de CH_3COO^- e de CH_3COOH são, respectivamente, da ordem de:
- (Valor numérico da constante de dissociação do ácido acético = $1,8 \cdot 10^{-5}$)
- $3 \cdot 10^{-1}$ e $5 \cdot 10^{-10}$
 - $3 \cdot 10^{-1}$ e $5 \cdot 10^{-2}$
 - $1 \cdot 10^{-3}$ e $5 \cdot 10^{-12}$
 - $1 \cdot 10^{-3}$ e $5 \cdot 10^{-2}$
 - $1 \cdot 10^{-3}$ e $2 \cdot 10^{-5}$

68. (UFRGS-RS) Há uma relação de dependência entre grau de dissociação e constante de ionização. Assim sendo, pode-se prever que a diluição de uma solução aquosa concentrada de NH_4OH conduzirá ao seguinte comportamento daquelas quantidades, desde que se mantenha constante a temperatura:

Grau de dissociação	Constante de ionização
a) permanece constante	aumenta
b) diminui	aumenta
c) diminui	diminui
d) aumenta	diminui
e) aumenta	permanece constante

69. (Fuvest-SP) A tabela seguinte fornece dados sobre duas soluções aquosas de certo ácido monoprotico, HA, a 25°C.

Solução	Concentração de HA (mol/L)	pH
1	1,0	3,0
2	$1,0 \times 10^{-2}$	4,0

Esses dados indicam que

- a concentração de íons H^+ (aq), na solução 2, é dez vezes maior do que na solução 1.
- a solução 1 conduzirá melhor a corrente elétrica do que a solução 2.
- o pH da solução do ácido HA, a 25°C, tenderá ao valor 7,0 quando a concentração de HA tender a zero, ou seja, quando a diluição tender ao infinito.

Dessas afirmações, apenas a:

- I é correta.
- II é correta.
- III é correta.
- I e a II são corretas.
- II e a III são corretas.

70. (Unopar-PR) Em média, o pH de uma amostra de chuva de regiões não-industrializadas é 6,4. Pode-se afirmar que essa amostra apresenta concentração de íons OH^- , em mol/L igual a

Dados: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-], \text{ sendo que } K_w = 10^{-14}$$

- $10^{-5,7}$
- $10^{-6,4}$
- $10^{-7,6}$
- $10^{-8,2}$
- $10^{-20,4}$

71. (UFC-CE) Pequenas variações na concentração hidrogeniônica do organismo humano podem causar efeitos drásticos no funcionamento celular. Por exemplo, se o pH do sangue, que é normalmente 7,45, for alterado para valores menores do que 6,80 ou maiores do que 8,00, pode resultar na morte do indivíduo.

Identifique a alternativa que contém o intervalo dos valores de concentração hidrogeniônica, no sangue, suportável ao organismo humano:

- $0,10 \text{ M} \leq [\text{H}^+] \leq 0,30 \text{ M}$
- $10^{-8,00} \text{ M} \leq [\text{H}^+] \leq 10^{-6,80} \text{ M}$
- $10^{-7,20} \text{ M} \leq [\text{H}^+] \leq 10^{-6,00} \text{ M}$
- $6,80 \text{ M} \leq [\text{H}^+] \leq 8,00 \text{ M}$
- $10^{-14,00} \text{ M} \leq [\text{H}^+] \leq 10^{-7,00} \text{ M}$

72. (Enem-MEC) A chuva em locais não-poluídos é levemente ácida. Em locais onde os níveis de poluição são altos, os valores do pH da chuva podem ficar abaixo de 5,5, recebendo, então, a denominação de “chuva ácida”. Este tipo de chuva causa prejuízos nas mais diversas áreas: construção civil, agricultura, monumentos históricos, entre outras.

A acidez da chuva está relacionada ao pH da seguinte forma: concentração de íons hidrogênio = $10^{-\text{pH}}$, sendo que o pH pode assumir valores entre 0 e 14.

Ao realizar o monitoramento do pH da chuva em Campinas (SP) nos meses de março, abril e maio de 1998, um centro de pesquisas coletou 21 amostras, das quais quatro têm seus valores mostrados na tabela:

Mês	Amostra	pH
Março	6ª	4
Abril	8ª	5
Abril	14ª	6
Maio	18ª	7

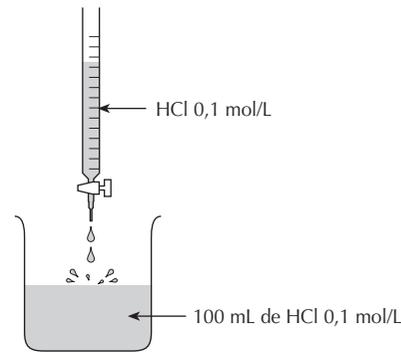
A análise da fórmula e da tabela permite afirmar que:

- da 6ª para a 14ª amostra ocorreu um aumento de 50% na acidez.
- a 18ª amostra é a menos ácida dentre as expostas.
- a 8ª amostra é dez vezes mais ácida que a 14ª.
- as únicas amostras de chuvas denominadas ácidas são a 6ª e a 8ª.

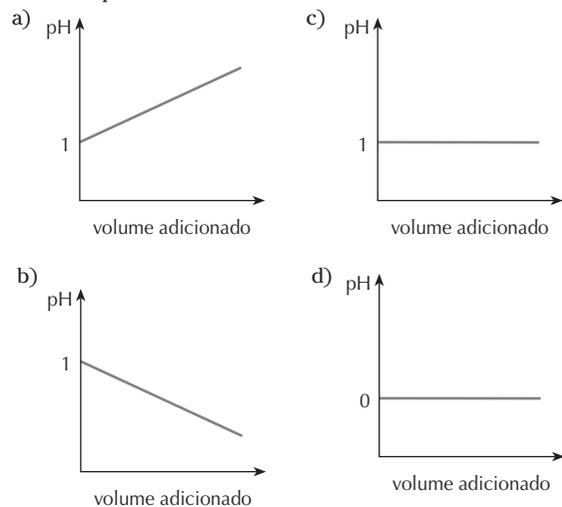
São corretas apenas as afirmativas

- I e II.
- II e IV.
- I, II e IV.
- I, III e IV.
- II, III e IV.

73. (UFMG) Considere um béquer contendo 100 mL de uma solução 0,1 mol/L de HCl, à qual se adiciona mais dessa solução.



O gráfico que representa a variação do pH da solução contida no béquer com o volume de HCl adicionado é:



74. Adiciona-se água destilada a 5 mL de uma solução de HCl de $\text{pH} = 1,7$ até o volume de 500 mL. Qual o novo pH?

Resolução

Aplicando a fórmula da diluição de soluções e sabendo que no início $[\text{H}^+] = 10^{-1,7} \text{ mol/L}$:

$$m_i \cdot V_i = m_f \cdot V_f$$

$$10^{-1,7} \cdot 5 = [\text{H}^+]_f \cdot 500$$

$$[\text{H}^+]_f = 10^{-3,7} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 3,7$$

75. (UFV-MG) A 1 litro de solução de ácido clorídrico (HCl) de pH = 2 são adicionados 9 litros de água destilada. O pH da solução final é:
a) 5 b) 2 c) 3 d) 4 e) 1
76. (Covest-PE) Determine o volume (em mL) de solução 1M de HCl que deve ser utilizado para preparar, por diluição, 200 mL de solução com pH = 1.
77. (PUC-MG) A concentração hidrogeniônica do suco de laranja puro é 10^{-4} mol/L. O pH de um refresco, preparado com 25 mL de suco de laranja e água suficiente para completar 250 mL, é igual a:
a) 3 b) 4 c) 5 d) 6 e) 8
78. (Fuvest-SP) Ao tomar dois copos de água, uma pessoa diluiu seu suco gástrico (solução contendo ácido clorídrico), de pH = 1, de 50 para 500 mL. Qual será o pH da solução resultante logo após a ingestão da água?
a) 0 b) 2 c) 4 d) 6 e) 8
79. (UFS-SE) Uma solução $1 \cdot 10^{-1}$ mol/L de certo ácido forte e monoprotico foi diluída até atingir a concentração de $1 \cdot 10^{-5}$ mol/L. De quantas unidades variou o pH dessa solução?
a) 5 b) 4 c) 3 d) 2 e) 1
80. (UFPE) A concentração hidrogeniônica do suco de limão puro é 10^{-3} M. Qual o pH de um refresco preparado com 20 mL de suco de limão e água suficiente para completar 200 mL?
a) 2,5 b) 3,0 c) 3,5 d) 4,0 e) 4,5
81. Um químico adicionou uma gota de HCl 1,0 mol/L a 5,0 L de água pura. Determine o pH da solução obtida, sabendo que vinte gotas iguais a essa totalizam o volume de 1 mL.
82. Ao diluir uma solução de ácido fraco, a $[H^+]$ sofre aumento, diminuição ou permanece inalterada? E o pH?
Comentário: A resposta a esse problema não é tão intuitiva como parece à primeira vista. Sugerimos que se isole α da equação $K = \alpha^2 \cdot \eta$, e, a seguir, o substitua em $[H^+] = \alpha \cdot \eta$. A fórmula obtida permite uma análise correta do problema.
83. Ao diluir uma solução de base fraca, a $[OH^-]$ sofre aumento, diminuição ou permanece inalterada? E o pH?
84. (FEI-SP) Duas soluções aquosas de hidróxido de amônio apresentam, respectivamente, pH = 10 e pH = 11. Em qual das soluções o hidróxido de amônio encontra-se mais dissociado? Justifique qualitativamente.
85. (ITA-SP) Um copo, com capacidade de 250 mL, contém 100 mL de uma solução aquosa 0,10 molar em ácido acético na temperatura de 25°C. Nesta solução ocorre o equilíbrio.
 $HOAc_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OAc^-_{(aq)}; \quad K_c = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
- A adição de mais 100 mL de água pura a esta solução, com a temperatura permanecendo constante, terá as seguintes consequências:
- | Concentração de íons acetato (mol/litro) | Quantidade de íons acetato (mol) |
|------------------------------------------|----------------------------------|
| a) vai aumentar | vai aumentar |
| b) vai aumentar | vai diminuir |
| c) fica constante | fica constante |
| d) vai diminuir | vai aumentar |
| e) vai diminuir | vai diminuir |
86. (FEI-SP) Dissolvendo-se acetato de sódio numa solução de ácido acético, a constante de ionização do ácido, o grau de ionização do ácido e o pH da solução, respectivamente:
a) diminui, não se altera, diminui.
b) não se altera, diminui, aumenta.
c) aumenta, diminui, não se altera.
d) não se altera, aumenta, diminui.
e) não se altera, aumenta, não se altera.

87. (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.

Resolução

- a) Como estamos misturando uma solução de ácido com outra, de base, devemos nos certificar se há ou não excesso.

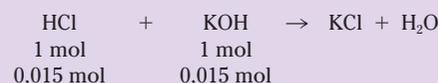
Cálculo da quantidade em mols de HCl:

$$\left. \begin{array}{l} 1.000 \text{ mL} \text{ ————— } 0,80 \text{ mol} \\ 25 \text{ mL} \text{ ————— } n_{\text{HCl}} \end{array} \right\} \Rightarrow n_{\text{HCl}} = 0,020 \text{ mol}$$

Cálculo da quantidade em mols de KOH:

$$\left. \begin{array}{l} 1.000 \text{ mL} \text{ ————— } 0,60 \text{ mol} \\ 25 \text{ mL} \text{ ————— } n_{\text{KOH}} \end{array} \right\} \Rightarrow n_{\text{KOH}} = 0,015 \text{ mol}$$

A proporção estequiométrica é de 1 : 1 conforme mostra a equação da reação de neutralização:



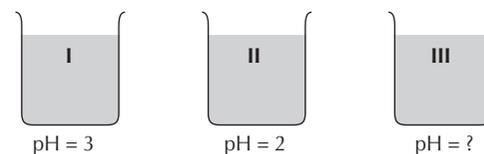
Há, portanto, excesso de 0,005 mol de HCl (ou seja, 0,020 mol – 0,015 mol). Esse excesso estará dissolvido no volume final de 50 mL (isto é, 0,050 L). Assim, a concentração em mol/L desse excesso será de 0,005 mol/0,050 L = 0,1 mol/L.

Como se trata de um ácido forte ($\alpha = 100\%$), concluímos que $[H^+] = 0,1 \text{ mol/L} = 10^{-1} \text{ mol/L}$ e, portanto, a solução resultante terá pH = 1.

b) $K_w = 10^{-14} = [H^+][OH^-]$
 $[H^+] = 10^{-1} \text{ mol/L}$ } $\Rightarrow [OH^-] = 10^{-13} \text{ mol/L}$

Como $[H^+] > [OH^-]$, concluímos que a solução resultante tem caráter ácido.

88. (Vunesp) 80,0 mL de uma solução aquosa de hidróxido de potássio de concentração 0,250 mol/L são parcialmente neutralizados por 20,0 mL de uma solução aquosa de ácido nítrico de concentração 0,500 mol/L.
a) Represente a equação química da reação de neutralização.
b) Sabendo que $pOH = -\log [OH^-]$ e que $pH + pOH = 14$ calcule o pH da solução após a adição do ácido.
89. (UFRJ) Três frascos contendo soluções a 25°C com diferentes pH são apresentados a seguir:

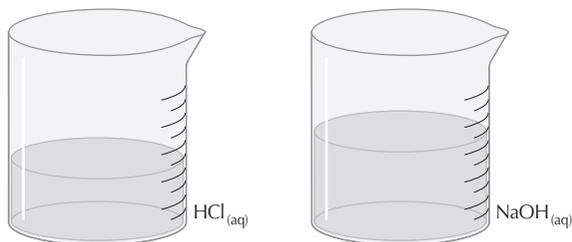


Os frascos I e II contêm soluções de ácido nítrico, que é um ácido forte e pode ser considerado totalmente ionizado. Foram misturados 10 mL da solução I com 10 mL da solução II. Para neutralizar completamente a solução obtida, foram necessários 110 mL da solução III, cujo soluto também está totalmente dissociado. Qual é o pH da solução III?

90. (Uespi) Dois frascos (X e Y) contêm, respectivamente, 50 mL de HCl 0,1 M (ácido clorídrico, um ácido forte) e 50 mL de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ 0,1 M (ácido acético, um ácido fraco); V_x e V_y são os volumes de uma mesma base, necessários para consumir todo o ácido contido nos frascos X e Y, respectivamente. Assim, podemos afirmar, sem erro, que:

- a) $\text{pH}_x = \text{pH}_y$ e $V_x = V_y$. d) $\text{pH}_x > \text{pH}_y$ e $V_x = V_y$.
 b) $\text{pH}_x > \text{pH}_y$ e $V_x > V_y$. e) $\text{pH}_x < \text{pH}_y$ e $V_x = V_y$.
 c) $\text{pH}_x < \text{pH}_y$ e $V_x < V_y$.

91. (UFV-MG) Considere as soluções abaixo:



$V = 45 \text{ mL}$
 $[\text{HCl}] = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$

Solução I

$V = 55 \text{ mL}$
 $[\text{NaOH}] = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$

Solução II

- a) Qual é o pH da solução I?
 b) Qual é o pH da solução II?
 c) Qual é o pH da solução resultante da mistura das soluções I e II?

92. (PUC-SP) Um estudante misturou em um béquer 50,00 mL de solução 0,0100 mol/L de ácido sulfúrico (H_2SO_4) e 30,00 mL de solução 0,0600 mol/L de hidróxido de sódio (NaOH). A concentração de íons Na^+ e o pH da solução obtida pelo estudante são, respectivamente,

- a) 0,0225 mol/L e 7; d) 0,0300 mol/L e 10;
 b) 0,0300 mol/L e 12; e) 0,0225 mol/L e 12.
 c) 0,0450 mol/L e 2;

Indicadores ácido-base

Enunciado comum às questões 93 e 94.

O suco extraído do repolho roxo pode ser utilizado como indicador do caráter ácido (pH entre 0 e 7) ou básico (pH entre 7 e 14) de diferentes soluções. Misturando-se um pouco de suco de repolho e da solução, a mistura passa a apresentar diferentes cores, segundo sua natureza ácida ou básica, de acordo com a escala abaixo.

Cor:	Vermelho	Rosa	Roxo	Azul	Verde	Amarelo								
pH:	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

Algumas soluções foram testadas com esse indicador, produzindo os seguintes resultados:

Material	Cor
I Amoníaco	Verde
II Leite de magnésia	Azul
III Vinagre	Vermelho
IV Leite de vaca	Rosa

93. (Enem-MEC) De acordo com esses resultados, as soluções I, II, III e IV têm, respectivamente, caráter:

- a) ácido/básico/básico/ácido.
 b) ácido/básico/ácido/básico.
 c) básico/ácido/básico/ácido.
 d) ácido/ácido/básico/básico.
 e) básico/básico/ácido/ácido.

94. (Enem-MEC) Utilizando-se o indicador citado em sucos de abacaxi e de limão, pode-se esperar como resultado as cores:

- a) rosa ou amarelo. d) rosa ou vermelho.
 b) vermelho ou roxo. e) roxo ou azul.
 c) verde ou vermelho.

95. (Unifor-CE) Considere a seguinte tabela:

Indicador	Faixa de pH de mudança de cor	Mudança de cor
violeta de metila (I)	0,0 — 3,0	amarelo-violeta
alaranjado de metila (II)	3,3 — 4,6	vermelho-amarelo
vermelho de metila (III)	4,2 — 6,2	vermelho-amarelo
azul de bromotimol (IV)	6,0 — 7,8	amarelo-azul

Para saber o pH de uma solução adicionou-se a quatro tubos de ensaio contendo uma pequena quantidade da solução em cada um, algumas gotas de indicadores, anotando a cor resultante na solução.

Indicador	Cor resultante na solução
I	violeta
II	amarelo
III	laranja
IV	amarelo

Pode-se afirmar, em relação ao pH da referida solução, que

- a) é menor que 3,0 d) está entre 6,0 e 7,0
 b) está entre 3,3 e 4,2 e) é igual a 7,0
 c) está entre 4,6 e 6,0

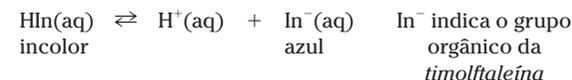
96. (UFS-SE) A tabela seguinte mostra as faixas de pH de viragem de indicadores ácido-base e as respectivas cores.

Indicador	Faixa de pH	Cores
I. vermelho de fenol	6,6 a 8,0	amarelo-vermelho
II. verde de metila	0,2 e 1,8	amarelo-azul
III. vermelho congo	3,0 a 5,0	azul-vermelho

Em uma solução aquosa 0,1 mol/L de ácido propiônico ($K_a \sim 1 \times 10^{-5}$), os indicadores I, II e III devem apresentar respectivamente, as cores

- a) amarelo, azul e vermelho.
 b) amarelo, azul e azul.
 c) vermelho, azul e azul.
 d) amarelo, amarelo e vermelho.
 e) vermelho, amarelo e azul.

97. (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:



Considerando as informações acima, responda:

- a) Se a uma solução 0,01 mol · 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 $[\text{H}^+]$ na solução aumente 10⁷ vezes, qual é a cor que a solução apresentará? Justifique usando o mesmo princípio.

98. (Fuvest-SP) O indicador azul de bromotimol fica amarelo em soluções aquosas de concentração hidrogeniônica maior do que $1,0 \cdot 10^{-6}$ mol/L e azul em soluções de concentração hidrogeniônica menor do que $2,5 \cdot 10^{-8}$ mol/L. Considere as três soluções seguintes, cujos valores do pH são dados entre parênteses: suco de tomate (4,8), água da chuva (5,6), água do mar (8,2). Se necessário, use $\log 2,5 = 0,4$. As cores apresentadas por essas soluções contendo o indicador são:

	suco de tomate	água da chuva	água do mar
a)	amarelo	amarelo	amarelo
b)	amarelo	amarelo	azul
c)	amarelo	azul	azul
d)	azul	azul	amarelo
e)	azul	azul	azul

Hidrólise salina

99. (Unifor-CE) O íon ferro (III) em solução aquosa é hidrolisado, formando o hidróxido de ferro e a espécie Z.



Quando se tem uma solução de ferro (III) em água, o pH da solução resultante e a espécie Z devem ser, respectivamente:

- a) menor que 7 e $\text{H}^+(\text{aq})$
 b) menor que 7 e $\text{OH}^-(\text{aq})$
 c) igual a 7 e $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 d) igual a 7 e $\text{H}^+(\text{aq})$
 e) maior que 7 e $\text{OH}^-(\text{aq})$
100. (Estácio-RJ) A água sanitária é uma solução aquosa de hipoclorito de sódio (NaClO). Experimentalmente, verifica-se que esse produto é básico, o que pode ser explicado em virtude:
- a) da hidrólise do cátion
 b) da hidrólise do ânion
 c) da hidrólise de cátion e ânion
 d) de não haver hidrólise de cátion ou ânion
 e) da decomposição da água liberando gás H_2 e íons OH^-
101. (Fuvest-SP) A redução da acidez de solos, impróprios para algumas culturas, pode ser feita tratando-os com:
- a) gesso ($\text{CaSO}_4 \cdot 1/2 \text{H}_2\text{O}$)
 b) salitre (NaNO_3)
 c) calcário (CaCO_3)
 d) sal marinho (NaCl)
 e) sílica (SiO_2)
102. (PUC-MG) Dos sais abaixo, aquele que em solução aquosa apresenta pH menor do que 7 é:
- a) NaCN
 b) KCl
 c) KNO_3
 d) NH_4Cl
 e) NaHCO_3
103. (Mackenzie-SP) A espécie química produzida na reação de bicarbonato de sódio (NaHCO_3) com água que neutraliza a acidez estomacal excessiva é:
- a) H^+
 b) OH^-
 c) CO_3^{2-}
 d) Na^+
 e) CO_2
104. (ESPM-SP) Quando se cozinham brócolis há uma perda da cor verde pela ação de ácidos naturalmente presentes nos vegetais que, com o aquecimento em água, solubilizam e substituem o magnésio na clorofila, formando um novo composto que não é mais verde. Alguns cozinheiros conhecem um segredo para manter os brócolis verdes. Pode-se:

- a) adicionar uma substância básica como o bicarbonato de sódio.
 b) espremer limão sobre o vegetal de forma a acelerar a reação.
 c) cozinhar lentamente a fim de reduzir a velocidade de reação.
 d) cozinhar com bastante água para diluir o ácido.
 e) colocar sal de cozinha (cloreto de sódio) para neutralizar o ácido.

105. (UFS-SE) Dentre as soluções aquosas 0,1 M de KF , KBrO , KCN , KCNO e KClO_4 , a que tem maior pH é:

Dados: Constante de ionização, K_a , de ácidos a 25°C

HF	$6,7 \cdot 10^{-4}$
HCNO	$3,5 \cdot 10^{-4}$
HClO	$3,5 \cdot 10^{-8}$
HBrO	$2,0 \cdot 10^{-9}$
HCN	$4,0 \cdot 10^{-10}$

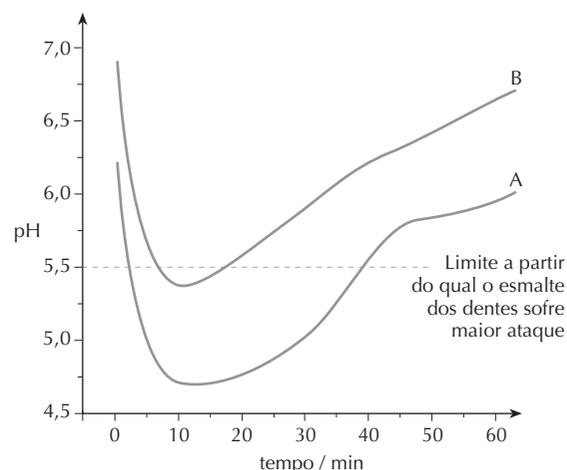
- a) KF
 b) KBrO
 c) KCN
 d) KCNO
 e) KClO_4

106. (Vunesp) 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.

107. (Unicamp-SP)* Após tomar rapidamente o café da manhã, os dois escovam os dentes. O creme dental que usam contém Na_2CO_3 . Esta escolha deve-se ao fato de eles terem visto, numa revista especializada, um artigo que tratava de cáries dentárias. Ali constava um gráfico, abaixo reproduzido, mostrando o pH bucal, logo após uma refeição, para dois grupos de pessoas que não escovaram os dentes. Os Mitta identificaram-se com um dos grupos.

- a) Considerando o creme dental escolhido, com qual dos grupos o casal se identificou? Justifique.
 b) Que outra substância poderia ser usada no creme dental, em lugar de carbonato de sódio? Dê a fórmula e o nome.



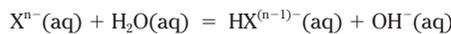
* Questão extraída de uma prova que narra uma história fictícia envolvendo o casal Mitta, ambos químicos.

108. (Vunesp) Na tabela a seguir, são fornecido os valores de pH de soluções aquosas 0,1 mol/L de dois ácidos monoprotônicos

Ácido	pH inicial da solução
Clorídrico	1,0
Cianídrico	5,1

- a) Explique os diferentes valores de pH medidos para as duas soluções.
 b) A neutralização estequiométrica das soluções de HCl e de HCN com uma solução de NaOH resultará em soluções que terão o mesmo pH? Justifique.
109. (Unicamp-SP)* Naná responde prontamente; afinal a dana-da 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: $5,6 \times 10^{-10}$, $5,6 \times 10^{-4}$ e $2,4 \times 10^{-8}$. A constante K_b da amônia é $1,8 \times 10^{-5}$.

- a) Formule 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.

Solubilidade de gases em água

110. (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 essa 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) Represente a fórmula das substâncias mencionadas pelo técnico.
 b) Qual é a confusão cometida pelo estudante em sua reflexão?
111. (Fuvest-SP) Quando se borbulha o ar atmosférico, que contém cerca de 20% do oxigênio, em um aquário mantido a 20°C, resulta uma solução que contém certa quantidade de O_2 dissolvido. Explique que expectativa pode-se ter acerca da concentração de oxigênio na água do aquário em cada uma das seguintes hipóteses:

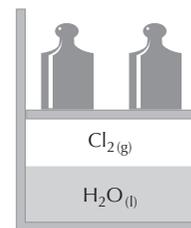
- a) aumento da temperatura da água para 40°C;
 b) aumento da concentração atmosférica de oxigênio para 40%.

112. (Unicamp-SP) O processo de dissolução do oxigênio do ar na água é fundamental para a existência de vida no planeta. Ele pode ser representado pela seguinte equação química:

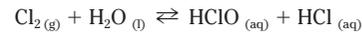


Observação: o símbolo ∞ significa grande quantidade de substância.

- a) Considerando que a altitude seja a mesma, em que lago há mais oxigênio dissolvido: em um de águas a 10°C ou em outro de águas a 25°C? Justifique.
 b) Considerando uma mesma temperatura, onde há mais oxigênio dissolvido, em um lago no alto da cordilheira dos Andes ou em outro em sua base? Justifique.
113. (Uneb-BA) A água de cloro, usada como bactericida no tratamento de água, é obtida borbulhando-se o gás cloro (Cl_2) em água (H_2O), conforme esquema abaixo.

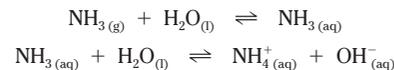


A reação química que ocorre é a dada pela equação:



Mantendo a temperatura constante e diminuindo-se a pressão do sistema, podemos afirmar que:

- a) diminui o pH e diminui a concentração de Cl_2 .
 b) aumenta o pH e aumenta a concentração de H^+ .
 c) diminuem as concentrações de $\text{HClO}(\text{aq})$ e $\text{HCl}(\text{aq})$.
 d) diminui o pH e aumenta a concentração de H^+ .
 e) o equilíbrio não sofre alteração.
114. (UCSal-BA) O odor característico de uma solução aquosa de amônia, na qual existem os equilíbrios



será acentuado se a essa solução adicionarmos:

- a) vinagre
 b) ácido muriático
 c) suco de limão
 d) solução concentrada de soda cáustica
 e) solução diluída de sal de cozinha
115. (Vunesp) A maior parte do dióxido de carbono gerado no metabolismo celular, no corpo humano, por reagir rapidamente com a água contida no sangue, é conduzida pela corrente sanguínea, para eliminação nos pulmões.
- a) Formule a equação química que representa a reação de equilíbrio entre o dióxido de carbono e a água.
 b) Se no sangue não houvesse outras substâncias que garantissem um pH próximo de 7, qual seria a consequência da reação do gás carbônico com a água do sangue, em termos de pH?

116. (Fuvest-SP) À temperatura ambiente, o pH de um certo refrigerante, saturado com gás carbônico, quando em garrafa fechada, vale 4. Ao abrir-se a garrafa, ocorre escape de gás carbônico. Qual deve ser o valor do pH do refrigerante depois de a garrafa aberta?

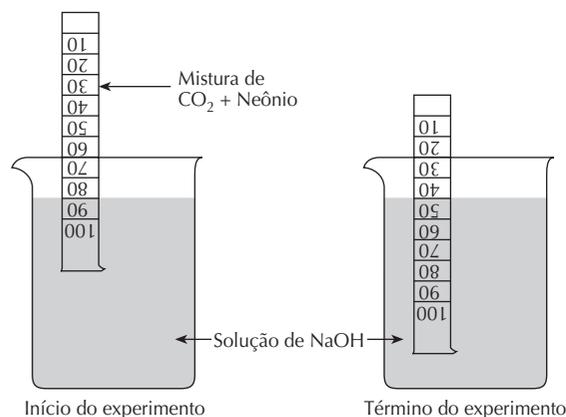
- a) pH = 4 c) $4 < \text{pH} < 7$ e) $7 < \text{pH} < 14$
 b) $0 < \text{pH} < 4$ d) pH = 7

* Questão extraída de uma prova que envolve um diálogo fictício entre dois estudantes, Naná e Chuá.

117. (Unicamp-SP) O gás carbônico, CO_2 , é pouco solúvel em água. Esse processo de dissolução pode ser representado pela equação



Essa dissolução é muito aumentada, quando se adiciona NaOH na água. Para se determinar a quantidade de CO_2 em uma mistura desse gás com o gás nobre neônio, foi realizado um experimento. O esquema abaixo mostra o experimento e o resultado observado. A proveta está graduada em mililitros (mL).



Sabendo que não houve variação de temperatura durante o experimento, e considerando desprezíveis a solubilidade do gás neônio em água e a pressão de vapor da água nessas condições:

- Como a presença de NaOH aumenta a dissolução do gás carbônico na água?
 - Calcule a pressão parcial do CO_2 na mistura inicial, sabendo que a pressão ambiente é de 90 kPa (quilopascal).
118. (ITA-SP) O frasco mostrado na figura abaixo contém uma solução aquosa saturada em oxigênio, em contato com o ar atmosférico, sob pressão de 1 atm e temperatura de 25°C. Quando gás é borbulhado através dessa solução, sendo a pressão de entrada do gás maior do que a pressão de saída, de tal forma que a pressão do gás em contato com a solução possa ser considerada constante e igual a 1 atm, é **ERRADO** afirmar que a concentração de oxigênio dissolvido na solução



- permanece inalterada, quando o gás borbulhado, sob temperatura de 25°C, é ar atmosférico.
- permanece inalterada, quando o gás borbulhado, sob temperatura de 25°C é nitrogênio gasoso.
- aumenta, quando o gás borbulhado, sob temperatura de 15°C, é ar atmosférico.
- aumenta, quando o gás borbulhado, sob temperatura de 25°C, é oxigênio praticamente puro.
- permanece inalterada, quando o gás borbulhado, sob temperatura de 25°C, é uma mistura de argônio e oxigênio, sendo a concentração de oxigênio nessa mistura igual à existente no ar atmosférico.

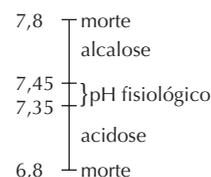
Solução-tampão

119. (UFMG) Considere duas soluções aquosas diluídas, **I** e **II**, ambas de pH = 5,0. A solução **I** é um tampão e a solução **II** não.

Um béquer contém 100 mL da solução **I** e um segundo béquer contém 100 mL da solução **II**. A cada uma dessas soluções, adicionam-se 10 mL de NaOH aquoso concentrado.

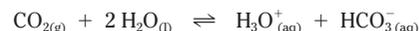
Identifique a alternativa que apresenta corretamente as variações de pH das soluções **I** e **II**, após a adição de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$.

- O pH de ambas irá diminuir e o pH de **I** será maior do que o de **II**.
 - O pH de ambas irá aumentar e o pH de **I** será igual ao de **II**.
 - O pH de ambas irá diminuir e o pH de **I** será igual ao de **II**.
 - O pH de ambas irá aumentar e o pH de **I** será menor do que o de **II**.
120. (PUC-Campinas-SP) No plasma sanguíneo há um sistema tampão que contribui para manter seu pH dentro do estreito intervalo 7,35 - 7,45. Valores de pH fora desse intervalo ocasionam perturbações fisiológicas:



Entre os sistemas químicos abaixo qual representa um desses tampões?

- $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$
 - H^+/OH^-
 - HCl/Cl^-
 - NH_3/OH^-
 - glicose/frutose
121. (UFMT) O pH normal do sangue é 7,4. Distúrbios que causem a aceleração da respiração, removendo muito dióxido de carbono pelo pulmão, ou que dificultem a respiração, acumulando dióxido de carbono, alteram o pH do sangue de acordo com a equação química abaixo:



A partir dessas informações, julgue os itens, classificando-os em verdadeiros ou falsos.

- Aumento da concentração de CO_2 no sangue proporcionará diminuição da concentração de H_3O^+ .
 - Quando uma pessoa apresenta aumento da frequência respiratória em consequência, por exemplo, de um distúrbio nervoso, ocorre aumento da alcalinidade sanguínea.
 - Aumento da alcalinidade sanguínea poderá ser atenuado fazendo-se o paciente expirar e inspirar o próprio ar (respiração mais rica em dióxido de carbono).
 - O sistema $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ é um dos tampões responsáveis pela regulação da concentração de H_3O^+ no sangue.
122. (Uerj) A tabela abaixo apresenta as informações contidas nos rótulos de oito frascos de diferentes soluções aquosas:

Fórmula do soluto	Concentração
H_2SO_4	$0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
CH_3COONa	$0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
HCl	$0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
NaOH	$0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
CH_3COOH	$6,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
NaCl	$25 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
HNO_3	$6,3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

Todas as soluções encontram-se nas condições ambientais e os ácidos e as bases fortes estão completamente ionizados.

- a) Represente as fórmulas dos 2 solutos cujas soluções, ao serem misturadas, podem formar uma solução-tampão e dê o nome do único soluto cuja solução apresenta caráter neutro.
- b) Calcule o pH da solução resultante da mistura de 700 mL da solução de ácido clorídrico com 300 mL da solução de hidróxido de sódio.
123. (Fesp-PE) Tem-se um litro de um tampão ácido de pH = 5,0. Sabe-se que a constante de dissociação ácida é $1,0 \cdot 10^{-4}$. É correto afirmar que:
- O tampão foi preparado com quantidades equimolares de ácido e sal.
 - A quantidade de mols de sal no tampão é 100 vezes maior que a de ácido.
 - A quantidade de mols do sal no tampão é 10 vezes maior que a de ácido.
 - O número de mols do ácido é 100 vezes menor que o de sal.
 - A quantidade de mols do ácido é 10 vezes maior que a de sal.
124. (Unirio/Ence-RJ) Uma solução-tampão é preparada a partir de 6,4 g de NH_4NO_3 e 0,10 L de solução aquosa 0,080 mol/L de NH_4OH . Sendo assim, determine: (H = 1; N = 14; O = 16)
- o pH dessa solução;
 - o pH após a adição de 700 mL de água destilada à solução-tampão, justificando com os cálculos.
- Dados: $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $\log 1,8 = 0,26$

125. (ITA-SP) Considere as soluções aquosas obtidas pela dissolução das seguintes quantidades de solutos em 1 L de água:

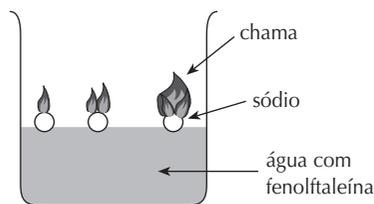
- 1 mol de acetato de sódio e 1 mol de ácido acético.
- 2 mols de amônia e 1 mol de ácido clorídrico.
- 2 mols de ácido acético e 1 mol de hidróxido de sódio.
- 1 mol de hidróxido de sódio e 1 mol de ácido clorídrico.
- 1 mol de hidróxido de amônio e 1 mol de ácido acético.

Das soluções obtidas, apresentam efeito tamponante

- apenas I e V.
- apenas I, II e III.
- apenas I, II, III e V.
- apenas III, IV e V.
- apenas IV e V.

Gerais

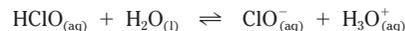
126. (Fuvest-SP) Coloca-se em um recipiente de vidro água destilada, gotas de solução de fenolftaleína e, em seguida, pedaços de sódio metálico:



Observa-se, então, violenta reação do metal com a água, resultando chama na superfície exposta do metal e coloração rósea na solução. A chama e a coloração resultam, respectivamente, da queima de:

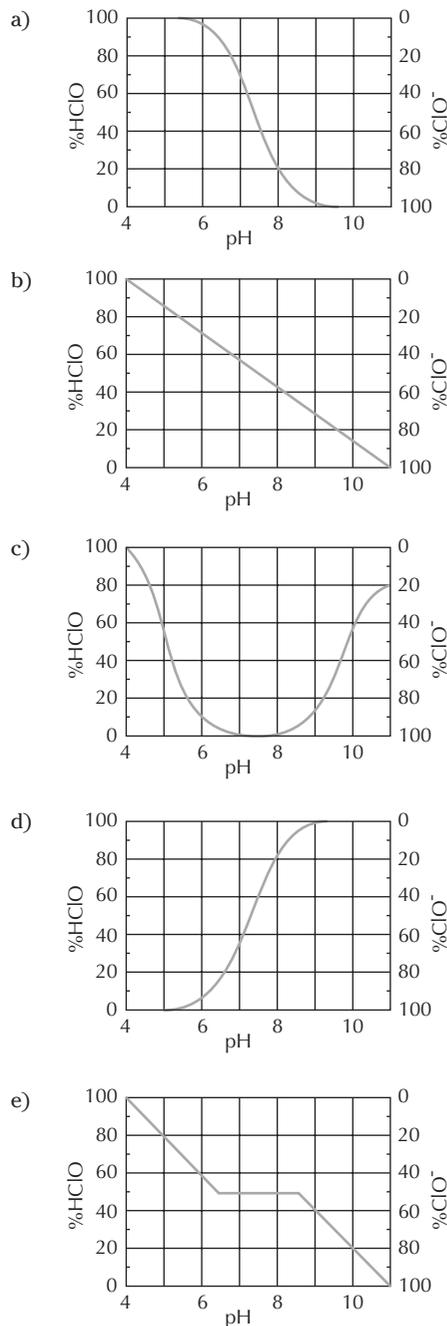
- hidrogênio produzido na reação e aumento de pH.
- oxigênio produzido na reação e aumento de pH.
- nitrogênio do ar e aumento de pH.
- hidrogênio produzido na reação e diminuição de pH.
- nitrogênio do ar e diminuição de pH.

127. (Fuvest-SP) O composto HClO , em água, dissocia-se de acordo com o equilíbrio:



As porcentagens relativas, em mols, das espécies ClO^- e HClO dependem do pH da solução aquosa. O gráfico que representa corretamente a alteração dessas porcentagens com a variação do pH da solução é

Dado: Constante de dissociação do HClO em água, a 25°C : 4×10^{-8}



128. (PUC-Campinas-SP) Uma área agrícola foi adubada com amônia, nitrato e fosfato de amônio. Na amostra das águas residuais da irrigação dessa área verifica-se que a concentração de íons $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ é igual a $8 \cdot 10^{-5}$ mol/L, a 25°C . Pode-se afirmar que a amostra tem pH igual a:

- (Dados: $\log 8 = 0,90$; $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$ a 25°C)
- 9,9
 - 8,5
 - 7,0
 - 6,9
 - 3,9

129. (PUC-SP) Para estudar o pH de diferentes sistemas, mantendo-se a temperatura constante, fez-se a seguinte experiência:

Em 4 balões volumétricos numerados, I, II, III e IV, colocaram-se 10 mL de diferentes soluções, conforme o indicado abaixo

balão I : 10 mL de HCl 0,1 M

balão II : 10 mL de NaOH 0,1 M

balão III : 10 mL de H₃CCOOH 0,1 M

balão IV : 10 mL de NH₄OH 0,1 M

e adicionou-se água a cada um dos balões, até se obter 1 L de solução.

Identifique a alternativa que indica, corretamente, o pH encontrado em cada um dos balões:

	balão I	balão II	balão III	balão IV
a)	3	11	>3 e <7	>7 e <11
b)	3	11	<3	>11
c)	3	11	3	11
d)	1	13	1	13
e)	1	13	>1 e <3	>11 e <13

130. (U. São Judas-SP) Certa solução de KOH tem pH = 11 (onze). Para fazer seu pH diminuir para 10 (dez), deve-se:

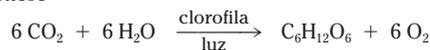
- a) concentrá-la 2 vezes. d) diluí-la 10 vezes.
b) concentrá-la 10 vezes. e) adicionar 1 mol de KOH.
c) diluí-la 2 vezes.

131. (Fuvest-SP) O gás carbônico e o oxigênio, componentes do ar, se dissolvem em água, mas apenas o primeiro reage com a mesma. Duas reações do gás carbônico com a água estão representadas a seguir

equilíbrio de ionização



fotossíntese



Em uma lagoa que contém vegetais imersos, quando ocorre a fotossíntese:

- a) a concentração de oxigênio dissolvido e o pH aumentam.
b) a concentração de oxigênio dissolvido e o pH diminuem.
c) a concentração de oxigênio dissolvido aumenta e o pH diminui.
d) a concentração de oxigênio dissolvido diminui e o pH aumenta.
e) a concentração de oxigênio dissolvido aumenta e o pH não se altera.
132. (Fesp-PE) O vibrião colérico não sobrevive em meio de pH = 3, ou mais ácido. O número de gotas de uma solução 1,0 M de ácido clorídrico que se deve introduzir em 10 litros de água, a fim de eliminar o vibrião colérico é: (Admita que não há alteração de volume e que o volume de uma gota é 0,05 mL.)
- a) 10 gotas d) 200 gotas
b) 100 gotas e) 50 gotas
c) 30 gotas

133. (F. F. O. Diamantina-MG) Adicionamos 4,0 gramas de NaOH a cinco (5) recipientes, todos contendo 1,00 litro de líquido. Em qual recipiente a variação do pH foi menor?

a)

d)

b)

e)

c)

134. (UFRJ) A tabela a seguir fornece as cores de indicadores de ácido e de base

	meio ácido	meio básico
Tornassol	vermelho	azul
Fenolftaleína	incolor	vermelho

- a) Qual a cor do tornassol em solução de CH₃COOH? Justifique sua resposta.
A tabela a seguir dá o pH de alguns produtos

Produtos	sangue	urina	vinagre	clara do ovo
pH	7,4	6,0	3,0	8,0

- b) Calcule a concentração dos íons OH⁻ na urina.

135. (Fuvest-SP) Na tabela a seguir estão indicadas as concentrações e os respectivos pH de soluções aquosas de três ácidos:

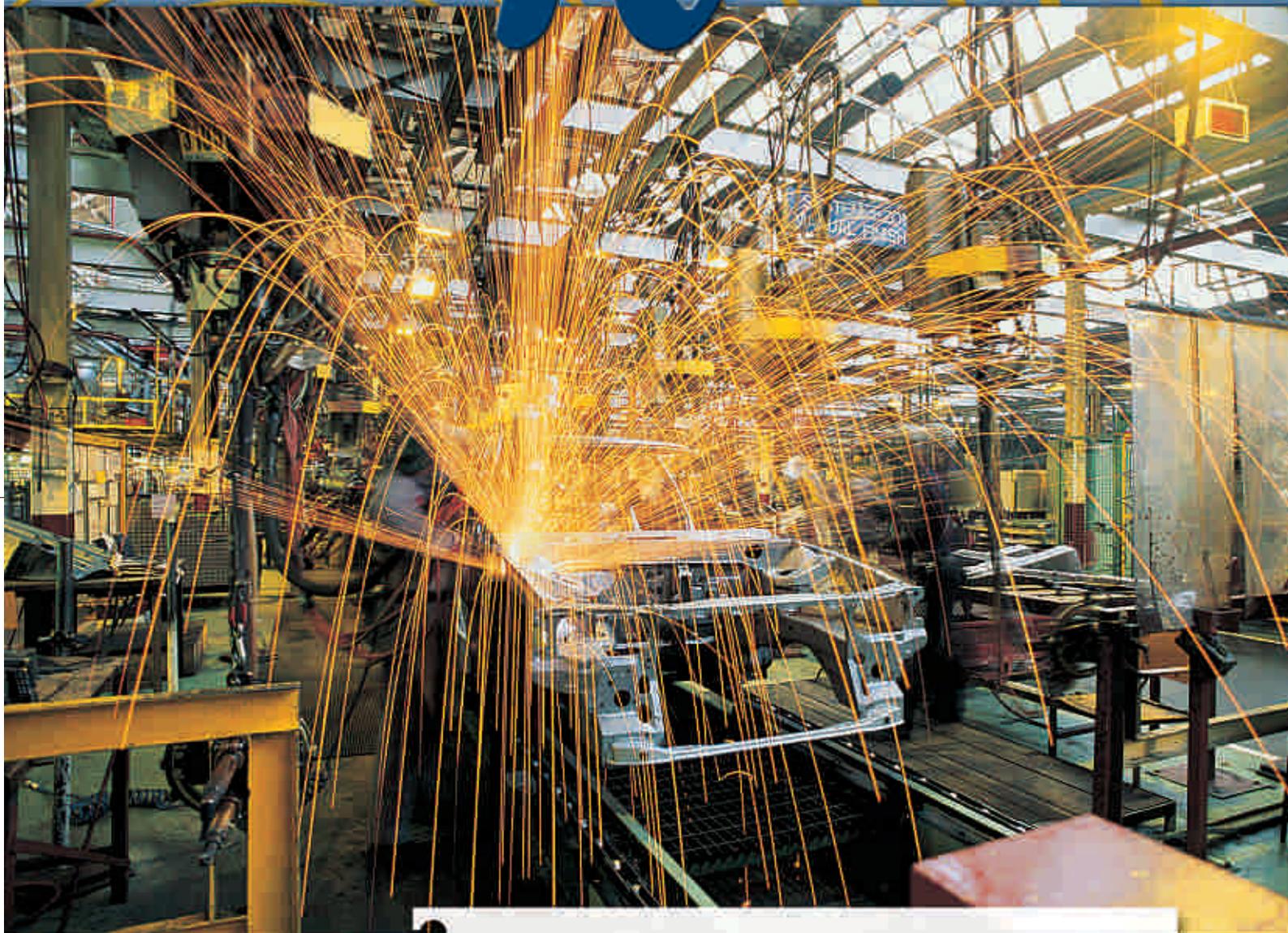
Ácido	Concentração (mol/L)	pH
Clorídrico	0,10	1,0
Acético	0,10	2,9
Cianídrico	0,10	5,1

- a) Sabendo que os ácidos são monoproticos, como você explica os valores diferentes de pH?
b) Para reagir totalmente com volumes iguais das soluções de cada um desses ácidos, a quantidade necessária de uma dada base será a mesma? Explique.

Capítulo

10

CID



Linha de produção de automóveis, cuja “lataria” é feita de aço (liga de ferro e carbono). O ferro, conhecido desde antes de Cristo, é um dos metais mais utilizados pela nossa sociedade. O processo de sua obtenção a partir do minério envolve um equilíbrio heterogêneo.

Equilíbrios químicos heterogêneos

Comentário preliminar

Iniciamos nosso estudo sobre equilíbrios químicos no capítulo 8. Aprendemos o que é constante de equilíbrio (K_c e K_p) e como ela é útil na análise matemática de sistemas em equilíbrio químico.

Até o momento, contudo, não foi dada a devida atenção aos **equilíbrios heterogêneos**, ou seja, aqueles em que os participantes estão em mais de uma fase, constituindo um sistema heterogêneo. Eles são o assunto do presente capítulo. (A distinção entre equilíbrio homogêneo e equilíbrio heterogêneo foi estabelecida à página 211. Recorde-a se julgar necessário.)

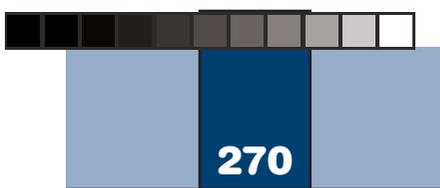
Nas próximas páginas, você estudará como utilizar o conceito de constante de equilíbrio para descrever um equilíbrio heterogêneo e como empregar o Princípio de Le Chatelier a esse tipo de situação.

Uma vez feito isso, você conhecerá importantes aplicações práticas desses conhecimentos sobre os equilíbrios químicos heterogêneos, principalmente aos processos que envolvem equilíbrio entre uma substância iônica sólida e seus íons dissolvidos em água. Nesse contexto, aprenderá o que são **solubilidade** e **produto de solubilidade** — dois conceitos intimamente relacionados — e qual a utilidade de cada um.

Ao longo deste capítulo, você adquirirá conhecimento suficiente para compreender, em sua essência, por que, em determinadas circunstâncias, ocorre a precipitação de um sólido iônico quando se misturam duas soluções aquosas. Com isso, terá uma visão mais abrangente das reações em que se forma precipitado.

Alguns conteúdos importantes

- Conceitos de K_c e K_p aplicados a equilíbrios heterogêneos
- Princípio de Le Chatelier aplicado aos equilíbrios heterogêneos
- Solubilidade (ou coeficiente de solubilidade) de sólidos em água
- Solução saturada, solução não-saturada e solução supersaturada
- Influência da temperatura sobre a solubilidade de sólidos em água
- Curva de solubilidade
- Produto de solubilidade
- Relação entre solubilidade, em mol/L, e produto de solubilidade
- Produto de solubilidade na avaliação de uma solução aquosa de soluto iônico como saturada, não-saturada ou supersaturada
- Efeito do íon comum sobre a solubilidade de substâncias iônicas em água



Motivação

Leia este texto

Em destaque

ROGERIO REIS / PULSAR



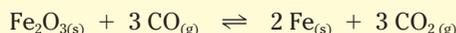
Companhia Siderúrgica Nacional (CSN), situada em Volta Redonda, RJ. Em siderúrgicas como essa, o rendimento da reação de obtenção do ferro nunca é 100 % devido ao equilíbrio químico envolvido. Mais informações sobre a produção de ferro e aço podem ser encontradas no capítulo 5.

LE CHATELIER E A PRODUÇÃO DE FERRO

Henri Le Chatelier foi um dos primeiros químicos a perceber que uma reação química pode atingir o equilíbrio químico e, por causa disso, não apresentar rendimento 100%.

Um dos casos práticos estudados por ele foi o processo de produção do ferro. Sobre esse processo, ele escreveu:

“É sabido que num alto-forno siderúrgico a redução do óxido de ferro é devida ao monóxido de carbono, de acordo com a equação:



porém o gás que sai da chaminé contém uma considerável proporção de monóxido de carbono [...] Como se pensava que essa reação não se completava porque o contato entre o monóxido de carbono e o minério de ferro era insuficientemente prolongado, as dimensões dos fornos foram aumentadas. Na Inglaterra foi feito um alto-forno com trinta metros de altura. Mas a proporção de monóxido de carbono que escapava não diminuiu, demonstrando portanto, por meio de uma experiência que custou centenas de milhares de francos*, que a redução do óxido de ferro é uma reação limitada [isto é, que entra em equilíbrio químico]. O conhecimento das leis do equilíbrio químico teriam permitido chegar à mesma conclusão, só que de um meio mais rápido e muito mais econômico”.

* O franco era a moeda do país natal de Le Chatelier, a França.

Desenvolvendo

o tema

1. EQUILÍBRIOS HETEROGÊNEOS: ANÁLISE MATEMÁTICA

1.1. A concentração de um sólido é constante

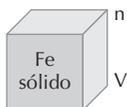
Considere um pedaço de ferro sólido. Essa amostra (figura A) possui uma massa, uma quantidade em mols e um volume bem definidos.

Imagine que juntemos a esse pedaço um outro igual a ele (figura B). Agora teremos uma amostra de ferro sólido com o dobro da massa, da quantidade em mols e do volume. No entanto, a concentração em mol/L é exatamente a mesma.

Podemos generalizar, dizendo que:

A uma temperatura fixa, a concentração em mol/L de um sólido possui um valor constante.

A



$$[\text{Fe sólido}] = \frac{n}{V}$$

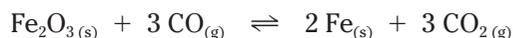
B



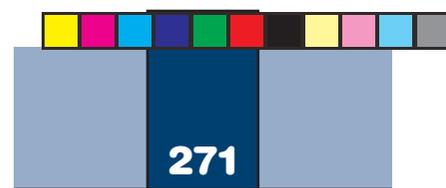
$$[\text{Fe sólido}] = \frac{2n}{2V} = \frac{n}{V}$$

1.2. Obtenção do ferro: exemplo de equilíbrio heterogêneo

Nas indústrias siderúrgicas, o ferro metálico é obtido nos altos-fornos a partir de minérios como, por exemplo, a hematita (Fe_2O_3). A equação da reação é:



Esse é um exemplo de *equilíbrio heterogêneo*, ou seja, aquele em que os participantes se encontram em duas ou mais fases diferentes. Usando o que estudamos até agora, escreveríamos a expressão da constante de equilíbrio em função das concentrações da seguinte forma:



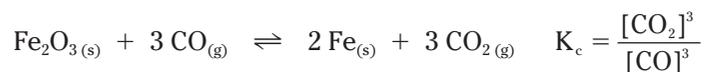
$$K'_c = \frac{[\text{Fe}]^2 \cdot [\text{CO}_2]^3}{[\text{Fe}_2\text{O}_3] \cdot [\text{CO}]^3}$$

No entanto, perceba que tanto a concentração do Fe quanto a do Fe₂O₃ são constantes, pois ambos são sólidos. Uma vez que a constante de equilíbrio serve para auxiliar o químico a descobrir as concentrações que estarão presentes no equilíbrio, não faz o menor sentido colocar na sua expressão valores constantes. Isso representaria apenas mais cálculos a fazer na hora de resolver um problema prático, e sem nenhuma vantagem em troca.

Por isso podemos incorporar os valores das concentrações de sólidos no valor de K'_c, resultando um valor também constante.

$$K'_c = \frac{[\text{Fe}]^2 \cdot [\text{CO}_2]^3}{[\text{Fe}_2\text{O}_3] \cdot [\text{CO}]^3} \Rightarrow \text{Três constantes que resultam numa nova constante (K}_c) \quad K'_c \cdot \frac{[\text{Fe}_2\text{O}_3]}{[\text{Fe}]^2} = \frac{[\text{CO}_2]^3}{[\text{CO}]^3}$$

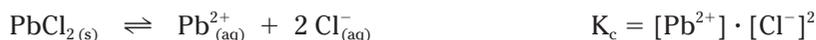
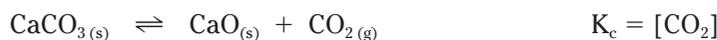
Assim, neste caso, a constante de equilíbrio é escrita como:



Generalizando essa discussão, os químicos convencionaram que:

As concentrações dos sólidos presentes no equilíbrio não figuram explicitamente na expressão matemática de K_c.

Outros exemplos para que isso fique bem claro:

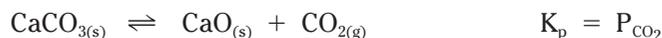


Note bem que não estamos afirmando que os sólidos não tomam parte do equilíbrio. Eles participam da reação da mesma forma que as outras substâncias. O que estamos dizendo é que as concentrações dos sólidos, por serem constantes, não são úteis na expressão de K_c e, por isso, não são colocadas nela.

1.3. K_p para equilíbrios heterogêneos

Como já nos referimos no capítulo 8, K_p só se aplica a equilíbrios dos quais participem substâncias na fase gasosa.

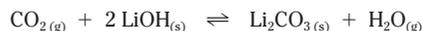
Se forem equilíbrios heterogêneos, só as substâncias gasosas são colocadas na expressão. Por exemplo:



Questões para fixação

Resolva em seu caderno

1. Em naves espaciais, o gás carbônico produzido na respiração é eliminado através da reação com hidróxido de lítio:



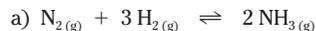
Represente a expressão de K_c para esse processo.

2. No produto denominado *leite de magnésia* existe o seguinte equilíbrio:



Represente a expressão de K_c para esse processo.

3. (Faap-SP) Represente as expressões da constante de equilíbrio, em termos de pressão, para as seguintes equações de reações:



4. (Fuvest-SP) Nitrato de chumbo se decompõe a 800°C , estabelecendo-se o equilíbrio



- a) Represente a expressão da constante desse equilíbrio em termos de concentração, K_c .

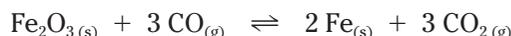
- b) Represente em um gráfico a variação das concentrações dos gases NO_2 e O_2 em função do tempo, até atingir o equilíbrio.

2. DESLOCAMENTO DE EQUILÍBIOS HETEROGÊNEOS

No capítulo 8, discutimos o princípio que rege os deslocamentos de equilíbrio, chamado Princípio de Le Chatelier. Vamos agora discutir sua aplicação aos sistemas heterogêneos, continuando a usar como exemplo a reação de obtenção de ferro metálico nas siderúrgicas.

2.1. Efeito da adição ou retirada de um participante

Se adicionarmos ou retirarmos CO ou CO_2 , deslocaremos o seguinte equilíbrio pelas razões que já vimos na página 220.



Na verdade, a adição ou retirada de CO ou CO_2 altera suas concentrações, o que provoca o deslocamento do equilíbrio.

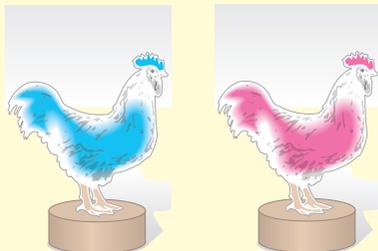
No entanto, quando adicionamos um sólido, isso não altera sua concentração em mol/L (lembre-se de que a concentração em mol/L de sólidos é constante a uma temperatura fixa) e, assim, o equilíbrio não é deslocado.

Assim, para equilíbrios heterogêneos, podemos afirmar que:

A adição ou retirada de participante sólido não desloca um equilíbrio.

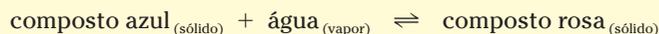
Em destaque

O “GALINHO DO TEMPO”: UM DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO HETEROGÊNEO



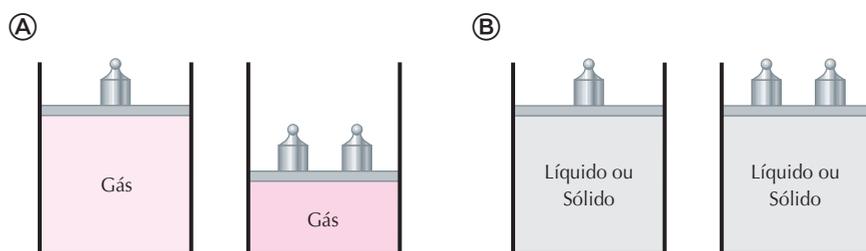
O galinho do tempo exibe diferente coloração dependendo se está em um ambiente seco (esquerda) ou em um ambiente úmido (direita).

O chamado “galinho do tempo” é uma miniatura de plástico que adquire coloração azul quando o tempo está bom, rosa em dias chuvosos e cinza se o tempo estiver instável. Na verdade essa “miraculosa predição” se baseia em um equilíbrio químico envolvendo a substância que reveste o galinho, um sal azul de cobalto (II):



Em dias chuvosos a umidade do ar aumenta muito e o equilíbrio é deslocado para a direita, o que deixa o galinho róseo. Em dias de tempo seco, ocorre o contrário, prevalecendo a cor azul. O cinza aparece quando a umidade é tal que existem quantidades aproximadamente iguais dos compostos azul e rosa.

2.2. Efeito das variações de pressão

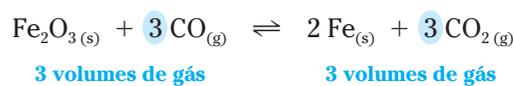


(A) O volume de gás é afetado pelo aumento de pressão.

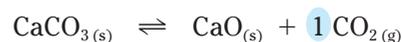
(B) O volume de líquido ou sólido não é afetado apreciavelmente pelo aumento de pressão.

(Cores fantasiosas.)

Como sabemos, mudanças de pressão afetam o volume de gases (figura (A)). Mas tais variações praticamente não alteram o volume dos líquidos e sólidos (figura (B)), salvo quando são variações muito grandes como, por exemplo, as que ocorrem em alguns processos geológicos. Assim, comumente nas análises da influência da pressão, devemos considerar apenas os gases participantes, mas não os líquidos e sólidos. Veja os exemplos:



Esse equilíbrio não é afetado por variações de pressão.



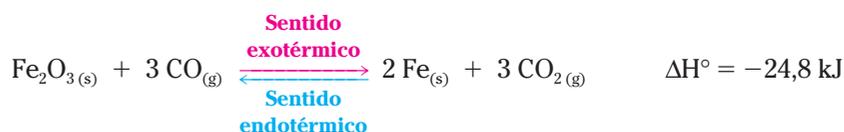
zero volume de gás 1 volume de gás

O aumento de pressão desloca para a esquerda

A diminuição de pressão desloca para a direita

2.3. Efeito das variações de temperatura

No que diz respeito ao deslocamento por aquecimento ou resfriamento, os equilíbrios heterogêneos se comportam exatamente como os homogêneos. O aquecimento desloca no sentido endotérmico e o resfriamento, no exotérmico.



O aquecimento desloca para a esquerda

O resfriamento desloca para a direita

De acordo com essa análise, seria sensato resfriar para aumentar o rendimento de ferro, pois isso deslocaria o equilíbrio para a direita, sentido exotérmico.

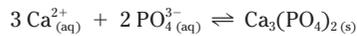
Na prática, contudo, a obtenção do ferro é feita em fornos. Por quê?

A resposta está no fato de que, apesar de o rendimento aumentar com o resfriamento, a reação é extremamente demorada a baixas temperaturas, o que inviabiliza economicamente o processo. Por isso há a necessidade do aquecimento: ele diminui um pouco o rendimento, mas aumenta bastante a velocidade. Essa situação de velocidade *versus* rendimento é semelhante à que foi discutida na página 227 para a síntese da amônia (processo Haber-Bosch).

Questões para fixação

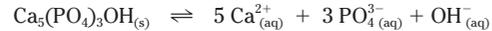
Resolva em seu caderno

5. (Unicamp-SP) O CoCl_2 é um sal de cor azul que se hidrata facilmente, passando a $\text{CoCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, de cor rosa. Enfeites como “gatinhos”, “galinhos” e outros bibelôs são recobertos com esse sal e mudam de cor em função da umidade do ar.
- a) Formule a equação química que representa o equilíbrio entre o sal anidro e o hidratado.
- b) Identifique qual é a cor dos bibelôs em função do tempo úmido ou seco. Justifique.
6. Os cálculos renais (“pedras nos rins”) são agregados cristalinos compostos por alguns sais, dentre eles o $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, que se forma na reação entre os íons presentes no sangue:



A formação das “pedras nos rins” é favorecida por:

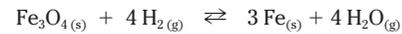
- a) variações da pressão?
- b) alta concentração de íons cálcio no sangue?
- c) baixa concentração de íons fosfato no sangue?
7. Nossos dentes são constituídos em grande parte por hidroxiapatita, que, na presença de água, estabelece o equilíbrio:



hidroxiapatita

Sabe-se, também, que a fermentação bacteriana de restos de alimentos na boca libera íons H^+ .

- a) Represente a expressão de K_c para o equilíbrio acima.
- b) Explique por que a fermentação bacteriana provoca consumo da hidroxiapatita (processo conhecido como “formação da cárie”).
8. (Vunesp) Considerar o equilíbrio



a 150°C em recipiente fechado. Representar a expressão da constante de equilíbrio da reação. Prever, justificando, qual será o efeito da adição ao sistema em equilíbrio de:

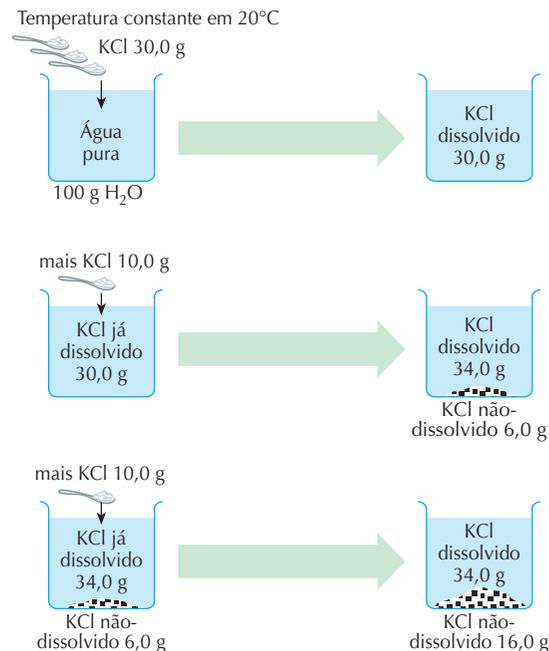
- a) mais $\text{H}_2(\text{g})$.
- b) mais $\text{Fe}(\text{s})$.
- c) um catalisador.

3. SOLUBILIDADE

3.1. Os tipos de soluções

Considere um copo contendo 100 g de água a 20°C . Nessa amostra vamos adicionar KCl — um sólido de aspecto semelhante ao do sal de cozinha — aos poucos, sempre **agitando muito bem** após cada adição (veja figura A).

A

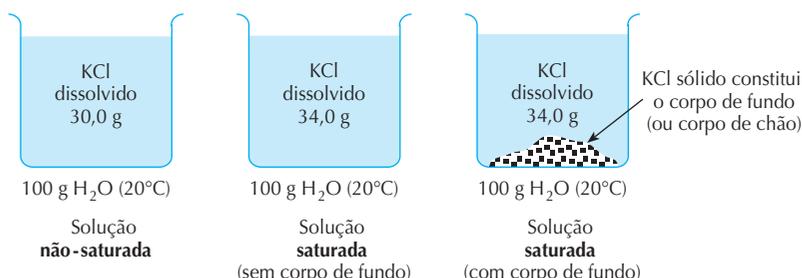


Como percebemos, 34,0 g é o máximo de KCl que podemos dissolver em 100 g de água a 20°C . Todo KCl adicionado além desse valor não se dissolve, indo diretamente para o fundo do copo.

Dizemos que a solubilidade do KCl é de 34,0 g/100 g H₂O a 20°C.

Solubilidade ou **coeficiente de solubilidade** é o nome dado à máxima quantidade de uma substância que conseguimos dissolver em uma quantidade especificada de solvente, a uma dada pressão e temperatura.

Os químicos utilizam alguns termos para designar as soluções, dependendo da concentração de soluto:

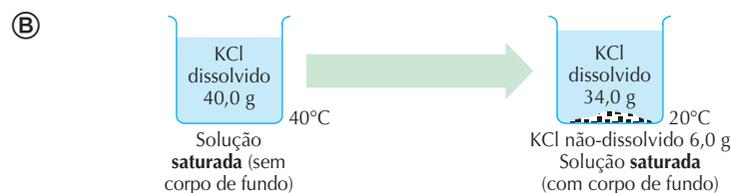


Repetindo a experiência a 30°C, percebemos que algo semelhante ocorre, porém descobrimos que a solubilidade do KCl nessa nova temperatura é 37,0 g do sal por 100 g de água.

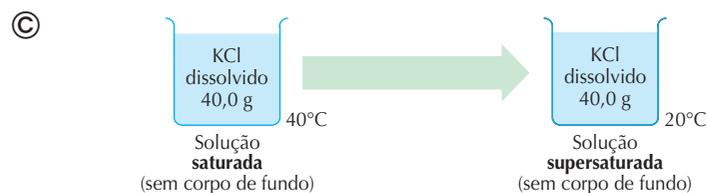
Podemos repetir essa experiência a várias temperaturas obtendo assim uma tabela de solubilidade como a tabela 1, ao lado.

Vamos agora analisar outra experiência, que começa com 100 g de água a 40°C. A essa temperatura, de acordo com a tabela 1, podemos dissolver 40,0 g de KCl nessa quantidade de água, formando uma solução saturada.

Se agora resfriarmos essa solução até 20°C, verificaremos que, durante o resfriamento, haverá a precipitação de KCl, isto é, formação de KCl sólido (figura B). Isso é fácil de entender, pois, a 20°C, 100 g de água dissolvem apenas 34 g de KCl.



No entanto, se repetirmos várias vezes esse procedimento, resfriando muito lentamente, poderemos, com sorte, presenciar um fato interessante: conseguir chegar a 20°C sem que haja a precipitação (figura C). Nesse caso, a solução obtida é chamada de *supersaturada*.



Se introduzirmos um pequeno cristal de KCl sólido dentro da solução, perceberemos que imediatamente haverá a precipitação do KCl em excesso.

O cristal introduzido é chamado de *gérmen de cristalização*. A precipitação também ocorreria se tivéssemos agitado a solução com uma colher ou batido com ela na superfície externa do copo. Verificamos, portanto, que uma solução supersaturada *não é estável*, bastando uma pequena perturbação externa para que ocorra a precipitação do excesso de soluto.

Tabela 1. Solubilidade do KCl em água, a várias temperaturas

Temperatura (°C)	Solubilidade (g/100 g H ₂ O)
0	27,6
10	31,0
20	34,0
30	37,0
40	40,0
50	42,6
60	45,5
70	48,3
80	51,1
90	54,0
100	56,7

Fonte: J. Bassett et al. (Vogel) *Análise inorgânica quantitativa*. 4. ed. Rio de Janeiro, Guanabara Dois, 1981. p. 661-2.

Assim, a tabela 1 mostra a *máxima quantidade* de KCl que podemos dissolver em água formando uma *solução estável* a uma dada temperatura. Se ultrapassarmos esse limite, estaremos trabalhando com uma solução que não é estável, chamada de solução supersaturada.

Não se consegue fazer uma solução supersaturada por dissolução direta do soluto no solvente. Para consegui-la é necessário usar a estratégia que acabamos de descrever, partindo de uma solução que esteja a outra temperatura.

Em destaque

ABRIU? ENTÃO SUPERSATUROU!

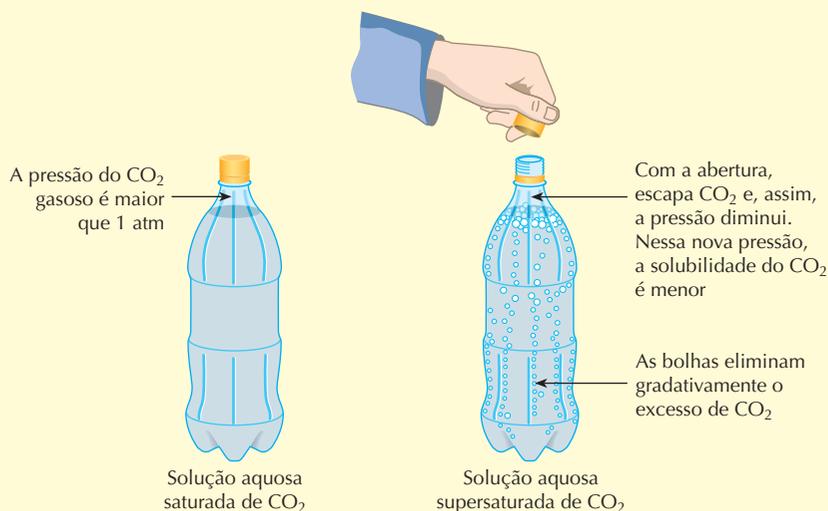
Um exemplo muito interessante de solução supersaturada em nosso cotidiano envolve os refrigerantes (na verdade, todas as bebidas gaseificadas).

Os refrigerantes contêm CO_2 dissolvido em solução aquosa à pressão superior a 1 atm. Quando destampamos uma garrafa de refrigerante, a pressão diminui e, em consequência, diminui também a solubilidade do CO_2 na água (vimos à página 253 que a solubilidade de gases em água aumenta com o aumento da pressão). À pressão atmosférica o refrigerante passa a ser uma solução aquosa supersaturada de gás carbônico, cujo excesso, gradualmente, irá sendo eliminado.

EDUARDO SANTALLESTRA / CD



Aberta a embalagem, as bebidas gaseificadas passam a ser soluções supersaturadas de CO_2 em água até que, em decorrência da eliminação de boa parte do CO_2 , tornem-se soluções saturadas dessa substância.



Uma experiência ilustrativa é jogar sal ou açúcar num refrigerante. Isso acelera a liberação do excesso de CO_2 .

Outra experiência ilustrativa consiste em despejar o refrigerante no copo escorrendo por um guardanapo de papel. Grande quantidade de gás é liberada.

Tanto a adição de sal/açúcar quanto a passagem pelo guardanapo ilustram o fato de o refrigerante ser uma solução supersaturada de CO_2 em água. Esses procedimentos apenas aceleram a liberação do excesso de gás, conduzindo a uma solução final saturada.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Em destaque

SOLUÇÕES SUPERSATURADAS NA COZINHA

Soluções supersaturadas não são apenas curiosidades de laboratório; elas existem naturalmente. O mel é um exemplo, no qual o principal soluto é a glicose. Se o mel é deixado em repouso, a glicose cristaliza. Dizemos, não muito cientificamente, que o mel “açucarou”.

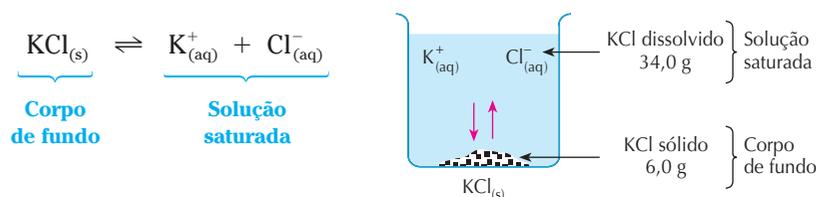
Soluções supersaturadas de sacarose (açúcar de cana) são muito comuns na cozinha. As geléias são um exem-

plo. A sacarose freqüentemente cristaliza quando a geléia é armazenada por um longo tempo.

Fonte: J. W. Hill e R. H. Petrucci. *General chemistry*. 1. ed. New Jersey, Prentice Hall, 1996. p. 491. (*Tradução nossa*.)

3.2. Solubilidade e equilíbrio químico

Se adicionarmos 40 g de KCl a 100 g de água a 20°C, verificaremos que, mesmo após violenta agitação, 6,0 g do sólido ficarão no fundo, pois a solubilidade do KCl é de 34,0 g/100 g H₂O a essa temperatura.

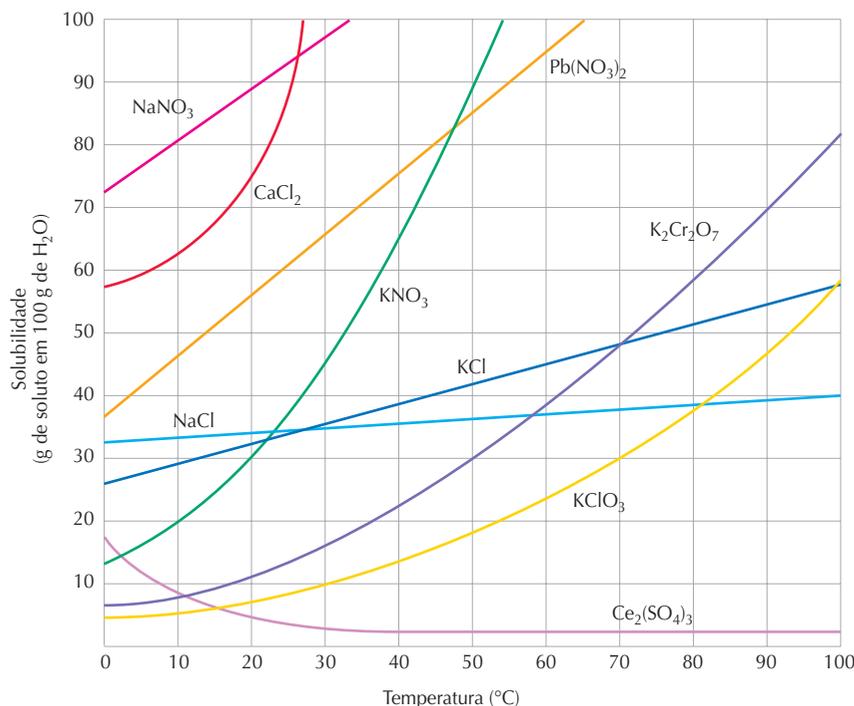


Na verdade, nessa situação a dissolução não pára de acontecer. Acontece que a reação inversa está ocorrendo com a mesma velocidade com que a direta. Isso caracteriza, como sabemos, uma situação de equilíbrio químico. Trata-se de um equilíbrio heterogêneo entre o corpo de fundo e a solução.

Solução em equilíbrio com corpo de fundo é necessariamente saturada.

3.3. Curvas de solubilidade

Um gráfico que relacione solubilidade e temperatura é chamado de *curva de solubilidade*. Curvas de solubilidade são muito úteis para comparar a solubilidade de vários compostos e também para analisar o comportamento da solubilidade com a variação de temperatura.



Curva de solubilidade para alguns sais em água.

Fonte: T. L. Brown et al. *Chemistry*. The central science. 9. ed. New Jersey, Prentice Hall, 2003. p. 497.

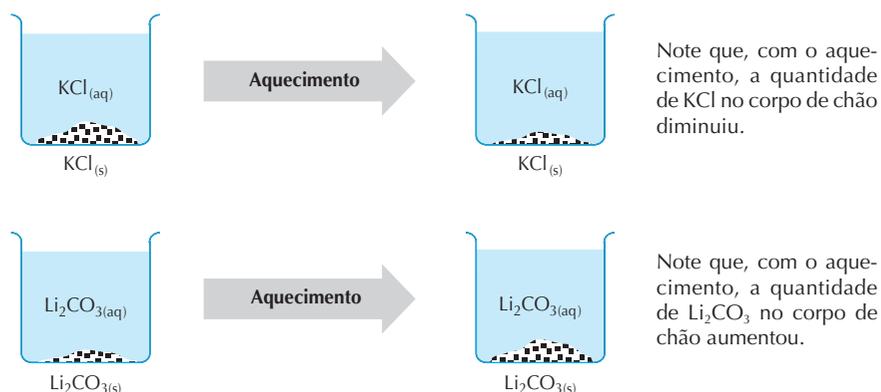
3.4. Solubilidade e temperatura

Tabela 2. Comparação das solubilidades do KCl e do Li_2CO_3 a várias temperaturas

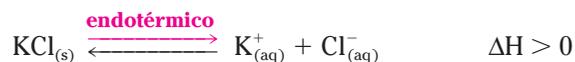
Temperatura (°C)	Solubilidade (g/100 g H_2O)	
	KCl	Li_2CO_3
0	27,6	1,54
10	31,0	1,43
20	34,0	1,33
30	37,0	1,25
40	40,0	1,17
50	42,6	1,08

Fonte: J. Bassett et al. (*Vogel*) *Análise inorgânica qualitativa*. 4. ed. Rio de Janeiro, Guanabara Dois, 1981. p. 661-662; M. J. Sienko e R. A. Plane. *Chemistry*. 5. ed. New York, McGraw-Hill, 1976. p. 212.

A tabela 2 permite concluir que o KCl e o Li_2CO_3 apresentam solubilidades que se comportam diferentemente diante de variações de temperatura. O fato de a solubilidade do KCl aumentar com o aquecimento significa que, ao aquecermos uma solução saturada com corpo de chão, este irá se dissolver cada vez mais. Já no caso do Li_2CO_3 , isso provocaria um aumento do corpo de chão.

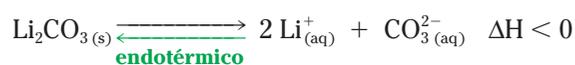
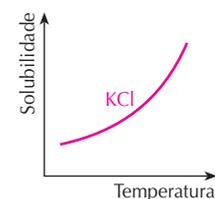


Qual seria a razão desse comportamento diferente de ambas as solubilidades? A resposta reside no fato de a dissolução do KCl ser endotérmica ($\Delta H > 0$) e a do Li_2CO_3 ser exotérmica ($\Delta H < 0$). Como você deve lembrar, o aquecimento desloca o equilíbrio no sentido endotérmico. Assim, o aquecimento favorece a solubilização do KCl e desfavorece a do Li_2CO_3 .



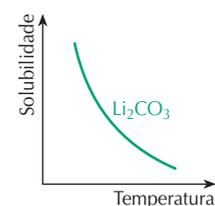
O aquecimento desloca para a direita

O aquecimento **aumenta** a solubilidade do KCl



O aquecimento desloca para a esquerda

O aquecimento **diminui** a solubilidade do Li_2CO_3

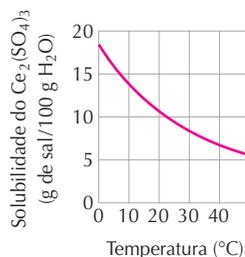


Questões para fixação

Resolva em seu caderno

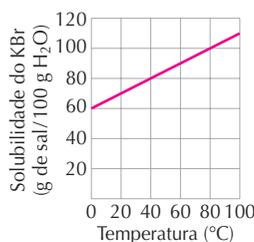
9. Ao lado aparece a curva de solubilidade do $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$.

- A dissolução desse sal na água é endotérmica ou exotérmica?
- Se acrescentarmos 20 g de $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ a 100 g de água a 10°C , obteremos uma solução saturada com corpo de chão, saturada sem corpo de chão ou não-saturada?
- Aquecendo o sistema do item b, o que se observará?



10. Ao lado aparece a curva de solubilidade do KBr.

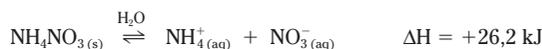
- A dissolução do KBr em água é endotérmica ou exotérmica?
- Se acrescentarmos 100 g de KBr a 100 g de água a 20°C , obteremos uma solução saturada com corpo de chão. Aquecendo esse sistema lentamente, a que temperatura o corpo de chão se solubilizará completamente?



11. Adicionam-se, separadamente, 40,0 g de cada um dos sais que aparecem no gráfico da página 277 em 100 g de água, à temperatura de 30°C . Após vigorosa e prolongada agitação, quais deles estarão totalmente dissolvidos na água?

12. Em alguns países existem no mercado as chamadas “compressas rápidas”, quentes ou frias, que consistem em sais

sólidos que, quando misturados à água dentro de saquinhos plásticos, dissolvem-se nela, provocando aquecimento ou resfriamento. Considerando as equações termoquímicas a seguir, quatro estudantes elaboraram as proposições.



- Tanto CaCl_2 como NH_4NO_3 podem ser usados para obter compressas quentes.
- Tanto CaCl_2 como NH_4NO_3 podem ser usados para obter compressas frias.
- CaCl_2 pode ser usado para obter compressas quentes e NH_4NO_3 para frias.
- CaCl_2 pode ser usado para obter compressas frias e NH_4NO_3 para quentes.

Qual dessas proposições é correta? Justifique sua escolha.

13. (Vunesp) A formação de uma solução saturada, a partir da dissolução de um composto sólido em um líquido, envolve um equilíbrio do tipo

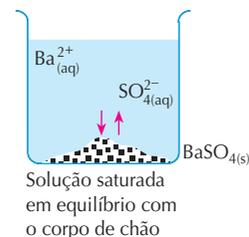
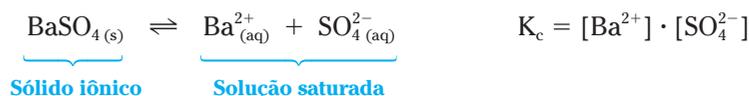


O processo de dissolução pode envolver desprendimento ou absorção de calor. A dissolução de K_2SO_4 em água ocorre com absorção de calor, enquanto a dissolução de CaSO_4 ocorre com desprendimento de calor. O que acontecerá com as solubilidades de K_2SO_4 e CaSO_4 se for fornecido calor às suas respectivas soluções saturadas? Justifique a resposta.

4. PRODUTO DE SOLUBILIDADE

4.1. O que é produto de solubilidade?

Como já vimos, há um equilíbrio químico entre o corpo de chão e uma solução saturada. Dessa forma, podemos escrever a constante de equilíbrio, lembrando que a concentração de um sólido não entra na expressão de K_c .



Essa constante de equilíbrio é conhecida como *produto de solubilidade* (ou *constante do produto de solubilidade*).

Produto de solubilidade é o nome dado à constante de equilíbrio para um processo do tipo: sólido iônico \rightleftharpoons solução saturada

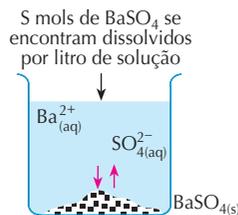
Costuma-se simbolizar o produto de solubilidade por PS, K_{PS} ou K_s . A Iupac recomenda a representação K_s .



Tabela 3. Alguns valores de produto de solubilidade (K_s), a 25°C

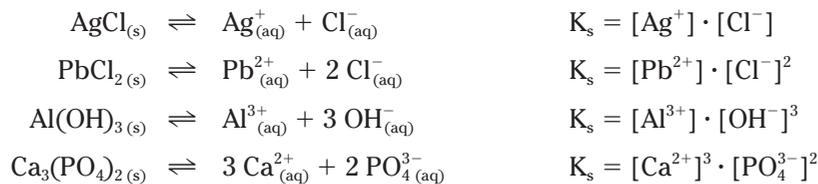
Composto	K_s
AgCl	$2 \cdot 10^{-10}$
BaCO ₃	$3 \cdot 10^{-9}$
BaSO ₄	$1 \cdot 10^{-10}$
CaCO ₃	$3 \cdot 10^{-9}$
CaSO ₄	$5 \cdot 10^{-5}$
Fe(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-17}$
Fe(OH) ₃	$3 \cdot 10^{-39}$
Mg(OH) ₂	$6 \cdot 10^{-12}$
PbCl ₂	$2 \cdot 10^{-5}$
PbSO ₄	$3 \cdot 10^{-8}$

Fonte: D. R. Lide (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 82. ed. Boca Raton, CRC Press, 2001. p. 8–117ss.



K_s = produto de solubilidade
 S = solubilidade (em mol/L)

Outros exemplos de expressões para o produto de solubilidade:



A partir desses exemplos é fácil perceber que, como a concentração do sólido não entra, a expressão do K_s sempre terá o aspecto de um produto de concentrações. Daí o nome produto de solubilidade.

Na prática o produto de solubilidade só é utilizado para compostos que possuam baixa solubilidade em água, pois, para compostos muito solúveis, o K_s não se mantém rigorosamente constante. Exemplos de valores numéricos para K_s aparecem na tabela 3, ao lado.

4.2. Não confunda “solubilidade” com “produto de solubilidade”

Como sabemos, “solubilidade” é o nome dado à máxima quantidade de soluto que conseguimos dissolver numa certa quantidade de solvente, a uma dada temperatura. Já o “produto de solubilidade” é a denominação de uma constante de equilíbrio. São coisas diferentes e você não deve confundi-las. Mas será que existe alguma relação entre ambas as grandezas? Sim, e é isso que veremos agora.

Imagine uma solução de BaSO₄ em equilíbrio com o corpo de chão. Vamos representar por S a concentração de BaSO₄ dissolvido, expressa em mol/L, ou seja, S é a *solubilidade em mol/L**. A concentração dos íons Ba²⁺ e SO₄²⁻ pode ser calculada em função de S e substituída na expressão de K_s . Assim, encontramos uma relação entre S e K_s .



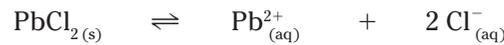
Início	Quantidade inicial	—	—
Reagiu	1 S	—	—
Formou	—	1 S	1 S
No equilíbrio	“Sobra”	S	S

Não nos interessa saber quanto sobra, pois sólido não entra na constante de equilíbrio

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = S \cdot S \quad \Rightarrow \quad K_s = S^2$$

Portanto, se conhecermos a solubilidade (em mol/L), podemos calcular o produto de solubilidade e vice-versa. Mas é necessário deixar claro que a expressão que acabamos de deduzir não vale para todos os compostos. Para entender, observe os seguintes exemplos e perceba que a relação entre S e K_s muda de composto para composto:

* Note que não se trata de uma nova definição. Nesse texto, S representa a quantidade em mol de soluto dissolvido por litro de solução, ou seja, é a **concentração em quantidade de matéria (M) da solução saturada**. Poderia ter sido simbolizada por x , y ou qualquer outra letra; **não** precisava ter sido S . Determinando-se S , e sabendo-se a densidade da solução, podemos calcular o valor da solubilidade expressa em massa de soluto por massa de solvente.



Início	Quantidade inicial	—	—
Reagiu	1 S	—	—
Formou	—	1 S	2 S
No equilíbrio	“Sobra”	S	2 S

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^{-}]^2 = S \cdot (2S)^2 \Rightarrow K_s = 4 \cdot S^3$$



Início	Quantidade inicial	—	—
Reagiu	1 S	—	—
Formou	—	1 S	3 S
No equilíbrio	“Sobra”	S	3 S

$$K_s = [\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^3 = S \cdot (3S)^3 \Rightarrow K_s = 27 \cdot S^4$$

Questões para fixação

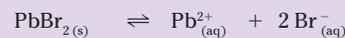
Resolva em seu caderno

14. O giz escolar é constituído por um sal pouquíssimo solúvel em água (sulfato de cálcio). Ao jogar um pedaço de giz em água, uma pequena fração desse sal se dissolve, sofrendo dissociação iônica. Solicitados a representar esse acontecimento mediante uma equação química, cinco estudantes elaboraram as que aparecem abaixo. Escolha a melhor.
- $\text{CaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ca} + \text{S} + 4 \text{O}$
 - $\text{CaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
 - $\text{CaSO}_4 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{SO}_3$
 - $\text{CaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{S}^{2-} + 2 \text{O}_2$
15. Represente a expressão matemática do produto de solubilidade para as seguintes substâncias:
- CaF_2
 - ZnS
 - Ag_2CrO_4
 - $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 - $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$
16. Estabeleça uma relação matemática entre a solubilidade em mol/L (represente-a por S) e o produto de solubilidade (K_s) para cada um dos seguintes compostos:
- CaF_2
 - ZnS
 - Ag_2CrO_4
 - $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 - $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$
17. Sabendo que para o PbBr_2 o K_s vale $4,0 \cdot 10^{-6}$, determine o valor da solubilidade desse sal, em mol/L.

$$\Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{4,0 \cdot 10^{-6}}{4}} = \sqrt[3]{1,0 \cdot 10^{-6}} \Rightarrow S = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

18. A solubilidade do HgS em água numa dada temperatura é $3,0 \cdot 10^{-26}$ mol/L. Qual o K_s desse sal, nessa temperatura?
19. Considere os equilíbrios a seguir:
- $$\text{CaSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)} \quad K_s = 5 \cdot 10^{-5} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$
- $$\text{BaSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)} \quad K_s = 1 \cdot 10^{-10} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$
- Qual dos sais é mais solúvel, a 25°C ?
 - Calcule a concentração dos íons Ba^{2+} numa solução saturada de BaSO_4 .
20. O iodeto de prata (AgI) é utilizado por técnicos que “bombardeiam” nuvens, a fim de induzir chuva em locais onde é necessário. Há vários motivos pelos quais o AgI é adequado para “ser semeado nas nuvens”, dentre eles, a sua baixa solubilidade em água. Sabendo que o produto de solubilidade do AgI , em água a 25°C , é $8,1 \cdot 10^{-17}$, determine a solubilidade desse sal, em mol/L, nessa temperatura.
21. Alguns estudiosos acreditam que o declínio do Império Romano da Antigüidade se deveu, pelo menos em parte, à contaminação de seu povo pelos íons chumbo (II), Pb^{2+} . Tais íons estavam presentes na água proveniente de recipientes e encanamentos de chumbo, de uso muito difundido naquela civilização. Para efeito de cálculo, vamos considerar que a água ingerida pelos romanos estava saturada de carbonato de chumbo (PbCO_3 ; $K_s = 1,6 \cdot 10^{-13}$). Partindo dessa consideração, determine:
- A solubilidade, em mol/L, do PbCO_3 na água pura.
 - Se um romano bebesse diariamente 1 litro de água, ele estaria ingerindo quantos mols de íons Pb^{2+} por ano?
 - Sabendo que a massa de 1 mol de íons Pb^{2+} é 207 g, qual a massa de chumbo ingerida anualmente pelo romano envolvido no item b)?

Resolução



Início	Quantidade inicial	—	—
Reagiu	1 S	—	—
Formou	—	1 S	2 S
No equilíbrio	“Sobra”	S	2 S

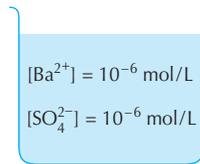
$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Br}^{-}]^2 = S \cdot (2S)^2 \Rightarrow K_s = 4 \cdot S^3 \Rightarrow$$

4.3. Decidindo se uma solução é saturada ou não

Vamos mostrar agora, de um modo semelhante ao que fizemos à página 217, que o fato de conhecermos o valor do K_s nos permite decidir se uma solução é não-saturada, saturada ou supersaturada.



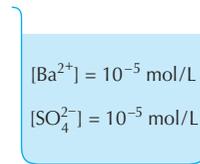
Considere as três soluções seguintes de BaSO_4 , para as quais conhecemos os valores das concentrações dos íons bário e sulfato.



$$[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-6} \cdot 10^{-6}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-12} < K_s$$

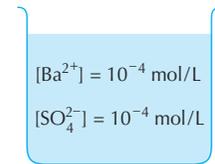
Solução não-saturada



$$[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-5} \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-10} = K_s$$

Solução saturada



$$[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-4} \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-8} > K_s$$

Solução supersaturada

Resumindo, para uma solução aquosa de BaSO_4 :

Se $[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] < K_s \Rightarrow$ solução não-saturada
 Se $[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = K_s \Rightarrow$ solução saturada
 Se $[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] > K_s \Rightarrow$ solução supersaturada

4.4. Efeito do íon comum na solubilidade

Já vimos como calcular a solubilidade de um composto na água pura se conhecermos seu K_s . Assim, por exemplo, para o BaSO_4 , temos:

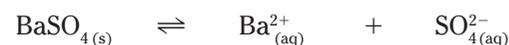


Início	Quantidade inicial	—	—
Reagiu	S	—	—
Formou	—	S	S
No equilíbrio	“Sobra”	S	S

$$K_s = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s} \Rightarrow S = \sqrt{1,0 \cdot 10^{-10}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow S = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Vamos agora calcular a solubilidade do BaSO_4 numa solução 10^{-2} mol/L de Na_2SO_4 , um composto muito solúvel em água ($\approx 1,4 \text{ mol/L}$ a 20°C). A diferença é que no início já temos íons SO_4^{2-} presentes na solução, provenientes do Na_2SO_4 .



Inicialmente presente na solução

Início	Quantidade inicial	—	10^{-2}
Reagiu	S	—	—
Formou	—	S	S
No equilíbrio	“Sobra”	S	$S + 10^{-2}$

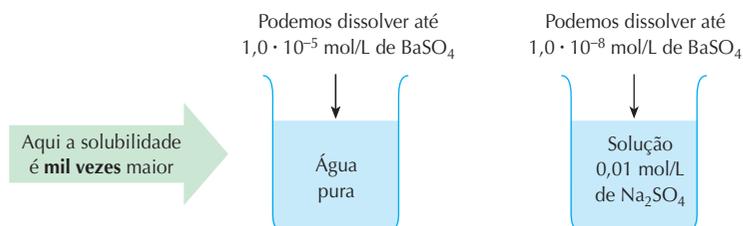
A presença adicional de SO_4^{2-} desloca o equilíbrio para a esquerda. Assim, devemos esperar que a solubilidade seja ainda menor que em água pura e, portanto, S é desprezível se comparado a 10^{-2} . Assim, $(S + 10^{-2}) \approx 10^{-2}$.

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \Rightarrow K_s = S \cdot (S + 10^{-2}) \Rightarrow$$

$$\Rightarrow K_s = S \cdot 10^{-2} \Rightarrow S = \frac{1,0 \cdot 10^{-10}}{10^{-2}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow S = 1,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

Comparando os dois resultados, podemos concluir que a solubilidade do BaSO_4 em água pura ($S = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$) é mil vezes maior do que numa solução contendo 10^{-2} mol/L de íons SO_4^{2-} ($S = 1,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$).



O fato de já existir na solução um íon comum ao BaSO_4 (no caso o SO_4^{2-}) fez com que sua solubilidade fosse muito diminuída. A isso damos o nome de **efeito do íon comum sobre a solubilidade**.

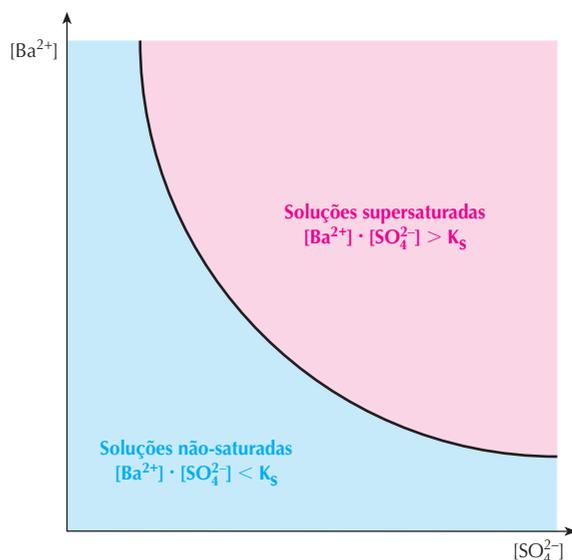
A presença de um íon comum diminui a solubilidade de um composto iônico em água.

4.5. Uma representação gráfica para o K_s

Para o BaSO_4 a expressão do K_s é:

$$[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = K_s \Rightarrow [\text{Ba}^{2+}] = \frac{K_s}{[\text{SO}_4^{2-}]}$$

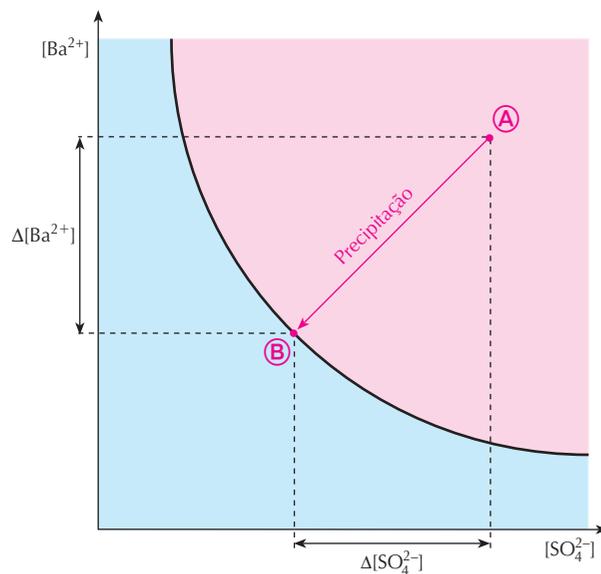
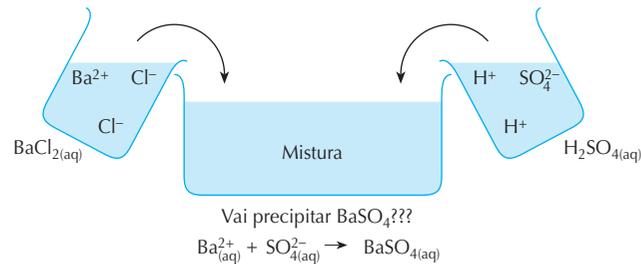
Lembrando que K_s é uma constante, podemos representar num gráfico a $[\text{Ba}^{2+}]$ em função da $[\text{SO}_4^{2-}]$.



Os pontos pertencentes à curva são aqueles para os quais $[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = K_s$, representando, portanto, soluções saturadas. Os pontos acima da curva representam as soluções supersaturadas ($[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] > K_s$), e os pontos abaixo dela, as soluções não-saturadas ($[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] < K_s$).

Essa representação gráfica é também bastante útil para entendermos por que ao se misturarem duas soluções pode ocorrer precipitação (formação de um sólido). Como exemplo considere a mistura de uma solução de BaCl_2 e outra de H_2SO_4 . Será que haverá precipitação de BaSO_4 ?

Para responder, é necessário calcular os valores de $[\text{Ba}^{2+}]$ e $[\text{SO}_4^{2-}]$ logo após a mistura das soluções. Se o produto $[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$ for maior que o K_s , haverá a precipitação.



Neste gráfico, o ponto **A** representa uma solução (momentaneamente supersaturada) obtida ao misturar uma solução contendo Ba^{2+} e outra contendo SO_4^{2-} . A seta em magenta corresponde à modificação das concentrações desses íons na solução, durante a precipitação. Uma vez que, ao precipitar BaSO_4 , cada íon Ba^{2+} se combina com um íon SO_4^{2-} , as variações $\Delta[\text{Ba}^{2+}]$ e $\Delta[\text{SO}_4^{2-}]$ são iguais. O ponto **B** representa a situação final (solução saturada com corpo de fundo).

EDUARDO SANTALÍESTRA / CID



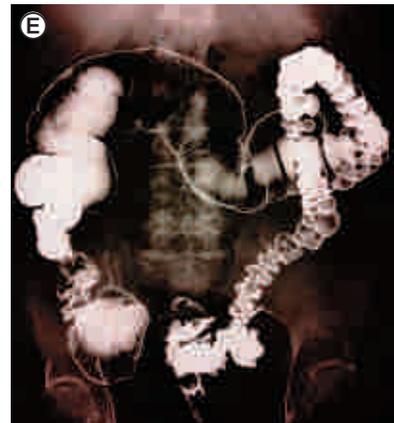
C O sulfato de bário é um sal pouco solúvel em água ($K_s = 1 \cdot 10^{-10}$). Ele é facilmente precipitável misturando soluções contendo íons Ba^{2+} e SO_4^{2-} , em concentrações tais que, após a mistura, o produto $[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$ ultrapasse $1 \cdot 10^{-10}$.

D A barita é um mineral constituído por sulfato de bário.



JOSÉ JUAN BALBUENA / CID

E O BaSO_4 é usado como contraste em radiografias do intestino, pois absorve os raios X melhor do que os tecidos ao redor.



CID



Questões para fixação

Resolva em seu caderno

22. Em uma solução de 0,01 mol/L de cloreto de sódio (NaCl) é dissolvido nitrato de prata (AgNO₃), lenta e continuamente, até que se inicie a precipitação de cloreto de prata (AgCl). Sabendo que o produto de solubilidade do AgCl vale $2 \cdot 10^{-10}$, determine a concentração de íons prata (Ag⁺) necessária para que se inicie a precipitação.

Resolução

A precipitação começará quando o produto $[Ag^+] \cdot [Cl^-]$ igualar o valor de K_s .

No início da precipitação, temos:

$$[Ag^+] \cdot [Cl^-] = 2 \cdot 10^{-10}$$



$$[Ag^+] = \frac{2 \cdot 10^{-10}}{[Cl^-]} = \frac{2 \cdot 10^{-10}}{10^{-2}}$$

$$[Ag^+] = 2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

23. Em uma solução de 0,01 mol/L de BaCl₂ é dissolvido Na₂SO₄, lenta e continuamente, até que se inicie a precipitação de BaSO₄ ($K_s = 1,0 \cdot 10^{-10}$). Qual é a concentração de íons sulfato (SO₄²⁻) no momento em que se inicia a precipitação?
24. Em uma solução de 0,01 mol/L de AgNO₃ é dissolvido KBr, lenta e continuamente, até que se inicie a precipitação de AgBr ($K_s = 7,7 \cdot 10^{-13}$). Qual é a concentração de íons brometo (Br⁻) no momento em que se inicia a precipitação?
25. Em uma solução de 0,002 mol/L de Pb(NO₃)₂ é dissolvido NaCl, lenta e continuamente, até que se inicie a precipitação

de PbCl₂ ($K_s = 2 \cdot 10^{-5}$). Qual é a concentração de íons cloreto (Cl⁻) no momento em que se inicia a precipitação?

26. Considere a seguinte tabela que informa a cor e os valores de K_s para alguns sulfetos:

Sulfeto	Cor	K_s
MnS	salmão	$5,1 \cdot 10^{-15}$
FeS	preto	$4,9 \cdot 10^{-18}$
CoS	preto	$5,9 \cdot 10^{-21}$
ZnS	branco	$1,1 \cdot 10^{-21}$

Uma solução contém $1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L de cada um dos íons Mn²⁺, Fe²⁺, Zn²⁺, Co²⁺ e não contém íons S²⁻. Nessa solução dissolvemos, vagarosa e continuamente, cristais de sulfeto de sódio (Na₂S), de tal forma que a concentração de íons S²⁻, que inicialmente é nula, passa a aumentar vagarosa e continuamente. Considerando que o volume da solução permanece constante durante essa adição, responda:

- a) Qual será a cor do primeiro precipitado formado?
 b) Qual a concentração de íons S²⁻ no exato momento em que se inicia essa precipitação?
27. Sabendo que o produto de solubilidade (K_s) do BaSO₄ vale $1,0 \cdot 10^{-10}$, a 25°C, calcule a solubilidade do BaSO₄ em:
 a) água pura, a 25°C.
 b) uma solução contendo 0,1 mol/L de íons Ba²⁺, a 25°C.
28. Considerando que o produto de solubilidade (K_s) do CaCO₃ vale $3,0 \cdot 10^{-9}$, a 25°C, calcule a solubilidade do CaCO₃ em:
 a) água pura, a 25°C, (empregue $\sqrt{30} = 5,5$).
 b) uma solução contendo 0,01 mol/L de íons CO₃²⁻, a 25°C.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios sobre todo o capítulo

Resolva em seu caderno

Constante de equilíbrio para equilíbrios heterogêneos

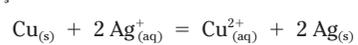
29. (Cesgranrio-RJ) A determinada temperatura T, as pressões parciais de equilíbrio de CO_{2(g)} e CO_(g) são, respectivamente, 4,0 atm e 8,0 atm, para a reação



Logo, a constante de equilíbrio (K_p) na temperatura T será:

- a) dependente da concentração de C_(s)
 b) 16
 c) 4
 d) 2
 e) 1

30. (Unicamp-SP) A equação abaixo representa uma reação de óxido-redução.



A constante de equilíbrio desta reação, à temperatura de 298 K, é muito grande.

- a) Represente a expressão da constante de equilíbrio.
 b) O que ocorrerá se misturarmos cobre metálico com uma solução de íons Ag⁺? Justifique.

31. (Fuvest-SP) Considere os equilíbrios abaixo e o efeito térmico da reação da esquerda para a direita, bem como a espécie predominante nos equilíbrios A e B, à temperatura de 175°C.

	equilíbrio	efeito térmico	espécie predominante
A)	$N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$	exotérmica	NH ₃ (g)
B)	$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$	endotérmica	NO ₂ (g)
C)	$MgCO_3(s) \rightleftharpoons MgO(s) + CO_2(g)$	endotérmica	

O equilíbrio A foi estabelecido misturando-se, inicialmente, quantidades estequiométricas de N₂(g) e H₂(g). Os equilíbrios B e C foram estabelecidos a partir de, respectivamente, N₂O₄ e MgCO₃ puros.

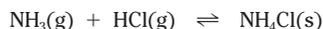
A tabela seguinte traz os valores numéricos das constantes desses três equilíbrios, em função da temperatura, não necessariamente na mesma ordem em que os equilíbrios foram apresentados. As constantes referem-se a pressões parciais em atm.

t/°C	K ₁	K ₂	K ₃
100	1,5 × 10 ¹	1,1 × 10 ⁻⁵	3,9 × 10 ²
175	3,3 × 10 ²	2,6 × 10 ⁻³	2,4
250	3,0 × 10 ³	1,2 × 10 ⁻¹	6,7 × 10 ⁻²

Logo, as constantes K₁, K₂ e K₃ devem corresponder, respectivamente, a

	K ₁	K ₂	K ₃
a)	B	C	A
b)	A	C	B
c)	C	B	A
d)	B	A	C
e)	C	A	B

32. (Covest-PE) Iguais volumes de amônia e cloreto de hidrogênio são introduzidos em um recipiente fechado, reagindo de acordo com a equação:



Quando o equilíbrio é atingido, verifica-se que a pressão total no interior do recipiente é 1 atm. Determine a constante de equilíbrio dessa reação.

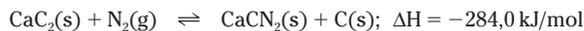
33. (Vunesp) Bicarbonato de sódio sólido é usado como fermento químico porque se decompõe termicamente, formando gás carbônico, de acordo com a reação representada pela equação química



- a) Represente a expressão matemática para a constante de equilíbrio expressa em termos de concentração (K_c).
 b) A constante de equilíbrio, expressa em termos de pressões parciais (K_p), é igual a 0,25 à temperatura de 125°C, quando as pressões são medidas em atmosferas. Calcule as pressões parciais de CO₂ e H₂O, quando o equilíbrio for estabelecido nessa temperatura.
34. (ITA-SP) Dentro de um forno, mantido numa temperatura constante, temos um recipiente contendo 0,50 mol de Ag₂(s), 0,20 mol de Ag₂O(s) e oxigênio gasoso exercendo uma pressão de 0,20 atm. As três substâncias estão em equilíbrio químico. Caso a quantidade de Ag₂O(s) dentro do recipiente, na mesma temperatura, fosse 0,40 mol, a pressão, em atm, do oxigênio no equilíbrio seria:
- a) 0,10 d) $\sqrt{0,20}$
 b) 0,20 e) 0,80
 c) 0,40

Princípio de Le Chatelier

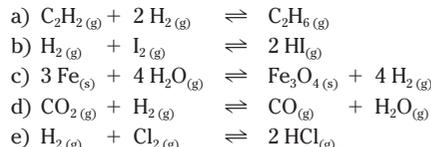
35. (UFS-SE) A produção da cianamida cálcica, hoje utilizada como matéria-prima para a fabricação de certas resinas, envolve o equilíbrio químico representado por:



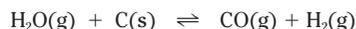
Esse equilíbrio será alterado no sentido de aumentar o rendimento em massa do produto se for:

- a) elevada a temperatura
 b) elevada a pressão
 c) utilizado um catalisador
 d) diminuída a pressão
 e) diminuída a quantidade de CaC₂

36. (Unisinos-RS) Em qual das reações abaixo um aumento da pressão irá produzir alteração no equilíbrio químico?



37. (UEMG) O sistema a seguir tem constante de equilíbrio igual a 0,003 a 627°C e 0,2 a 927°C.



Pode-se concluir corretamente sobre esse sistema que:

- a) A produção de CO(g) é exotérmica.
 b) O aumento de pressão provoca aumento de produção do CO(g).
 c) A expressão da constante de equilíbrio é

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{C}]}$$

- d) A produção de CO(g) é favorecida com o aumento da temperatura.

38. (Vunesp) Na decomposição do calcário (CaCO₃) em sistema fechado, há formação de óxido de cálcio e dióxido de carbono, num processo que atinge o equilíbrio químico.

- a) Represente a equação química balanceada da decomposição do CaCO₃ e explique o que acontece ao equilíbrio, se uma parte do gás que se forma é eliminada do sistema.
 b) Represente a expressão da constante de equilíbrio e identifique o princípio ou a lei em que se baseia o efeito sobre o equilíbrio, quando parte do gás é eliminada.

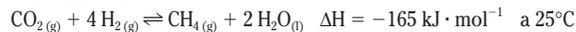
39. (UERJ) A obtenção de água é uma das preocupações fundamentais na Estação Orbital Internacional Alpha.

Estão relacionados, abaixo, os três processos de produção de água que foram analisados para uso na estação, com suas respectivas equações, representando estados de equilíbrio químico.

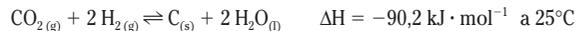
Processo da célula de hidrogênio



Processo de Sabatier



Processo Bosch



Cite duas ações, comuns aos processos descritos, capazes de produzir um deslocamento do equilíbrio no sentido da formação de reagentes.

40. (Fuvest-SP) A equação representativa da reação de decomposição térmica do bicarbonato de sódio é



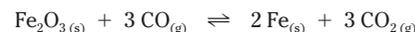
Considere as seguintes condições:

- I. Sistema fechado
 II. Sistema aberto
 III. Presença adicional de CO₂
 IV. Remoção de água

Quais das condições acima favorecem a reação?

- a) I e III c) II e III e) III e IV
 b) I e IV d) II e IV

41. (Vunesp) A obtenção de ferro metálico a partir de um minério envolve a etapa de equilíbrio representada pela equação



- a) Represente a expressão da constante de equilíbrio da reação.
 b) Discuta o efeito da retirada de ferro metálico sobre a posição do equilíbrio, quando a reação é realizada em condições de temperatura e volume constantes.

42. (Unicamp-SP) A reação de transformação do dióxido de carbono em monóxido de carbono, representada pela equação abaixo, é muito importante em alguns processos metalúrgicos.



A constante de equilíbrio desta reação pode ser expressa,

$$\text{em termos de pressões parciais, como } K = \frac{P_{CO}^2}{P_{CO_2}}$$

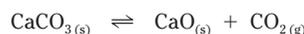
Qual é o efeito sobre este equilíbrio quando:

- adiciona-se carbono sólido?
 - aumenta-se a temperatura?
 - introduz-se um catalisador?
- Justifique suas respostas.
43. (FEI-SP) Um dos processos industriais de obtenção do gás hidrogênio é representado abaixo



A 300°C, colocam-se 5 mols de Fe e 10 mols de vapor d'água. Ao se atingir o equilíbrio, observa-se a presença de 6 mols de vapor d'água. A constante de equilíbrio K_c , para a temperatura dada, vale aproximadamente:

- 0,20
 - 1,00
 - 2,00
 - 6,50
 - 3,05
44. (FEI-SP) No exercício anterior, para se aumentar a produção de hidrogênio devemos:
- aumentar a pressão do sistema.
 - diminuir a pressão do sistema.
 - aumentar a temperatura do sistema.
 - diminuir a concentração de ferro.
 - todas estão corretas.
45. (Fuvest-SP) A 800°C, a constante de equilíbrio, K_p (expressa em termos de pressão parcial em atm), para o equilíbrio representado abaixo vale 0,22.



Explique o que aconteceria se carbonato de cálcio fosse aquecido, a 800°C, em recipiente aberto:

- na Terra, onde a pressão parcial do CO_2 atmosférico é $3 \cdot 10^{-4}$ atm.
- em Vênus, onde a pressão parcial do CO_2 atmosférico é 87 atm.

Solubilidade

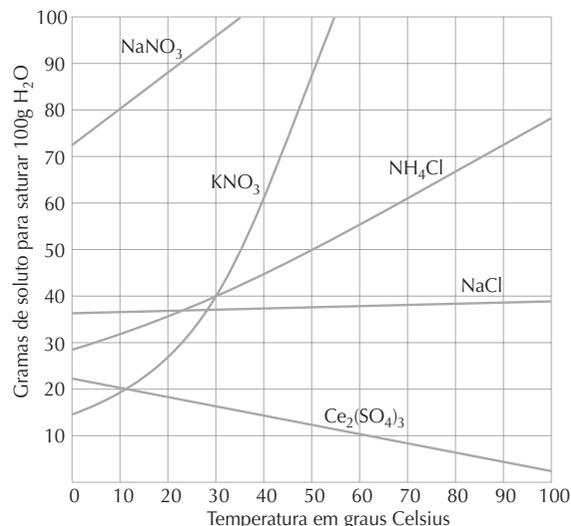
46. (PUC-RJ) A tabela abaixo mostra a solubilidade de vários sais, a temperatura ambiente, em g/100 mL:

AgNO ₃ (nitrato de prata):	260
Al ₂ (SO ₄) ₃ (sulfato de alumínio):	160
NaCl (cloreto de sódio):	36
KNO ₃ (nitrato de potássio):	52
KBr (brometo de potássio):	64

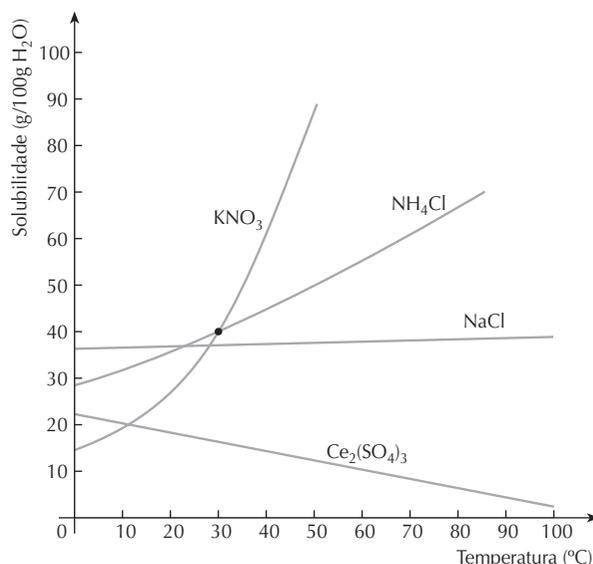
Se 25 mL de uma solução saturada em um desses sais foram completamente evaporados, e o resíduo sólido pesou 13 g, o sal é:

- AgNO₃
 - Al₂(SO₄)₃
 - NaCl
 - KNO₃
 - KBr
47. (Unifor-CE) A 30°C a solubilidade do nitrato de prata em água é de 3.000 g por quilograma da água. Adiciona-se, a 30°C, 2.000 g desse sal a 500 g de água, agita-se vigorosamente e depois filtra-se. Qual a massa da solução saturada obtida?
- 1.000 g
 - 1.500 g
 - 2.000 g
 - 2.500 g
 - 3.000 g

48. (Cesgranrio-RJ) A partir do gráfico abaixo, identifique a alternativa *falsa*:

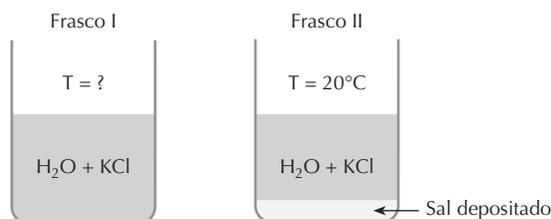


- Na faixa de 0 a 100°C, a solubilidade do NaCl cresce muito pouco com a temperatura.
 - 80 g de KNO₃ saturam 200 g de água a 30°C.
 - A solubilidade do Ce₂(SO₄)₃ diminui com o aumento da temperatura.
 - NaNO₃ é o menos solúvel a 20°C.
 - A 40°C, o NH₄Cl é mais solúvel que o NaCl e menos solúvel que o KNO₃.
49. (Uneb-BA) A solubilidade do dicromato de potássio a 20°C é 12,5 g por 100 mL de água. Colocando-se em um tubo de ensaio 20 mL de água e 5 g de dicromato de potássio a 20°C, podemos afirmar que, após agitação e posterior repouso, nessa temperatura:
- coexistem, solução saturada e fase sólida.
 - não coexistem solução saturada e fase sólida.
 - só existe solução saturada.
 - a solução não é saturada.
 - o dicromato de potássio não se dissolve.
50. (Uesb-BA) Considere o gráfico de solubilidade de vários sais em água, em função da temperatura.

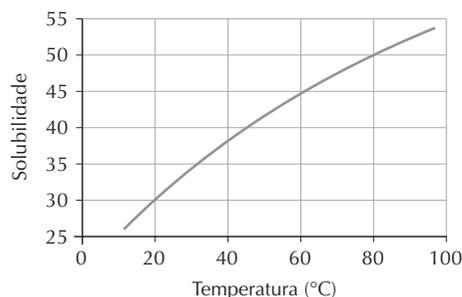


Com base no gráfico e nos conhecimentos sobre soluções, é correto afirmar:

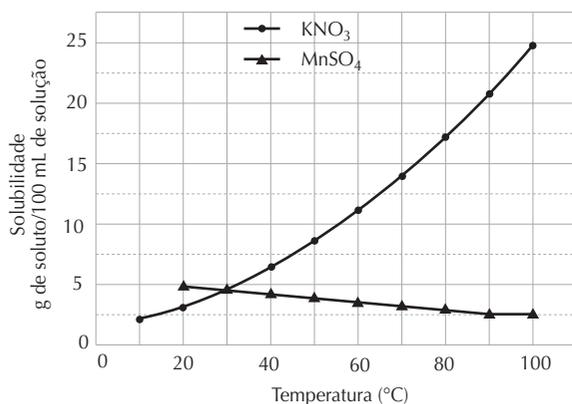
- 01) A solubilidade do cloreto de amônio varia menos acentuadamente com a temperatura do que a do cloreto de sódio.
 - 02) A substância menos solúvel, a 40°C, é o sulfato de cério.
 - 03) Uma solução contendo 40 g de nitrato de potássio em 100 g de água, numa temperatura entre 0°C e 30°C, é insaturada.
 - 04) Dissolvendo-se 40 g de cloreto de amônio em 100 g de água, a 30°C, obtém-se uma solução insaturada.
 - 05) A solubilidade do sulfato de cério aumenta com o aumento da temperatura.
51. (UFRJ) Os frascos a seguir contêm **soluções saturadas** de cloreto de potássio (KCl) em duas temperaturas diferentes. Na elaboração das soluções foram adicionados, em cada frasco, 400 mL de água e 200 g de KCl.



O diagrama a seguir representa a solubilidade do KCl em água, em gramas de soluto / 100 mL de H₂O, em diferentes temperaturas.



- a) Determine a temperatura da solução do frasco I.
 - b) Sabendo que a temperatura do frasco II é de 20°C, calcule a quantidade de sal (KCl) depositado no fundo do frasco.
52. (Vunesp) O gráfico mostra as curvas de solubilidade em água, em função da temperatura, dos sais KNO₃ e MnSO₄.



Com base neste gráfico, discuta se as afirmações a e b são verdadeiras ou falsas.

- a) O processo de dissolução dos dois sais é endotérmico.
- b) 100 mL de solução saturada a 56°C contêm aproximadamente 10 g de KNO₃.

53. (Fuvest-SP) Quando o composto de LiOH é dissolvido em água, forma-se uma solução aquosa que contém os íons Li⁺(aq) e OH⁻(aq). Em um experimento, certo volume de solução aquosa de LiOH, à temperatura ambiente, foi adicionado a um béquer de massa 30,0 g, resultando na massa total de 50,0 g. Evaporando a solução *até a secura*, a massa final (béquer + resíduo) resultou igual a 31,0 g. Nessa temperatura, a solubilidade do LiOH em água é cerca 11 g por 100 g de solução. Assim sendo, pode-se afirmar que, na solução da experiência descrita, a porcentagem, em massa, de LiOH era de
- a) 5,0%, sendo a solução insaturada.
 - b) 5,0%, sendo a solução saturada.
 - c) 11%, sendo a solução insaturada.
 - d) 11%, sendo a solução saturada.
 - e) 20%, sendo a solução supersaturada.

54. (Unicamp-SP) A cana-de-açúcar, o engenho, o açúcar e a aguardente estão profundamente vinculados à história do Brasil. A produção de açúcar era feita, originariamente, pela evaporação da água contida na garapa, submetendo-a a aquecimento. A solubilidade do açúcar em água é de 660 g/litro de solução a 20°C. A garapa contém, aproximadamente, 165 g de açúcar por litro e sua densidade é 1,08 g/cm³. Considere a garapa como sendo solução de açúcar em água.
- a) Qual é a porcentagem, em massa, de açúcar na garapa?
 - b) A que fração deve ser reduzido um volume de garapa a fim de que, ao ser esfriado a 20°C, haja condições para a formação dos primeiros cristais de açúcar?

55. (PUC-SP) Um estudante pretende separar os componentes de uma amostra contendo três sais de chumbo II: Pb(NO₃)₂, PbSO₄ e PbI₂. Após analisar a tabela de solubilidade abaixo,

Substâncias	Solubilidade em água	
	fria	quente
Iodeto de chumbo II	insolúvel	solúvel
Nitrato de chumbo II	solúvel	solúvel
Sulfato de chumbo II	insolúvel	insolúvel

ele propôs o seguinte procedimento:

“Adicionar água destilada em ebulição à mistura, agitando o sistema vigorosamente. Filtrar a suspensão resultante, ainda quente. Secar o sólido obtido no papel de filtro; este será o sal **A**. Recolher o filtrado em um béquer, deixando-o esfriar em banho de água e gelo. Proceder a uma nova filtração e secar o sólido obtido no papel de filtro; este será o sal **B**. Aquecer o segundo filtrado até a evaporação completa da água; o sólido resultante será o sal **C**.”

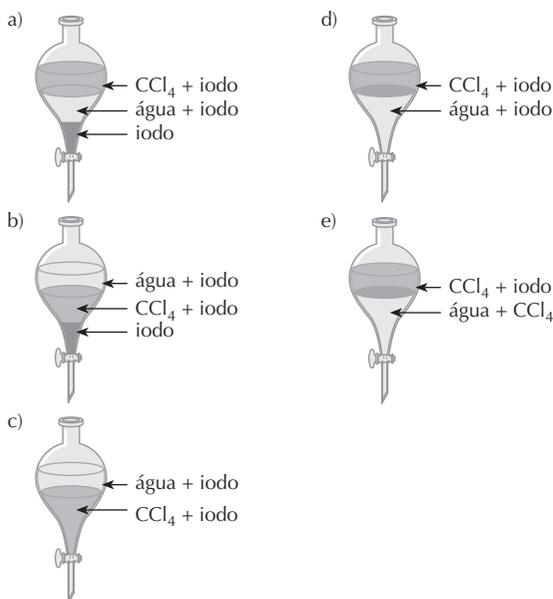
Os sais **A**, **B** e **C** são, respectivamente,

- a) Pb(NO₃)₂, PbSO₄ e PbI₂.
 - b) PbI₂, PbSO₄ e Pb(NO₃)₂.
 - c) PbSO₄, Pb(NO₃)₂ e PbI₂.
 - d) PbSO₄, PbI₂ e Pb(NO₃)₂.
 - e) Pb(NO₃)₂, PbI₂ e PbSO₄.
56. (Fuvest-SP) Propriedades de algumas substâncias:

Substância	Ponto de fusão (°C)	Solubilidade (g/100 cm ³) a 25°C		Densidade (g/cm ³) a 25°C
		em água	em CCl ₄	
CCl ₄ *	-23,0	≅0	—	1,59
iodo	113,5	0,03	2,90	4,93
água	0,0	—	≅0	1,00

* CCl₄ = tetracloreto de carbono

A 25°C, 3,00 g de iodo, 70 cm³ de água e 50 cm³ de CCl₄ são colocados em um funil de separação. Após agitação e repouso, qual dos esquemas abaixo deve representar a situação final?



Produto de solubilidade

57. (UFS-SE) Numa solução aquosa saturada de BaCrO₄, à temperatura ambiente, a concentração dos íons CrO₄²⁻ é:
- 1,0 × 10⁻⁵ mol/L
 - 1,0 × 10⁻¹⁰ mol/L
 - 1,0 × 10⁻¹⁵ mol/L
 - 1,0 × 10⁵ mol/L
 - 1,0 × 10¹⁰ mol/L
58. (Faap-SP) Calcule a concentração em mol/L de uma solução aquosa saturada em CuBr, que se encontra a 25°C, sabendo que, a essa temperatura, o produto de solubilidade do composto é 4,9 · 10⁻⁹.
59. (UFRN) O hidróxido de magnésio (Mg(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.



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 × 10⁻⁴
 - 4 × 10⁻¹²
60. (Unicamp-SP) A presença do íon de mercúrio (II), Hg²⁺, em águas de rios, lagos e oceanos, é bastante prejudicial aos seres vivos. Uma das maneiras de se diminuir a quantidade de Hg²⁺ dissolvido é provocar a sua reação com o íon sulfeto já que a constante do produto de solubilidade do HgS é 9 · 10⁻⁵² a 25°C. Trata-se portanto de um sal pouquíssimo solúvel. Baseando-se somente neste dado responda:
- Que volume de água, em dm³, seria necessário para que se pudesse encontrar um único íon Hg²⁺ em uma solução saturada de HgS?
 - O volume de água existente na Terra é de, aproximadamente, 1,4 · 10²¹ dm³. Esse volume é suficiente para solubilizar um mol de HgS? Justifique.

Comentário dos autores: Lembre-se da Constante de Avogadro (6 · 10²³), que expressa o número de partículas existentes em 1 mol.

61. O produto de solubilidade do sulfato de bário (BaSO₄) é K_s = 1,0 · 10⁻¹⁰. Quantos mols deste sal podem ser dissolvidos em 15 litros de água para se obter uma solução saturada?
62. (Vunesp) O uso de pequenas quantidades de flúor adicionadas à água potável diminui sensivelmente a incidência de cáries dentárias. Normalmente, adiciona-se um sal solúvel de flúor, de modo que se tenha 1 parte por milhão (1 ppm) de íons F⁻, o que equivale a uma concentração de 5 · 10⁻⁵ mols de íons F⁻ por litro de água.
- Se a água contiver também íons Ca²⁺ dissolvidos, numa concentração igual a 2 · 10⁻⁴ mol/L, ocorrerá precipitação de CaF₂? Justifique sua resposta.
 - Calcule a concentração máxima de íons Ca²⁺ que pode estar presente na água contendo 1 ppm de íons F⁻, sem que ocorra a precipitação de CaF₂.
- (Dado: K_{ps} do CaF₂ = 1,5 · 10⁻¹⁰, K_{ps} é a constante do produto da solubilidade.)
63. (Vunesp) A dose letal de íons Ba²⁺ para o ser humano é de 2 · 10⁻³ mols de íons Ba²⁺ por litro de sangue. Para se submeter a um exame de raios X um paciente ingeriu 200 mL de uma suspensão de BaSO₄. Supondo-se que os íons Ba²⁺ solubilizados na suspensão foram integralmente absorvidos pelo organismo e dissolvidos em 5 litros de sangue, discuta se esta dose coloca em risco a vida do paciente. Constante do produto de solubilidade do BaSO₄ = 1 · 10⁻¹⁰.
64. (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 Pb²⁺. 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.
- Considerando apenas a constante de solubilidade dos compostos a seguir, represente a fórmula do ânion mais indicado para a precipitação do Pb²⁺. Justifique.**
Dados:
 Sulfato de chumbo, K_s = 2 × 10⁻⁸;
 carbonato de chumbo, K_s = 2 × 10⁻¹³;
 sulfeto de chumbo, K_s = 4 × 10⁻²⁸.
 - Se num certo efluente aquoso há 1 × 10⁻³ mol/L de Pb²⁺ e se a ele for adicionada a quantidade estequiométrica do ânion que você escolheu no item a, qual é a concentração final de íons Pb²⁺ que sobra neste efluente? Admita que não ocorra diluição significativa do efluente.**
 — Puxa, acho que por hoje chega. Será que conseguimos prever alguma questão da prova de Química? — diz Chuá.
 — Sei não! — responde Naná. — De qualquer forma acho que estamos bem preparados!
65. (UFPA) 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 AgNO₃ ou Pb(NO₃)₂. Se a uma solução que contém os íons Cl⁻ e I⁻ for adicionada uma solução de Pb(NO₃)₂ e considerando que a 25°C
- $$K_{ps} \text{PbCl}_2 (\text{sólido branco}) = 1 \times 10^{-4}$$
- $$K_{ps} \text{PbI}_2 (\text{sólido amarelo ouro}) = 1 \times 10^{-9}$$
- qual a cor do precipitado que se formará primeiramente? Justifique sua resposta.
 - qual deve ser a concentração de Pb(NO₃)₂ mínima necessária para iniciar a precipitação do íon cloreto, se as concentrações dos íons Cl⁻ e I⁻ são iguais a 0,01 mol · L⁻¹?

* Questão extraída de uma prova que envolve um diálogo fictício entre dois estudantes, Naná e Chuá.

66. (PUC-Campinas-SP) Nas estações de tratamento da água comumente provoca-se a formação de flocos de hidróxido de alumínio para arrastar partículas em suspensão. Suponha que o hidróxido de alumínio seja substituído pelo hidróxido férrico. Qual a menor concentração de íons Fe^{3+} , em mol/L, necessária para provocar a precipitação da base, numa solução que contém $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L de íons OH^- ?

- a) $2,0 \cdot 10^{-41}$ d) $6,0 \cdot 10^{-35}$
 b) $2,0 \cdot 10^{-38}$ e) $6,0 \cdot 10^{-29}$
 c) $2,0 \cdot 10^{-35}$

Dado: Produto de solubilidade do $\text{Fe}(\text{OH})_3 = 6,0 \cdot 10^{-38}$

67. (Ufop-MG) a 50°C , uma solução aquosa de hidróxido ferroso, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, tem $\text{pOH} = 4$. Calcule a constante do produto de solubilidade (K_{ps}).

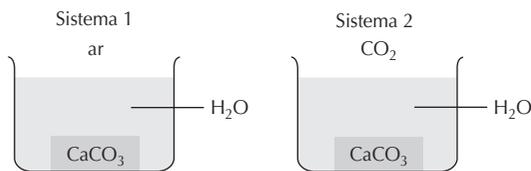
68. (UFF-RJ) Identifique a opção que apresenta o pH no qual o $\text{Mg}(\text{OH})_2$ começará a precipitar, a partir de uma solução de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ 0,100 M, após adição de NaOH:
(Dado: $K_{\text{ps}} \text{Mg}(\text{OH})_2 = 1,0 \cdot 10^{-11}$.)

- a) 4,0 b) 5,0 c) 7,0 d) 9,0 e) 12,0

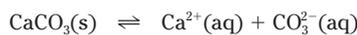
69. (Fuvest-SP) Leite de magnésia é essencialmente uma suspensão de hidróxido de magnésio em água. A solubilidade do $\text{Mg}(\text{OH})_2$, à temperatura ambiente, é $1,5 \cdot 10^{-4}$ mol/L. Logo, o pH do leite de magnésia está entre:

- (Valor numérico do produto iônico da água = $1,0 \cdot 10^{-14}$)
 a) 7 e 8 b) 8 e 9 c) 9 e 10 d) 10 e 11 e) 11 e 12

70. (Vunesp) Considere os dois sistemas, 1 e 2, observados por iguais períodos de tempo, em que as partes aquosas estão em equilíbrio com o ar e com o CO_2 , respectivamente, à temperatura ambiente.

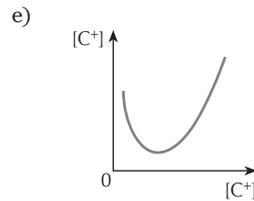
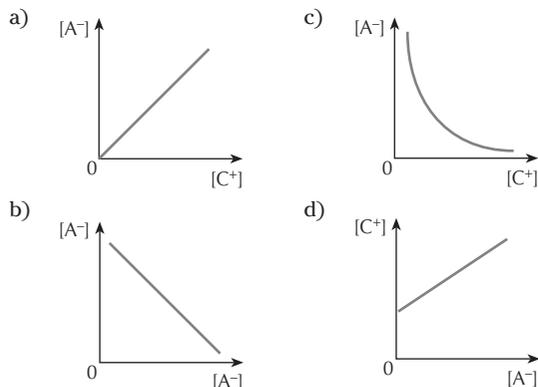


São dados os equilíbrios:



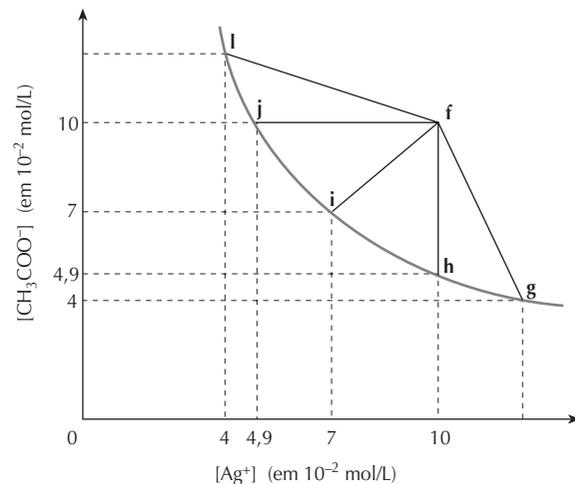
- a) Explique o motivo pelo qual a solubilização do carbonato de cálcio no sistema 1 é consideravelmente menor do que no sistema 2.
 b) Explique por que, se o sistema 2 fosse resfriado, a quantidade de CaCO_3 dissolvida seria maior do que se o sistema fosse mantido à temperatura ambiente.

71. (FCMSCSP-SP) Esta questão refere-se à expressão $[\text{A}^-] \cdot [\text{C}^+] = K_{\text{ps}}$, onde K_{ps} representa a constante do produto de solubilidade, a uma temperatura T. Dentre os gráficos a seguir, identifique aquele que melhor representa a equação.



Enunciado comum às questões 72 e 73:

A constante do produto de solubilidade, K_{ps} , na temperatura T, do etanoato de prata (acetato de prata), pode ser representada pelo ramo de hipérbole que tem os eixos coordenados como assíntotas:



72. (Cesgranrio-RJ) A constante do produto de solubilidade do etanoato de prata, na temperatura T, é:

- a) $4,9 \cdot 10^{-4}$ d) $4,9 \cdot 10^{-3}$
 b) $1,6 \cdot 10^{-3}$ e) $2,8 \cdot 10^{-3}$
 c) $4 \cdot 10^{-4}$

73. (Cesgranrio-RJ) Admite-se a existência, na temperatura T, de uma solução de etanoato de prata, representada pelo ponto f do gráfico. Essa solução, ao ser agitada, torna-se saturada. O processo que indica essa transformação está representado no gráfico pelo segmento:

- a) f g d) f l
 b) f j e) f h
 c) f i

74. (ITA-SP) Sabe-se que o processo de dissolução do $\text{PbI}_2(\text{s})$ em água é endotérmico. Sobre o filtrado de uma solução aquosa de PbI_2 que estava originalmente em contato com seu corpo de fundo ($\text{PbI}_2(\text{s})$), na temperatura de 25°C , são feitas as afirmações

- I. O filtrado é uma solução aquosa de PbI_2 onde a concentração do íon $\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})}$ é igual à do íon $\text{I}^-_{(\text{aq})}$.
- II. Espera-se que ocorra precipitação de PbI_2 se a temperatura do filtrado diminuir para um valor menor do que 25°C .
- III. Se ao filtrado for adicionado um excesso de $\text{PbI}_2(\text{s})$, aumentará tanto a concentração dos íons $\text{I}^-_{(\text{aq})}$ como a dos íons $\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})}$.
- IV. Se ao filtrado for adicionada uma solução saturada a 25°C de iodeto de potássio, a concentração de íons $\text{I}^-_{(\text{aq})}$ aumentará, enquanto a concentração de íons $\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})}$ diminuirá.

Estão corretas

- a) todas d) apenas II e III
 b) apenas I e III e) apenas II e IV
 c) apenas I e IV

75. (ITA-SP) A 25°C o produto de solubilidade do $\text{CaSO}_4(s)$ em água é $2,4 \cdot 10^{-5}$ (a concentração de $\text{Ca}^{2+}_{(aq)}$ na solução saturada é $5 \cdot 10^{-3}$ mol/L). Num copo contendo 10 mL de uma solução aquosa $3,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L de cloreto de cálcio a 25°C foram adicionados, gota a gota, 10 mL de uma solução aquosa $3,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L de sulfato de cálcio a 25°C. Em relação às espécies químicas existentes, ou que podem passar a existir, no copo — à medida que a adição avança — é correto afirmar que:
- A quantidade (mol) dos íons $\text{Ca}^{2+}_{(aq)}$ diminuirá.
 - A concentração, em mol/L, dos íons $\text{SO}^{2-}_{4(aq)}$ diminuirá.
 - A concentração, em mol/L, dos íons $\text{Ca}^{2+}_{(aq)}$ permanecerá constante.
 - A quantidade (mol) dos íons $\text{SO}^{2-}_{4(aq)}$ diminuirá.
 - Poderá precipitar a fase sólida $\text{CaSO}_4(s)$.
76. (ITA-SP) Temos um frasco com solução aquosa de CaCl_2 , outro frasco com solução aquosa de Na_2SO_4 e dois copos. Os volumes dessas soluções postos em cada copo são os seguintes

Solução	Copo nº 1	Copo nº 2
CaCl_2	50 mL	50 mL
Na_2SO_4	50 mL	100 mL

Em ambos os copos, mantidos na mesma temperatura, precipitou CaSO_4 . Vamos chamar as concentrações no equilíbrio, nos líquidos sobrenadantes, assim:

Copo nº 1: $[\text{Ca}^{2+}]_1$, $[\text{SO}^{2-}_4]_1$

Copo nº 2: $[\text{Ca}^{2+}]_2$, $[\text{SO}^{2-}_4]_2$

Qual das alternativas se aplica à situação em foco?

- $[\text{Ca}^{2+}]_1 > [\text{Ca}^{2+}]_2$; $[\text{SO}^{2-}_4]_1 < [\text{SO}^{2-}_4]_2$
 - $[\text{Ca}^{2+}]_1 < [\text{Ca}^{2+}]_2$; $[\text{SO}^{2-}_4]_1 > [\text{SO}^{2-}_4]_2$
 - $[\text{Ca}^{2+}]_1 = [\text{Ca}^{2+}]_2$; $[\text{SO}^{2-}_4]_1 < [\text{SO}^{2-}_4]_2$
 - $[\text{Ca}^{2+}]_1 = [\text{Ca}^{2+}]_2$; $[\text{SO}^{2-}_4]_1 = [\text{SO}^{2-}_4]_2$
 - $[\text{Ca}^{2+}]_1 > [\text{Ca}^{2+}]_2$; $[\text{SO}^{2-}_4]_1 = [\text{SO}^{2-}_4]_2$
77. (UFMG) Considere os seguintes produtos de solubilidade a 25°C.
- | | |
|-----------------|-------------------------------|
| PbSO_4 | $K_{ps} = 1,1 \cdot 10^{-8}$ |
| PbCO_3 | $K_{ps} = 3,3 \cdot 10^{-14}$ |
- Descreva o que ocorrerá ao serem misturados volumes iguais das soluções saturadas desses sais. Justifique sua resposta.
 - A solubilidade do carbonato de chumbo em ácido nítrico é maior do que a do sulfato de chumbo. Justifique.
78. (UFMG) Num recipiente foram adicionados 1 mol de AgI sólido, 1 mol de $\text{NaI}_{(aq)}$ e 1 mol de $\text{AgNO}_3_{(aq)}$, em água suficiente para formar 1 L de solução. A temperatura é de 25°C. Considere que pode haver a reação
- $$\text{AgI}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{I}^-_{(aq)}$$
- cuja constante de equilíbrio é
- $$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-] = 81 \cdot 10^{-18}, \text{ a } 25^\circ\text{C}$$
- demonstre que haverá formação de mais AgI sólido;
 - calcule quais serão, aproximadamente, a quantidade em mols de $\text{AgI}_{(s)}$ e as concentrações de Ag^+ e I^- dissolvidos, quando o equilíbrio for alcançado;
 - se ao sistema inicial for adicionado $\text{AgI}^*_{(s)}$, ou seja, AgI marcado com isótopo radioativo ^{131}I , explique em que fase(s) estará esse iodo radioativo, após ser atingido um novo estado de equilíbrio.

79. (Unicamp-SP) Para fazer exames de estômago usando a técnica de raios X, os pacientes devem ingerir, em jejum, uma suspensão aquosa de sulfato de bário, BaSO_4 , que é pouco solúvel em água. Essa suspensão é preparada em uma solução de sulfato de potássio, K_2SO_4 , que está totalmente dissolvido e dissociado na água. Os íons bário, Ba^{2+} , são prejudiciais à saúde humana. A constante do produto de solubilidade do sulfato de bário em água a 25°C é igual a $1,6 \cdot 10^{-9}$.
- Calcule a concentração de íons bário dissolvidos numa suspensão de BaSO_4 em água.
 - Por que, para a saúde humana, é melhor fazer a suspensão de sulfato de bário em uma solução de sulfato de potássio, do que em água apenas? Considere que o K_2SO_4 não é prejudicial à saúde.
80. (Unicamp-SP) Soluções aquosas de compostos iônicos conduzem corrente elétrica devido à presença de íons “livres” em água. Esse fato pode ser verificado através do experimento esquematizado na figura I.

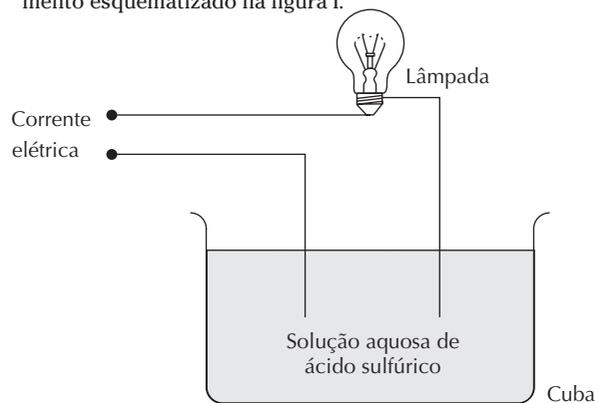


Figura I

O gráfico da figura II mostra a variação da luminosidade da lâmpada em função da adição contínua de água de barita (solução aquosa de hidróxido de bário, $\text{Ba}(\text{OH})_2$) à solução de ácido sulfúrico na cuba.

Explique o fenômeno observado.

Dados:



Considerar o $\text{Ba}(\text{OH})_2$ totalmente dissociado em solução aquosa.

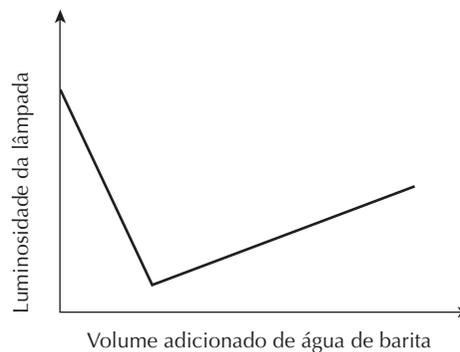


Figura II

Capítulo

11

WILL & DENI MCINTYRE / CORBIS-STOCK PHOTOS



Tambores com resíduo radioativo proveniente da atividade de reatores nucleares. O descarte do lixo nuclear é um dos sérios problemas associados a essa tecnologia.

Radioatividade: fenômenos de origem nuclear

Comentário preliminar

Em agosto de 1945 a opinião pública mundial conheceu, por meio de duas gigantescas e infelizes demonstrações, o poder contido no núcleo atômico. Foram as explosões, durante a Segunda Guerra Mundial, de duas bombas atômicas, construídas pelos Estados Unidos, sobre as cidades de Hiroxima e Nagasáqui, no Japão. Desde então, as aplicações bélicas da energia nuclear são tema constante de discussões acaloradas, de matérias veiculadas pela imprensa, de filmes e de livros.

Na década de 1980, dois acidentes envolvendo a radioatividade mereceram destaque. Um deles aconteceu em 1986 na usina nuclear de Chernobyl, na Ucrânia, quando um dos reatores superaqueceu-se e explodiu. O outro, ocorreu na cidade brasileira de Goiânia, em Goiás, quando catadores de sucata abriram um dispositivo destinado a uso médico, encontrado por eles num prédio abandonado, e expuseram ao ambiente alguns gramas de um material radioativo contendo céσιο-137 (isótopo do elemento céσιο com número de massa 137).

Mas os fenômenos relacionados ao núcleo dos átomos, coletivamente denominados **radioatividade**, não têm apenas utilizações danosas. Aplicações no diagnóstico de doenças e na terapia do câncer são de significativa importância. Alguns países sofreriam prejuízos irreparáveis se, subitamente, fossem privados da energia elétrica proveniente de suas usinas term nucleares.

Certamente você já viu e ouviu muitas notícias envolvendo radioatividade e energia nuclear. São, sem dúvida, temas polêmicos. Para entendermos essas notícias, e também para podermos nos posicionar com clareza, como cidadãos, diante das polêmicas questões suscitadas por elas, é conveniente que tenhamos conhecimento científico a respeito desses temas. Assim, a meta deste capítulo é dar a você um mínimo de informações acerca de radioatividade e energia nuclear.

Alguns conteúdos importantes

- Características das emissões alfa, beta e gama
- Efeitos biológicos da radiação
- Cinética das emissões radioativas
- Transmutação nuclear
- Aplicações da radioatividade
- Fissão nuclear
- Fusão nuclear
- Breve histórico dos acidentes de Chernobyl e do céσιο-137

Em destaque

USINA DE CHERNOBYL É DESLIGADA PELA ÚLTIMA VEZ

Acidente nuclear ocorrido em 1986 resultou na morte de milhares de pessoas

CHERNOBYL, Ucrânia — Um engenheiro da usina nuclear de Chernobyl apertou ontem o botão que desliga os aparelhos pela última vez, fechando oficialmente as instalações que se converteram, em 1986, no símbolo dos perigos da energia atômica.

O presidente ucraniano, Leonid Kuchma, transmitiu a ordem à sala de controle do reator nuclear nº 3 de Chernobyl, onde um funcionário, com o rosto sombrio, pressionou o botão com a sigla em russo BAZ (“defesa rápida de emergência”). Isso fez as varetas de controle do último reator ainda em funcionamento descerem gradualmente, para iniciar o longo processo de desativação da usina onde, em 26 de abril de 1986, houve o pior acidente nuclear do mundo.

Governos e grupos ocidentais de defesa do ambiente respiraram aliviados e a Ucrânia livrou-se de um desastroso legado. [...]

“O que é Chernobyl para a Ucrânia?”, perguntou Kuchma durante a cerimônia em que as cenas do desligamento foram projetadas num telão. A cerimônia foi na capital ucraniana, Kiev, 134 quilômetros ao sul da usina. Ele mesmo respondeu: “São quase 3,5 milhões de vítimas da catástrofe e suas conseqüências”, afirmou. “Quase 10% de nosso território está contaminado pela radiação. São 160 mil pessoas que tiveram de abandonar os locais onde nasceram para mudar-se.”

[...]

Explosão — Catorze anos após o acidente, os restos sepultados em concreto, incinerados e altamente radioativos do reator nº 4, que explodiu após uma controversa experiência, estão sobre um pequeno monumento aos 30 bombeiros que morreram no combate às chamas. Acredita-se que milhares de pessoas tenham morrido como resultado da nuvem radioativa expelida pelo reator incendiado.

Um em cada 16 ucranianos e milhões de pessoas nas vizinhas Rússia e Belarus sofrem complicações de saúde como câncer da tireóide e problemas respiratórios atribuíveis ao desastre, segundo autoridades ucranianas. Um milhão de crianças nasceram com defeitos físicos.

Chernobyl está circundada por uma área tóxica circular com 30 quilômetros de diâmetro, à qual o acesso é proibido e que, segundo os cientistas, deve ser inabitável por séculos.

Os 6 mil trabalhadores da usina têm um futuro incerto e, após o fechamento, um deles gritou: “Nós desprezamos Leonid Kuchma”. Durante a cerimônia, alguns choraram.

A desativação total da usina ainda levará anos e, segundo os funcionários, não ocorrerá antes de 2008, quando serão extraídas as últimas varetas de combustível.

Fonte do texto: *O Estado de S. Paulo*, 16 dez. 2000. p. A-27.

CASO CÉSIO 137 TERÁ INDENIZAÇÃO DE R\$ 1,3 MILHÃO

Justiça condenou Cnen a pagar R\$ 1 milhão ao Fundo de Defesa dos Direitos Difusos

GOIÂNIA — Os danos ambientais provocados pelo acidente com césio 137 — o maior acidente radiológico do mundo, ocorrido em setembro de 1987 em Goiânia — levaram a Justiça de Goiás a condenar pessoas e entidades envolvidas com o caso a pagar uma indenização de R\$ 1,3 milhão ao Fundo de Defesa dos Direitos Difusos, acatando pedido do Ministério Público Federal. O fundo é destinado ao reparo e à prevenção do meio ambiente e dos direitos indígenas, entre outros.

DIORDEV KONSTANTIN / GAMMA



Engenheiro aperta o botão que desliga o reator número 3 da usina nuclear de Chernobyl, na Ucrânia.

IWAGNER AVANCINI / ANGULAR



Trabalhos de descontaminação nas regiões vizinhas ao local em que o césio-137 foi exposto ao ambiente, em Goiânia, 1987. Informações sobre esse acidente aparecem neste capítulo.



Foram condenados a Comissão Nacional de Energia Nuclear (Cnen), o Instituto de Previdência dos Servidores do Estado de Goiás (Ipasgo), o médico Amaurillo Monteiro de Oliveira e o físico hospitalar Flamarion Barbosa Goulart. Nas 46 páginas da sentença, o juiz federal substituto Juliano Taveira Bernardes, da 8ª Vara da Justiça Federal de Goiás, condena a Cnen a pagar R\$ 1 milhão para o fundo.

A Cnen também foi condenada a garantir atendimento médico, odontológico, hospitalar, psicológico e técnico-científico às vítimas diretas e indiretas do acidente reconhecidamente atingidas, até a terceira geração.

O órgão foi obrigado ainda a manter e organizar o transporte das vítimas mais graves para a realização de exames, além de ficar responsável pelo acompanhamento médico da população de Abadia de Goiás, município onde foi construído, em 1991, o depósito definitivo para os rejeitos do césio 137.

[...]

Fonte do texto: João Unes. *O Estado de S. Paulo*, 29 mar. 2000. p. A-12.

Desenvolvendo o tema

1. RADIOATIVIDADE: FENÔMENO NUCLEAR

1.1. Como a radioatividade foi descoberta

No ano de 1896, o francês Henri Becquerel constatou que um composto de urânio — sulfato de potássio e urânio, $K_2UO_2(SO_4)_2$ — apresentava a interessante característica de causar uma mancha numa chapa fotográfica mesmo no escuro e embrulhada em papel negro.

A interpretação de Becquerel era de que o composto emitia algum tipo de raio capaz de atravessar o papel e atuar sobre a chapa. Essa propriedade era semelhante à dos raios X descobertos um ano antes por Wilhelm Conrad Röntgen.

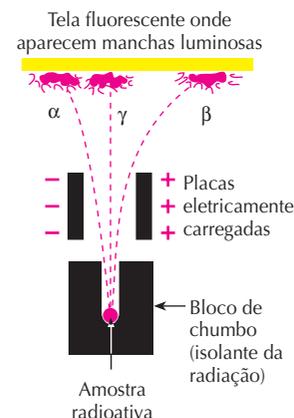
Ainda no mesmo ano, Becquerel percebeu que os raios do urânio ionizavam gases, isto é, provocavam neles o aparecimento de íons, tornando-os condutores de corrente elétrica. Anos mais tarde, o alemão Hans Geiger utilizaria essa propriedade para criar o famoso contador Geiger.

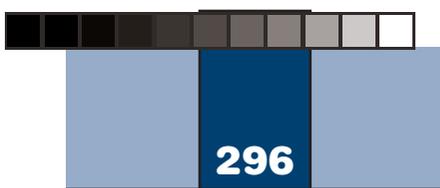
No final de 1897, a polonesa Marie Skłodowska Curie passou a se interessar pelo fenômeno descoberto por Becquerel. Em abril de 1898, ela já havia percebido que, além do urânio, outro elemento conhecido, o tório, também emitia os misteriosos raios. Começou, então, a suspeitar da existência de elementos radioativos desconhecidos. Em julho do mesmo ano, com a ajuda do marido, físico francês de renome chamado Pierre Curie, descobriu um novo elemento que chamou de *polônio*. Alguns meses depois, ambos descobriram um elemento ainda mais radioativo ao qual deram o nome de *rádio*.

Ainda no ano de 1898, Ernest Rutherford utilizou uma tela fluorescente para detectar as radiações provenientes de um material radioativo. Com auxílio de placas metálicas eletricamente carregadas descobriu que havia dois tipos de radiação, que chamou de *alfa* (α) e *beta* (β). A radiação α , segundo ele, deveria ser formada por partículas de carga positiva, uma vez que seu feixe é atraído pela placa negativa (veja o esquema ao lado). Já a radiação β deveria ser formada por partículas negativas, pois seu feixe é atraído pela placa positiva. Além disso, como as partículas α sofrem um desvio menor, isso significa que elas devem possuir massa maior do que as partículas β , pois, quanto maior for a massa de uma partícula, maior será a sua inércia e, portanto, mais difícil será alterar sua trajetória.



O tamanduá e a vegetação ao seu redor são radioativos. Todo ser vivo emite pequena quantidade de radioatividade graças à presença, em seus organismos, de átomos radioativos como, por exemplo, o carbono-14.





Em 1900, Paul Villard, na França, descobriu uma outra forma de radioatividade que *não apresenta carga elétrica*, chamada de *radiação gama* (γ). Nesse mesmo ano, Becquerel descobriu que as partículas β são, na verdade, elétrons com alta velocidade. Em 1909, Rutherford mostrou que as partículas α são íons de hélio bipoositivos.

1.2. Radioatividade e estrutura atômica

Número atômico (Z) é um número que indica quantos prótons há no núcleo de um átomo e *número de massa (A)* corresponde à soma dos números de prótons e nêutrons. Átomos que possuem mesmo número atômico pertencem ao mesmo elemento químico.

Radioatividade é um fenômeno nuclear. As **reações nucleares** são processos em que o núcleo de um átomo sofre alteração.

Nuclídeo é o nome dado a um núcleo caracterizado por um número atômico (Z) e um número de massa (A).

Radionuclídeo ou **radioisótopo** é um nuclídeo emissor de radiação.

Perceba a diferença entre uma reação química e uma reação nuclear. As reações químicas estão relacionadas à eletrosfera. Antes e depois delas, os átomos estão unidos de maneira diferente, e essa união envolve os elétrons. Já uma reação nuclear provoca alterações no núcleo do átomo, como veremos neste capítulo.

Isótopos são átomos com um mesmo número atômico e diferentes números de massa. A palavra *isótopo*, além desse significado, pode também ser usada como sinônimo da palavra *nuclídeo*.

2. ESTUDO DAS EMISSÕES ALFA, BETA E GAMA

2.1. As radiações α e β

Atualmente sabe-se que há núcleos instáveis. A emissão de partículas α ou β é o modo encontrado pelo núcleo para aliviar essa instabilidade.

As partículas alfa são constituídas por 2 prótons e 2 nêutrons, isto é, o núcleo de um átomo de hélio (${}^4_2\text{He}$). São simbolizadas por ${}^4_2\alpha$. Quando um núcleo as emite, perde 2 prótons e 2 nêutrons.

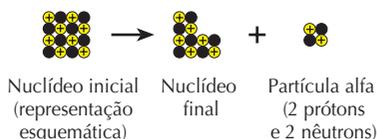
Sobre as emissões α , foi enunciada por Soddy, em 1911, a chamada Primeira Lei da Radioatividade: “Quando um radionuclídeo emite uma partícula α , seu número de massa diminui 4 unidades e seu número atômico diminui 2 unidades.” A figura (A), ao lado, ajuda a entender por que a emissão alfa provoca essas variações no núcleo.

As partículas β são elétrons emitidos pelo núcleo de um átomo instável, sendo representadas por ${}^0_{-1}\beta$. Você deve estar se perguntando: Como pode o núcleo de um átomo emitir um elétron? A resposta reside no fato de que, em núcleos instáveis beta-emissores, um nêutron pode se decompor em um próton, um elétron e um antineutrino. O próton permanece no núcleo, o elétron (partícula β) e o antineutrino são emitidos. O antineutrino é uma partícula com número de massa zero e carga nula. Não vamos nos preocupar com o antineutrino, pois, assim como ele, atualmente se conhecem muitas outras partículas subatômicas além dos prótons, nêutrons e elétrons, e o estudo dessas outras partículas é complexo e está além dos objetivos deste livro.

Assim, ao emitir uma partícula β , o núcleo tem a diminuição de um nêutron e o aumento de um próton, como aparece esquematizado na figura (B). Desse modo, o número de massa permanece constante.

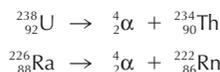
A Segunda Lei da Radioatividade, enunciada por Soddy, Fajjans e Russel, em 1913, diz: “Quando um radionuclídeo emite uma partícula β , seu número de massa permanece constante e seu número atômico aumenta de 1 unidade”.

(A)

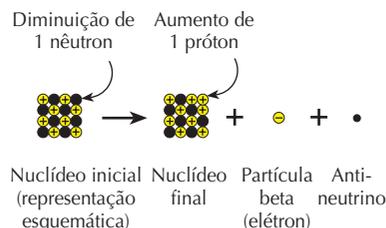


Esquema genérico de uma emissão alfa. (Cores e formas fantasiosas.)

Exemplos podem ser assim equacionados:

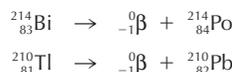


(B)



Esquema genérico de uma emissão beta. (Cores e formas fantasiosas.)

Exemplos podem ser assim equacionados:



Em destaque

ONDAS ELETROMAGNÉTICAS

A luz e o som são exemplos de ondas. No entanto existe uma diferença muito grande entre ambos. O som não se propaga no vácuo, mas a luz sim. O som é um exemplo das chamadas “ondas mecânicas”, e a luz, um exemplo das chamadas “ondas eletromagnéticas”.

Ondas mecânicas são aquelas que necessitam de um meio material para se propagar. Não se propagam no vácuo.

Ondas eletromagnéticas são as que **não** necessitam de um meio material para se propagar. Conseguem se propagar no vácuo. São também chamadas de **radiações eletromagnéticas**.

Outros exemplos de ondas eletromagnéticas são as ondas de rádio e televisão, as microondas, o infravermelho (IV), o ultravioleta (UV), os raios X e os raios γ .

Todas as ondas eletromagnéticas possuem a mesma velocidade de propagação no vácuo. Seu valor é $c = 3,0 \cdot 10^8$ m/s (c é o símbolo da velocidade das ondas eletromagnéticas no vácuo). No ar, essa velocidade é praticamente a mesma. O que diferencia uma onda eletromagnética de outra é sua frequência, que é expressa em hertz (Hz), ou seja, *oscilações por segundo*.

O esquema ao lado ilustra as faixas de frequência dos diferentes tipos de ondas eletromagnéticas.

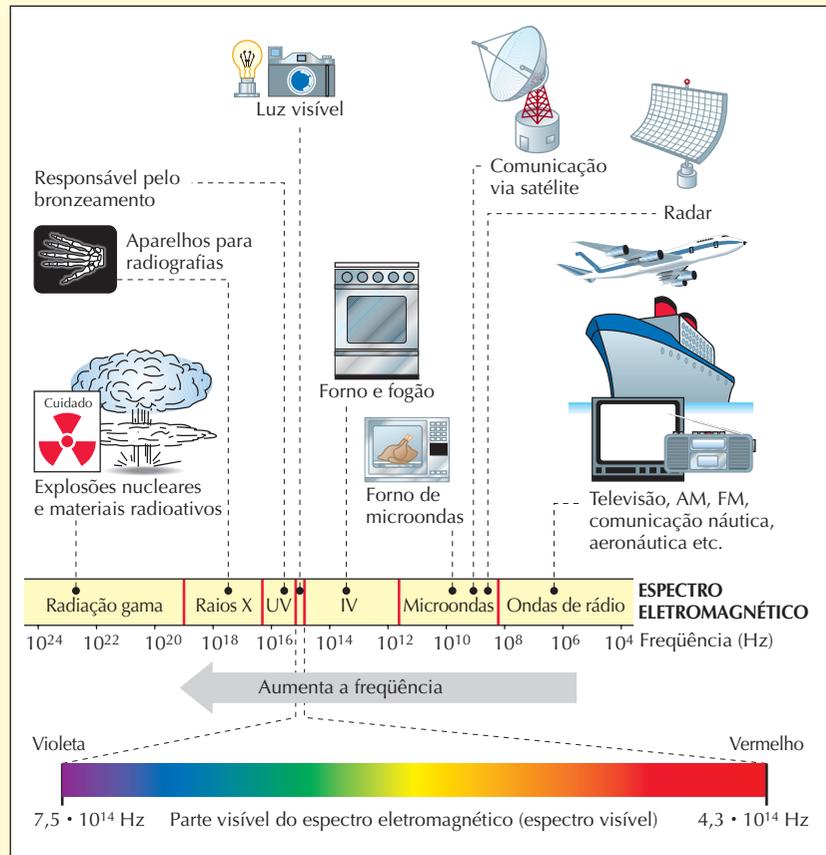
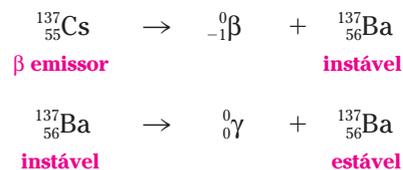


Ilustração elaborada pelos autores.

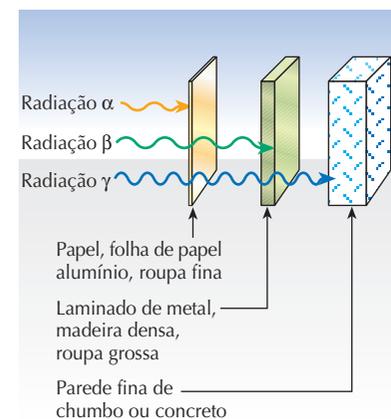
2.2. A radiação γ

Ao contrário das radiações α e β , que são constituídas por partículas, a radiação γ é formada por ondas eletromagnéticas emitidas por núcleos instáveis logo em seguida à emissão de uma partícula α ou β .

Tomemos como exemplo o céσιο-137, o beta-emissor envolvido no acidente de Goiânia. Ao emitir uma partícula β , seus núcleos se transformam em bário-137. No entanto, pode acontecer de, mesmo com a emissão, o núcleo resultante não eliminar toda a energia de que precisaria para se estabilizar. A emissão de uma onda eletromagnética (radiação γ) ajuda um núcleo instável a se estabilizar.



É importante dizer que, das várias ondas eletromagnéticas (radiação γ , raios X, microondas, luz visível etc.), apenas os raios γ são emitidos pelos núcleos atômicos. Quando um átomo emite α , β ou γ , dizemos que ele sofreu *decaimento radioativo*. Como mostra o esquema ao lado, as radiações α , β e γ possuem diferentes capacidades para atravessar os materiais.



As radiações α , β e γ possuem diferente poder de penetração. Uma partícula α pode penetrar até 0,05 cm na pele e uma β , até 1,5 cm. A radiação γ , por sua vez, facilmente atravessa todo o nosso organismo.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

1. Átomos de ${}^{67}_{31}\text{Ga}$ são utilizados em Medicina, no diagnóstico de tumores. Explique o significado dos números que aparecem ao lado do símbolo do elemento gálio na representação ${}^{67}_{31}\text{Ga}$.
2. Equacione a emissão α pelo ${}^{230}_{90}\text{Th}$.

Resolução

Escrevemos a equação usando um símbolo hipotético (por exemplo, X) para o nuclídeo produzido e calculamos A e Z do nuclídeo X utilizando o balanço de números de massa e de cargas nucleares.



Balanço de números de massa: $230 = 4 + A \Rightarrow A = 226$

Balanço de cargas: $90 = 2 + Z \Rightarrow Z = 88$

Consultando $Z = 88$ na tabela periódica, encontramos o rádio, símbolo Ra. Portanto, a equação pedida é:



3. Equacione a emissão β pelo ${}^{214}_{83}\text{Bi}$.

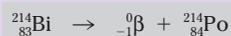
Resolução



Balanço de números de massa: $214 = 0 + A \Rightarrow A = 214$

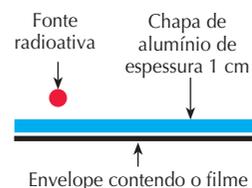
Balanço de cargas: $83 = -1 + Z \Rightarrow Z = 84$

Consultando $Z = 84$ na tabela periódica, encontramos o polônio, símbolo Po. Portanto, a equação pedida é:

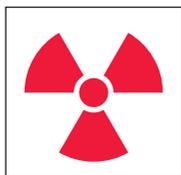


4. Para cada um dos radionuclídeos a seguir, formule a equação que representa a emissão radioativa. Consulte a tabela periódica sempre que necessário.
 - a) ${}^{235}_{92}\text{U}$, um α -emissor presente em alguns minerais.
 - b) ${}^{230}_{90}\text{Th}$, outro α -emissor presente em alguns minerais.
 - c) ${}^{14}_6\text{C}$, um β -emissor presente no ar e nos seres vivos.

5. Relógios cujos ponteiros brilham no escuro contêm geralmente uma substância fosforescente misturada com um composto de trítio (${}^3_1\text{H}$). A emissão radioativa desse nuclídeo produz o isótopo hélio-3 (isto é, hélio com número de massa 3) e libera energia que faz a substância fosforescer, emitindo a luz que vemos. Baseado nessas informações:
 - a) Que partícula é emitida pelo trítio?
 - b) Represente a equação dessa emissão radioativa.
6. “Na primeira parte do século XX, antes da descoberta dos efeitos nocivos dos materiais radioativos, mostradores de relógios de pulso eram pintados com rádio [${}^{226}_{88}\text{Ra}$] para que pudessem brilhar no escuro. Como muitos pintores costumavam lambear a ponta de seus pincéis com a intenção de afiná-las, muitos deles desenvolveram câncer na boca devido às partículas alfa emitidas pelo rádio.” (F. Bettelheim e J. March. *Introduction to General, Organic & Biochemistry*. 4. ed. Saunders. p. 265.)
 - a) Qual o nuclídeo formado no decaimento mencionado?
 - b) Equacione o processo.
7. Identifique o símbolo que substituiria corretamente a interrogação nas seguintes equações radioquímicas:
 - a) (?) $\rightarrow {}^0_{-1}\beta + {}^{60}_{28}\text{Ni}$
 - b) (?) $\rightarrow {}^4_2\alpha + {}^{206}_{82}\text{Pb}$
8. Qual o nome do tipo de onda que se propaga no vácuo? Cite alguns exemplos.
9. O que se pode afirmar sobre a frequência dos raios gama se comparada à das outras ondas eletromagnéticas?
10. A emissão exclusiva de ondas gama por um nuclídeo afeta o número atômico e o número de massa? Por quê?
11. Numa experiência, um filme fotográfico dentro de um envelope escuro foi manchado pela radiação emitida por uma fonte separada dele por uma chapa de alumínio (veja a figura). O filme foi impressionado por radiação α , β ou γ ? Justifique.



2.3. Efeitos biológicos da radiação ionizante



Este símbolo indica: cuidado, material radioativo.

As partículas α e β e os raios γ possuem a propriedade de *ionizar* as moléculas que encontram em seu caminho, isto é, *arrancar elétrons* delas, originando íons.

Ao atravessar tecidos biológicos, as partículas radioativas provocam a ionização de moléculas existentes nas células. Essa ionização pode conduzir a reações químicas anormais e à destruição da célula ou alteração das suas funções. Isso é particularmente preocupante no caso de lesões no material genético, o que pode causar uma reprodução celular descontrolada, provocando o câncer.

Alterações do material genético das células reprodutivas (espermatozóide e óvulo) podem causar doenças hereditárias nos filhos que o indivíduo possa vir a gerar. Os raios γ são geralmente os mais perigosos, em virtude de seu elevado poder de penetração.

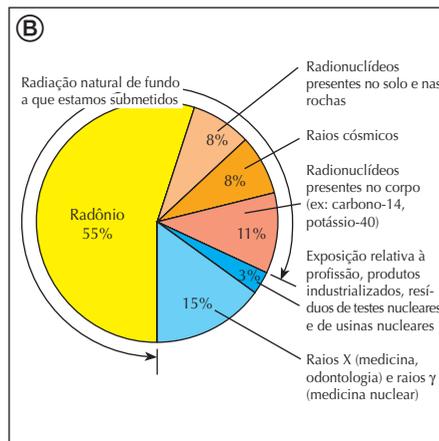
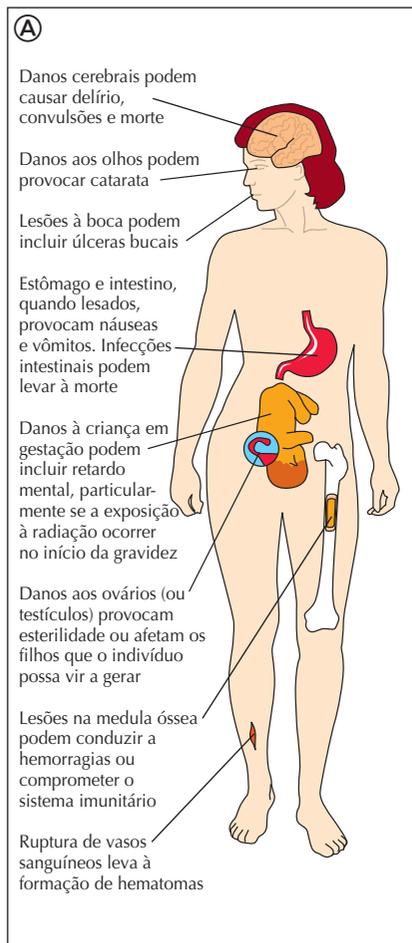
2.4. Detecção da radiação

O mais conhecido dos instrumentos detectores de radiação é o contador Geiger (ou Geiger-Müller).

Seu funcionamento é baseado na capacidade que as radiações têm de ionizar gases. Quando a radiação (alfa, beta ou gama) ioniza o gás que existe dentro de uma ampola especial, esse gás se torna, momentaneamente, condutor de corrente elétrica. Isso é detectado pelo aparelho e convertido em um sinal sonoro e em uma medida que aparece num mostrador. Quanto mais radiação atingir o gás da ampola, maior será a condutividade elétrica do gás, o nível de ruído ouvido e o nível de radiação indicado pelo mostrador.

Para pessoas que trabalham em locais sujeitos à radiação há outros métodos de medida da radiação recebida. Entre eles podemos citar os dosímetros (que se parecem com crachás ou bastonetes). Eles são pendurados na roupa e contêm substâncias especiais que mudam de cor à medida que recebem radiação. Assim, eles informam se a pessoa recebeu radiação, e também dão uma noção aproximada da dose recebida.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



(A) A exposição de um ser humano a uma alta dose de radiação pode dar origem a inúmeros efeitos imediatos. Alguns deles aparecem neste esquema.

Fonte: P. H. Raven e L. R. Berg. *Environment*. 3. ed. Saunders, Orlando, 2001. p. 257.

(B) Esquema mostrando as fontes de radiação a que estamos sujeitos. Note que boa parte (82%) se refere a fontes naturais, que não conduzem necessariamente a problemas de saúde.

Fonte: K. B. Krauskopf e A. Beiser. *The physical universe*. 7. ed. McGraw-Hill, New York, 1993. p. 201.



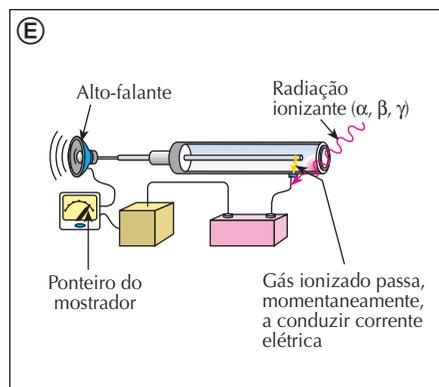
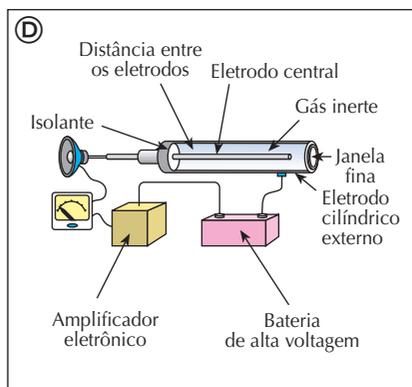
CLAUDIO PEDROSO / ANGULAR

(C) Técnico usa contador Geiger para medir o nível de radioatividade nas roupas de seu colega. Note os dosímetros pendurados na roupa.

(D) Esquema de um contador Geiger.

(E) Radiação α , β ou γ provoca ionização do gás presente na ampola do contador e esse evento é detectado pelo aparelho.

Fonte para as ilustrações (D) e (E): C. H. Snyder, *The extraordinary Chemistry of ordinary things*. 4. ed. New York, John Wiley, 2003. p. 107.





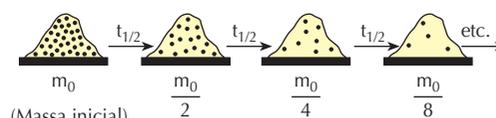
3. CINÉTICA DAS EMISSÕES RADIOATIVAS

3.1. Tempo de meia-vida

Quando um radionuclídeo emite partículas alfa ou beta, ele se transforma, como sabemos, em outro nuclídeo diferente. Assim, à medida que o tempo passa, a quantidade de radionuclídeo vai diminuindo.

Tempo de meia-vida ou **período de semidesintegração** (representado por $t_{1/2}$ ou P) é o tempo necessário para que **metade** da quantidade de um radionuclídeo presente em uma amostra **sofra decaimento** radioativo.

Quando a massa de um radioisótopo se reduz à metade, também se reduzem à metade o número de átomos, a quantidade em mols e a atividade radioativa (desintegrações por segundo) desse radioisótopo.



O tempo de meia-vida é uma característica de cada **radionuclídeo** e não depende da quantidade inicial do radionuclídeo nem de fatores como pressão, temperatura e composição química do material (lembre-se de que radioatividade é um fenômeno nuclear, e não químico). A tabela 1 mostra alguns exemplos de valores de tempo de meia-vida.

Graficamente, podemos representar o processo de decaimento radioativo através da chamada *curva exponencial de decaimento*:

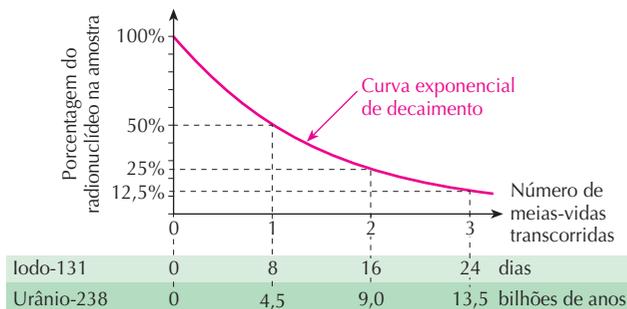


Gráfico elaborado pelos autores.

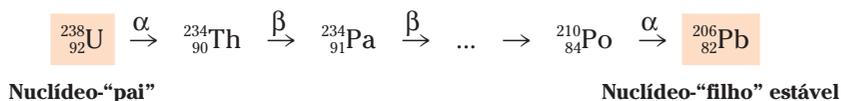
Tabela 1. Alguns valores de meia-vida

Nuclídeo e emissão(ões)	Meia-vida
$^{131}_{53}\text{I}$, β , γ	8 dias
$^{60}_{27}\text{Co}$, β , γ	5,27 anos
^3_1H (trítio), β	12,5 anos
$^{90}_{38}\text{Sr}$, β	28 anos
$^{235}_{92}\text{U}$, α , γ	710 milhões de anos
$^{238}_{92}\text{U}$, α , γ	4,5 bilhões de anos

Fonte: G. Tyler Miller Jr. *Living in the environment*. 12. ed. Brooks/Cole, Pacific Grove, 2002. p. 62.

3.2. Séries radioativas

Na cidade de Poços de Caldas (MG) há jazidas naturais de minérios contendo urânio-238. Nessas rochas, além desse isótopo do urânio, existem também muitos outros nuclídeos-“filhos” provenientes dos decaimentos nucleares sofridos por ele:



Assim, todas as rochas contendo urânio-238 terão também todos os membros dessa seqüência.

Família ou **série radioativa** é o nome dado ao conjunto de nuclídeos relacionados por sucessivos decaimentos radioativos.

Na natureza há três séries radioativas, que principiam com os radionuclídeos urânio-238, urânio-235 e tório-232. É conhecida também uma quarta série radioativa que começa com o netúnio-237 e que não existe na natureza, tendo sido descoberta em laboratório.

A razão disso é simples e pode ser vista na tabela 2 a seguir. Os tempos de meia-vida de urânio-238, urânio-235 e tório-232 são comparáveis à idade da Terra, que é estimada em $4,6 \cdot 10^9$ anos. Já a meia-vida do netúnio-237 é pequena quando comparada a ela. Isso indica que, se um dia esse isótopo existiu, praticamente todos os seus núcleos sofreram decaimento. O netúnio-237 foi sintetizado em laboratório para que sua série radioativa pudesse ser estudada.

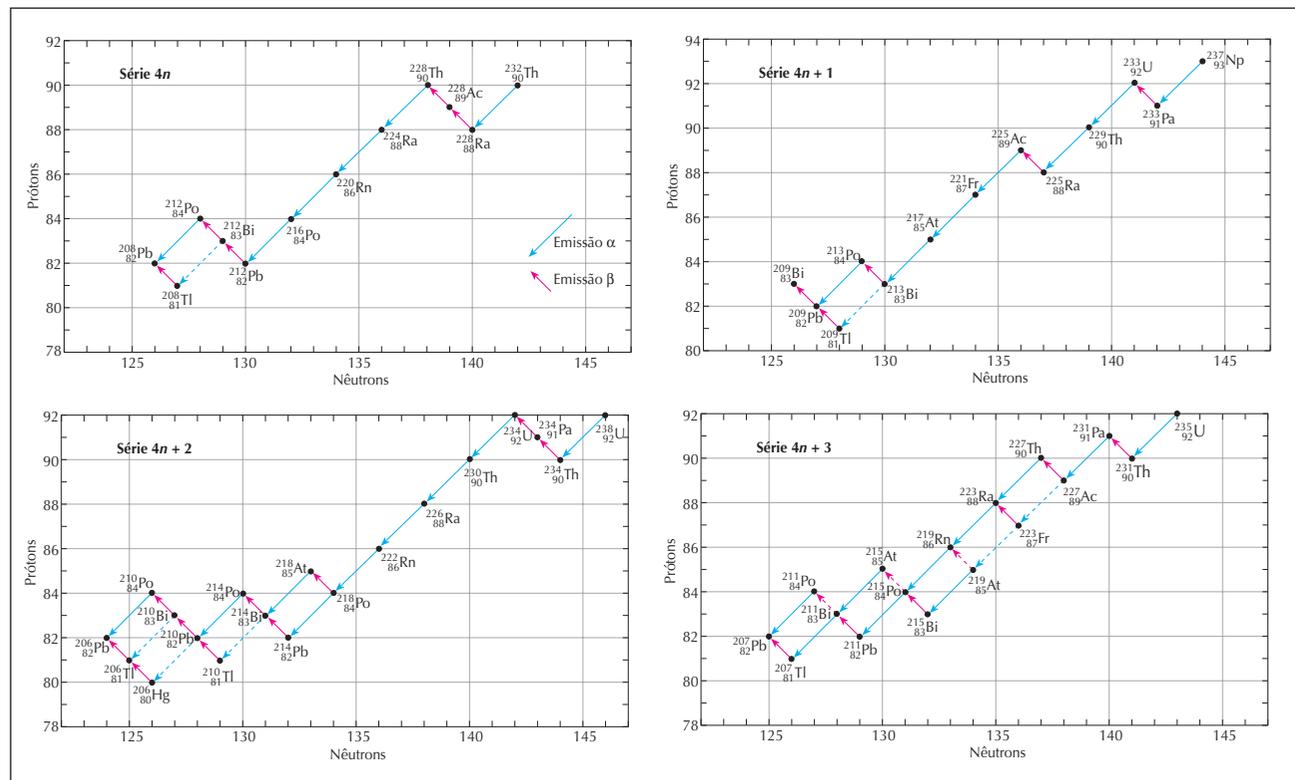
Tabela 2. Dados sobre as quatro séries radioativas

Nome da série	Inicia com	Meia-vida (anos)	Termina em	Número de massa (n é um número inteiro positivo)
Tório	$^{232}_{90}\text{Th}$	$1,39 \cdot 10^{10}$	$^{208}_{82}\text{Pb}$	$4n$
Netúnio	$^{237}_{93}\text{Np}$	$2,25 \cdot 10^6$	$^{209}_{83}\text{Bi}$	$4n + 1$
Urânio	$^{238}_{92}\text{U}$	$4,51 \cdot 10^9$	$^{206}_{82}\text{Pb}$	$4n + 2$
Actínio*	$^{235}_{92}\text{U}$	$7,07 \cdot 10^8$	$^{207}_{82}\text{Pb}$	$4n + 3$

* Quando o nome foi dado, acreditava-se que essa série começava no $^{227}_{89}\text{Ac}$.

Fonte: Beiser, A. *Concepts of Modern Physics*. 3. ed. McGraw-Hill, Tokyo, 1981. p. 414.

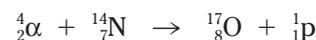
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



Fonte: Bodner, G. M. e Pardue, H. L. *Chemistry, an experimental science*. 2. ed. John Wiley, New York, 1995. p. 863-5.

4. TRANSMUTAÇÃO NUCLEAR

No ano de 1914 Rutherford percebeu que, deixando o nitrogênio na presença de um alfa-emissor, ele se transformava em oxigênio. Isso se deve à reação nuclear equacionada a seguir, que ocorre quando uma partícula α atinge um núcleo de átomo de nitrogênio:



Essa reação foi o primeiro caso relatado de uma transmutação nuclear.



Os alquimistas buscavam um meio de transformar metais comuns (como chumbo, por exemplo) em ouro. A transmutação nuclear, descoberta por Rutherford, é, de certa forma, a conquista dessa meta.

Transmutação nuclear é a transformação de um nuclídeo em outro, provocada pelo bombardeamento com uma partícula.

No exemplo mostrado, o $^{14}_7\text{N}$ se transmutou em $^{17}_8\text{O}$ através do bombardeio com partículas $^4_2\alpha$.

$$\text{Balanço de números de massa: } 4 + 14 = 17 + 1$$

$$\text{Balanço de cargas: } 2 + 7 = 8 + 1$$

Em 1932, aconteceu um outro evento marcante na história da ciência ligado às transmutações nucleares. O inglês James Chadwick descobriu o nêutron ao bombardear o berílio-9 com partículas alfa provenientes do polônio.



Emissão α

Transmutação nuclear

A transmutação nuclear é, atualmente, uma importante ferramenta na produção de nuclídeos artificiais, isto é, nuclídeos que não existem na natureza.

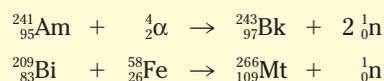
Em destaque

COMO OS ELEMENTOS ARTIFICIAIS FORAM SINTETIZADOS

Os elementos químicos que possuem números atômicos maiores que o urânio ($Z > 92$) são chamados de *elementos transurânicos*.

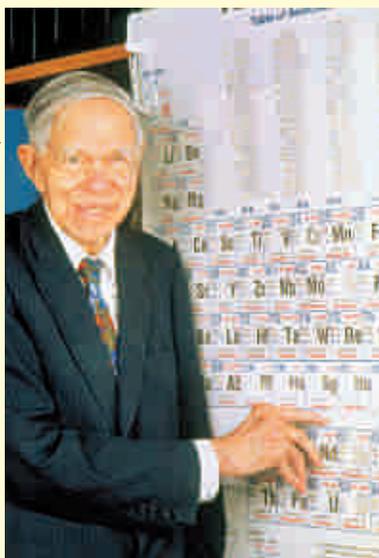
Esses elementos não existem na natureza, sendo obtidos pelos cientistas por meio de reações nucleares (principalmente de transmutação) realizadas nos aceleradores de partículas, dispositivos nos quais partículas eletricamente carregadas (α , β , prótons, íons) adquirem velocidades altíssimas e se chocam contra "átomos-alvo".

Veja, a título de exemplo, as equações que representam a síntese dos elementos 97 e 109:



Justamente por serem artificialmente sintetizados pelo ser humano é que tais elementos são denominados *sintéticos* ou *artificiais*.

Dos elementos que possuem número atômico menor que o urânio ($Z < 92$), denominados *elementos cisurânicos*, apenas quatro são artificiais. São eles o tecnécio ($_{43}\text{Tc}$), o promécio ($_{61}\text{Pm}$), o astato ($_{85}\text{At}$) e o frâncio ($_{87}\text{Fr}$). A síntese desses elementos é o assunto dos exercícios 24 e 32.



Glen Theodore Seaborg (1912-1999), Prêmio Nobel em 1951, colaborou na síntese de dez dos elementos transurânicos. Na foto, ele aponta para o elemento 106, em cujo nome (seabórgio) foi homenageado.



Um acelerador de partículas, em que partículas eletricamente carregadas podem ser aceleradas até atingirem altíssimas velocidades e se chocarem com "átomos-alvo". Tais colisões desencadeiam processos nucleares (quebras, junções, transmutações) que, estudados pelos cientistas, têm ajudado a elucidar as propriedades dos núcleos atômicos.

Questões para fixação

Resolva em seu caderno

12. A meia-vida do polônio-218 é 3 min. Qual é o tempo necessário para que uma amostra desse nuclídeo se reduza à quarta parte do inicial?

Resolução

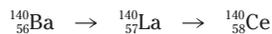
Partindo inicialmente de 1, após uma meia-vida, teremos $1/2$ e, após outra meia-vida, restará $1/4$ da amostra.

$$1 \xrightarrow{3 \text{ min}} \frac{1}{2} \xrightarrow{3 \text{ min}} \frac{1}{4}$$

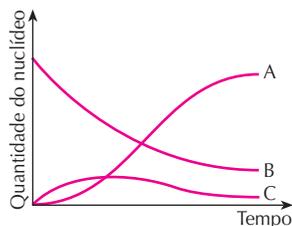
Assim, o tempo total transcorrido será de 6 min.

13. O isótopo ^{32}P , cuja meia-vida vale 14 dias, é usado por certos laboratórios no estudo de alguns processos que ocorrem dentro de células vivas. Se um laboratório recebeu uma amostra de 20 g desse isótopo, quanto restará após 70 dias?
14. A meia-vida do estrôncio-90 vale 28 anos. Quanto tempo é necessário para que restem 12,5% de uma amostra desse isótopo?
15. Após 40 dias, uma amostra com 1,6 g de iodo-131 se reduz a 50 mg. Qual a meia-vida desse radionuclídeo?
16. Quantas meias-vidas devem transcorrer para que 93,75% de um certo radionuclídeo sofra decaimento nuclear?
17. Cobalto-60, usado em medicina, possui $t_{1/2} = 5$ anos. Dentro de uma cápsula lacrada foi colocada uma amostra desse radionuclídeo e, aberta após 20 anos, revelou conter 750 mg dele. Qual a quantidade colocada inicialmente na cápsula?
18. Um relógio feito há 25 anos foi fabricado com ponteiros que contêm, entre outras coisas, trítio. Qual a massa de trítio colocada no relógio quando de sua fabricação, sabendo que hoje ele contém 1,7 mg desse isótopo, cuja meia-vida vale 12,5 anos?

19. Sabe-se que o bário-140 sofre a seguinte seqüência de decaimentos nucleares



Foi levantado o gráfico para uma amostra de bário-140, inicialmente isenta dos outros dois nuclídeos.



- a) Que partícula é emitida em cada transformação?
b) Associe as curvas aos nuclídeos em questão.

20. Represente a seguinte equação nuclear, substituindo a (?) pelo símbolo correto:



Resolução

Representando a partícula que falta pelo símbolo ^A_ZX , podemos descobrir A e Z.

$$\text{Números de massa: } 19 + A = 22 + 1 \Rightarrow A = 4$$

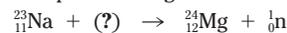
$$\text{Cargas: } 9 + Z = 11 + 0 \Rightarrow Z = 2$$

Assim, a equação fica:



21. Há três isótopos do hidrogênio na natureza: o hidrogênio leve ou prótio (^1_1H), o hidrogênio pesado ou deutério (^2_1H) e o trítio ou trítério (^3_1H).

- a) Quantos nêutrons possui cada um deles?
b) Qual deles toma parte na seguinte transmutação?



22. O trítio pode ser obtido industrialmente pelo processo assim equacionado: $(?) + ^1_0\text{n} \rightarrow ^3_1\text{H} + ^4_2\alpha$. Identifique o símbolo do nuclídeo de partida.

23. Uma equipe de cientistas acredita ser possível sintetizar um elemento químico não-natural bombardeando bismuto com zinco, de acordo com a equação: $^{209}_{83}\text{Bi} + ^{64}_{30}\text{Zn} \rightarrow ^A_Z\text{X} + \text{n}$.

- a) Determine os valores de A e Z.
b) A que grupo da tabela periódica X deve pertencer?

24. A e B são dois dentre os quatro elementos cisurânicos não encontrados na natureza. Eles puderam ser sintetizados por meio da seguinte seqüência de reações nucleares.



- a) Qual(is) dessas etapas é(são) de transmutação nuclear?
b) Calcule os números atômico e de massa dos nuclídeos A e B. Procure na tabela periódica os nomes e símbolos verdadeiros de ambos.
c) A etapa IV tem uma meia-vida de 0,025 s. Quanto tempo leva para que 87,5% de uma amostra de A se transforme em B? (Por aí se percebe como são complicados os estudos de elementos artificiais.)
d) B se transforma em $^{207}_{82}\text{Pb}$ mediante a emissão de partículas α e β . Represente a equação dessa reação.

5. ALGUMAS APLICAÇÕES DA RADIOATIVIDADE

5.1. Método da datação com carbono-14

Na natureza existem três isótopos do carbono: o $^{12}_6\text{C}$, com abundância de 98,9%, o $^{13}_6\text{C}$, com abundância de 1,1%, e o $^{14}_6\text{C}$, com abundância de 0,000001%.

O menos abundante deles, o carbono-14, é radioativo; ele emite partículas beta. Dizer que o teor de carbono-14 é 0,000001% equivale a dizer que em cada bilhão (10^9) de átomos de carbono, dez são de carbono-14. Isso é o mesmo que dizer que há 10 ppb (ou seja, 10 partes por bilhão) de carbono-14.



No início da década de 1990, um cadáver de homem pré-histórico foi encontrado numa geleira próxima à fronteira entre Itália e Áustria. Seu estado de conservação era espantoso (havia provavelmente sido desidratado por ventos frios antes de congelar). Os cientistas usaram o método do carbono-14 para determinar que sua morte ocorreu há cerca de 5.300 anos.



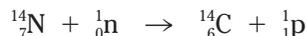
Há processos mais complexos de datação que permitem estimar a idade de rochas. (Eles envolvem outros radioisótopos, como potássio-argônio, urânio-chumbo, rubídio-estrôncio e samário-neodímio.) Usando tais métodos, os cientistas puderam estimar a idade da Terra em 4,6 bilhões de anos. As rochas lunares trazidas pelas missões *Apollo 11* e *17* apresentam idades entre 3,2 e 4,2 bilhões de anos.

Tabela 3. Uso de radioisótopos em Medicina

Isótopo	Aplicação em diagnósticos relacionados a
^{51}Cr	Glóbulos vermelhos
^{57}Co	Metabolismo da vitamina B ₁₂
^{59}Fe	Metabolismo do ferro
^{67}Ga	Tumores linfáticos
^{75}Se	Pâncreas
^{99}Tc	Pulmões, ossos, medula óssea, placenta, rins, fígado.
^{131}I	Glândula tireóide

Fonte: Elaborada a partir de dados de: Blei, I. e Odian, G. *General, Organic and Biochemistry. Connecting Chemistry to your life.* Freeman, New York, 2000. p. 266; Sackheim, G. I. e Lehman, D. D. *Chemistry for the Health Sciences.* 8. ed. Prentice Hall, New Jersey, 1998. p. 223-6.

Esse isótopo forma-se na alta atmosfera, onde continuamente está ocorrendo uma transmutação nuclear causada pela colisão de nêutrons cósmicos (vindos do espaço) com átomos de nitrogênio do ar:



O carbono-14 formado incorpora-se à atmosfera na forma de CO₂. Por meio da fotossíntese, processo que utiliza CO₂ da atmosfera, esses átomos de carbono-14 passam a fazer parte dos seres vivos fotossintetizantes e, através das cadeias alimentares, também dos demais seres vivos.

Os cientistas descobriram que, com a mesma velocidade com que o carbono-14 se forma na alta atmosfera, ele se desintegra por meio de decaimento beta:



Desse modo, como ele se forma e se desintegra com a mesma velocidade, sua porcentagem no planeta permanece constante, sendo exatamente a mesma na atmosfera e em todos os seres vivos (10 ppb).

Ao examinar múmias, fósseis, ossos, pergaminhos e outros achados arqueológicos compostos por restos de antigos seres vivos, os cientistas encontraram neles teores de carbono-14 inferiores a 10 ppb, o que se deve ao decaimento β ocorrido durante os anos que se passaram desde a morte do ser vivo.

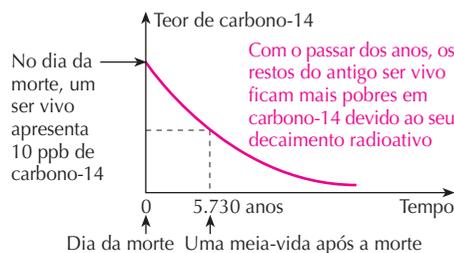


Gráfico elaborado pelos autores.

Isso torna possível, uma vez determinada a porcentagem de carbono-14 na amostra, calcular a sua idade, consultando a curva de decaimento radioativo. Esse processo é o *método da datação pelo carbono-14*.

5.2. Aplicações da radioatividade na Medicina e em outras áreas

Como já vimos, a incidência de radiação sobre um tecido humano pode induzir o aparecimento de câncer. Então surge a dúvida: por que os médicos utilizam radiação no combate de casos evoluídos de câncer?

Apesar de parecer uma incoerência, não é. As células cancerosas são mais fracas que as normais e, por esse motivo, uma dose controlada de radiação incidindo apenas sobre o local do tumor pode matar preferencialmente as células cancerosas. Esse é o princípio da chamada *radioterapia do câncer*, uma das muitas aplicações pacíficas da radioatividade. Nela são usados os raios gama provenientes da desintegração de cobalto-60 (artificialmente produzido) ou césio-137 (isolado do lixo nuclear de reatores).

Ainda na área da Medicina, muitos outros radioisótopos possuem importantes aplicações no diagnóstico de doenças (tabela 3). Uma vez introduzidos no organismo, as emissões desses radionuclídeos podem ser detectadas por sensores apropriados, fornecendo valiosas informações sobre o funcionamento dos órgãos.

Não é apenas na Medicina que a radioatividade encontra aplicações práticas. Ela pode ser utilizada também para esterilizar alimentos em geral, detectar vazamentos em tubulações, analisar a espessura de chapas e estudar o mecanismo de reações químicas e bioquímicas.



JOSH SHER / SPL-STOCK PHOTOS

A



CID

B

- A Profissional manipulando amostra de radioisótopo para uso em diagnóstico médico. A radioatividade possui inúmeras aplicações pacíficas que contribuem para o bem-estar da humanidade.
- B Uma importante aplicação da radioatividade está na conservação de alimentos. Irradiar alimentos com raios gama permite matar microrganismos que aceleram o apodrecimento. No Brasil, onde parte considerável da produção estraga antes de chegar à mesa do consumidor, o uso dessa técnica permitiria evitar desperdícios. Em verde, sobre a foto, aparece o símbolo internacional para alimentos tratados com radiação.

Em destaque

O ACIDENTE DO CÉSIO-137

Era 13 de setembro de 1987. Um aparelho de radioterapia contendo césio-137 encontrava-se abandonado no prédio do Instituto Goiano de Radioterapia, desativado havia cerca de 2 anos. Dois homens, à procura de sucata, invadiram o local e encontraram o aparelho, que foi levado e vendido ao dono de um ferro-velho.

Durante a desmontagem do aparelho, foram expostos ao ambiente 19,26 g de cloreto de césio-137 ($^{137}\text{CsCl}$), pó branco semelhante ao sal de cozinha, que, no entanto, brilha no escuro com uma coloração azulada.

Encantado com o brilho do pó, o dono do ferro-velho passou a mostrá-lo e até distribuí-lo a amigos e parentes.

Os primeiros sintomas da contaminação (tonturas, náuseas, vômitos e diarreia) apareceram algumas horas depois do contato com o pó, levando as pessoas a procurar farmácias e hospitais, sendo medicadas como portadoras de alguma doença contagiosa. Os sintomas só foram caracterizados como contaminação radioativa em 29 de setembro, depois que a esposa do dono do ferro-velho levou parte do aparelho desmontado até a sede da Vigilância Sanitária.

Na época, quatro pessoas morreram. Segundo a Comissão Nacional de Energia Nuclear (CNEN), além delas, de 112.800 pessoas que foram monitoradas, 129 apresentaram contaminação corporal interna e externa. Destas, 49 foram internadas e 21 exigiram tratamento médico intensivo.

A propagação do césio-137 para as vizinhanças da casa onde o aparelho foi desmontado se deu por diversas formas. Merece destaque o fato de o CsCl ser higroscópico, isto é, absorver água da atmosfera. Isso faz com que ele fique úmido e, assim, passe a aderir com facilidade na pele, nas roupas e nos calçados. Levar mãos ou alimentos contaminados à boca resulta em contaminação interna do organismo.

Os trabalhos de descontaminação dos locais afetados produziram 13,4 t de lixo contaminado com césio-137: roupas, utensílios, plantas, restos de solo e materiais de construção. O lixo do maior acidente radiológico do mundo está armazenado em cerca de 1.200 caixas, 2.900 tambores e catorze contêineres em um depósito construído na cidade de Abadia de Goiás, vizinha a Goiânia, onde deverá ficar, pelo menos, 180 anos.

A tragédia de Goiânia deu origem a um processo judicial de 14 volumes, envolvendo os donos do Instituto Goiano de Radioterapia, que chegou ao final em março de 1996. Considerados culpados por homicídio culposo, três médicos e um físico hospitalar foram condenados a 3 anos e 2 meses de pena em regime aberto (isto é, trabalhando normalmente de dia e pernoitando em albergue). Outro médico, antigo proprietário do instituto, foi condenado a 1 ano e 2 meses em liberdade condicional.



CID

Auto-radiografia de uma folha de mangueira próxima ao local de abertura da cápsula. A imagem foi obtida no escuro. O césio-137 presente na folha emitiu a radiação que impressionou o filme.



CHICO FERREIRA / ANGULAR

A cápsula de césio-137 envolvida no acidente de Goiânia, selada em um barril cheio de concreto, é mantida em isolamento (outubro de 1987). Posteriormente, foi levada para o depósito de lixo radioativo em Abadia de Goiás.



WAGNER AVANCINI / ANGULAR

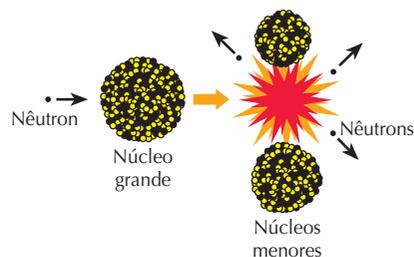
Contêiner contendo lixo radioativo do acidente chega a Abadia de Goiás, onde viria a ser o depósito desses resíduos.

25. Um fóssil apresenta teor de carbono-14 igual a 2,5 ppb. Faça uma estimativa de há quantos anos, aproximadamente, esse fóssil foi formado?
Dados: teor de carbono-14 na atmosfera = 10 ppb;
meia-vida do carbono-14 = 5.730 anos.
26. Uma amostra de carvão mineral, originado pelo soterramento de gigantescas árvores, revelou conter 12,5% do teor de carbono-14 existente na atmosfera.
Há cerca de quanto tempo foi soterrada essa árvore?
Dado: meia-vida do carbono-14 = 5.730 anos.
27. Considerando que o lixo radioativo do acidente de Goiânia deverá permanecer 180 anos em isolamento, e tomando-se a meia-vida do césio-137 como sendo 30 anos, que porcentagem desse nuclídeo restará ao final do isolamento?

6. FISSÃO NUCLEAR

6.1. O que é fissão nuclear?

Alguns anos antes da Segunda Guerra Mundial, vários grupos de pesquisadores tentavam obter novos elementos químicos, com $Z > 92$, bombardeando o urânio com nêutrons. Em janeiro de 1939, os alemães Otto Hahn e Fritz Strassman anunciaram a presença de bário, lantânio e criptônio numa amostra de urânio bombardeada com nêutrons. Nos meses que se seguiram, esse processo passou a ser mais bem compreendido e chamado de fissão nuclear.

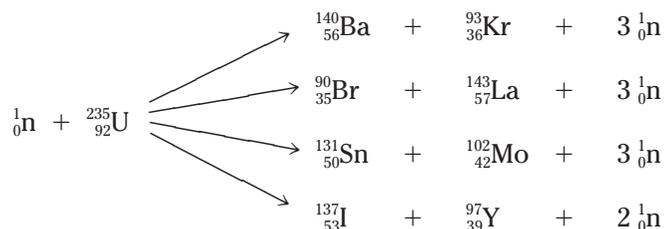


Representação esquemática da fissão nuclear, na qual cada núcleo fissionado libera nêutrons que poderão provocar a fissão de outros núcleos. (Cores e formas fantasiosas.)

Fissão nuclear é o processo de **quebra de núcleos grandes** em núcleos menores, liberando uma grande quantidade de energia.

O nêutron, ao atingir um núcleo de urânio, provoca sua quebra em dois núcleos menores e a liberação de mais nêutrons que, por sua vez, irão atingir outros núcleos e provocar novas quebras. É uma *reação em cadeia*, análoga ao início de uma epidemia de gripe: uma pessoa transmite o vírus para duas, que o transmitem para quatro, daí para oito, e assim por diante.

Quando um átomo de urânio-235 sofre fissão, vários produtos podem se formar. Alguns exemplos são:



A energia liberada na reação de fissão do urânio-235 é muito grande, muito maior do que aquela envolvida em reações químicas como, por exemplo, uma combustão.

Pelos dados da tabela 4 é possível calcular que 1 g de urânio-235 equivale, sob o ponto de vista energético, a cerca de trinta toneladas do explosivo TNT!

6.2. A bomba atômica

Com o início da Segunda Guerra Mundial, os interesses sobre fissão nuclear aumentaram, graças à grande quantidade de energia que é liberada. Assim, um grupo de cientistas liderados por J. Robert Oppenheimer, trabalhando no laboratório de Los Álamos (Novo México, Estados Unidos), conseguiu construir a bomba de fissão ou bomba atômica (bomba A), testada na manhã de 16 de julho de 1945, no deserto do Novo México.

Tabela 4. Energia liberada em alguns processos

Processo	Energia (kJ/g)
Fissão nuclear do ${}^{235}_{92}\text{U}$	$8 \cdot 10^7$
Fusão nuclear* de ${}^2_1\text{H}$ e ${}^3_1\text{H}$	$3 \cdot 10^8$
Explosão do TNT	2,8

* A fusão nuclear é apresentada mais à frente.

Fonte: P. A. Tipler e R. A. Llewellyn. *Modern Physics*. 3. ed. New York, Freeman, 1999. p. 569; W. L. Masterton e E. J. Slowinski. *Química Geral Superior*. 4. ed. Rio de Janeiro, Interamericana, 1978. p. 489.

Alguns dias depois (6 de agosto de 1945), uma bomba atômica baseada na fissão do urânio-235, batizada de *Little Boy* (Pequeno Menino), foi detonada sobre a cidade japonesa de Hiroxima.

Três dias depois, uma outra bomba atômica, dessa vez baseada na fissão do plutônio-239, batizada de *Fat Man* (Homem Gordo), explodiria sobre Nagasáqui. Em 14 de agosto de 1945 os japoneses se renderam. Foi devido a essa lamentável demonstração que o mundo tomou conhecimento da enorme quantidade de energia que se encontra armazenada no núcleo do átomo.

A reação em cadeia da fissão nuclear só se mantém em andamento se a massa do material físsil for superior a um certo valor característico, denominado *massa crítica*.

A primeira bomba atômica, testada em 16 de julho de 1945, possuía 12 quilotons. Por definição, 1 **quiloton** equivale ao poder destrutivo de **mil** toneladas de TNT. Cada uma das bombas detonadas no Japão correspondia a cerca de 20 quilotons. Aproximadamente 71 mil pessoas foram mortas instantaneamente em Hiroxima. As mortes nos cinco anos subseqüentes, devidas à exposição à radiação, são estimadas em 200 mil. Quase 98% das construções de Hiroxima foram destruídas ou seriamente danificadas. Em Nagasáqui, algo em torno de 74 mil pessoas morreram na explosão, que arrasou 47% da cidade.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



HULTON ARCHIVE / GETTY IMAGES



BRIAN BRAKESOURCE SOURCE / SPL-STOCK PHOTOS

- (A) Ruínas de Hiroxima, devastada pela explosão da bomba atômica *Little Boy*.
- (B) Relógio encontrado nas ruínas de Hiroxima: registro do instante da tragédia.

6.3. O reator nuclear

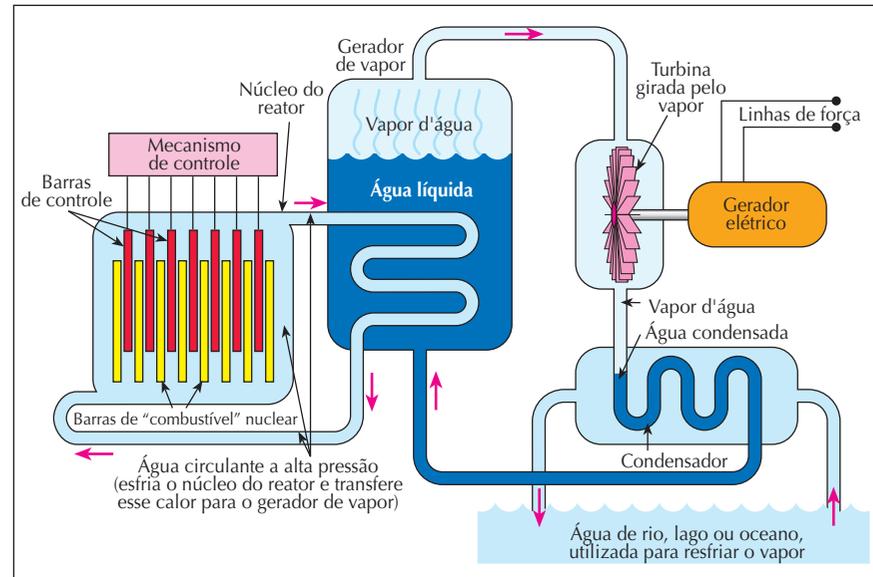
Antes mesmo de se construir a primeira bomba atômica, o italiano Enrico Fermi e sua equipe já haviam construído, em 1942, na Universidade de Chicago, o primeiro reator nuclear. Esse reator tinha a finalidade de executar em laboratório a fissão nuclear para que se pudesse compreendê-la melhor, a fim de aproveitá-la como fonte de energia.

A versão moderna do reator de Fermi são as usinas nucleares, ou termonucleares, onde a fissão nuclear ocorre de modo controlado e a energia liberada é aproveitada para a produção de energia elétrica.

Os principais componentes de um reator nuclear são:

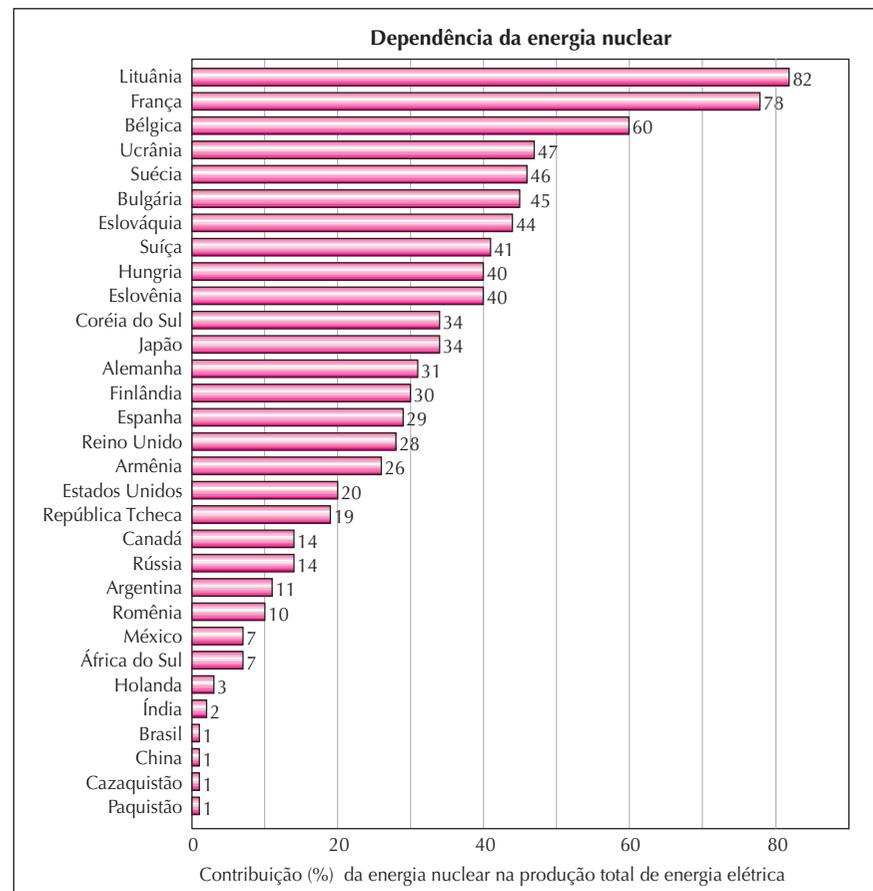
- material físsil, que pode ser urânio-235 (natural), urânio-233 ou plutônio-239 (artificiais);
- fluido trocador de calor;
- moderador (grafite ou água), que serve para diminuir a velocidade dos nêutrons, o que torna a reação possível (nêutrons rápidos não são eficientes para provocar a fissão);
- barras de controle (cádmio ou boro), que absorvem nêutrons e servem para evitar que a reação saia de controle, superaquecendo o reator.

No chamado reator de água pressurizada, ou PWR (*pressurized water reactor*), como o da usina Angra I (em Angra dos Reis, RJ), o calor liberado na fissão aquece a água (mantida a alta pressão) que está em contato com o material físsil. Esta, por sua vez, aquece uma outra porção de água que entra em ebulição. O vapor produzido gira uma turbina, cujo eixo se liga a um gerador elétrico, o qual, por sua vez, transforma a energia do movimento em energia elétrica. Nesse tipo de reator, ilustrado a seguir, a água funciona como fluido trocador de calor e também como moderador dos nêutrons. Já no chamado reator de água fervente, ou BWR (*boiling water reactor*), vapor de água formado pelo aquecimento direto da água em contato com o material físsil é usado para girar a turbina.



Representação esquemática de um reator de água pressurizada. (Cores fantasiosas.)

Fonte: C. H. Snyder, *The extraordinary Chemistry of ordinary things*. 4. ed. New York, John Wiley, 2003. p. 89.



Porcentagem com que a energia nuclear contribui para o total da energia elétrica, em vários países. No Brasil, essa contribuição é desprezível. Porém ela é muito importante para os países que aparecem no topo da lista. Embora muitas pessoas sejam contrárias ao uso da energia nuclear, sua importância atual para o bem-estar de várias populações não pode, nem deve, ser ignorada.

Fonte: NEBEL, B. J. & WRIGHT, R.T. *Environmental Science; the way the world works*. 7. ed. New Jersey, Prentice-Hall, 2000. p. 336.

6.4. O lixo nuclear

Nos produtos da fissão do urânio-235 já foram identificados mais de duzentos isótopos pertencentes a 35 elementos diferentes. Muitos deles emitem α , β e γ , representando um risco à população e necessitando, portanto, ser armazenados em recipientes de chumbo e/ou concreto e guardados em locais seguros por tempo suficiente para que a radiação caia a níveis não-prejudiciais.

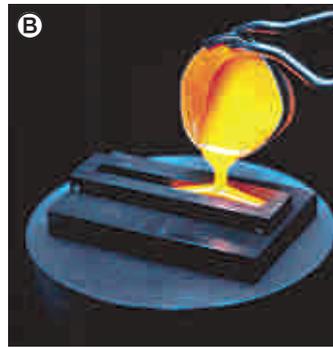
Dentre os muitos nuclídeos presentes no lixo nuclear podemos destacar três bastante perigosos para o ser humano, estrôncio-90, iodo-131 e céσιο-137, cujas características estão reunidas na tabela 5.

Tabela 5. Alguns radionuclídeos presentes no lixo nuclear

Nuclídeo	$t_{1/2}$	Local de concentração	Tempo de permanência no organismo
$^{90}_{38}\text{Sr}$	28,1 anos	Ossos	Anos
$^{131}_{53}\text{I}$	8 dias	Tireóide	Meses
$^{137}_{55}\text{Cs}$	30,7 anos	Todos os tecidos	Meses*

* Apesar de perigoso quando exposto ao meio ambiente, o céσιο-137 é extraído do lixo nuclear para ser usado em radioterapia médica.

Fonte: Tabela elaborada pelos autores.



- (A) Engenheiros trabalham na montagem da parte superior de um reator nuclear de pesquisa, no Laboratório Nacional de Engenharia de Idaho, EUA.
- (B) Uma das técnicas modernas para o armazenamento de produtos altamente radioativos da fissão nuclear consiste em misturá-los ao vidro derretido. Após endurecer, o material é acondicionado e levado ao depósito final. Na foto, vemos a mistura derretida sendo despejada de um cadinho de platina em uma fôrma de aço.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Em destaque

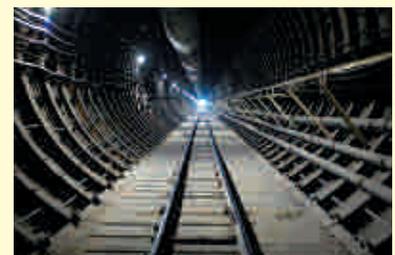
MEIA-VIDA

A HERANÇA LETAL DO LIXO NUCLEAR AMERICANO

[...]

Até meados da década de 60, no auge da Guerra Fria, os Estados Unidos haviam armazenado cerca de 32 mil bombas nucleares, responsáveis pelo surgimento de montanhas de lixo radioativo, um subproduto da fabricação de plutônio para esses letais armamentos. Para obter 1 quilo de plutônio, era preciso processar cerca de mil toneladas de minério de urânio. Produzido a partir do urânio bombardeado com nêutrons em um reator nuclear, o plutônio era em seguida separado do urânio em infernais banhos de ácido e solvente cujo destino final não fora decidido.

Agora uma limpeza longamente adiada está sendo realizada nas 114 instalações nucleares americanas, que ocupam uma área de 8,5 mil quilômetros quadrados. Muitas das instalações menores já foram limpas, mas os problemas maiores ainda não foram resolvidos. O que será feito das 47 mil toneladas de combustível, ainda radioativo, usado em reatores nucleares comerciais e militares? Dos 344 milhões de litros de resíduos líquidos resultantes do processamento de plutônio? De mais de meio milhão de toneladas de urânio empobrecido? De milhões de metros cúbicos de equipamentos, pedaços de metal, roupas, solventes e outros dejetos contaminados? E de cerca de 245 milhões de toneladas da escória do processamento de minério de urânio — metade das quais estabilizada — empesando o meio ambiente? Para transportar essa escória em vagões ferroviários de carga, e os resíduos líquidos em vagões-tanques, seria preciso um inimaginável trem com 5,3 mil quilômetros de comprimento.



Entrada do complexo subterrâneo da montanha Yucca, o maior depósito norte-americano de lixo nuclear.

Daqui a uma década é bem provável que trens e caminhões comecem de fato a levar resíduos para a montanha Yucca, no estado de Nevada, o polêmico local que as autoridades escolheram para guardar para sempre todo esse material. Não basta apenas armazená-los, contudo. Também é preciso tratar e descontaminar terrenos e lençóis freáticos radioativos; desativar reatores nucleares; demolir instalações; exumar, selecionar e voltar a enterrar resíduos que não foram armazenados adequadamente. O custo de tudo isso será assombroso — algo em torno de 400 bilhões de dólares ao longo de 75 anos.

[...]

Fonte do texto: LONG, M. E. *National Geographic Brasil*, jul. 2002. p. 30-59.

Em destaque

O ACIDENTE DE CHERNOBYL

Na manhã de 26 de abril de 1986, como resultado de uma série de falhas de engenharia e controle, ocorreu um superaquecimento do reator número 4 da usina nuclear de Chernobyl, próxima à cidade de Kiev, na Ucrânia (ex-URSS). O superaquecimento provocou uma explosão que deslocou a tampa do reator, de duas mil toneladas, lançando na atmosfera uma nuvem contendo isótopos radioativos. Tal nuvem subiu até cerca de 5 km de altitude e se alastrou por vários países da Europa, sendo detectada a muitos quilômetros de distância. Esse foi o mais grave acidente nuclear da história.

Muitos dos operários e bombeiros que tentaram apagar o incêndio nas instalações morreram pouco depois, por terem sido expostos à radiação. O fogo só foi controlado quando helicópteros jogaram cinco mil toneladas de areia no topo do reator. Controlado o perigo mais imediato, veículos-robôs foram usados na tentativa de limpar a usina e eliminar os resíduos radioativos. Esses robôs apresentaram falhas de funcionamento, provavelmente devido aos altos níveis de radiação no local. Finalmente, homens foram enviados para fazer tal limpeza (muitos deles também morreram). Mais de 115 mil pessoas foram evacuadas das regiões vizinhas.

Ucrânia e Bielorrússia (atual Belarus) enfrentam problemas a longo prazo. Muitos dos seus habitantes não podem beber a água do local ou ingerir vegetais, carne e leite ali produzidos. Cerca de 20% do solo agricultável e 15% das florestas de Belarus não poderão ser ocupados por mais de um século devido aos altos índices de radioatividade.

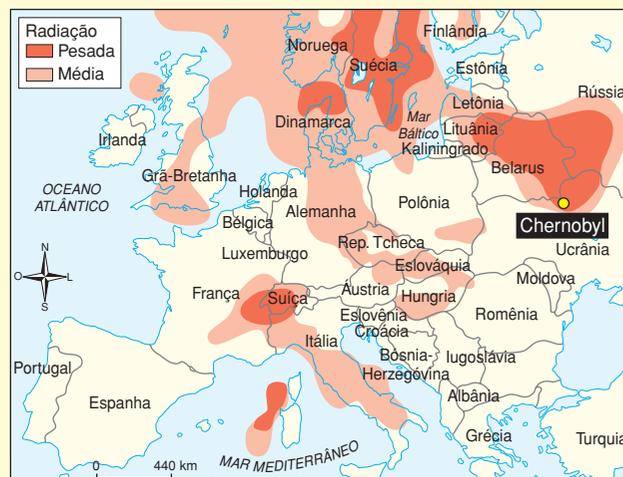
Especialistas estimam que oito mil ucranianos já morreram como consequência da tragédia. Há previsões de que até dezessete mil pessoas poderão morrer de câncer nos próximos setenta anos devido à radiação espalhada no acidente.



(A) Vista aérea da usina de Chernobyl após o acidente, em 1986.



(B) Imenso túmulo, feito com 300 mil toneladas de concreto, visando isolar os resíduos que ainda permanecerão sofrendo decaimento radioativo por décadas.



Áreas afetadas pela radiação espalhada no acidente de Chernobyl. Por vários meses foi possível medir índices de radioatividade acima do normal no leite e em produtos lácteos provenientes dessas regiões.

Fonte do mapa: P. H. Raven e L. R. Berg. *Environment*. 3. ed. Saunders, Orlando, 2001. p. 255.

7. FUSÃO NUCLEAR

Muitas pessoas dizem que o Sol é uma bola de fogo. O que estará queimando lá, então? Na verdade nada está queimando. No Sol, bem como em outras estrelas, está ocorrendo um processo denominado “fusão nuclear”.

Fusão nuclear é a junção de núcleos pequenos formando núcleos maiores e liberando uma quantidade muito grande de energia.

Para ocorrer fusão nuclear é necessária uma temperatura muito elevada, pelo menos da ordem de 10 milhões de graus Celsius. O Sol é uma imensa bola de hidrogênio onde a temperatura é suficiente para que ocorra a fusão dos átomos de hidrogênio, formando átomos mais pesados e liberando a energia que chega até nós na forma de luz e calor. Uma das reações que acontecem no Sol é:

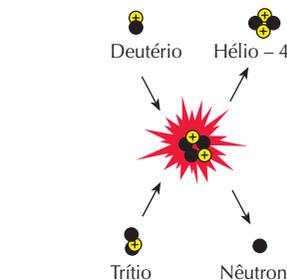


A energia liberada na reação de fusão é bem maior do que na fissão nuclear (veja a tabela 4, na página 306). Aproveitar a energia da fusão nuclear em usinas seria extremamente vantajoso, pois o hidrogênio pode ser obtido a partir da água do mar a baixo custo, o rendimento energético da fusão é alto e o lixo resultante é bem menos perigoso que o lixo da fissão, contendo apenas um nuclídeo radioativo, o trítio ${}^3_1\text{H}$. No entanto, ainda não foi desenvolvida tecnologia para o aproveitamento controlado da energia liberada na fusão.

Fusão nuclear é a reação que ocorre quando uma bomba de hidrogênio (bomba H) explode. No entanto, para que a fusão ocorra, é necessária uma altíssima temperatura, que é conseguida através da explosão de uma bomba atômica, que funciona como detonador da bomba H.

Estima-se que mais de duzentas explosões nucleares já aconteceram por todo o planeta, como parte dos chamados testes nucleares. O lixo atômico produzido num desses eventos é espalhado pelo vento, pela água e pelos seres vivos (através das cadeias alimentares). A arma mais potente já detonada tinha 58 megatons e foi testada pela União Soviética em 30 de outubro de 1981 (um megaton equivale em poder destrutivo a um milhão de toneladas de TNT.)

A poeira e as cinzas lançadas na atmosfera sob a forma de “cogumelo atômico” podem subir além da camada das nuvens e, dessa maneira, permanecer meses em suspensão antes de descer sob a ação do próprio peso. Essas partículas obstruem a passagem dos raios solares.



Representação esquemática do processo de fusão nuclear assim equacionado:
 ${}^2_1\text{H} + {}^3_1\text{H} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^1_0\text{n} + \text{energia}$
 (Cores e formas fantasiosas.)

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

U.S. NAVY / SPL-STACK PHOTOS

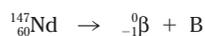


O “cogumelo atômico” formado na explosão de uma bomba de hidrogênio testada em 21 de maio de 1956, no Atol Bikini, Oceano Pacífico.

Questões para fixação

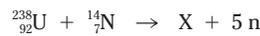
Resolva em seu caderno

28. O que é fissão nuclear? E fusão nuclear?
29. Qual dos dois processos — fissão ou fusão — ocorre naturalmente? Em que lugar do universo?
30. Qual dos dois processos — fissão ou fusão nuclear — é aproveitado pelo homem para a geração de energia elétrica em usinas apropriadas?
31. As duas bombas usadas contra cidades japonesas na Segunda Guerra Mundial eram de fissão ou de fusão nuclear?
32. Como conseqüência da construção dos primeiros reatores nucleares, puderam ser isolados dois elementos cisurânicos não encontrados antes na natureza, representados aqui por A e B. Eles se formam no decaimento dos radionuclídeos molibdênio-99 e neodímio-147 presentes no lixo nuclear. Determine os números atômicos e de massa e também, consultando a tabela periódica, os nomes de A e B.



33. Considere a equação: ${}_{92}^{235}\text{U} + n \rightarrow {}_{55}^{144}\text{Cs} + (?) + 2n$
- a) Que tipo de reação nuclear ela representa?
- b) Identifique o símbolo que está faltando.

34. Dois dos elementos transurânicos também tiveram sua descoberta graças à fissão nuclear. Foram detectados no lixo restante de um teste nuclear feito no Oceano Pacífico em 1952. Uma das explicações para a formação desses elementos encontra-se nas duas transmutações que teriam ocorrido durante a explosão:



Represente o símbolo completo de X e Y.

35. Considere a seguinte tabela:

Processo	Energia liberada (kJ)
Fusão nuclear de 1 g de ${}^2_1\text{H}/{}^3_1\text{H}$	$3 \cdot 10^8$
Fissão nuclear de 1 g de ${}^{235}_{92}\text{U}$	$8 \cdot 10^7$
Combustão de 1 g de gás hidrogênio	143
Combustão de 1 g de etanol líquido	30

- a) Que massa de gás hidrogênio precisa ser queimada para liberar a mesma energia que a fissão de 1 g de ${}^{235}_{92}\text{U}$?
- b) Que massa de gás hidrogênio precisa ser queimada para liberar a mesma energia que a fusão de 1 g de ${}^2_1\text{H}/{}^3_1\text{H}$?
- c) Repita os cálculos dos itens anteriores para o etanol (álcool comum) líquido em vez de gás hidrogênio.

Exercícios sobre todo o capítulo

Resolva em seu caderno

A tabela periódica é um instrumento de consulta!

Emissões α , β e γ

36. (Uesb-BA) A radioatividade emitida por determinadas amostras de substâncias provém
- da energia térmica liberada em sua combustão.
 - de alterações em núcleos de átomos que as formam.
 - de rupturas de ligações químicas entre os átomos que as formam.
 - do escape de elétrons das eletrosferas de átomos que as formam.
 - da reorganização de átomos que ocorre em sua decomposição.
37. (Unifesp) 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 radiação β e γ , esse isótopo se transforma em um outro elemento químico, E. Qual deve ser a notação desse elemento?
- ${}_{52}^{130}\text{E}$
 - ${}_{52}^{131}\text{E}$
 - ${}_{53}^{130}\text{E}$
 - ${}_{54}^{130}\text{E}$
 - ${}_{54}^{131}\text{E}$
38. (UFU-MG) Em 06 de julho de 1945, no estado do Novo México, nos Estados Unidos, foi detonada a primeira bomba atômica. Ela continha cerca de 6 kg de plutônio e explodiu com

a força de 20.000 toneladas do explosivo TNT (trinitrotolueno). A energia nuclear, no entanto, também é utilizada para fins mais nobres como curar doenças, através de terapias de radiação.

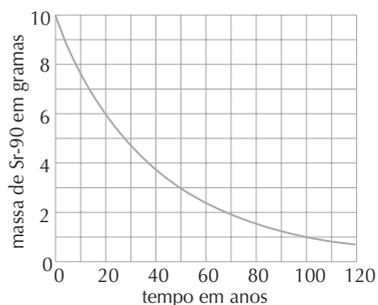
Em relação à energia nuclear, identifique a alternativa INCORRETA:

- Raios α (alfa) possuem uma baixa penetração na matéria, e os núcleos que emitem estas partículas perdem duas unidades de número atômico e quatro unidades de massa.
 - Raios α (alfa) são formados por um fluxo de alta energia de núcleos de hélio, combinações de dois prótons e dois nêutrons.
 - Raios γ (gama) são uma forma de radiação eletromagnética, que não possuem massa ou carga, sendo, portanto, menos penetrantes que as partículas α (alfa) ou β (beta).
 - Partículas β (beta) são elétrons ejetados a altas velocidades de um núcleo radioativo e possuem uma massa muito menor que a massa de um átomo.
 - Partículas β (beta) são mais penetrantes que as partículas α (alfa), e a perda de uma única dessas partículas produz aumento de uma unidade no número atômico do núcleo que a emitiu.
39. (UCB-DF) Ao se desintegrar, o átomo de ${}^{222}_{86}\text{Rn}$ se transforma em ${}^{210}_{84}\text{Po}$. O número de partículas ${}^4_2\alpha$ e ${}^0_{-1}\beta$ emitidas no processo é, respectivamente,
- 2 e 4
 - 2 e 6
 - 3 e 2
 - 3 e 4
 - 4 e 6

40. (Cesgranrio-RJ) Após algumas desintegrações sucessivas, o ${}^{232}_{90}\text{Th}$, muito encontrado na orla marítima de Guarapari (ES), se transforma no ${}^{208}_{82}\text{Pb}$. O número de partículas α e β emitidas nessa transformação foi, respectivamente de:
- a) 6 e 4 b) 6 e 5 c) 5 e 6 d) 4 e 6 e) 3 e 3
41. (UEPG-PR) Uma série radioativa consiste em um conjunto de radioisótopos que são formados a partir de um radioisótopo inicial, pela sucessiva emissão de partículas alfa e beta. Na série radioativa que se inicia com o ${}^{237}_{93}\text{Np}$ e termina com o ${}^{209}_{83}\text{Bi}$, o número de partículas α e β emitidas é de, respectivamente:
- a) 3 e 5 b) 7 e 4 c) 6 e 3 d) 5 e 2 e) 8 e 6

Cinética das emissões

42. (UFPI) Na indústria nuclear os trabalhadores utilizam a regra prática de que a radioatividade de qualquer amostra torna-se inofensiva após dez meias-vidas. Identifique a fração que permanecerá após esse período:
- a) 0,098% b) 0,195% c) 0,391% d) 1,12% e) 3,13%
43. (Vunesp) O isótopo radioativo ${}^{222}_{86}\text{Rn}$, formado a partir de ${}^{238}_{92}\text{U}$ por emissões sucessivas de partículas alfa e beta, é a principal fonte de contaminação radioativa ambiental nas proximidades de jazidas de urânio. Por ser gasoso, o isótopo ${}^{222}_{86}\text{Rn}$ atinge facilmente os pulmões das pessoas, onde se converte em ${}^{218}_{84}\text{Po}$, com um tempo de meia-vida de 3,8 dias.
- a) Calcule o número de partículas alfa e de partículas beta emitidas, considerando a formação de um átomo de radônio, no processo global de transformação do ${}^{238}_{92}\text{U}$ em ${}^{222}_{86}\text{Rn}$. Considere as variações dos números atômicos e dos números de massa que acompanham a emissão de partículas alfa e beta, para a resolução da questão.
- b) Calcule o tempo necessário para que o número N_0 de átomos de ${}^{222}_{86}\text{Rn}$, retido nos pulmões de uma pessoa, seja reduzido a $N_0/16$ pela conversão em ${}^{218}_{84}\text{Po}$.
44. (Uneb-BA) Em 1896, Henri Becquerel verificou que o composto de urânio, sulfato de potássio e uranila, $\text{K}_2\text{UO}_2(\text{SO}_4)_2$, causava impressões numa chapa fotográfica e ionizava gases. Considerando-se as informações, os conhecimentos sobre radioatividade, e sabendo-se que o período de semidesintegração do ${}^{238}_{92}\text{U}$ é de $4,5 \cdot 10^9$ anos, pode-se afirmar:
- 01) O sulfato de potássio e uranila é um composto molecular.
- 02) O ${}^{238}_{92}\text{U}$, ao emitir partículas β , transforma-se em ${}^{234}_{90}\text{Th}$.
- 03) A experiência de Henri Becquerel evidencia a emissão de radiação pelo urânio.
- 04) Uma amostra de 2,0 g de ${}^{238}_{92}\text{U}$ perde toda atividade radioativa em $4,5 \cdot 10^9$ anos.
- 05) Um radionúclídeo, ao emitir uma partícula α , tem o número atômico aumentado em duas unidades e o número de massa, em quatro unidades.
45. (Fuvest-SP) O decaimento radioativo de uma amostra de Sr-90 está representado no gráfico abaixo. Partindo-se de uma amostra de 40,0 g, após quantos anos, aproximadamente, restarão apenas 5,0 g de Sr-90?



- a) 15 b) 54 c) 84 d) 100 e) 120

46. (Fuvest-SP) Em 1999, a região de Kosovo, nos Bálcãs, foi bombardeada com projéteis de urânio empobrecido, o que gerou receio de contaminação radioativa do solo, do ar e da água, pois urânio emite partículas alfa.
- a) O que deve ter sido extraído do urânio natural, para se obter o urânio empobrecido? Para que se usa o componente retirado?
- b) Qual a equação da primeira desintegração nuclear do urânio-238? Represente-a, identificando o nuclídeo formado.
- c) Quantas partículas alfa emite, por segundo, aproximadamente, um projétil de urânio empobrecido de massa 1 kg? Dados: composição do urânio natural U-238 — 99,3% U-235 — 0,7%

meia-vida do U-238: 5×10^9 anos
constante de Avogadro: $6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
1 ano: 3×10^7 s

Alguns elementos e respectivos números atômicos

88	89	90	91	92	93	94	95	96
Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm

Datação pelo carbono-14

47. (Unopar-PR) Uma amostra de carvão mineral, originada pelo soterramento de árvores, numa devastação de floresta, revelou conter 25% do teor de carbono-14, existente na atmosfera. O tempo, em anos, em que essa árvore foi soterrada é

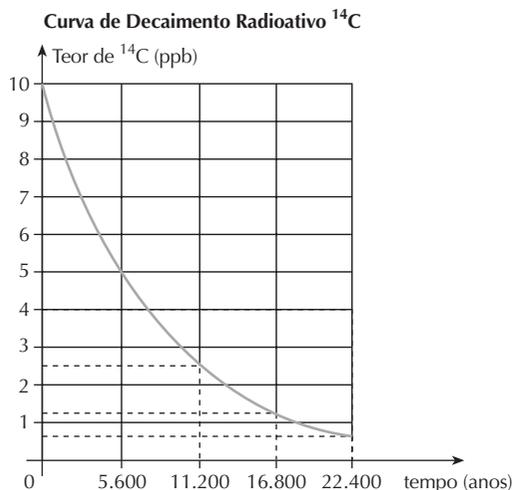
Dado: meia-vida do carbono-14 = 5.730 anos

- a) 2.865. c) 8.595. e) 17.190.
b) 5.730. d) 11.460.
48. (Fuvest-SP) Considere os seguintes materiais:
- I. Artefato de bronze (confeccionado pela civilização inca).
 - II. Mangueira centenária (que ainda produz frutos nas ruas de Belém do Pará).
 - III. Corpo humano mumificado (encontrado em tumbas do Egito antigo).
- O processo de datação, por carbono-14, é adequado para estimar a idade apenas:
- a) do material I d) dos materiais I e II
b) do material II e) dos materiais II e III
c) do material III
49. (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 ${}^{14}\text{C}$. 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 ${}^{14}\text{C}$ nos organismos vivos mantém-se constante. Quando o organismo morre, a proporção de ${}^{14}\text{C}$ nele presente diminui, já que, em função do tempo, se transforma novamente em ${}^{14}\text{N}$. Sabe-se que, a cada período de 5.730 anos, a quantidade de ${}^{14}\text{C}$ reduz-se à metade.
- a) Qual o nome do processo natural pelo qual os vegetais incorporam o carbono?
- b) Poderia um artefato de madeira, cujo teor determinado de ${}^{14}\text{C}$ 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.
- c) Se o ${}^{14}\text{C}$ e o ${}^{14}\text{N}$ são elementos diferentes que possuem o mesmo número de massa, dê uma característica que os distingue.

50. (UFSCar-SP) Em 1999, foi estudada a ossada do habitante considerado mais antigo do Brasil, uma mulher que a equipe responsável pela pesquisa convencionou chamar Luzia. A idade da ossada foi determinada como sendo igual a 11.500 anos. Suponha que, nessa determinação, foi empregado o método de dosagem do isótopo radioativo carbono-14, cujo tempo de meia-vida é de 5.730 anos. Pode-se afirmar que a quantidade de carbono-14 encontrada atualmente na ossada, comparada com a contida no corpo de Luzia por ocasião de sua morte, é aproximadamente igual a:

- 100% do valor original
- 50% do valor original
- 25% do valor original
- 10% do valor original
- 5% do valor original

51. (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 5.600 anos (vide gráfico).



A partir dessas informações, julgue os itens, classificando-os em verdadeiros ou falsos.

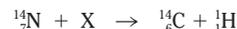
- 0 - O ^{14}C apresenta uma relação nêutron/próton maior que 1 e adquire estabilidade pela emissão de partículas β^- .
- 1 - O teor de ^{14}C em vegetais e animais mortos ou em produtos de sua transformação diminui pela metade a cada 2.800 anos.
- 2 - A idade dos restos da fogueira encontrados no Abrigo Santa Elina está entre 8.400 e 11.200 anos.
- 3 - Se a datação de fragmentos de ossos da preguiça-gigante for cerca de 12.500 anos, seu teor de ^{14}C deverá ser inferior a 1 ppb.

Transmutação, fissão e fusão

52. (UFRGS-RS) Em recente experimento com um acelerador de partículas, cientistas norte-americanos conseguiram sintetizar um novo elemento químico. Ele foi produzido a partir de átomos de cálcio (Ca), de número de massa 48, e de átomos de plutônio (Pu), de número de massa 244. Com um choque efetivo entre os núcleos de cada um dos átomos desses elementos, surgiu o novo elemento químico. Sabendo que nesse choque foram perdidos apenas três nêutrons, os números de prótons, nêutrons e elétrons, respectivamente, de um átomo neutro desse novo elemento são:

- 114; 178; 114
- 114; 175; 114
- 114; 289; 114
- 111; 175; 111
- 111; 292; 111

53. (Uespi) Para a reação nuclear abaixo



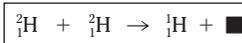
Identifique a alternativa que representa X.

- Partícula α .
- Partícula β .
- Pósitron.
- Nêutron.
- Átomo de He.

54. (UFRJ) Radioisótopos são utilizados como elementos traçadores em pesquisa científica. Uma utilização de grande importância é a do traçador ^{32}P , um emissor beta, que em agricultura já proporcionou melhoramentos na produção do milho e seu conseqüente barateamento, através da diminuição de seu tempo de maturação e maior produção por área.

- Represente a equação de decaimento do ^{32}P , quando ele emite uma partícula beta.
- Qual a partícula emitida na produção de ^{32}P a partir do bombardeamento do nuclídeo ^{35}Cl por um nêutron? Justifique sua resposta.

55. (Faap-SP) A complementação da reação nuclear



corresponde a formação de:

- partícula α
- trítio
- partícula β
- radiação γ e partícula α
- partículas α e β

56. (Uerj) Em 1982, foi produzido sinteticamente, em reator atômico, o elemento radioativo Meitnério de símbolo Mt, cujo número atômico é 109 e número de massa do isótopo mais estável é 266. O elemento foi produzido de acordo com a reação nuclear representada pela equação



A partícula X produzida de acordo com a equação acima é:

- próton
- elêtron
- nêutron
- pósitron

57. (Uerj) O reator atômico instalado no município de Angra dos Reis é do tipo PWR — Reator de Água Pressurizada. O seu princípio básico consiste em obter energia através do fenômeno “fissão nuclear”, em que ocorre a ruptura de núcleos pesados em outros mais leves, liberando grande quantidade de energia. Esse fenômeno pode ser representado pela seguinte equação nuclear:



Os números atômico e de massa do elemento T estão respectivamente indicados na seguinte alternativa:

- 27 e 91
- 37 e 90
- 39 e 92
- 43 e 93

58. (Unopar-PR) Usinas termonucleares são projetadas para converter em energia elétrica a energia que é liberada num processo de:

- decaimento nuclear alfa
- decaimento nuclear beta
- transmutação nuclear
- fissão nuclear
- fusão nuclear

59. (FGV-SP) Fissão nuclear e fusão nuclear:

- Os termos são sinônimos.
- A fusão nuclear é responsável pela produção de luz e calor no Sol e em outras estrelas.
- Apenas a fusão nuclear enfrenta o problema de como dispor o lixo radioativo de forma segura.
- A fusão nuclear é atualmente utilizada para produzir energia comercialmente em muitos países.
- Ambos os métodos ainda estão em fase de pesquisa e não são usados comercialmente.

60. (UFMA) A bomba de hidrogênio funciona de acordo com a seguinte reação nuclear:

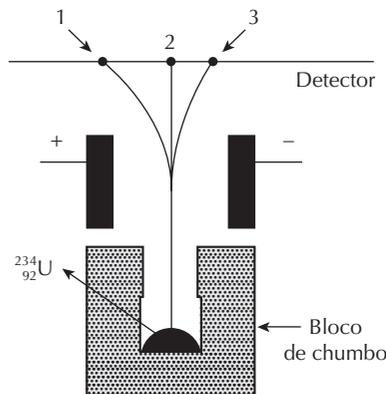


Portanto podemos afirmar:

- é reação de “fusão”.
- é reação de “fissão”.
- é reação onde ocorre apenas emissão de partículas alfa (α).
- é reação onde ocorre apenas emissão de partículas beta (β).
- é reação onde ocorre apenas emissão de raios gama (γ).

Gerais

61. (Vunesp) A natureza das radiações emitidas pela desintegração espontânea do ${}^{234}_{92}\text{U}$ pode ser estudada através do arranjo experimental mostrado na figura. A abertura do bloco de chumbo dirige o feixe de radiação para passar entre duas placas eletricamente carregadas, verificando-se a separação em três novos feixes, que atingem o detector nos pontos 1, 2 e 3.

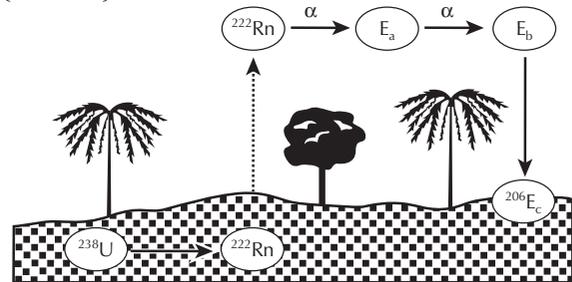


- Qual é o tipo de radiação que atinge o detector no ponto 3? Justifique.
 - Representando por X o novo núcleo formado, escreva a equação balanceada da reação nuclear responsável pela radiação detectada no ponto 3.
62. (ITA-SP) Em relação ao tempo de meia-vida do céscio 137, livre ou combinado, são feitas as afirmações seguintes.
- Ele decresce com o aumento da temperatura.
 - Ele independe da temperatura.
 - Ele cresce com o aumento da temperatura.
 - Ele decresce com o aumento da pressão.
 - Ele independe da pressão.

- Ele cresce com o aumento da pressão.
- Ele é o mesmo tanto no céscio elementar como em todos os compostos de céscio.
- Ele varia se são mudados os outros átomos ligados ao átomo de céscio.

Identifique a alternativa em que todas as afirmações são **corretas**:

- Ib; IIc; IIIa.
 - Ic; IIa; IIIa.
 - Ia; IIb; IIIb.
 - Ic; IIc; IIIb.
 - Ib; IIb; IIIa.
63. (Fuvest-SP)



Radônio transfere a radioatividade de solos que contêm urânio para a atmosfera, através da série de eventos acima representada. Tanto o ${}^{222}\text{Rn}$ quanto o elemento E_a emitem partículas alfa. O elemento E_c , final da série, é estável e provém do elemento E_b , de mesmo número atômico, por sucessivas desintegrações.

- Quais são os elementos E_a , E_b e E_c ? Justifique.
 - Explique por que o ${}^{222}\text{Rn}$ é facilmente transferido do solo para a atmosfera.
64. (Mackenzie-SP) Pierre Curie, ao receber com a esposa o Prêmio Nobel, declarou: “Não é difícil prever que em mãos criminosas o rádio pode ser muito perigoso. Terá a humanidade adquirido maturidade suficiente para usar os conhecimentos sem danos? Os explosivos permitiram ao homem realizar obras notáveis e ao mesmo tempo serviram de terrível meio de destruição em mãos dos que lançaram nações nos horrores da guerra. Sou dos que pensam como Nobel ao achar que as novas descobertas trazem mais benefícios que prejuízos à humanidade”.
- No texto, Pierre Curie disse que:
- os homens sempre tiveram maturidade para usar os conhecimentos adquiridos.
 - o uso do rádio nunca poderia trazer benefícios.
 - os benefícios trazidos à humanidade por novas descobertas são maiores que os prejuízos.
 - a descoberta de Nobel só trouxe prejuízos.
 - os explosivos devem ser usados somente para a guerra.

Tópico avançado

Conceitos ácido-base de Brønsted-Lowry e de Lewis

H_3O^+ Íon hidroxônio
ou
Íon hidrônio

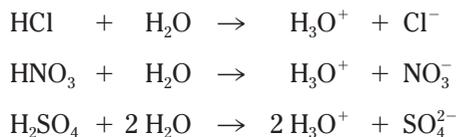
HULTON ARCHIVE / GETTY IMAGES



Químico sueco Svante Arrhenius (1859-1927), que recebeu o Prêmio Nobel em 1903 por suas teorias sobre a dissociação de eletrólitos.

1. RECAPITULANDO O CONCEITO DE ARRHENIUS

De acordo com o conceito de Arrhenius, ácidos são substâncias que em solução aquosa originam H^+ como único cátion. Na verdade, um íon H^+ não é estável, uma vez que o hidrogênio necessita dois elétrons para se assemelhar ao gás nobre hélio e, na forma de H^+ , não possui nenhum. Para se estabilizar, um íon H^+ se une à água produzindo um íon H_3O^+ . Assim, a maneira mais correta de representarmos a ionização dos ácidos é exemplificada por:



A definição de Arrhenius pode ser reescrita como: **Ácido** é todo composto que, dissolvido em água, origina H_3O^+ como único cátion.

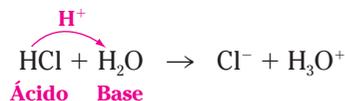
2. DEFINIÇÃO DE BRØNSTED-LOWRY

Na década de 1920, o dinamarquês Johannes Nicolaus Brønsted e o inglês Thomas Martin Lowry propuseram, trabalhando independentemente, uma definição de ácido e base diferente daquela de Arrhenius.

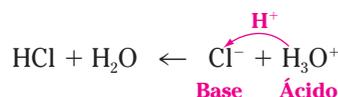
Ácido é uma espécie química (molécula ou íon) que **doa próton** (H^+) em uma reação.

Base é uma espécie química (molécula ou íon) que **recebe próton** (H^+) em uma reação.

As idéias de Brønsted e Lowry são chamadas de *Teoria Protônica Ácido-Base*. Para exemplificar sua aplicação, considere o que acontece quando o HCl se dissolve em água:

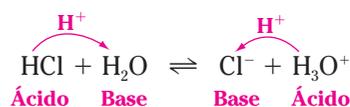


Perceba que o HCl está doando um íon H^+ para H_2O . No processo inverso, notamos que o H_3O^+ está doando H^+ para o Cl^- .

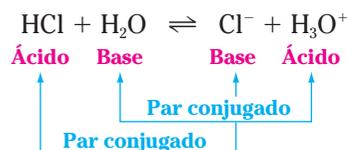




Assim, ao considerarmos tanto a reação direta quanto a inversa, temos:



Dizemos que HCl/Cl^- e $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ são dois pares conjugados ácido-base.

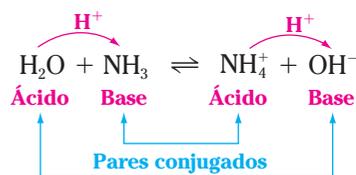


Par conjugado ácido-base é aquele par formado por duas espécies químicas que diferem entre si por um H^+ .

Assim, no exemplo em questão:



Como outro exemplo, considere o que ocorre quando amônia reage com água:



O conceito de constante de ionização de ácidos (K_a) foi apresentado no capítulo 9, nas páginas 236 e 237. Considere os seguintes equilíbrios:



O HClO_4 é um ácido mais forte do que o HCN , pois um ácido é tanto mais forte quanto maior é a sua tendência para liberar íons H^+ . Quanto maior o valor da constante de ionização de um ácido (K_a), maior será a força desse ácido.



(A) Johannes Nicolaus Brønsted (1879-1947).

(B) Thomas Martin Lowry (1874-1936).

Muitos valores de K_a já foram medidos experimentalmente e tabelados. Consultando uma tabela com esses valores, é possível comparar a força de diversos ácidos e também das bases conjugadas. Quanto maior for K_a , maior a tendência de o ácido liberar o H^+ e menor a tendência de a base conjugada recebê-lo de volta.

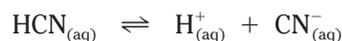
Alto valor de $K_a \Rightarrow$ ácido **forte** \Rightarrow base conjugada **fraca**
Baixo valor de $K_a \Rightarrow$ ácido **fraco** \Rightarrow base conjugada **forte**

Tabela 1. Alguns valores de constante de ionização ácida (K_a), a 25°C

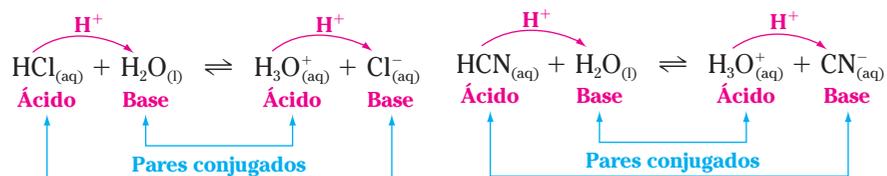
<p>↑ Aumenta força do ácido</p>	Ácido mais forte dentre os da tabela	$HClO_4 \rightleftharpoons H^+ + ClO_4^-$	$\sim 10^{+10}$	
		$HBr \rightleftharpoons H^+ + Br^-$	$\sim 10^{+9}$	
		$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$	$\sim 10^{+7}$	
		$H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$	$\sim 10^{+3}$	
		$H_2SO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSO_3^-$	$1,5 \cdot 10^{-2}$	
		$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$	$7,6 \cdot 10^{-3}$	
		$HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$	$4,3 \cdot 10^{-4}$	
		$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	$3,5 \cdot 10^{-4}$	
		$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	
		$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	$4,3 \cdot 10^{-7}$	
		$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$	$1,3 \cdot 10^{-7}$	
		Base conjugada mais forte dentre as da tabela	$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	$4,9 \cdot 10^{-10}$
			↓ Aumenta força da base	

Fonte: L. Jones e P. Atkins. *Chemistry. Molecules, matter and change*. 4. ed. New York, Freeman, 2000. p. 678, 688; I. Levine. *Physical Chemistry*. 4. ed. New York, McGraw-Hill, 1995. p. 294.

Considere as seguintes representações:



Ao escrevermos dessa maneira as reações de ionização do HCl e do HCN, utilizamos uma representação simplificada. A maneira mais correta para escrever esses processos é como aparece a seguir, tendo a água como reagente. Perceba que a água participa do processo, recebendo H^+ para formar o íon H_3O^+ chamado de hidrônio ou hidroxônio. Vimos há pouco que, na definição de Brønsted-Lowry, *ácido é uma espécie doadora de íon H^+* e *base é uma espécie receptora de íon H^+* . Assim, nas reações de HCl com água e de HCN com água, podemos classificar as espécies participantes como segue:



Os químicos utilizam rotineiramente uma representação simplificada, na qual existe um ácido e sua base conjugada:



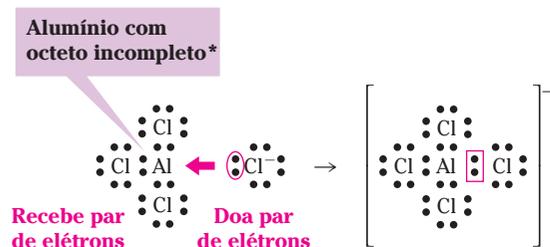
3. DEFINIÇÃO DE LEWIS

Na década de 1920, o norte-americano Gilbert Newton Lewis, criador da regra do octeto, propôs uma definição ácido-base relacionada com a doação/recepção de par de elétrons em uma reação.

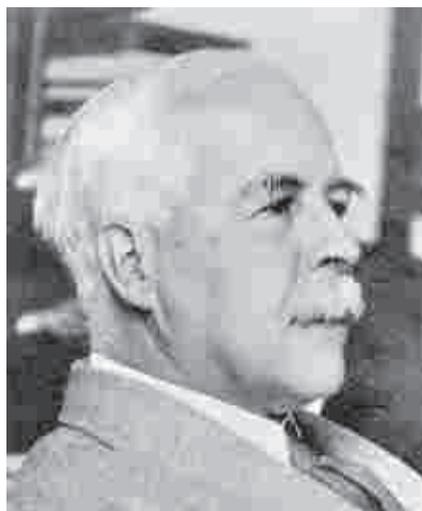
Ácido é uma espécie química (molécula, íon, átomo) que **recebe par de elétrons** em uma reação.

Base é uma espécie química que **doa par de elétrons** em uma reação.

Consideremos, como exemplo, a reação:



que pode também ser escrita como:



Gilbert Newton Lewis (1875-1946).

* Você deve ter achado estranho termos utilizado uma fórmula eletrônica para representar ligações covalentes no composto formado por alumínio (metal) e cloro (ametal). De fato, a ligação entre metais e não-metais é, em geral, iônica e, portanto, não pode ser representada por um compartilhamento de elétrons. No entanto, a ligação iônica pode ser encarada como o caso extremo da ligação covalente polar. Pequenas diferenças de eletronegatividade entre os átomos, tipicamente iguais a 1, ou menores, correspondem à *ligação covalente polar*. Diferenças iguais a 2, ou maiores, implicam *ligação iônica*. Valores entre 1 e 2 correspondem a casos não claramente “rotuláveis” como iônica ou covalente polar. (Valores de eletronegatividade aparecem à página 65.) Vários químicos consideram o valor 1,7 como o divisor entre os dois tipos de ligação. No caso do AlCl_3 , a eletronegatividade do alumínio é 1,5 e a do cloro, 3,0. Como a diferença é 1,5 (portanto menor que 1,7), a ligação é considerada covalente polar de acordo com esse critério. Outros exemplos de compostos formados por metal e não-metal, cuja ligação costuma ser considerada covalente polar, são: AlBr_3 , FeCl_3 , FeBr_3 e SnCl_4 .

A

Tabela de cátions e de ânions

Cátions (íons positivos)

Carga +1		Carga +2		Carga +3		Carga +4	
H ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Fe ²⁺	Al ³⁺	Au ³⁺	Pt ⁴⁺	Sn ⁴⁺
Li ⁺	Cu ⁺	Ca ²⁺	Mn ²⁺	Bi ³⁺	Fe ³⁺	Pb ⁴⁺	Mn ⁴⁺
Na ⁺	Au ⁺	Sr ²⁺	Pb ²⁺	Co ³⁺	Sb ³⁺		
K ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Sn ²⁺	Cr ³⁺	As ³⁺		
Rb ⁺	H ₃ O ⁺	Ra ²⁺	Pt ²⁺	Ni ³⁺	Mn ³⁺		
Cs ⁺	Hg ₂ ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺				
		Co ²⁺	Ni ²⁺				
		Cd ²⁺	Hg ²⁺				
		Cr ²⁺					

Ânions (íons negativos)

Carga -1		Carga -2		Carga -3	
F ⁻	Fluoreto	O ²⁻	Óxido	PO ₄ ³⁻	Fosfato
Cl ⁻	Cloreto	O ₂ ²⁻	Peróxido	BO ₃ ³⁻	Borato
Br ⁻	Brometo	S ²⁻	Sulfeto	Fe(CN) ₆ ³⁻	Ferricianeto
I ⁻	Iodeto	SO ₃ ²⁻	Sulfito		
ClO ⁻	Hipoclorito	SO ₄ ²⁻	Sulfato		
ClO ₂ ⁻	Clorito	S ₂ O ₃ ²⁻	Tiosulfato		
ClO ₃ ⁻	Clorato	CO ₃ ²⁻	Carbonato		
ClO ₄ ⁻	Perclorato	C ₂ O ₄ ²⁻	Oxalato		
NO ₂ ⁻	Nitrito	SiO ₃ ²⁻	Metassilicato		
NO ₃ ⁻	Nitrato	HPO ₃ ²⁻	Fosfito		
CN ⁻	Cianeto	CrO ₄ ²⁻	Cromato		
OCN ⁻	Cianato	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Dicromato		
SCN ⁻	Tiocianato	MnO ₄ ²⁻	Manganato		
PO ₃ ⁻	Metafosfato	MnO ₃ ²⁻	Manganito		
H ₂ PO ₂ ⁻	Hipofosfito				
MnO ₄ ⁻	Permanganato				
OH ⁻	Hidróxido				
H ⁻	Hidreto				
CH ₃ COO ⁻	Acetato				



Potências de dez e notação científica

B

Potências de dez são muito úteis em ciências. Com o auxílio das potências de dez (veja exemplos ao lado), qualquer número real pode ser escrito em notação científica.

Dizemos que um número está expresso em **notação científica** quando ele está escrito na forma $a \cdot 10^b$, em que a é um número real tal que $1 \leq a < 10$ e b é um número inteiro (isto é, $b = \dots, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, \dots$).

A notação científica permite expressar com facilidade números muito grandes ou muito pequenos. Exemplos:

- $560.000 = 5,6 \cdot 10^5$
- $602.000.000.000.000.000.000 = 6,02 \cdot 10^{23}$
- $0,078 = 7,8 \cdot 10^{-2}$
- $0,000.000.000.000.000.000.16 = 1,6 \cdot 10^{-19}$

Usando a notação científica e conhecendo as operações relacionadas ao lado, fica relativamente simples realizar operações matemáticas envolvendo números muito grandes ou muito pequenos. Exemplos:

- Multiplicar 800.000 por 0,0002:

$$8 \cdot 10^5 \cdot 2 \cdot 10^{-4} = 8 \cdot 2 \cdot \underbrace{10^5 \cdot 10^{-4}} = 16 \cdot 10^{(5) + (-4)} = 16 \cdot 10^1 = 1,6 \cdot 10^2$$

Conservamos a base e somamos os expoentes

- Dividir 800.000 por 0,0002:

$$\frac{8 \cdot 10^5}{2 \cdot 10^{-4}} = \frac{8}{2} \cdot \frac{10^5}{10^{-4}} = 4 \cdot 10^{(5) - (-4)} = 4 \cdot 10^9$$

Conservamos a base e subtraímos os expoentes

- Elevar 800.000 ao quadrado:

$$(8 \cdot 10^5)^2 = (8)^2 \cdot (10^5)^2 = 64 \cdot 10^{10} = 6,4 \cdot 10^{11}$$

Multiplicamos 5 por 2

- Extrair a raiz quadrada de 0,0009:

$$\sqrt{9 \cdot 10^{-4}} = \sqrt{9} \cdot \sqrt{10^{-4}} = 3 \cdot 10^{-2}$$

Dividimos -4 por 2

100.000	=	10^5
10.000	=	10^4
1.000	=	10^3
100	=	10^2
10	=	10^1
1	=	10^0
0,1	=	$10^{-1} = \frac{1}{10^1}$
0,01	=	$10^{-2} = \frac{1}{10^2}$
0,001	=	$10^{-3} = \frac{1}{10^3}$
0,000.1	=	$10^{-4} = \frac{1}{10^4}$
0,000.01	=	$10^{-5} = \frac{1}{10^5}$

Algumas operações com potências de dez

Multiplicação: $10^m \cdot 10^n = 10^{(m+n)}$

Divisão: $\frac{10^m}{10^n} = 10^{m-n}$

Potenciação: $(10^m)^n = 10^{m \cdot n}$

Radiciação: $\sqrt[n]{10^m} = 10^{m/n}$



Algumas unidades, seus múltiplos e submúltiplos

Grandeza	Unidade	Símbolo	Relações importantes
Massa	grama	g	$1 \text{ kg} = 10^3 \text{ g}$
	quilograma*	kg	$1 \text{ t} = 10^3 \text{ kg} = 10^6 \text{ g}$
	tonelada	t	
Comprimento	metro*	m	
Volume	metro cúbico*	m^3	$1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L}$
	decímetro cúbico	dm^3	$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 10^3 \text{ mL} = 10^3 \text{ cm}^3$
	centímetro cúbico	cm^3	
	litro	L	
	mililitro	mL	
Pressão	atmosfera	atm	$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$
	milímetro de mercúrio	mmHg	$1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$
	torr	torr	
	pascal*	Pa	
Temperatura	celsius	$^{\circ}\text{C}$	temperatura em K = temperatura em $^{\circ}\text{C} + 273$
	kelvin*	K	
Quantidade de matéria	mol*	mol	quantidade em mols = massa / massa molar

* Unidades que fazem parte do Sistema Internacional de Unidades (SI).

Múltiplo	Prefixo	Símbolo
10^{12}	tera	T
10^9	giga	G
10^6	mega	M
10^3	quilo	k
Submúltiplo	Prefixo	Símbolo
10^{-3}	mili	m
10^{-6}	micro	μ
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p

Há muitos prefixos que, quando utilizados, permitem expressar múltiplos ou submúltiplos de unidades. Alguns deles aparecem nas tabelas ao lado.

Veja exemplos de aplicação desses prefixos, quando aplicados ao metro, unidade de comprimento:

- 1 terametro = 1 Tm = 10^{12} m
- 1 gigametro = 1 Gm = 10^9 m
- 1 megametro = 1 Mm = 10^6 m
- 1 quilômetro = 1 km = 10^3 m
- 1 milímetro = 1 mm = 10^{-3} m
- 1 micrometro = 1 μm = 10^{-6} m
- 1 nanômetro = 1 nm = 10^{-9} m
- 1 picometro = 1 pm = 10^{-12} m

Outros exemplos, envolvendo outras unidades:

- 1 quilograma = 1 kg = 10^3 g
- 1 miligrama = 1 mg = 10^{-3} g
- 1 mililitro = 1 mL = 10^{-3} L
- 1 milimol = 1 mmol = 10^{-3} mol
- 1 quilopascal = 1 kPa = 10^3 Pa

Há outros prefixos, além dos apresentados, que possuem menor importância. Apenas um dos que não foram mostrados na tabela merece comentários. É o prefixo *centi* (c), que corresponde a 10^{-2} . Ele é muito empregado em associação com a unidade metro. Assim sendo, 1 centímetro = $1 \text{ cm} = 10^{-2} \text{ m}$.



Logaritmos decimais



Logaritmos decimais são muito importantes no estudo da Físico-Química, principalmente no que diz respeito às escalas de pH e pOH. Este apêndice resume as informações necessárias para ajudar a compreender tais conceitos. A definição de logaritmo decimal é a seguinte:

Seja a um número real positivo. Denomina-se **logaritmo decimal de a** (ou **logaritmo de a na base dez**) um expoente x , tal que $10^x = a$. Em simbologia matemática, temos:

$$\log a = x \Leftrightarrow 10^x = a$$

Alguns valores de logaritmos decimais

número	logaritmo
1	0
2	0,30
3	0,48
4	0,60
5	0,70
6	0,78
7	0,85
8	0,90
9	0,95
10	1

A tabela acima fornece apenas alguns exemplos de logaritmos decimais. As calculadoras científicas permitem a você determinar o logaritmo decimal de um número real positivo utilizando a tecla \log . A seguir aparecem alguns exemplos de aplicações relevantes dos logaritmos para seus estudos de Físico-Química:

- Expressar o número 0,002 como uma potência de dez.

(Dado: $\log 2 = 0,3$)

$$\log 2 = 0,3 \Rightarrow 10^{0,3} = 2$$

$$0,002 = 2 \cdot 10^{-3} = \underbrace{10^{0,3} \cdot 10^{-3}} = 10^{-2,7}$$

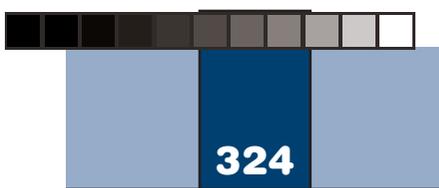
**conservamos a base e
somamos os expoentes**

- Usando o resultado do exemplo anteriormente apresentado, determine o valor de $-\log(0,002)$.

O logaritmo de 0,002 é o expoente x tal que $10^x = 0,002$. Pelo exemplo anterior, temos que $0,002 = 10^{-2,7}$. Decorre que:

$$0,002 = 10^{-2,7} = 10^x \Rightarrow x = -2,7$$

Assim, concluímos que $-\log(0,002) = 2,7$



- Expressar o número 0,000025 como uma potência de dez.
(Dado: $\log 5 = 0,7$)
 $\log 5 = 0,7 \Rightarrow 10^{0,7} = 5$
 $0,000025 = 25 \cdot 10^{-6} = 5 \cdot 5 \cdot 10^{-6} = \underbrace{10^{0,7} \cdot 10^{0,7} \cdot 10^{-6}} = 10^{-4,6}$

**conservamos a base e
somamos os expoentes**

- Usando o resultado do exemplo anteriormente apresentado, determine o valor de $-\log(0,000025)$.
O logaritmo de 0,000025 é o expoente x tal que $10^x = 0,000025$. Pelo exemplo anterior, temos que $0,000025 = 10^{-4,6}$. Decorre que:
 $0,000025 = 10^{-4,6} = 10^x \Rightarrow x = -4,6$
Assim, concluímos que $-\log(0,000025) = 4,6$

- Expressar o número 0,16 como uma potência de dez.
(Dado: $\log 2 = 0,3$)
Como $\log 2 = 0,3$, podemos afirmar que $10^{0,3} = 2$
 $0,16 = 16 \cdot 10^{-2} = (2)^4 \cdot 10^{-2} = \underbrace{(10^{0,3})^4} \cdot 10^{-2} = \underbrace{10^{1,2} \cdot 10^{-2}} = 10^{-0,8}$

**multiplicamos
os expoentes**

**conservamos a
base e somamos
os expoentes**

- Usando o resultado do exemplo anteriormente apresentado, determine o valor de $-\log(0,16)$.
O logaritmo de 0,16 é o expoente x tal que $10^x = 0,16$. Pelo exemplo anterior, temos que $0,16 = 10^{-0,8}$. Decorre que:
 $0,16 = 10^{-0,8} = 10^x \Rightarrow x = -0,8$
Assim, concluímos que $-\log(0,16) = 0,8$
- Determine o valor de $-\log(1)$.
O número 1 pode ser escrito como 10^0 .
Assim, $\log(1) = 0$ e $-\log(1) = 0$



Unidades SI para radioatividade



Há várias unidades usadas nas medições de fenômenos radioativos. Este apêndice apresenta três unidades do SI (Sistema Internacional), que estão relacionadas na tabela 1 a seguir:

Tabela 1. Unidades SI ligadas à radioatividade

Grandeza a que se refere	Unidade	Símbolo	Definição
Atividade de uma fonte radioativa	becquerel	Bq	Número de desintegrações por segundo
Dose de radiação absorvida	gray	Gy	Quantidade de energia (em joules) proveniente da radiação que é absorvida por 1 kg de peso corporal
Dose equivalente de radiação	sievert	Sv	$\left[\begin{matrix} \text{Dose de radiação} \\ \text{absorvida} \end{matrix} \right] \cdot \left[\begin{matrix} \text{Fator de} \\ \text{qualidade} \end{matrix} \right]$

A unidade **becquerel** é usada para expressar a *atividade com que uma fonte emite radiações*, isto é, quantas desintegrações ocorrem por segundo, sendo normalmente utilizada nos contadores Geiger.

As radiações α , β e γ carregam energia para fora do núcleo do átomo. Essa energia é transferida para o organismo de uma pessoa exposta à radiação. A *dose de energia absorvida* é medida em **grays** (joule/quilograma — J/kg).

No entanto o efeito das diversas formas de radiação sobre o organismo é diferente. Assim, por exemplo, a absorção de uma certa dose de radiação α pode ser até vinte vezes mais prejudicial do que a mesma dose de radiação γ . Pensando nisso, foi criado o conceito de *dose equivalente de radiação*, medida em **sieverts** (J/kg), que é igual à dose absorvida multiplicada por um número que leva em conta o efeito biológico de cada tipo de radiação. Esse número é chamado de *fator de qualidade* e seus valores aparecem na tabela 2 a seguir.

Tabela 2. Fatores de qualidade

Tipo de radiação	Fator de qualidade
Raios X ou γ	≈ 1
Partículas β	≈ 1
Prótons rápidos	1
Nêutrons lentos	≈ 3
Nêutrons rápidos	até 10
Partículas α ou íons pesados	até 20

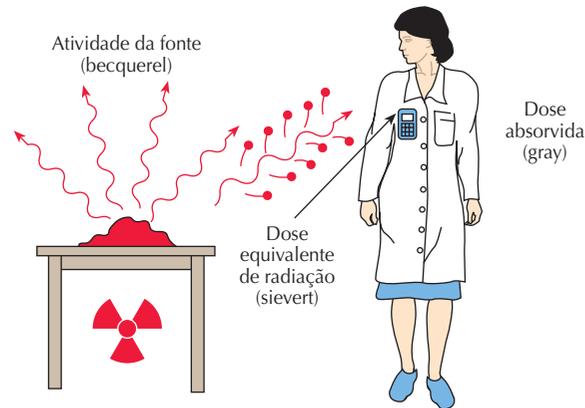
Fonte: D. C. Giancoli, *Physics*, 5. ed., New Jersey, Prentice-Hall, 1998. p. 961.

Os crachás dosimétricos exibem a dose equivalente a que a pessoa esteve exposta.

$$\text{Dose equivalente de radiação} = \left[\text{Dose de radiação absorvida} \right] \cdot \left[\text{Fator de qualidade} \right]$$

Tanto o **gray** quanto o **sievert** equivalem a J/kg. A diferença é que gray é usado para se referir à *dose absorvida*, e sievert, para a *dose equivalente*, isto é, após corrigida pelo fator de qualidade.

Esquemáticamente:



A tabela 3 mostra efeitos biológicos produzidos no ser humano pela absorção, em período relativamente curto de tempo, de doses radioativas.

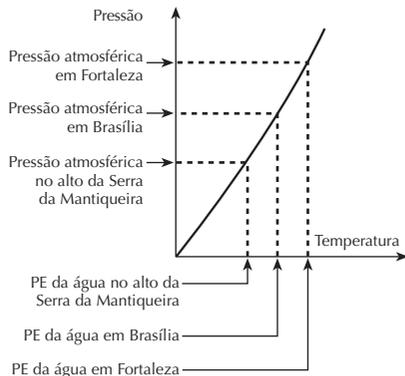
Tabela 3. Efeitos biológicos em humanos da absorção, em curto prazo, de doses de radiação

Dose (Sv)	Efeitos biológicos
0 – 0,25	Efeitos não detectáveis
0,25 – 1	Decréscimo temporário no número de glóbulos brancos
1 – 2	Náusea, vômitos, decréscimo prolongado no número de glóbulos brancos
2 – 3	Vômitos, diarreia, perda de apetite, apatia
3 – 6	Vômitos, diarreia, hemorragias, morte em certos casos
Acima de 6	Morte em praticamente todos os casos

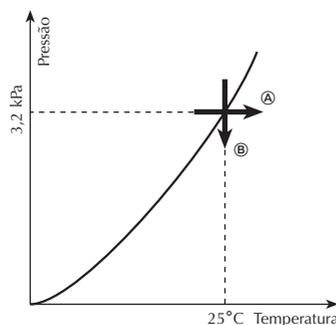
Fonte: J. McMurry e R. C. Fay, *Chemistry*, 3. ed., New York, Prentice-Hall, 2001. p. 968.

Capítulo 2 — Propriedades coligativas

1. A altitude dos locais citados aumenta na ordem: Fortaleza, Brasília, alto da Serra da Mantiqueira. A pressão atmosférica aumenta na ordem inversa. Assim:

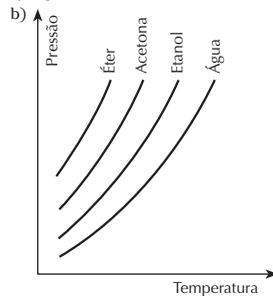


2. **A**, que representa aumento de pressão que faz a água passar de sólida a líquida.
3. **B**, que representa um aumento de temperatura, a pressão constante, que faz com que a água passe de sólida a líquida.
4. **C**, que representa um aumento de temperatura, a pressão constante, que faz com que a água passe de líquida a vapor.
5. a) Uma amostra de água na fase vapor, ponto ①, é resfriada a pressão constante. A uma certa temperatura sofre condensação. Após todo o vapor condensar, o líquido continua a ser resfriado até chegar a uma temperatura em que sofre solidificação. Após todo o líquido solidificar, o sólido continua a ser resfriado até o ponto ②.
- b) Uma amostra de vapor de água, ponto ③, é submetida a um aumento de pressão a temperatura constante. Ao chegar a um certo valor de pressão, o vapor sofre condensação. Após todo o vapor condensar, o líquido continua a ter sua pressão aumentada até o ponto ④.
6. a) Sofrerá aumento de temperatura até -78°C , temperatura em que sublimará. Então o vapor, misturado ao ar da sala, será aquecido até 25°C .
- b) Não, pois, ao contrário do que ocorre no diagrama de fases da água, a curva que separa as fases sólida e líquida para o dióxido de carbono é inclinada para a direita. Assim, se uma amostra sólida de dióxido de carbono sofrer um aumento de pressão (a temperatura constante), não será ultrapassada a linha de separação sólido-líquido.
- c) Gasoso.
7. 250°C
8. b) $475,7\text{ kPa}$
9. A pressão será $3,2\text{ kPa}$. No gráfico a seguir, **A** corresponde à ebulição da água à pressão constante de $3,2\text{ kPa}$ e **B** corresponde à ebulição da água à temperatura constante de 25°C .

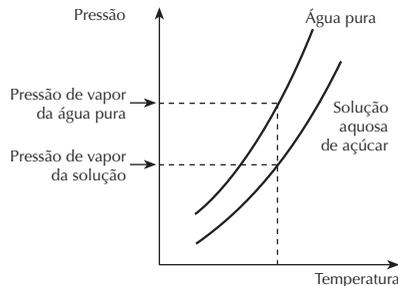


10. Em todos é igual, pois líquido e temperatura são iguais.

11. a) Água, etanol, acetona, éter.

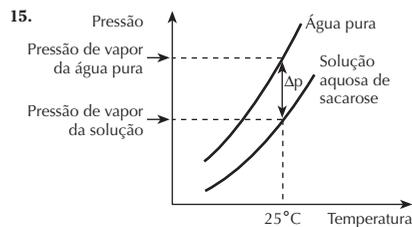


- b) Éter, acetona, etanol, água.
12. a) Vaporizado (ou evaporado).
- b) Não, apenas passou da fase líquida para a fase vapor.
- c) A água em que se dissolveu açúcar não evapora com tanta facilidade porque, por efeito tonoscópico, tem pressão de vapor mais baixa que a da água pura.
- d) Em uma mesma temperatura, a pressão de vapor da solução é mais baixa.



13. Incorreta. Ocorre abaixamento da pressão de vapor da água, mas isso a torna menos volátil.

14. $2,88\text{ kPa}$



15. a) III, II, I
- b) Em III, pois tem maior concentração de partículas de soluto.
17. O efeito crioscópico do sal dissolvido na água do mar faz com que o congelamento desse solvente se inicie em uma temperatura inferior a 0°C .
18. a) III, II, I
- b) I, II, III
- c) III, II, I
19. A adição de açúcar faz com que a temperatura necessária para iniciar a fervura do líquido sofra súbito aumento e, por causa disso, o líquido que estava em ebulição pare de ferver. Contudo, a chama do fogão continua a transferir calor para o líquido. Isso faz com que a temperatura dele suba gradualmente, até alcançar a temperatura necessária para o início da ebulição da solução. Nesse momento se reinicia a fervura.
20. III é a única correta; a água do café tem temperatura de início de ebulição superior à da água pura.
21. a) Da água pura para a solução; osmose.
- b) Pressão osmótica; sobre o compartimento da solução.
22. a) No final ele fica com aspecto mais murcho se comparado ao aspecto inicial.
- b) Por osmose, o pepino perde água para a salmoura.

23. a) Ela irá inchar até estourar. O líquido interno à ameiba marinha tem concentração total de soluto igual à água do mar. Ao ser colocada em água destilada, haverá fluxo osmótico de água para dentro da ameiba.

- b) Ela irá murchar. O líquido interno à ameiba de água doce tem concentração total de soluto igual à da água do rio ou lago em que vive. Ao ser colocada no mar, haverá fluxo osmótico de água para fora da ameiba.

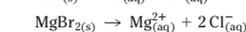
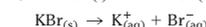
24. a) ① é a mais diluída; ③ é a mais concentrada.

- b) ③, ②, ①
- c) ③
- d) ③
- e) ③

25. A solução de glicose, pois tem maior concentração em mol/L.

26. $2,5\text{ atm}$; é 2,5 vezes a pressão atmosférica ao nível do mar.

27. a) $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{CH}_4\text{N}_2\text{O}_{(aq)}$



- b) Não. É menor em ① e maior em ③.

28. Ambos são mais acentuados em ③ e menos acentuados em ①.

29. a) ①-④; ②-⑧; ③-⑥.

- b) Ordem crescente de pressões de vapor: ③, ②, ①.

30. D 31. B 32. E

33. a) A ebulição do líquido Y ocorrerá quando a sua pressão de vapor for igual à pressão atmosférica. Assim, quando submetido a uma pressão atmosférica de 700 mmHg , a temperatura de ebulição do líquido Y será igual a 80°C .

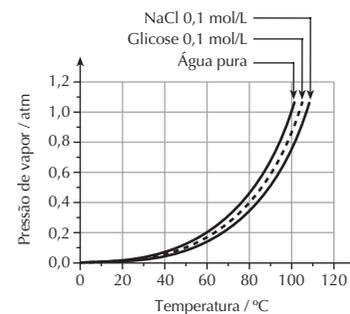
- b) O mais volátil é o líquido X e o menos volátil é o Z, pois, a uma mesma temperatura, o X apresenta maior pressão de vapor e o Z apresenta menor pressão de vapor.

- c) A energia das moléculas aumenta à medida que a temperatura aumenta. Em um equilíbrio líquido-vapor, quando se aumenta a temperatura (energia das moléculas), o equilíbrio é deslocado no sentido de formar mais vapor, ou seja, há uma fuga das moléculas do líquido para o vapor, aumentando assim a pressão de vapor sobre o líquido.

34. A 35. C 36. D

37. A 38. A 39. B

- 40.



1. A solução aquosa de glicose, devido à presença de soluto não-volátil, apresenta uma pressão de vapor menor que a da água pura.

2. O número de partículas do soluto numa solução aquosa de $\text{NaCl}\ 0,1\text{ mol/L}$ é o dobro do número de partículas presentes em um mesmo volume de uma solução aquosa $0,1\text{ mol/L}$ de glicose (soluto molecular). Por isso a solução aquosa de NaCl apresenta menor pressão de vapor.

41. A

42. D

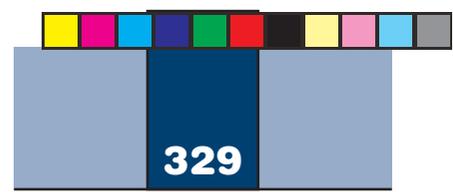
43. B

44. A

45. Falsa; verdadeira; falsa; verdadeira.

46. A

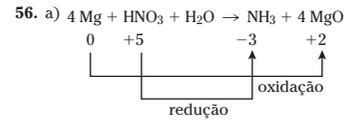
47. $01 + 08 = 09$



Capítulo 3 — Processos de óxido-redução

2. a) zero
b) zero
c) zero
d) H +1, F -1
e) C -4, H +1
f) C -2, H +1, F -1
g) C zero, H +1, F -1
h) C +2, H +1, F -1
i) C +4, F -1
j) C +4, O -2
k) H +1, C zero, O -2
l) N -3, H +1
- m) N +3, F -1
n) H +1, N +3, O -2
o) H +1, N +5, O -2
p) H +1, S -2
q) zero
r) S +4, O -2
s) S +6, O -2
t) H +1, Cl -1
u) H +1, Cl +1, O -2
v) H +1, Cl +3, O -2
w) H +1, Cl +5, O -2
x) H +1, Cl +7, O -2
3. O maior número de oxidação possível para o carbono é +4, o que ocorre quando ele estabelece quatro ligações com átomos de elementos mais eletronegativos que ele (CCl₄, CO₂). E o menor número de oxidação possível é -4, quando ele se combina apenas com elementos menos eletronegativos que ele (CH₄).
4. O maior número de oxidação possível para um elemento ocorre quando ele estabelece todas as ligações possíveis com átomos de elementos mais eletronegativos. E o menor ocorre quando ele o faz apenas com elementos menos eletronegativos.
- a) Nitrogênio tem número de oxidação máximo +5 (ex.: HNO₃) e mínimo -3 (ex.: NH₃).
b) Enxofre tem número de oxidação máximo +6 (ex.: H₂SO₄) e mínimo -2 (ex.: H₂S).
c) Cloro tem número de oxidação máximo +7 (ex.: HClO₄) e mínimo -1 (ex.: HCl).
6. Mesmas respostas da questão 2.
7. Uma resposta possível: atribui-se o nome **per...ico** quando o número de oxidação do elemento central for +7, **...ico** quando for +6 ou +5, **...oso** quando for +4 ou +3 e **hipo...oso** quando for +1. Outra resposta: atribui-se o nome **...ico** quando o elemento central estiver com o número de oxidação máximo que lhe for possível, **...oso** quando for duas unidades menor que o máximo e **hipo...oso** quando for quatro unidades menor. O caso do grupo 17 (halogênios) teria um tratamento diferente, atribuindo-se **per...ico** quando o número de oxidação for o máximo possível (+7), **...ico** quando for duas unidades abaixo dele, **...oso** quando for quatro e **hipo...oso** quando for seis.
9. É o mesmo: +4
10. É o mesmo: +6
11. É o mesmo: +5
12. Por meio da fórmula estrutural, determinamos que os carbonos do propano apresentam número de oxidação -3, -2 e -3. Por meio das regras chega-se a -8/3, que é a média aritmética de -3, -2 e -3. Por meio da fórmula, determinamos que os carbonos do butano apresentam número de oxidação -3, -2, -2 e -3. Por meio das regras chega-se a -10/4, ou -5/2 ou, ainda, -2,5, que é a média aritmética de -3, -2, -2 e -3.
13. Não, pois o número de oxidação dos elementos não se altera.
14. Quando o ferro se combina com o oxigênio, o ferro perde elétrons e se transforma em cátion e o oxigênio recebe elétrons e se transforma em ânion.
15. HCl + NaOH → NaCl + H₂O; não é de óxido-redução, pois o número de oxidação dos elementos não se altera: H +1, Cl -1, Na +1.
16. Carbono (+4 para zero) e oxigênio (-2 para zero).
17. O agente oxidante é Ni(OH)₃ (substância que contém o elemento que sofre redução, o níquel). E o agente redutor é Cd (substância que contém o elemento que sofre oxidação, o cádmio).
18. a) Reagentes: NO e O₂; produto: NO₂
b) 2NO + O₂ → 2NO₂
c) Porque houve alteração do número de oxidação de elementos químicos envolvidos.
d) Cada átomo de nitrogênio perde 2 e⁻. Assim, os átomos de nitrogênio de duas moléculas de NO perdem 4 e⁻. Cada átomo de oxigênio (do O₂) recebe 2 e⁻. Então, uma molécula de O₂ recebe 4 e⁻.
e) Agente oxidante: O₂; agente redutor: NO.

19. a) Oxidante: O₂; redutor: H₂S.
b) 2H₂S + 3O₂ → 2SO₂ + 2H₂O
20. a) Oxidante: MnO₂; redutor: H₂C₂O₄.
b) MnO₂ + H₂C₂O₄ + H₂SO₄ → MnSO₄ + 2CO₂ + 2H₂O
21. 4FeS + 6H₂O + 3O₂ → 4Fe(OH)₃ + 4S
22. ClO⁻ + 2I⁻ + 2H⁺ → Cl⁻ + I₂ + H₂O
23. a) Oxigênio.
b) Porque uma **mesma** substância reagente contém o elemento que se oxida e que se reduz.
24. a) É oxidante no processo I e redutor no II.
b) Para HNO₃ e H₂SO₄ atuarem como redutores, S e N deveriam oxidar-se, mas já estão com o maior número de oxidação possível.
25. A
26. A
27. a) +5
b) NH₄NO₃
28. E
29. a) Grupo: halogênios; número do grupo: 17 ou 7A
b) Cl = +1; O = -2
30. a) Reação 1: SO₂ + 1/2 O₂ → SO₃
Reação 2: SO₃ + H₂O → H₂SO₄
b) (NH₄)₂SO₄
c) +4 no SO₂ e +6 no SO₃
31. C
32. D
33. E
34. D
35. a) 2Ag⁺ + 2Cl⁻ → 2Ag + Cl₂ ou 2AgCl → 2Ag + Cl₂
b) A prata metálica (Ag)
c) Cu²⁺ + Ag → Cu⁺ + Ag⁺; o agente oxidante é o Cu²⁺
36. a) Xe + 2F₂ → XeF₄
0 0 +4 -1
b) Até então se acreditava que os átomos dos gases nobres não estabeleciam, em circunstância alguma, ligação com outros átomos. A preparação do composto citado mostrou que, em condições especiais, alguns compostos de gases nobres podem ser obtidos.
37. 01) Incorreto.
02) Correto.
04) Incorreto.
08) Correto.
16) Correto.
38. B
39. D
40. B
41. A
42. B
43. D
44. A
45. B
46. D
47. a) 2IO₃⁻ + 5HSO₃⁻ → I₂ + SO₄²⁻ + 3H⁺ + H₂O
Oxidante: IO₃⁻
Redutor: HSO₃⁻
b) 15,6 t
48. Verdadeiro, Falso, Falso, Verdadeiro, Falso, Falso.
49. 0 - Verdadeiro
1 - Falso
2 - Verdadeiro
3 - Falso
4 - Verdadeiro, pois 5 + 2 + 6 + 5 + 2 + 3 = 23
50. a) 4HCl + MnO₂ → Cl₂ + MnCl₂ + 2H₂O
b) MnO₂ é o agente oxidante.
c) HCl é o agente redutor.
51. 05 52. A 53. E 54. B
55. a) oxidante: KMnO₄
redutor: Na₂C₂O₄
b) 5Na₂C₂O₄ + 2KMnO₄ + 8H₂SO₄ →
→ K₂SO₄ + 5Na₂SO₄ + 2MnSO₄ + 10CO₂ + 8H₂O



- b) NH₃: matéria-prima para HNO₃ e fertilizantes.
MgO: produção de Mg(OH)₂, que é laxante e antiácido.
57. a) Cu_(s) + 2Ag⁺_(aq) → Cu²⁺_(aq) + 2Ag_(s)
b) cobre: de zero para +2
prata: de +1 para zero
58. A 59. A 60. E 61. B
62. a) Vai de zero a -3.
b) $\frac{\text{número de átomos de H}}{\text{número de átomos de As}} = \frac{6}{2} = \frac{3}{1}$

Capítulo 4 — Eletroquímica: células galvânicas

1. A lâmpada deve acender apenas nas montagens **Ⓒ** e **Ⓔ**. Nelas foi estabelecido um circuito elétrico em que os elétrons podem se movimentar de um ponto de menor potencial elétrico (pólo negativo) para um de maior potencial elétrico (pólo positivo). Nesse trajeto está incluído o filamento da lâmpada, que se aquece e fica incandescente graças à passagem de corrente elétrica.
- 2.
- Ⓒ**
- Ⓔ**
4. a) Ânodo: eletrodo de zinco; cátodo: eletrodo de níquel.
b) Negativo: eletrodo de zinco; positivo: eletrodo de níquel.
c) Zn se oxida; Ni²⁺ se reduz.
d) A de zinco.
e) A de níquel.
f) Zn_(s) → Zn²⁺_(aq) + 2e⁻
g) Ni²⁺_(aq) + 2e⁻ → Ni_(s)
h) Zn_(s) + Ni²⁺_(aq) → Zn²⁺_(aq) + Ni_(s)
i) O fluxo efetivo de cátions é da semicela de zinco para a de níquel e o de ânions é no sentido inverso.
5. a) Ânodo: eletrodo de cobre; cátodo: eletrodo de prata.
b) Negativo: eletrodo de cobre; positivo: eletrodo de prata.
c) Cu se oxida; Ag⁺ se reduz.
d) Cu_(s) → Cu²⁺_(aq) + 2e⁻
e) Ag⁺_(aq) + e⁻ → Ag_(s)
f) Cu_(s) + 2Ag⁺_(aq) → Cu²⁺_(aq) + 2Ag_(s)
g) Da placa de cobre para a de prata.
h) O fluxo efetivo de cátions é da semicela de cobre para a de prata e o de ânions é no sentido inverso.
6. a) Três respostas possíveis: Zn, MnO₂ e H₂O.
b) II
c) I
7. a) Duas respostas possíveis: Cd(OH)_{2(s)} e Ni(OH)_{2(s)}.
b) Cd se oxida e Ni se reduz.
c) II
d) Cd_(s) + 2Ni(OH)_{3(s)} → Cd(OH)_{2(s)} + 2Ni(OH)_{2(s)}
8. a) Cd(OH)_{2(s)} + 2Ni(OH)_{2(s)} → Cd_(s) + 2Ni(OH)_{3(s)}
b) Ni se oxida e Cd se reduz.
9. É a representação de uma pilha na qual ocorre, em uma semicela, a oxidação de Fe⁰ a Fe²⁺ (no ânodo) e, em outra, a redução de Ag⁺ a Ag⁰ (no cátodo). A barra vertical simples (I) indica a separação entre fases e a barra vertical dupla (II) indica a presença de uma ponte salina.
10. a) Ânodo: eletrodo de zinco; cátodo: eletrodo de prata.

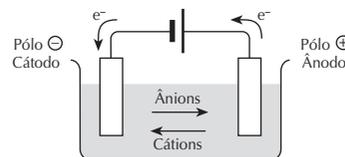
- b) Negativo: eletrodo de zinco; positivo: eletrodo de prata.
 c) Zn se oxida; Ag^+ se reduz.
 d) $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}_{(aq)}^{2+} + 2e^-$
 e) $\text{Ag}_{(aq)}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$
 f) $\text{Zn}_{(s)} + 2\text{Ag}_{(aq)}^+ \rightarrow \text{Zn}_{(aq)}^{2+} + 2\text{Ag}_{(s)}$
 g) Da placa de zinco para a de prata.
 h) O fluxo efetivo de cátions é da semicela de zinco para a de prata e o de ânions é no sentido inverso.
 i) +1,56 V
11. +1,55 V
12. Os potenciais revelam que o alumínio (menor E°) tem maior tendência a se oxidar e que o cobre (maior E°) tem maior tendência a se reduzir. Assim, o ânodo será o eletrodo de alumínio, no qual Al^0 passará a Al^{3+} , e o cátodo será o eletrodo de cobre, no qual Cu^{2+} passará a Cu^0 . Isso foi corretamente representado apenas pelo aluno I.
13. $2\text{Al}_{(s)} + 3\text{Cu}_{(aq)}^{2+} \rightarrow 2\text{Al}_{(aq)}^{3+} + 3\text{Cu}_{(s)}$
14. a) Átomos de cobre metálico do fio, Cu^0 , sofreram oxidação passando a Cu^{2+} , enquanto íons prata da solução, Ag^+ , sofreram redução passando a Ag^0 e depositando-se sobre o fio:
 $\text{Cu}_{(s)} + 2\text{Ag}_{(aq)}^+ \rightarrow \text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2\text{Ag}_{(s)}$
 b) Sim, pois há alteração do número de oxidação de elementos envolvidos.
 c) Oxidante: Ag^+ ; redutor: Cu^0 .
 d) +0,46 V
15. a) $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{SO}_4^{2-} \rightarrow 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 b) Três respostas possíveis: Pb, PbSO_4 e H_2SO_4 .
 c) +2,05 V
16. +0,77 V
17. a) Ordem crescente de poder oxidante: I_2 , Br_2 , Cl_2 , F_2 .
 b) Ordem crescente de poder redutor: F^- , Cl^- , Br^- , I^- .
18. a) Mg, Zn, Fe, Pb
 b) Cu, Ag, Au
19. Au, Ag, Cu, Pb, Fe, Zn, Mg
20. Quanto maior a reatividade do metal, maior sua tendência a sofrer oxidação.
21. Apenas o magnésio e o zinco, pois apresentam tendência a se oxidar maior que o ferro.
22. Porque os íons Ag^+ presentes na solução provocam a oxidação do cobre (de Cu^0 a Cu^{2+}) e do zinco (de Zn^0 a Zn^{2+}). Tais reações, além de consumirem íons prata da solução, contaminam-na com íons Cu^{2+} e Zn^{2+} .
23. a) Sim, em ambos os casos.
 b) Sim. Os íons Ag^+ da solução irão se reduzir, enquanto o estanho irá se oxidar primeiramente a Sn^{2+} e, a seguir, também sob ação dos íons Ag^+ , a Sn^{4+} .
24. E
 25. C
 26. D
27. a) Ânodo: $\text{Cr}^0 \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3e^-$ (oxidação)
 Cátodo: $\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}^0$ (redução)
- $$\begin{array}{r} 2\text{Cr}^0 \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 6e^- \\ 3\text{Fe}^{2+} + 6e^- \rightarrow 3\text{Fe}^0 \\ \hline 2\text{Cr}^0 + 3\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{Fe}^0 \end{array}$$
28. D
 29. $01 + 04 + 08 + 64 = 77$
 30. D
 31. A
 32. B
 33. E
 34. B
 35. A
 36. B
 37. A
 38. 01, 04 e 08
39. a) $\text{CH}_3\text{COCOOH} + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$
 $\text{NADH} \rightarrow \text{NAD}^+ + \text{H}^+ + 2e^-$
- $$\text{CH}_3\text{COCOOH} + \text{H}^+ + \text{NADH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHOHCOOH} + \text{NAD}^+$$
- Espécie A: NADH
 Espécie B: NAD^+

- b) $\Delta E^\circ = 130 \text{ mV}$
 c) NADH: redutor; CH_3COCOOH : oxidante
40. D
 41. D
 42. C
 43. A
 44. E
45. a) $2\text{Fe}^{2+} + 2\text{H}^+ + 1/2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
 b) A reação do item a é espontânea porque apresenta $\Delta E^\circ = +0,46 \text{ V} > 0$. Já a reação de oxidação do cobalto,
 $2\text{Co}^{2+} + 2\text{H}^+ + 1/2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Co}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$, tem $\Delta E^\circ = -0,59 \text{ V} < 0$ e não é espontânea.
46. a) $\text{Al}_{(s)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{OH}_{(aq)}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_{4(aq)}^- + 3/2\text{H}_2(\text{g})$; $\Delta E^\circ = +1,50 \text{ V} > 0$ (espontânea). Portanto, o alumínio é corroído ao ser lavado por solução aquosa alcalina.
 $\text{Cu}_{(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_{2(s)} + \text{H}_2(\text{g})$; $\Delta E^\circ = -0,61 \text{ V} < 0$ (não-espontânea). Não ocorre corrosão do cobre ao ser lavado.
 b) Ser melhor redutor é ter maior tendência a sofrer oxidação (menor E°). Pelos potenciais apresentados, conclui-se que o melhor redutor é o alumínio metálico.
47. V, F, V, F, V, V, F
48. a) ΔE° (ferro e oxigênio) = 0,85 V
 ΔE° (ferro e zinco) = 0,32 V
 b) Pelo fato de o oxigênio possuir o maior potencial de redução, ele é a espécie que recebe elétrons mais facilmente, o que lhe permite ser o oxidante mais forte da série apresentada.
49. E
50. a) $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + e^-$ (oxidação)
 $\text{NO}_2^- + e^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ (redução)
 b) $[\text{Fe}(\text{NO})]^{2+}$
51. 1. a) $\text{I}_2 + 2\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{S}_4\text{O}_6 + 2\text{KI}$
 b) $\text{I}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-$
 2. Como elas também provocam descoloração do iodo, apresentam poder redutor.
52. C
53. a) A reação apresentada não é espontânea, pois apresenta $\Delta E^\circ = -0,57 \text{ V} < 0$.
 b) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$; +0,53 V
54. D
 55. B
 56. A
 57. B
 58. B
59. Frasco I — Não ocorre reação, pois o E°_{red} do cobre é maior que o do zinco.
 Frasco II — Ocorre reação, pois o E°_{red} do cobre é maior que o do ferro:
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$
 Frasco III — Não ocorre reação, pois o E°_{red} do estanho é maior que o do ferro.
 Frasco IV — Não ocorre reação, pois o E°_{red} do ferro é maior que o do zinco.
60. $\text{Cl}_2 + 2\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Cl}^- + 2\text{Fe}^{3+}$
 $\Delta E^\circ = 0,59 \text{ V}$
61. $02 + 04 + 08 + 16 = 30$
 62. A
63. 1. A reação $\text{Zn}_{(s)} + \text{Fe}_{(aq)}^{2+} \rightarrow \text{Zn}_{(aq)}^{2+} + \text{Fe}_{(s)}$ tem $\Delta E^\circ = +0,32 \text{ V} > 0$ (espontânea), o que indica que a tendência de o zinco se oxidar é maior que a do ferro. Assim, as placas de zinco anexadas ao casco do navio se oxidam com maior facilidade que o ferro do casco, ajudando a preservá-lo.
 2. A reação $\text{Cu}_{(s)} + \text{Fe}_{(aq)}^{2+} \rightarrow \text{Cu}_{(aq)}^{2+} + \text{Fe}_{(s)}$ tem $\Delta E^\circ = -0,78 \text{ V} < 0$ (não-espontânea). Portanto, placas de cobre não ajudam a preservar o ferro do casco do navio.
64. a) Para evitar a corrosão (oxidação) do ferro, é necessária a presença de um metal que possua um E°_{red} menor que o dele. No caso, poderiam protegê-lo da corrosão os metais Mg e Zn.
 b) $\Delta E^\circ = 0,78 \text{ V}$

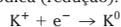
65. C
 66. E
 67. A
 68. E
 69. B
 70. A
 71. B
 72. A
 73. A
 74. A
 75. A
 76. E

Capítulo 5 — Eletroquímica: células eletrolíticas

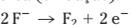
1.



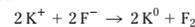
2. semi-reação catódica (redução):



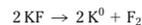
semi-reação anódica (oxidação):



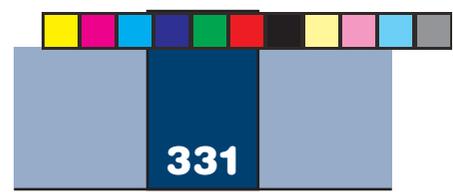
reação global:



ou:



3. No ânodo: cloro (oxidação de Cl^- a Cl_2); no cátodo: magnésio (redução de Mg^{2+} a Mg^0).
4. a) Al^{3+} e O^{2-}
 b) Alumínio metálico (Al^0) e gás oxigênio (O_2).
5. a) Um eletrodo feito de uma substância que não tome parte na eletrólise como reagente, exercendo apenas papel de condutor de corrente elétrica.
 b) Pólo positivo: $\text{O}_2(\text{g})$; pólo negativo: $\text{H}_2(\text{g})$.
 c) $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})}$ ou $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + 1/2\text{O}_{2(\text{g})}$
 d) NaOH, H_2SO_4 ou KNO₃
 e) De acordo com os coeficientes estequiométricos de H_2 e O_2 , a relação volumétrica é de 2 : 1, ou seja, dois volumes de H_2 para um volume de O_2 . (De acordo com o desenho, A é H_2 e B é O_2).
6. a) $\text{Cl}_{2(\text{g})}$
 b) $\text{H}_{2(\text{g})}$
 c) O cloreto de hidrogênio (HCl) que, em solução, é conhecido como ácido clorídrico.
 d) NaOH
7. Porque, na eletrólise de solução aquosa de eletrólito cujo cátion seja Na^+ , K^+ , Mg^{2+} ou Al^{3+} , a substância produzida no cátodo é o gás hidrogênio.
8. Está correta. Numa cela eletrolítica, o pólo positivo é aquele que atrai os ânions que, em sua superfície, perdem elétrons e sofrem oxidação. E o eletrodo em que ocorre oxidação é o ânodo.
9. 1. Ag, Au, Cu, Hg e Pt.
 2. Al, K, Mg e Na.
 3. Cr, Fe, Mn, Pb, Sn e Zn.



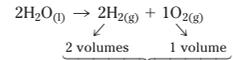
331

10. a) Oxidação: S; redução: Ag e O.
b) Oxidação: S; redução: Hg e O.
11. $Cu_2S + O_2 \rightarrow 2 Cu + SO_2$
12. a) Fe
b) CO
13. a) $SnO_2 + 2 CO \rightarrow Sn + 2 CO_2$
b) bronze
14. a) Nenhuma delas.
b) Redução.
c) Ferro galvanizado.
d) Latão.
15. I. $PbS + 3/2 O_2 \rightarrow PbO + SO_2$
II. $PbO + CO \rightarrow Pb + CO_2$
16. a) Redução.
b) Alumínio.
17. $3 MnO_2 + 4 Al \rightarrow 3 Mn + 2 Al_2O_3$
18. $Fe_2O_3 + 2 Al \rightarrow 2 Fe + Al_2O_3$
19. O alumínio é um elemento químico metálico de símbolo Al que forma uma substância simples de fórmula Al (ou Al⁰). Essa substância é obtida por eletrólise ígnea do óxido de alumínio, Al₂O₃, chamado de alumina. A alumina é encontrada na natureza, misturada com outras substâncias, no minério chamado bauxita.
20. O processo de obtenção do alumínio envolve a eletrólise ígnea do óxido de alumínio, que consome grande quantidade de energia elétrica. O preço da energia elétrica é, portanto, essencial para que a produção do alumínio seja viável.
21. 0,5 mol
22. 0,10 mol
23. a) $Al^{3+} + 3 e^- \rightarrow Al^0$
b) 162 kg
24. a) $Cr^{3+} + 3 e^- \rightarrow Cr$
b) Ao pólo negativo, pois sobre a peça deve ocorrer a redução dos íons crômio (III).
c) 104 g
26. 0,10 mol
27. 0,50 L
28. 0,25 L
30. 10 A
31. 432 g
32. São iguais, pois a semi-reação é a mesma e a quantidade de elétrons que chega ao ânodo também.
33. a) $9,65 \cdot 10^4 C$ (constante de Faraday)
b) 26,8 A
34. No caso da prata.
35. C
36. D
37. E
38. E
39. D
40. D
41. C
42. E
43. E
44. D
45. I: sódio (sólido) e cloro (gasoso).
Pólo negativo (cátodo): $Na^+ + e^- \rightarrow Na^0$
Pólo positivo (ânodo): $2 Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2 e^-$
II: hidrogênio (gasoso) e oxigênio (gasoso).
Pólo negativo (cátodo): $2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_2$
Pólo positivo (ânodo): $4 OH^- \rightarrow O_2 + 2 H_2O + 4 e^-$
46. E
47. C
48. B
49. D
50. D

51. C
52. C
53. D
54. C
55. C
56. 1. Sim, pois o níquel será oxidado. Nesse caso haverá uma deposição de cobre. Isso ocorre pelo fato de o potencial de redução do cobre ser maior que o do níquel.
2. Não haverá reação espontânea pelo fato de o potencial de redução da prata ser superior.
3. No ânodo (eletrodo de cobre) ocorrerá a reação de oxidação:
 $Cu_{(s)}^0 \rightarrow Cu_{(aq)}^{2+} + 2 e^-$
No cátodo (eletrodo de prata) ocorrerá a reação de redução:
 $Cu_{(aq)}^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu_{(s)}^0$
57. E
58. a) $Fe_2O_3 + 3 CO \rightarrow 2 Fe + 3 CO_2$
b) Fe se reduz de +3 para zero; C se oxida de +2 para +4; oxidante: Fe₂O₃; redutor: CO.
59. B
60. E
61. B
62. 0 - Falso
1 - Verdadeiro
2 - Falso
3 - Verdadeiro
63. C
64. C
65. C
66. D
67. D
68. a) Verdadeiro
b) Verdadeiro
69. E
70. a) $CuSO_4(s) \rightarrow Cu_{(aq)}^{2+} + SO_4^{2-}(aq)$; $[SO_4^{2-}] = 0,10 mol \cdot L^{-1}$
b) 3.860 s
71. 9 g
72. C
73. F, V, F, V, F, V, F
74. B
75. D
76. a) 20 pilhas
b) 3,175 g
77. As afirmações a e b são verdadeiras.
78. E
79. 0 - Verdadeiro
1 - Verdadeiro
2 - Falso
3 - Falso
80. a) Para formar 1 mol de etano são necessários 2 mol de elétrons. Para formar 1 mol de prata foi necessário 1 mol de elétrons e, sendo assim, haverá a formação de 1/2 mol de etano.
b) A formação de prata metálica se dá no pólo negativo (cátodo), enquanto a formação do etano se dá no pólo positivo (ânodo).
81. B 82. C 83. D 84. A
85. a) A: hidrogênio (H₂)
B: oxigênio (O₂)
b) Permanecerá neutro, pois não há consumo global de H⁺ nem de OH⁻ em decorrência da eletrólise.
86. a) No eletrodo A (cátodo), pois, nele, os elétrons provenientes do gerador provocam a redução de Cu²⁺ a Cu⁰.
b) A cor da solução terá permanecido igual, pois, para cada íon Cu²⁺ produzido em B (onde Cu⁰ se oxida a Cu²⁺), um íon Cu²⁺ é consumido em A (onde Cu²⁺ se reduz a Cu⁰).

87. B

88. a) está ocorrendo a eletrólise da H₂O:

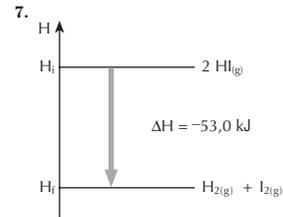


O volume do H₂ é o dobro do volume do O₂. No tubo A é obtido gás O₂ (menor volume), logo é o pólo ⊕ (ânodo).

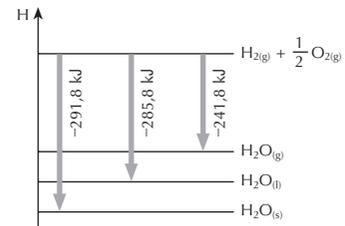
- b) tubo A = gás O₂ - massa molar = 32 g/mol → É o mais pesado.
tubo B = gás H₂ - massa molar = 2 g/mol

Capítulo 6 — Termoquímica: o calor e os processos químicos

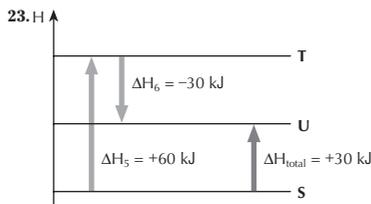
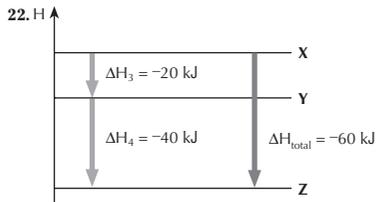
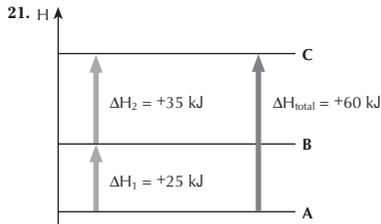
1. Quando a água que está sobre a pele passa da fase líquida para a fase vapor absorve calor das vizinhanças, o que inclui a superfície do corpo. Essa perda de calor pelo corpo produz a sensação de frio.
2. A evaporação do álcool absorve calor das vizinhanças, inclusive da superfície do corpo, acarretando a sensação de frio, como no caso da questão anterior. A diferença é que o álcool evapora com mais facilidade que a água.
3. Parte da água que umedece a cerâmica evapora e, ao evaporar, absorve calor da talha ou moringa, provocando seu resfriamento.
4. $C_2H_6O_{(l)} \rightarrow C_2H_6O_{(g)}$ $\Delta H = +43,5 kJ/mol$
5. Endotérmicos: I, II e V; exotérmicos: III, IV e VI.



- 7.
8. Quando um mol de etanol líquido reage, a pressão constante, com três mols de oxigênio gasoso produzindo dois mols de gás carbônico e três mols de água líquida ocorre liberação de 1.367 kJ de energia.
9. a) Carbono diamante.
b) Carbono diamante.
10. a) O diferente estado físico do produto.
b)

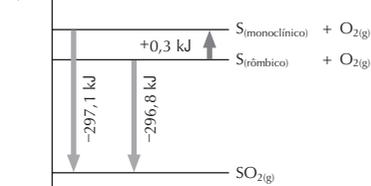


11. a) $KNO_3(s) \rightarrow K^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$
b) Não, pois se há resfriamento é porque o processo absorve calor do líquido e do frasco, sendo, portanto, endotérmico.
12. O hambúrguer com queijo.
13. A maçã.
14. 7 horas repousando; 42 minutos pedalando.
15. 21 minutos nadando; 36 minutos caminhando.
16. Um hambúrguer com queijo.
17. A de três fatias de pizza.
18. O hambúrguer.
19. Dois.
20. Hambúrguer com queijo: $1,96 \cdot 10^3 kJ$; sorvete: $1,07 \cdot 10^3 kJ$; fatia de pizza: $7,73 \cdot 10^2 kJ$; maçã: $2,93 \cdot 10^2 kJ$.



25. a) +0,3 kJ/mol

b) H



26. +179 kJ/mol

27. -1.775 kJ/mol

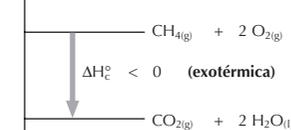
28. -143 kJ/mol

29. -334 kJ/mol

30. -204 kJ/mol

31. C

32. H



33. O engenheiro pode calcular o ΔH° usando a Lei de Hess, somando as equações fornecidas, invertendo a segunda e multiplicando a terceira por 2. O resultado é -312 kJ/mol.

34. Aplicando a Lei de Hess, deve-se somar a equação de combustão do octano líquido com o inverso da equação de combustão do octano gasoso, chegando-se a $+41,5$ kJ/mol.

35. -852 kJ/mol

36. a) V
b) F
c) F
d) F

37. -198 kJ/mol

38. -85 kJ/mol

39. -240 kJ/mol

40. -520 kJ/mol

41. Endotérmica (+84 kJ/mol).

42. Quanto maior a energia de uma ligação, maior a energia necessária para romper essa ligação, o que indica que **mais forte** ela é.

43. a) A força cresce na ordem em que cresce a energia de ligação: $\text{HI} < \text{HBr} < \text{HCl} < \text{HF}$.

b) $\text{I}_2 < \text{F}_2 < \text{Br}_2 < \text{Cl}_2$

44. Elaborando as fórmulas estruturais, percebe-se que no etano há ligação simples entre os carbonos, no eteno há ligação dupla e no etino há ligação tripla. De acordo com os dados tabelados, os carbonos estão mais fortemente unidos no etino.

45. A síntese da água.

46. -184 kJ/mol

47. -115 kJ/mol

48. a) $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$

b) -76 kJ/mol

c) -91,8 kJ/mol

d) Os valores calculados não são iguais. A diferença se deve ao fato de o método usado no item *b* ser aproximado, pois alguns valores de energia de ligação são a média obtida em várias moléculas e por considerar que cada molécula está na fase gasosa e livre da influência de outras.

49. O octano, pois apresenta maior ΔH_c° .

50. Hidrogênio: 143 kJ; metano: 55,7 kJ; octano: 48,0 kJ; metanol: 22,7 kJ; etanol: 29,7 kJ. O hidrogênio libera, na combustão, maior quantidade de energia por unidade de massa.

51. Hidrogênio: 0,011 kJ; metano: 0,039 kJ; octano: 33,6 kJ; metanol: 18,2 kJ; etanol: 23,8 kJ. O octano libera, na combustão, maior quantidade de energia por unidade de volume.

52. a) 15,6 kJ

b) 3,7 kcal; 4 kcal; coincide com o valor mencionado.

53. C

54. B

55. C

56. F, V, V, V

57. C

58. V, F, F, F

59. No gráfico de cima, observa-se que a entalpia dos reagentes é maior que a dos produtos. O gráfico representa uma reação exotérmica.

No gráfico de baixo, observa-se que a entalpia dos reagentes é menor que a dos produtos. O gráfico representa uma reação endotérmica.

60. B

61. A

62. B

63. A

64. a) 44 g

b) CO_2 e H_2O

c) Sim, pois ela ocorre com absorção de calor.

65. B

66. a) -4,2 kJ/mol

b) $\text{P}_{\text{(vermelho)}}$, pois é a variedade alotrópica com menor conteúdo energético.

67. B

68. C

69. C

70. C

71. a) $\Delta H = +131,3$ kJ (endotérmica)b) Agente oxidante: $\text{H} \cdot$

(O agente redutor, C, é substância simples.)

72. B

73. $2 \text{LiOH} \cdot \text{H}_2\text{O}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)} \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_{3(s)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

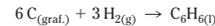
74. B

75. B

76. A

77. C

78. a) Para obter a equação desejada, deve-se somar a primeira equação, multiplicada por 6, a segunda, invertida, e a terceira, multiplicada por 3, chegando-se a:



b) +46 kJ/mol

79. C

80. C

81. (01) Falso

(02) Falso

(04) Verdadeiro

(08) Verdadeiro

(16) Verdadeiro

82. a) Exotérmica

b) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(s)} + 12 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 12 \text{CO}_{2(g)} + 11 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ c) $\Delta H_f(\text{sacarose}) = -2.239$ kJ/mol

83. E

84. 0 - Falso

1 - Verdadeiro

2 - Falso

3 - Verdadeiro

4 - Falso

85. D

86. a) $3 \text{C}_{\text{(grafite)}} + 4 \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_{8(g)}$

b) $\Delta H_f = -126$ kJ/mol

87. C

88. 0 - Falso

1 - Falso

2 - Verdadeiro

3 - Verdadeiro

4 - Verdadeiro

89. $\Delta H_f = -598,6$ kcal/mol

90. 05

91. C

92. A

93. a) -585 kJ/mol

b) +101 kJ/mol

94. B

95. B

96. C

97. 308 kcal

98. C

99. D (atente ao coeficiente do H_2)

100. C

101. A

102. E

103. B

104. a) 3.419,5 kJ

b) 30.776 kJ

105. C

106. B

107. $02 + 04 + 08 + 32 = 46$

(01) Falso

(02) Verdadeiro

(04) Verdadeiro

(08) Verdadeiro

(16) Falso

(32) Verdadeiro

(64) Falso

108. 0 - Verdadeira

1 - Verdadeira

2 - Verdadeira

3 - Verdadeira

109. D

110. a) 4.445 kJ

b) -77 kJ/mol

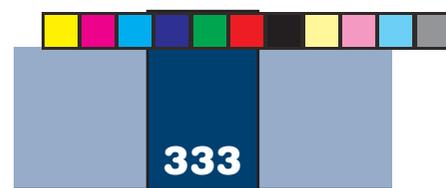
111. a) 35,4 kJ/mol

b) 21,7 kcal

112. a) -191,6 kcal/mol

b) 8,96 L

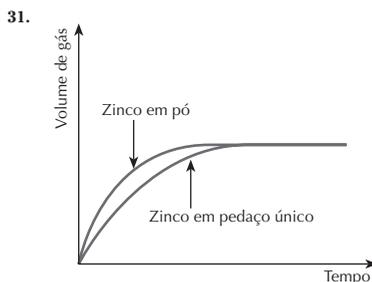
c) 38,32 kcal



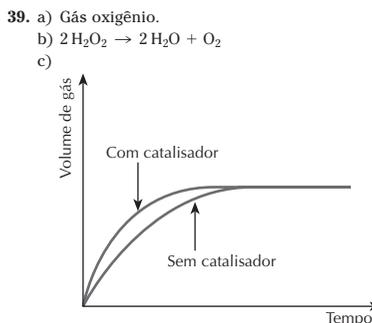
Capítulo 7 — Cinética química: o transcorrer das reações químicas

5. A: NO_2 , B: O_2 e C: N_2O_5 .
6. a) 0,20 mol/L.s
b) 0,050 mol/L.s
7. 1.080 L/s
8. 2,7 mol
9. 1,8 mol
10. 54 mol/s
11. 36 mol/s
12. 117 g
13. Um incêndio envolve a reação química de combustão (queima), na qual o gás oxigênio (O_2) é um reagente. A ventania substitui o ar no local da queima (que tem menos oxigênio, porque ele é consumido) por ar contendo maior concentração de oxigênio. Isso aumenta a velocidade da combustão e o incêndio se propaga mais depressa.
14. Ao abanar, removemos o ar de dentro da churrasqueira (que tem muito gás carbônico e pouco oxigênio) e em seu lugar colocamos "ar novo". Assim, aumentamos a concentração de oxigênio no local da combustão, tornando a reação mais rápida.
15. a) 1 (primeira ordem)
b) 2 (segunda ordem)
c) 3 (terceira ordem)
d) k é uma constante de proporcionalidade denominada *constante de velocidade*.
17. a) Duplifica.
b) Triplica.
18. a) É multiplicada por 4.
b) É multiplicada por 9.
19. a) É aquela em que moléculas de produtos se formam após uma só colisão eficaz entre as moléculas dos reagentes.
b) Eficaz.
c) $\text{N}_2\text{O} + \text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{NO}_2$
d) Complexo ativado (ou estado de transição).
e) $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}] \cdot [\text{NO}]$
20. a) $\text{N}_2\text{O} + \text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{NO}_2$
b) Duas moléculas: uma de N_2O e uma de NO .
c) Complexo ativado (ou estado de transição).
d) À energia de ativação da reação.
e) À variação de entalpia (ΔH) da reação.
f) É exotérmica ($\Delta H < 0$).
21. a) $\text{NOCl} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{NO}_2\text{Cl}$
b) Duas moléculas: uma de NOCl e uma de NO_2 .
c) Complexo ativado (ou estado de transição).
d) À energia de ativação da reação.
e) À variação de entalpia (ΔH) da reação.
f) É endotérmica ($\Delta H > 0$).
22. a) $v = k \cdot [\text{Br}_2] \cdot [\text{NO}]^2$
b) Será multiplicada por 2.
c) Será multiplicada por 4.
d) Será multiplicada por 8.
23. a) $\text{O}_3 + 2\text{NO}_2 \rightarrow \text{O}_2 + \text{N}_2\text{O}_5$
b) A primeira, pois é a etapa lenta.
c) São duas moléculas: uma de O_3 e uma de NO_2 .
d) $v = k \cdot [\text{O}_3] \cdot [\text{NO}_2]$
24. O mecanismo II, pois é o único cuja lei cinética é $v = k \cdot [\text{NO}_2]^2$.
25. a) No caso da água morna.
b) O aumento da temperatura corresponde a um aumento da energia cinética das moléculas (ou íons, se for o caso) dos reagentes. Assim, aumenta a frequência de colisões eficazes.
26. Ao usar a panela de pressão, permitimos que a água atinja (ainda líquida) uma temperatura maior do que atingiria se a panela fosse aberta. Essa maior temperatura acarreta um aumento da velocidade das reações envolvidas no cozimento.
27. a) Duplifica.
b) Quadruplica.
c) Octuplica.

28. Açúcar comum, pois terá maior superfície de contato com a água do que o açúcar cristal.
29. A camada de sabão diminui a superfície da palha de aço exposta aos fatores que causam a ferrugem (água e oxigênio), reduzindo a velocidade da reação.
30. Quanto mais triturado estiver o alimento, mais rápidas serão as reações envolvidas na digestão, graças ao aumento da superfície de contato entre os reagentes.



32. a) A aparente fervura é, na realidade, liberação de oxigênio gasoso.
b) X atua como catalisador no processo.
33. A luz e o calor aumentam a rapidez da reação de decomposição da água oxigenada. Assim, em locais frios e escuros, essa reação será mais lenta, conservando o reagente por mais tempo.
34. a) O conversor catalítico aumenta a velocidade de reações que transformam poluentes em não-poluentes.
b) No formato de grãos, a superfície de contato entre o catalisador e os reagentes é maior, tornando a reação mais rápida.
35. Um catalisador não necessariamente inicia uma reação, ele aumenta sua rapidez. Além disso, toda reação que ocorre na presença do catalisador pode ocorrer sem ele, isto é, o catalisador não tem a capacidade de tornar possível uma reação que, por si, seja impossível.
36. a) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
b) A
c) B
d) À energia de ativação da reação não-catalisada.
e) À energia de ativação da reação catalisada.
f) Sim, provoca uma diminuição na energia de ativação.
g) À variação de entalpia (ΔH) da reação.
h) Exotérmica ($\Delta H < 0$).
i) Não.
37. a) O catalisador aumenta a velocidade da reação. Ele atua criando um novo mecanismo para a reação, com menor energia de ativação.
b) Catálise heterogênea, pois o catalisador está em uma fase e os reagentes em outra.
38. a) Catálise homogênea, pois catalisador e reagentes estão na mesma fase.
b) Somando as etapas, obtemos: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$. Portanto, o NO não aparece na equação global.
39. a) Gás oxigênio.
b) $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
c)



40. A
41. C
42. A
43. B

44. C
45. A reação é de segunda ordem com relação a X e de primeira ordem com relação a Y.
46. 27
47. A
48. B
49. A
50. 27 vezes
51. A
52. D
53. D
54. B
55. a) 1ª etapa: $2\text{ClO}^- \rightarrow \text{ClO}_2^- + \text{Cl}^-$
2ª etapa: $\text{ClO}^- + \text{ClO}_2^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + \text{Cl}^-$
global: $3\text{ClO}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + 2\text{Cl}^-$
b) O diagrama permite perceber que a energia de ativação para a primeira etapa é maior que para a segunda. Assim, a primeira etapa é a determinante da velocidade global. A expressão da velocidade da reação global é $v = k \cdot [\text{ClO}^-]^2$.
56. A
57. a) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
b) A interrupção da circulação para um órgão impede a chegada a ele de oxigênio e glicose. Porém o abaixamento da temperatura corporal diminui a velocidade das reações que ocorrem no organismo, o que reduz a quantidade de oxigênio e de glicose necessária por unidade de tempo. Assim, leva mais tempo para o órgão sofrer uma lesão por falta de oxigênio e glicose quando está a uma temperatura mais baixa.
58. D
59. E
60. B
61. D
62. a) No copo com a água morna, pois a maior temperatura faz com que as colisões ocorram com maior energia, aumentando a frequência de colisões eficazes.
b) No caso do comprimido finamente triturado, pois ele apresenta uma superfície de contato com a água maior do que o comprimido inteiro.
63. B
64. E
65. A
66. B
67. C
68. a) Sim, pois íons I^- criam um mecanismo alternativo para a decomposição do H_2O_2 e não são efetivamente consumidos no processo global (veja reação global no item b).
b) Somando as equações fornecidas, temos $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$.
69. C
70. B
71. 05
72. D
73. C

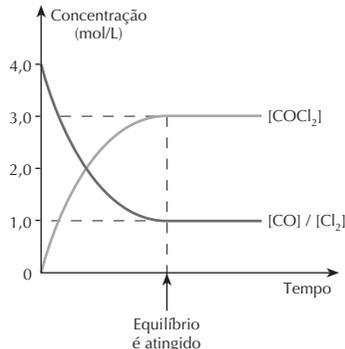
Capítulo 8 — Equilíbrio químico: a coexistência de reagentes e produtos

1. Ⓓ
2. a) $K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}$
b) $K_c = \frac{[\text{NO}]^2[\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2}$
c) $K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}$

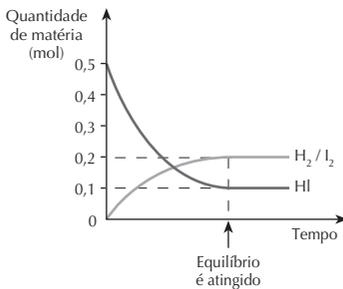
5. 20
6. 45

7. a) A – NO; B – O₂; C – NO₂
b) É atingido o equilíbrio químico.
c) 0,5

11. 3,0
12.



13. a) 0,80 ou 80%
b) 4,0
c) Quantidade de matéria (mol)



14. No experimento III, o único em que o resultado do cálculo $[C] \cdot [D]^2/[A] \cdot [B]$ é diferente dos demais.

15. **A** e **B**

16. Em 3 e 4, pois o cálculo $[\text{NO}_2]^2/[\text{N}_2\text{O}_4]$ resulta em 3,2.

17. a) Em 1 haverá diminuição de $[\text{N}_2\text{O}_4]$ e em 2, aumento.
b) Em 1 haverá aumento de $[\text{NO}_2]$ e em 2, diminuição.

18. A 227°C, pois K_c é maior.

$$19. K_p = \frac{(P_{\text{SO}_3})^2}{(P_{\text{SO}_2})^2 \cdot (P_{\text{O}_2})}$$

21. 2,7

22. a) 0,6875 ou 68,75%
b) 4,84

23. a) Adiciona-se Br₂ ao sistema.
b) Deslocamento do equilíbrio para a direita.
c) Sim, pois as concentrações voltaram a permanecer constantes a partir desse instante.
d) Princípio de Le Chatelier.

26. a) **B** e **D**
b) O sistema não está em equilíbrio.
c) Reagentes: aumenta 0,123 mol/L; produtos: diminui 0,123 mol/L.
d) Esquerda.
e) Aumento da $[\text{CO}_2]$.

27. a) Deslocamento do equilíbrio para a direita.
b) Deslocamento para a esquerda.
c) Deslocamento para a esquerda.
d) Deslocamento para a direita.

28. O sinal do ΔH indica que a reação direta é endotérmica. De acordo com o Princípio de Le Chatelier, um aquecimento desloca o equilíbrio para a direita e provoca aumento da concentração de NO₂, responsável pela coloração castanha. E um resfriamento tem efeito inverso. Portanto, o frasco colocado no banho de água fervente passará a apresentar coloração mais intensa que o deixado sobre a mesa. E o frasco colocado no freezer passará a apresentar coloração menos intensa que o deixado sobre a mesa.

29. a) Diminui.
b) Aumenta.

30. A

31. E

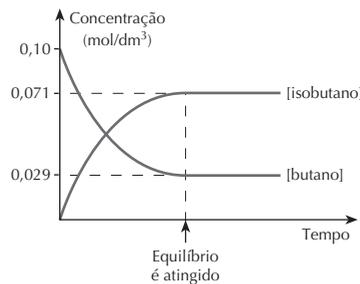
32. D

33. E

34. 0,071 mol/dm³

35. 0,71 ou 71%

- 36.



37. 9

38. C

39. C

40. E

41. a) II – B; III – A

- b) 4,6

42. a) 0,15 mol · L⁻¹ · min⁻¹

- b) 4

43. E

44. a) $K_p = \frac{P_{\text{CO}} \cdot (P_{\text{H}_2})^3}{P_{\text{CH}_4} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}}$ (subentende-se que se trata de K_p)

- b) 1,2 atm

45. D

46. D

47. A

48. 02

49. B

50. D

51. E

52. A

53. C

54. C

55. D

56. a) A redução da concentração de O₂ desloca o equilíbrio para a esquerda e reduz a concentração de oxi-hemoglobina, prejudicando o transporte de oxigênio dos pulmões para os tecidos.

- b) Ao longo do período de adaptação o corpo produz mais hemoglobina. O aumento da concentração desse reagente desloca o equilíbrio para a direita, aumentando a concentração de oxi-hemoglobina e favorecendo o transporte de oxigênio. A produção de hemoglobina requer ferro e, portanto, reduz as reservas originais desse elemento.

57. A

58. C

59. a) $5 \cdot 10^{-3}$

- b) O aumento da temperatura desloca o equilíbrio para a direita, evidenciando que o sentido direto da reação é endotérmico.

60. E

61. B

62. A

63. a) Alta pressão e baixa temperatura. A alta pressão desloca no sentido de menor volume gasoso (produto). E baixa temperatura provoca aumento do valor de K_p , ou seja, favorece a formação de produto.

- b) A alta temperatura (apesar de deslocar para a esquerda) e o catalisador são necessários para

que a velocidade não seja muito baixa. A alta pressão é empregada para deslocar o equilíbrio para a direita, aumentando assim o rendimento da produção de NH₃.

64. C

65. D

66. B

67. D

68. C

69. E

70. E

71. a) Mistura I:

$[\text{C}_{10}\text{H}_{12}]/[\text{C}_5\text{H}_6]^2 = 1,728/(0,800)^2 = 2,7 = K_c \Rightarrow$
 \Rightarrow o sistema está em equilíbrio e, portanto, as concentrações não irão variar ao longo do tempo;

- b) Mistura II:

$[\text{C}_{10}\text{H}_{12}]/[\text{C}_5\text{H}_6]^2 = 3,456/(1,000)^2 = 3,456 > K_c \Rightarrow$
 \Rightarrow a reação ocorrerá preferencialmente no sentido da esquerda, reduzindo $[\text{C}_{10}\text{H}_{12}]$ e aumentando $[\text{C}_5\text{H}_6]$ até que o equilíbrio seja estabelecido.

Capítulo 9 — Equilíbrios iônicos em solução aquosa

1. K_2 é bem menor que K_1 , indicando que a ionização do segundo hidrogênio é bem menos favorecida que a do primeiro.

2. Apenas A é correta, pois, quanto maior a constante de ionização, maior a força do ácido.

$$3. K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

6. $1,6 \cdot 10^{-5}$

7. $2 \cdot 10^{-4}$ mol/L

8. $1 \cdot 10^{-3}$ mol/L

9. a) Não se altere.

- b) Aumente.

10. a) A adição de ácido clorídrico aumenta $[\text{H}^+]$ na solução. Isso desloca o equilíbrio para a direita, produzindo mais dicromato e fazendo a cor alaranjada ficar pronunciada.

- b) NaOH, pois, sendo uma substância básica, reduz a concentração de íons H^+ (neutralização: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$). Isso desloca o equilíbrio para a esquerda, consumindo dicromato e produzindo cromato.

11. a) O suco de limão, por ser ácido, provoca aumento da $[\text{H}^+]$. Isso desloca o equilíbrio para a esquerda, fazendo a cor vermelha predominar.

- b) Os íons OH^- do NaOH reagem com os íons H^+ participantes do equilíbrio, reduzindo sua concentração. O equilíbrio é deslocado para a direita e a cor amarela predominar.

12. Os íons OH^- da solução de NaOH reagem com os íons H^+ , reduzindo sua concentração. Como consequência, o equilíbrio será deslocado para a direita.

13. Na solução de HCl, a alta $[\text{H}^+]$ desloca o equilíbrio para a direita, produzindo gás carbônico. Na solução de NaOH, que é básica, a $[\text{H}^+]$ é baixa e o equilíbrio é deslocado para a esquerda, consumindo gás carbônico em vez de produzi-lo.

15. $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-4}$ mol/L; $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-10}$ mol/L

16. a) **B**

- b) cem

17. Redução de mil vezes.

18. a) III < I < II

- b) II < I < III

- c) II < I < III

- d) III < I < II

19. O limpador.

20. a) Ligeiramente básico.

- b) Para reduzir o pH é necessário adicionar uma substância ácida; no caso, HCl.

22. Respectivamente 1 e 2. A mais ácida é a 0,1 mol/L.
23. 11
24. Respectivamente 13 e 12. A mais básica é a 0,1 mol/L.
25. 3
26. 4
27. 4,5 (Dica: extrair a raiz quadrada equivale a elevar a meio.)
28. 11
30. 4,2
31. 10,5
32. 13,3
33. a) 100 vezes
b) 31,6 vezes
34. a) amarela
b) azul
c) amarela
d) amarela
e) azul
35. a) Sim, pois a fenolftaleína apresenta-se incolor na solução de pH = 3 e rósea na de pH = 11.
b) Não, pois apresenta-se incolor em ambas as soluções.
c) Não, pois apresenta-se rósea em ambas as soluções.
36. a) Não, pois o indicador apresenta-se vermelho em ambas as soluções.
b) Sim, pois apresenta-se vermelho na solução de pH = 3 e roxo na de pH = 7.
c) Não, pois apresenta-se roxo em ambas as soluções.
37. Alcalina devido à hidrólise do ânion:
 $\text{ClO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{HClO}_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$
38. A solução de KNO_3 é neutra, pois não ocorre hidrólise do cátion nem do ânion. A solução de NH_4NO_3 é ácida devido à hidrólise do cátion:
 $\text{NH}_4^+_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}_{(\text{aq})} + \text{H}^+_{(\text{aq})}$ ou
 $\text{NH}_4^+_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{NH}_3_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
39. a) NaHCO_3
b) A solução é alcalina em decorrência da hidrólise do ânion:
 $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$
40. a) NH_4Cl
b) A solução é ácida em decorrência da hidrólise do cátion amônio.
41. a) CaCO_3
b) Porque a hidrólise do ânion carbonato produz íons OH^- :
 $\text{CO}_3^{2-}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$ ou
 $\text{CO}_3^{2-}_{(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})} + 2\text{OH}^-_{(\text{aq})}$
42. Na_2CO_3 , pois é um sal cuja hidrólise do ânion produz íons hidroxila.
43. Quando o pH está acima do valor adequado. O aumento do pH (aumento da alcalinidade do meio) reduz a concentração de H^+ e desloca os equilíbrios para a direita, formando $\text{Cu}(\text{OH})_2$ e $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
44. a) A solubilidade de ambos é reduzida pelo aquecimento.
b) A 30°C reduz-se quase à metade do valor a 0°C .
c) A 100°C reduz-se a cerca de um terço do valor a 0°C .
d) O aumento de temperatura reduz a concentração de O_2 dissolvido na água. Como os peixes precisam desse gás dissolvido para sua respiração, essa redução pode matar os peixes. É a poluição térmica.
45. A aceleração da respiração aumenta o pH e a dificuldade em respirar o reduz.
46. a) Dióxido de carbono (gás carbônico).
b) Na garrafa fechada há CO_2 gasoso, a alta pressão, acima do líquido. Ao destampar, esse CO_2 gasoso escapa e isso reduz a pressão do CO_2 sobre o líquido, reduzindo a solubilidade do CO_2 nesse líquido. Portanto, passa a haver saída de CO_2 que estava dissolvido.
47. a) A Lei de Henry, segundo a qual a solubilidade de um gás em um líquido, a temperatura constante, é proporcional à pressão do gás.
b) Não.

48. $\text{NH}_3_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$
O aumento da pressão sobre o êmbolo aumenta a quantidade de $\text{NH}_3_{(\text{g})}$ que se dissolve. Isso promove aumento da concentração de $\text{NH}_3_{(\text{aq})}$ e desloca o equilíbrio para a direita, produzindo OH^- e aumentando, portanto, o pH da solução.
49. III, pois nesse par há uma base fraca (NH_4OH) e um sal dela derivado (NH_4Cl), e IV, pois nesse par há um ácido fraco (CH_3COOH) e um sal dele derivado (NaCH_3COO).
52. 0,1
53. 6,7
54. $1,0 \cdot 10^{-2}$ mol
55. A
56. D
57. C
58. C
59. C
60. B
61. E
62. C
63. a) A de ácido fórmico (mais forte), pois o pH é menor quanto maior for $[\text{H}^+]$. E a $[\text{H}^+]$ é maior na solução do ácido de maior K_a (ácido mais forte).
b) $1 \cdot 10^{-3}$ mol/L
64. C
65. D
66. B
67. E
68. E
69. E
70. C
71. B
72. E
73. C
75. C
76. 20 mL
77. C
78. B
79. B
80. D
81. 5
82. A $[\text{H}^+]$ diminui e o pH aumenta.
83. A $[\text{OH}^-]$ diminui e o pH diminui.
84. Na de pH = 10.
85. D
86. B
88. a) $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
b) 13
89. 11
90. E
91. a) 1
b) 13
c) 12
92. E
93. E
94. D
95. C
96. B
97. a) Cor azul, pois o pH da solução $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de NaOH é 12 e o enunciado afirma que o indicador adquire cor azul em pH acima de 10,6. Do ponto de vista de deslocamento de equilíbrio, a alta concentração de OH^- consome íons H^+ do equilíbrio mencionado, deslocando-o para a direita e produzindo o ânion In^- , de cor azul.
b) Incolor. Na solução de pH = 12, tem-se $[\text{H}^+] = 10^{-12}$ mol/L. Um aumento de 10^7 vezes

na $[\text{H}^+]$ conduzirá ao valor de 10^{-5} mol/L, que corresponde a pH = 5. E o enunciado afirma que o indicador é incolor em pH abaixo de 9,4. Do ponto de vista de deslocamento de equilíbrio, o aumento da concentração de H^+ desloca o equilíbrio mencionado para a esquerda, consumindo ânions In^- , azuis, e produzindo moléculas HIn , incolores.

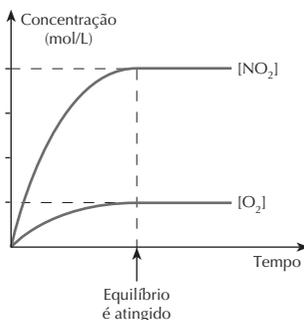
98. B
99. A
100. B
101. C
102. D
103. B
104. A
105. C
106. a) Ao se dissolver, o cianeto de sódio sofre dissociação iônica: $\text{NaCN}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{CN}^-_{(\text{aq})}$. E a solução adquire caráter básico devido à hidrólise do ânion cianeto:
 $\text{CN}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{HCN}_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$
b) Ao se dissolver, o cloreto de amônio sofre dissociação iônica: $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{s})} \rightarrow \text{NH}_4^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$. E a solução adquire caráter ácido em decorrência da hidrólise do cátion amônio:
 $\text{NH}_4^+_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{NH}_3_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
107. a) O sal Na_2CO_3 produz solução alcalina, devido à hidrólise do ânion carbonato. Se o casal escolheu um creme dental alcalino é porque desejou evitar o ataque corrosivo ao esmalte dos dentes causado pela acidez excessiva, ou seja, é porque o casal se identificou com o **grupo A**, cujo pH bucal é menor (meio mais ácido).
b) Bicarbonato de sódio, NaHCO_3 (sal que também fornece solução aquosa alcalina, decorrente da hidrólise do ânion).
108. a) O ácido clorídrico é forte e apresenta um grau de ionização bastante superior ao do ácido cianídrico, que é fraco. Assim, há maior $[\text{H}^+]$ na solução de HCl, conduzindo a um menor pH (solução mais ácida).
b) Não. A neutralização estequiométrica produz uma solução aquosa de NaCl e outra de NaCN. A solução de NaCl (sal de base forte e ácido forte) terá pH = 7 e a solução de NaCN (sal de base forte e ácido fraco) terá pH > 7 (alcalina).
109. a) $\text{NH}_4^+_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{NH}_3_{(\text{g})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
b) O cheiro é tanto mais forte quanto mais o equilíbrio do item a estiver deslocado para a direita. Como K_b é maior para o carbonato, CO_3^{2-} , a hidrólise desse ânion é mais acentuada que a do acetato, CH_3COO^- , ou a do bicarbonato, HCO_3^- , e produz mais hidroxilas. Assim, o carbonato colabora mais do que o acetato ou o bicarbonato para deslocar o equilíbrio do item a para a direita. Portanto, o cheiro de amônia será mais forte no tubo em que se dissolveu Na_2CO_3 .
c) É menor do que 7,0, pois a hidrólise do cátion amônio produz íons H^+ (ou H_3O^+), conforme a equação do item a.
110. a) H_2O e O_2
b) O estudante confundiu o elemento químico oxigênio (símbolo: O), que faz parte da composição da substância composta água (fórmula molecular: H_2O), com a substância simples oxigênio (fórmula molecular: O_2).
111. a) O aumento da temperatura reduz a solubilidade do O_2 em água e, portanto, a expectativa é de que a concentração de O_2 na água do aquário diminua.
b) O aumento da pressão parcial de O_2 no ar aumenta a sua solubilidade em água e, portanto, a expectativa é de que a concentração de O_2 na água do aquário aumente.
112. a) De acordo com o Princípio de Le Chatelier, um aquecimento desloca o equilíbrio dado para a esquerda (sentido endotérmico), diminuindo a quantidade de O_2 dissolvido. Assim, há mais oxigênio dissolvido num lago a 10°C .

- b) O aumento da pressão parcial do gás O_2 desloca o equilíbrio para a direita, ou seja, no sentido de dissolver mais O_2 na água. Assim, há mais oxigênio dissolvido num lago situado na base da cordilheira, onde a pressão atmosférica é maior e a pressão parcial do O_2 também.
113. C
114. D
115. a) $CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$
b) Redução do pH, pois a produção de H^+ deixa o meio mais ácido.
116. C
117. a) Os íons OH^- (no NaOH em solução) reagem com os íons H^+ , participantes do equilíbrio apresentado no enunciado, deslocando-o para a direita. Isso faz com que mais CO_2 se dissolva na água.
b) 40 kPa
118. B
119. D
120. A
121. 0 - F
1 - V
2 - V
3 - V
122. a) CH_3COOH e CH_3COONa
cloreto de sódio
b) 2
123. C
124. a) 8,26
b) 8,26, pois a adição da água não modifica apreciavelmente a relação $[NH_4^+]/[NH_4OH]$
125. B 126. A 127. A 128. A
129. A 130. D 131. A 132. D

133. B
134. a) Uma vez que a solução de ácido acético (CH_3COOH) é ácida, o tornassol adquire cor vermelha.
b) 10^{-8} mol/L
135. a) A diferença está na força dos ácidos, o que acarreta diferentes valores de grau de ionização (α) e, conseqüentemente, diferentes pH. O ácido mais forte deixa o meio mais ácido (menor pH).
b) A quantidade necessária de base depende da quantidade em mols de ácido presente e não do pH. Portanto, a quantidade de base será a mesma.

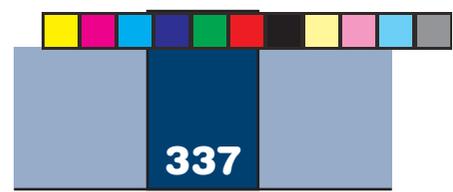
Capítulo 10 — Equilíbrios químicos heterogêneos

1. $K_c = \frac{[H_2O]}{[CO_2]}$
2. $K_c = [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2$
3. a) $K_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} \cdot P_{H_2}^3}$
b) $K_p = P_{CO_2} \cdot P_{H_2O}$
4. a) $K_c = [NO_2]^4 [O_2]$
b)



5. a) $CoCl_2 + 2 H_2O \rightleftharpoons CoCl_2 \cdot 2 H_2O$
b) Em dias úmidos, a alta $[H_2O]$ no ar desloca o equilíbrio para a direita, produzindo o sal hidratado e fazendo predominar a cor rosa. Em dias secos ocorre deslocamento em sentido contrário, predominando a cor azul do sal anidro.
6. a) Não, pois o volume gasoso é o mesmo em ambos os membros.
b) Sim, pois desloca o equilíbrio para a direita.
c) Não, pois desloca o equilíbrio para a esquerda.
7. a) $K_c = [Ca^{2+}]^5 \cdot [PO_4^{3-}]^3 \cdot [OH^-]$
b) Os íons H^+ provenientes da fermentação bacteriana reagem com os íons OH^- participantes do equilíbrio deslocando-o, conseqüentemente, para a direita. Isso provoca consumo de hidroxapatita.
8. $K_c = \frac{[H_2O]^4}{[H_2]^4}$ ou $K_p = \frac{P_{H_2O}^4}{P_{H_2}^4}$
a) A adição de H_2 provoca aumento da $[H_2]$ e, pelo Princípio de Le Chatelier, desloca o equilíbrio para a direita.
b) Não desloca, pois o ferro é sólido e, por isso, não aparece explicitamente na expressão da constante de equilíbrio.
c) Não desloca, pois o catalisador aumenta igualmente a rapidez das reações direta e inversa.
9. a) Exotérmica.
b) Saturada com corpo de chão.
c) Aumento da quantidade de sal no corpo de chão.
10. a) Endotérmica.
b) $80^\circ C$
11. KNO_3 , $Pb(NO_3)_2$, $CaCl_2$ e $NaNO_3$
12. III, pois quando o $CaCl_2$ se dissolve em água há liberação de calor e quando o NH_4NO_3 se dissolve há absorção de calor.
13. O fornecimento de calor favorece a dissolução do K_2SO_4 (endotérmica), aumentando sua solubilidade. Já o $CaSO_4$ terá sua dissolução (exotérmica) desfavorecida pelo aquecimento, o que diminui sua solubilidade. Assim, o fornecimento de calor às soluções saturadas faz com que, no caso do K_2SO_4 , a solução passe a ser insaturada e, no caso do $CaSO_4$, haja precipitação do sal, continuando a solução a ser saturada.
14. II
15. a) $K_s = [Ca^{2+}] \cdot [F^-]^2$
b) $K_s = [Zn^{2+}] \cdot [S^{2-}]$
c) $K_s = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}]$
d) $K_s = [Fe^{3+}] \cdot [OH^-]^3$
e) $K_s = [Al^{3+}]^2 \cdot [CO_3^{2-}]^3$
16. a) $K_s = 4S^3$ d) $K_s = 27S^4$
b) $K_s = S^2$ e) $K_s = 108S^5$
c) $K_s = 4S^3$
18. $9,0 \cdot 10^{-52}$
19. a) $CaSO_4$
b) $1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L
20. $9,0 \cdot 10^{-9}$ mol/L
21. a) $4,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L c) 30 mg
b) $1,46 \cdot 10^{-4}$ mol
23. $1,0 \cdot 10^{-8}$ mol/L
24. $7,7 \cdot 10^{-11}$ mol/L
25. $1 \cdot 10^{-1}$ mol/L
26. a) O primeiro precipitado é branco.
b) $1,1 \cdot 10^{-16}$ mol/L
27. a) $1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L
b) $1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L
28. a) $5,5 \cdot 10^{-5}$ mol/L
b) $3,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L
29. B
30. a) $K_c = \frac{[Cu^{2+}]}{[Ag^+]^2}$
b) Irá ocorrer a reação entre cobre metálico e íons prata, produzindo íons cobre e prata metálica. Essa reação deve apresentar alto rendimento, uma vez que a constante de equilíbrio é alta.

31. A
32. $K_p = 4$
33. a) $K_c = [CO_2] \cdot [H_2O]$
b) $K_p = P_{CO_2} \cdot P_{H_2O}$, mas, como $P_{CO_2} = P_{H_2O} = x$, então $K_p = x^2 \Rightarrow x = 0,5$ atm
34. B
35. B
36. A
37. D
38. a) $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$
Se uma parte do CO_2 for eliminada do sistema, o equilíbrio se deslocará para a direita, consumindo $CaCO_3$ e produzindo CaO e CO_2 .
b) $K_c = [CO_2]$; $K_p = P_{CO_2}$; Princípio de Le Chatelier.
39. Entre as respostas possíveis estão: aumento da concentração do reagente H_2 ; redução da temperatura; aumento da pressão.
40. D
41. a) $K_c = \frac{[CO_2]^3}{[CO]^3}$ ou $K_p = \frac{P_{CO_2}^3}{P_{CO}^3}$
b) A retirada de ferro não afeta a posição do equilíbrio em questão porque o ferro, sendo sólido, não entra explicitamente na expressão da constante de equilíbrio.
42. a) O equilíbrio não é deslocado, já que o sólido não entra explicitamente na expressão de K .
b) O equilíbrio se desloca para a direita, pois este é o sentido endotérmico.
c) O catalisador não desloca o equilíbrio, pois aumenta igualmente a rapidez das reações direta e inversa.
43. A 44. C
45. a) Todo o $CaCO_3$ irá se decompor.
b) O $CaCO_3$ não irá sofrer decomposição.
46. D
47. C
48. D
49. A
50. 02
51. a) $80^\circ C$ b) 80 g
52. a) A frase é falsa. A dissolução do KNO_3 é endotérmica, pois é favorecida pelo aquecimento. Contudo, a dissolução do $MnSO_4$ é exotérmica, pois é desfavorecida pelo aquecimento, ou seja, é favorecida pelo resfriamento.
b) A frase é verdadeira. Consultando a curva de solubilidade do KNO_3 fornecida, verifica-se que, a $56^\circ C$, a solubilidade desse sal é de aproximadamente 10 g por 100 mL de solução.
53. A
54. a) 15,3 %
b) O volume deve ser reduzido, por evaporação do solvente, até **um quarto** do valor inicial.
55. D
56. B
57. A
58. $7,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L
59. D
60. a) $55,6$ dm³
b) Não, pois seriam necessários $3,33 \cdot 10^{25}$ dm³.
61. $1,5 \cdot 10^{-4}$ mol
62. a) $[Ca^{2+}] [F^-]^2 = (2 \cdot 10^{-4}) \cdot (5 \cdot 10^{-5})^2 = 5 \cdot 10^{-13} < 1,5 \cdot 10^{-10}$
Não haverá precipitação de CaF_2 .
b) $6,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L
63. A concentração de Ba^{2+} no sangue será de $4,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L e, portanto, o paciente não correrá risco de morte.
64. a) S^{2-} , pois para os três sais cujo K_s foi dado temos que $S = \sqrt{K_s}$, e, como o PbS é o de menor K_s , concluímos que é o menos solúvel.
b) $2 \cdot 10^{-14}$ mol/L



65. a) O primeiro precipitado é amarelo. Ambos os sais, PbCl_2 e PbI_2 , têm a mesma estequiometria: 1 mol de cátions para 2 mol de ânions. Assim, podemos comparar diretamente os valores de K_{ps} para concluir que o PbI_2 , que tem menor K_{ps} , é menos solúvel em água e será o primeiro a precipitar.

b) 1 mol/L

66. E

67. $5 \cdot 10^{-13}$

68. D

69. D

70. a) A solubilização do carbonato de cálcio no sistema 1 envolve apenas o primeiro equilíbrio mencionado no enunciado. No sistema 2, contudo, ocorre também um segundo mecanismo de solubilização. Nesse sistema existe CO_2 gasoso, que se dissolve em água, de acordo com o segundo equilíbrio. E o CO_2 aquoso, juntamente com a água, promove a solubilização do carbonato de cálcio por meio do terceiro equilíbrio, no qual o sólido passa para a solução na forma de íons cálcio e íons bicarbonato.

b) De acordo com o Princípio de Le Chatelier, o resfriamento desloca o segundo equilíbrio para a direita (sentido exotérmico), o que aumenta a concentração de CO_2 aquoso. Esse aumento de concentração promove o deslocamento do terceiro equilíbrio para a direita, aumentando a quantidade de CaCO_3 que passa para a solução.

71. C

72. D

73. C

74. E

75. C

76. A

77. a) Após a mistura, o produto $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$ ficará menor que o K_s do PbSO_4 , e, portanto, não se observará precipitação de PbSO_4 . Por outro lado, o produto $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$ ficará maior que o K_s do PbCO_3 , e, portanto, será observada precipitação de PbCO_3 .

b) Os íons H^+ , provenientes do HNO_3 , reagem com os íons carbonato (CO_3^{2-}), de acordo com a equação: $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. Isso reduz a concentração de íons carbonato (CO_3^{2-}) na solução, deslocando o equilíbrio de solubilidade do PbCO_3 no sentido de dissolver mais sal: $\text{PbCO}_3 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$ (deslocado para a direita pela redução da $[\text{CO}_3^{2-}]$).

78. a) Imediatamente após a mistura teremos, em solução, 1 mol/L de Ag^+ (proveniente do AgNO_3) e 1 mol/L de I^- (proveniente do NaI). Como o produto $[\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-] = 1 \cdot 1 = 1$ é maior que o K_s do AgI ($81 \cdot 10^{-18}$), haverá precipitação de AgI .

b) $K_s = \text{S}^2 \Rightarrow \text{S} = \sqrt{K_s} \Rightarrow$
 $\Rightarrow \text{S} = [\text{Ag}^+] = [\text{I}^-] = 9,0 \cdot 10^{-9}$ mol/L

c) O iodo radioativo estará presente na fase sólida e na fase aquosa, pois o sistema formado por solução saturada e corpo de fundo está em equilíbrio químico, que é dinâmico.

79. a) $K_s = \text{S}^2 \Rightarrow \text{S} = \sqrt{K_s} \Rightarrow$
 $\Rightarrow \text{S} = [\text{Ba}^{2+}] = 4,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L

b) O K_2SO_4 dissolvido em água se encontra dissociado em íons K^+ e SO_4^{2-} . Graças ao efeito do íon comum SO_4^{2-} sobre a solubilidade do BaSO_4 , podemos afirmar que a $[\text{Ba}^{2+}]$ será menor na solução obtida ao se fazer a suspensão de BaSO_4 numa solução de K_2SO_4 do que se fosse utilizada a água pura.

80. A solução aquosa de ácido sulfúrico apresenta os íons H^+ e SO_4^{2-} sendo, portanto, boa condutora de

corrente elétrica. À medida que se adiciona a solução de $\text{Ba}(\text{OH})_2$, que contém os íons Ba^{2+} e OH^- , ocorre precipitação de BaSO_4 (note o reduzido valor de K_s para o BaSO_4). Essa precipitação reduz a concentração de íons na solução e, conseqüentemente, reduz a condutividade elétrica. Quando todo (ou praticamente todo) o sulfato presente já foi precipitado sob a forma de BaSO_4 , os íons Ba^{2+} e OH^- adicionados passam a ser os responsáveis pelo aumento da condutividade elétrica da solução.

Capítulo 11 — Radioatividade: fenômenos de origem nuclear

1. O número 31 é o número atômico, número de prótons no núcleo do átomo. O número 67 é o número de massa, soma dos números de prótons e de nêutrons.

4. a) ${}_{92}^{235}\text{U} \rightarrow {}_2^4\alpha + {}_{90}^{231}\text{Th}$
 b) ${}_{90}^{230}\text{Th} \rightarrow {}_2^4\alpha + {}_{88}^{226}\text{Ra}$
 c) ${}_{6}^{14}\text{C} \rightarrow {}_{-1}^0\beta + {}_6^{14}\text{N}$

5. a) beta
 b) ${}_1^3\text{H} \rightarrow {}_{-1}^0\beta + {}_2^3\text{He}$

6. a) ${}_{86}^{222}\text{Rn}$
 b) ${}_{88}^{226}\text{Ra} \rightarrow {}_2^4\alpha + {}_{86}^{222}\text{Rn}$

7. a) ${}_{27}^{60}\text{Co}$
 b) ${}_{84}^{210}\text{Po}$

8. Onda eletromagnética. Exemplos: raios γ , raios X, ultravioleta, luz visível, infravermelho, microondas, ondas de rádio.

9. É maior que a das demais ondas eletromagnéticas.

10. Não, porque a onda transporta apenas energia para fora do núcleo, não afetando os números de prótons e de nêutrons.

11. A chapa de alumínio é suficiente para segurar as radiações α e β . Assim, o filme recebeu radiação γ , que possui maior poder de penetração.

13. 625 mg

14. 84 anos

15. 8 dias

16. 4

17. 12 g

18. 6,8 mg

19. a) beta e beta
 b) A: cério-140; B: bário-140; C: lantânio-140.

21. a) ${}^1\text{H}$: zero; ${}^2\text{H}$: um; ${}^3\text{H}$: dois
 b) deutério

22. ${}^6_3\text{Li}$

23. a) $A = 272$; $Z = 113$ b) grupo 13

24. a) Apenas I
 b) A é ${}_{85}^{215}\text{Fr}$ (frâncio); B é ${}_{85}^{215}\text{At}$ (astato).
 c) 0,075 s
 d) ${}_{85}^{215}\text{At} \rightarrow 2 {}_2^4\alpha + {}_{-1}^0\beta + {}_{82}^{207}\text{Pb}$

25. 11.460 anos

26. 17.190 anos

27. Aproximadamente 1,6%.

28. Fissão nuclear é o processo de quebra de núcleos grandes em núcleos menores, liberando grande quantidade de energia. Fusão nuclear é a junção de núcleos pequenos formando núcleos maiores e liberando uma quantidade de energia ainda maior que a fissão nuclear.

29. A fusão nuclear. No Sol e em outras estrelas.

30. A fissão nuclear, nas usinas termonucleares.

31. De fissão nuclear.

32. A é ${}_{43}^{99}\text{Tc}$ (tecnécio) e B é ${}_{61}^{147}\text{Pm}$ (promécio)

33. a) fissão nuclear
 b) ${}_{37}^{90}\text{Rb}$

34. X é ${}_{59}^{247}\text{Es}$ e Y é ${}_{100}^{249}\text{Fm}$

35. a) 0,56 t c) 2,7 t e 10 t
 b) 2,1 t

36. B

37. E

38. C

39. D

40. A

41. B

42. A

43. a) quatro alfa e duas beta

b) 15,2 dias

44. 03

45. C

46. a) Deve ter sido extraído urânio-235. Esse isótopo, em condições adequadas, sofre fissão nuclear, o que permite utilizá-lo em reatores termonucleares e em bombas atômicas.

b) ${}_{92}^{238}\text{U} \rightarrow {}_2^4\alpha + {}_{90}^{234}\text{Th}$

c) $8,4 \cdot 10^6$ partículas alfa

(Esse é o valor médio, calculado durante o transcorrer de uma meia-vida. No entanto, a amostra emite cada vez menos partículas por segundo com o passar dos anos, pois menos átomos de U-238 estarão presentes. Na Química universitária é possível realizar uma estimativa da atividade inicial da amostra, baseada em cálculo integral e diferencial, por meio da qual se chega a $1,16 \cdot 10^7$ partículas por segundo. Mas não é isso que se espera de um aluno no ensino médio.)

47. D

48. C

49. a) Fotossíntese.

b) Não, pois o teor de carbono-14 revela que ela foi cortada há cerca de 11.460 anos.

c) O número atômico (número de prótons) e o número de nêutrons.

50. C

51. 0 - V

1 - F

2 - V

3 - F

52. B

53. D

54. a) ${}_{15}^{32}\text{P} \rightarrow {}_{-1}^0\beta + {}_{16}^{32}\text{S}$
 b) ${}_{17}^{35}\text{Cl} + {}_1^1\text{n} \rightarrow {}_{15}^{32}\text{P} + {}_2^4\alpha$

É emitida uma partícula α .

55. B

56. C

57. B

58. D

59. B

60. A

61. a) A radiação que atinge a placa no ponto 3 foi atraída pela placa negativa sendo, portanto, positiva. Trata-se de radiação α .

b) ${}_{92}^{234}\text{U} \rightarrow {}_2^4\alpha + {}_{90}^{230}\text{X}$

62. E

63. a) ${}_{86}^{222}\text{Rn} \rightarrow {}_2^4\alpha + {}_{84}^{218}\text{Po}$

${}_{84}^{218}\text{Po} \rightarrow {}_2^4\alpha + {}_{82}^{214}\text{Pb}$

${}_{82}^{214}\text{Pb} \rightarrow \dots \rightarrow {}_{82}^{206}\text{Pb}$ (é uma série radioativa que termina no chumbo, $Z = 82$)

Consultando os números atômicos na tabela periódica, temos:

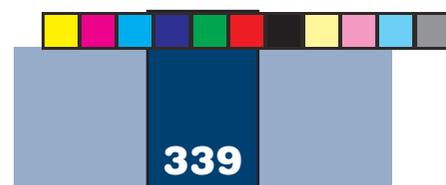
E_a ($Z = 84$) é o polônio (Po), E_b e E_c ($Z = 82$) correspondem ao chumbo (Pb).

b) O elemento químico radônio é gasoso (trata-se de um gás nobre) e, por esse motivo, sai facilmente do solo e passa à atmosfera.

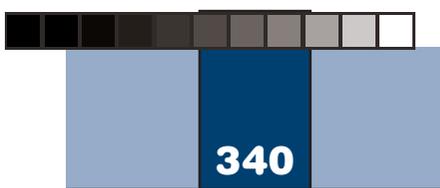
64. C

Lista de siglas

Acafe-SC	Associação Catarinense das Fundações Educacionais
Ceeteps-SP	Centro Estadual de Educação Tecnológica “Paula Souza”
Cefet-BA	Centro Federal de Educação Tecnológica da Bahia
Cefet-PR	Centro Federal de Educação Tecnológica do Paraná
Cefet-SP	Centro Federal de Educação Tecnológica de São Paulo
Cesgranrio-RJ	Fundação Cesgranrio
Cesumar-PR	Centro Universitário de Maringá
Covest-PE	Comissão do Vestibular das Universidades Federal e Federal Rural de Pernambuco
EEM-SP	Escola de Engenharia Mauá
Efei-MG	Escola Federal de Engenharia de Itajubá
Ence-RJ	Escola Nacional de Ciências Estatísticas
Enem-MEC	Exame Nacional do Ensino Médio
Esal-MG	Escola Superior de Agronomia de Lavras
Esam-RN	Escola Superior de Agricultura de Mossoró
ESPM-SP	Escola Superior de Propaganda e Marketing
Estácio-RJ	Universidade Estácio de Sá
F. Belas Artes-SP	Faculdades de Belas Artes de São Paulo
F. F. O. Diamantina-MG	Faculdade Federal de Odontologia de Diamantina
Faap-SP	Fundação Armando Álvares Penteado
Faee-GO	Faculdades Integradas da Associação Educativa Evangélica
Fatec-SP	Faculdade de Tecnologia de São Paulo
FCC-BA	Fundação Carlos Chagas da Bahia
FCM-MG/Feluma	Faculdade de Ciências Médicas de Minas Gerais/Fundação Educacional Lucas Machado
FCMSCSP-SP	Faculdade de Ciências Médicas da Santa Casa de São Paulo
FEI-SP	Faculdade de Engenharia Industrial
Fepar-PR	Faculdade Evangélica do Paraná
Fesp-PE	Fundação do Ensino Superior de Pernambuco
FGV-SP	Fundação Getúlio Vargas
FIR-PE	Faculdade Integrada do Recife
Funrei-MG	Fundação de Ensino Superior de São João Del Rei
Furg-RS	Fundação Universidade Federal do Rio Grande
Fuvest-SP	Fundação Universitária para o Vestibular
IME-RJ	Instituto Militar de Engenharia
IPA-Imec-RS	Faculdades IPA-Imec
ITA-SP	Instituto Tecnológico de Aeronáutica
Mackenzie-SP	Universidade Presbiteriana Mackenzie
Osec-SP	Organização Santamareense de Ensino e Cultura
PUC-Campinas-SP	Pontifícia Universidade Católica de Campinas

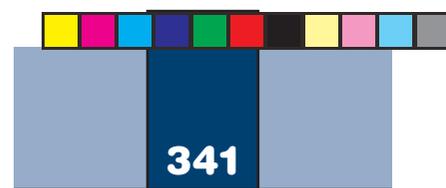


PUC-MG	Pontifícia Universidade Católica de Minas Gerais
PUC-PR	Pontifícia Universidade Católica do Paraná
PUC-RJ	Pontifícia Universidade Católica do Rio de Janeiro
PUC-RS	Pontifícia Universidade Católica do Rio Grande do Sul
PUC-SP	Pontifícia Universidade Católica de São Paulo
U. São Judas-SP	Universidade São Judas Tadeu
UCB-DF	Universidade Católica de Brasília
UCG-GO	Universidade Católica de Goiás
UCPel-RS	Universidade Católica de Pelotas
UCS-RS	Universidade de Caxias do Sul
UCSal-BA	Universidade Católica do Salvador
Udesc	Universidade do Estado de Santa Catarina
Uece	Universidade Estadual do Ceará
UEL-PR	Universidade Estadual de Londrina
Uema	Universidade Estadual do Maranhão
UEMG	Universidade do Estado de Minas Gerais
Uenf-RJ	Universidade Estadual do Norte Fluminense
UEPB	Universidade Estadual da Paraíba
UEPG-PR	Universidade Estadual de Ponta Grossa
Uerj	Universidade do Estado do Rio de Janeiro
Uesb-BA	Universidade Estadual do Sudoeste da Bahia
Uesc-BA	Universidade Estadual de Santa Cruz
Uespi	Universidade Estadual do Piauí
UFBA	Universidade Federal da Bahia
UFC-CE	Universidade Federal do Ceará
UFF-RJ	Universidade Federal Fluminense
UFG-GO	Universidade Federal de Goiás
UFJF-MG	Universidade Federal de Juiz de Fora
UFMA	Fundação Universidade Federal do Maranhão
UFMG	Universidade Federal de Minas Gerais
UFMS	Fundação Universidade Federal de Mato Grosso do Sul
UFMT	Fundação Universidade Federal de Mato Grosso
Ufop-MG	Fundação Universidade Federal de Ouro Preto
UFPB	Universidade Federal da Paraíba
UFPE	Universidade Federal de Pernambuco
UFPel-RS	Fundação Universidade Federal de Pelotas
UFPI	Fundação Universidade Federal do Piauí
UFPR	Universidade Federal do Paraná
UFRGS-RS	Universidade Federal do Rio Grande do Sul
UFRJ	Universidade Federal do Rio de Janeiro
UFRN	Universidade Federal do Rio Grande do Norte
UFRRJ	Universidade Federal Rural do Rio de Janeiro
UFS-SE	Fundação Universidade Federal de Sergipe



UFSC	Universidade Federal de Santa Catarina
UFSCar-SP	Fundação Universidade Federal de São Carlos
UFSM-RS	Universidade Federal de Santa Maria
UFU-MG	Fundação Universidade Federal de Uberlândia
UFV-MG	Fundação Universidade Federal de Viçosa
Ulbra-RS	Universidade Luterana do Brasil
Uneb-BA	Universidade do Estado da Bahia
Unesp	Universidade Estadual Paulista
Unicamp-SP	Universidade Estadual de Campinas
Unicap-PE	Universidade Católica de Pernambuco
Unifenas-MG	Universidade de Alfenas
Unifesp	Universidade Federal de São Paulo
Unifor-CE	Universidade de Fortaleza
Unimep-SP	Universidade Metodista de Piracicaba
Unimontes-MG	Universidade Estadual de Montes Claros
Uninove-SP	Centro Universitário Nove de Julho
Unirg/Fafich-TO	Fundação Educacional de Gurupi
Unirio-RJ	Fundação Universidade do Rio de Janeiro
Unisinos-RS	Universidade do Vale do Rio dos Sinos
Unitins-TO	Universidade do Tocantins
Unopar-PR	Universidade Norte do Paraná
UPE	Universidade de Pernambuco
UPF-RS	Universidade de Passo Fundo
Vunesp	Fundação para o Vestibular da Unesp

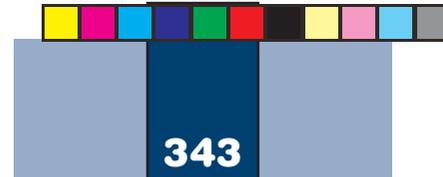
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



Bibliografia

- ALENCASTRO, R. B. & MANO, E. *Nomenclatura dos compostos orgânicos*. Rio de Janeiro, Ed. Guanabara, 1987.
- ATKINS, P. W. & DE PAULA, J. *Physical Chemistry*. 7. ed. Oxford, Oxford University Press, 2002.
- AUSTIN, G. T. *Shreve's chemical process industries*. 5. ed. New York, McGraw-Hill, 1984.
- BEISER, A. *Concepts of modern Physics*. 3. ed. New York, McGraw-Hill, 1981.
- BETTELHEIM, F. A. & MARCH, J. *Introduction to General, Organic & Biochemistry*. 4. ed. Orlando, Saunders, 1995.
- BLEI, I. & ODIAN, G. *General, Organic and Biochemistry; connecting Chemistry to your life*. New York, Freeman, 2000.
- BLOOMFIELD, M. M. & STEPHENS, L. J. *Chemistry and the living organism*. 6. ed. New York, John Wiley, 1996.
- BODNER, G. B. & PARDUE, H. L. *Chemistry; an experimental science*. 2. ed. New York, John Wiley, 1995.
- BOTKIN, D. B. & KELLER, E. A. *Environmental Science; Earth as a living planet*. 3. ed. New York, John Wiley, 2000.
- BROWN, T. L. et al. *Chemistry; the central science*. 9. ed. New Jersey, Prentice-Hall, 2003.
- BROWN, W. H. *Introduction to Organic Chemistry*. 2. ed. Orlando, Saunders, 2000.
- CAREY, F. A. *Organic Chemistry*. 4. ed. New York, McGraw-Hill, 2000.
- CHANG, R. *Chemistry*. 5. ed. New York, McGraw-Hill, 1994.
- CIPRIANI, J. & HASMONAY, H. *Cours de Chimie*. Paris, Vuibert, 1986.
- COTTON, F. A. et al. *Advanced Inorganic Chemistry*. 6. ed. New York, John Wiley, 1999.
- DAVID, R. *Chimie pratique*. Paris, Vuibert, 1973.
- EBBING, D. D. *General Chemistry*. 4. ed. Boston, Houghton Mifflin, 1993.
- FAUGHN, J. S. et al. *Physical Science*. 2. ed. Orlando, Saunders, 1995.
- FENNEMA, O. R. (ed.) *Food Chemistry*. 3. ed. New York, Dekker, 1996.
- FREEMANTLE, M. *Chemistry in action*. 2. ed. London, Macmillan, 1995.
- GARRITZ, A. & CHAMIZO, J. A. *Química*. Wilmington, Addison-Wesley, 1994.
- GEBELEIN, C. G. *Chemistry and our world*. Dubuque, WCB, 1997.
- GIANCOLI, D. C. *Physics*. 5. ed. New Jersey, Prentice-Hall, 1998.
- GILLESPIE, R. J. & HARGITTAI, I. *The VSEPR model of molecular geometry*. Needham Heights, Allyn and Bacon, 1991.
- GILLESPIE, R. J. et al. *Atoms, molecules and reactions; an introduction to Chemistry*. New Jersey, Prentice-Hall, 1994.
- GREENWOOD, N. N. & EARNSHAW, A. *Chemistry of the elements*. 2. ed. Butterworth-Heinemann, Oxford, 1997.
- HALL, N. (ed.) *The new Chemistry; a showcase for modern Chemistry and its applications*. Cambridge, Cambridge University Press, 2000.
- HALLIDAY, D. et al. *Fundamentals of physics*. 6. ed. New York, Wiley, 2000.
- HILL, J. W. & PETRUCCI, R. H. *General Chemistry*. New Jersey, Prentice-Hall, 1996.
- HUHEEY, J. E. et al. *Inorganic Chemistry; principles of structure and reactivity*. 4. ed. Harper, New York, 1993.
- JOESTEN, M. D. & WOOD, J. L. *World of Chemistry*. 2. ed. Orlando, Saunders, 1996.
- JONES, L. & ATKINS, P. W. *Chemistry; molecules, matter and change*. 4. ed. New York, Freeman, 2000.
- KOTZ, J. C. & TREICHEL, P. M. *Chemistry & chemical reactivity*. 4. ed. Orlando, Saunders, 1999.
- KOTZ, J. C. et al. *The chemical world*. Orlando, Saunders, 1994.
- KRAUSKOPF, K. B. & BEISER, A. *The physical universe*. 7. ed. New York, McGraw-Hill, 1993.
- LEICESTER, H. M. *The historical background of Chemistry*. New York, Dover, 1971.
- LEPREVOST, A. *Minerais para a indústria*. Curitiba, LTC, 1978.

- LEVINE, I. *Physical Chemistry*. 4. ed. New York, McGraw-Hill, 1995.
- LIDE, D. R. (ed.) *Handbook of Chemistry and Physics*. 82. ed. Boca Raton, CRC Press, 2001.
- MAHAN, B. H. & MYERS, R. J. *University Chemistry*. 4. ed. Menlo Park, Benjamin-Cummings, 1987.
- MARCH, J. & SMITH, M. B. *Advanced Organic Chemistry*. 5. ed. New York, John Wiley, 2001.
- MASTERTON, W. L. & HURLEY, C. N. *Chemistry; principles & reactions*. 3. ed. Orlando, Saunders, 1997.
- MASTERTON, W. L. & SLOWINSKI, E. J. *Química Geral Superior*. 4. ed. Rio de Janeiro, Interamericana, 1978.
- MATTHEWS, P. *Advanced Chemistry*. Cambridge, Cambridge University Press, 1992. 2 v.
- McMURRY, J. & FAY, R. C. *Chemistry*. 3. ed. New Jersey, Prentice-Hall, 2001.
- McNAUGHT, A. D. & WILKINSON, A. *Compendium of chemical terminology; IUPAC recommendations*, 2. ed. Oxford, Blackwell Science, 1997.
- MILLER Jr., G. T. *Living in the environment; principles, connections, and solutions*. 12. ed. Belmont, Wadsworth, 2002.
- MOELLER, T. et al. *Chemistry; with inorganic qualitative analysis*. 3. ed. New York, Harcourt Brace-Jovanovich, 1989.
- MORRISON, R. T. & BOYD, R. N. *Organic Chemistry*. 6. ed. New Jersey, Prentice-Hall, 1992.
- MORTIMER, R. G. *Physical Chemistry*. 2. ed. New York, Harcourt Academic Press, 2000.
- MUNDY, B. P. et al. *Organic and Biological Chemistry*. Orlando, Saunders, 1993.
- NEBEL, B. J. & WRIGHT, R. T. *Environmental Science; the way the world works*. 7. ed. New Jersey, Prentice-Hall, 2000.
- NELSON, D. L. & COX, M. L. *Lehninger Principles of Biochemistry*. 3. ed. New York, Worth, 2000.
- OXTOBY, D. W. et al. *Chemistry; Science of change*. 2. ed. Orlando, Saunders, 1994.
- PANICO, R. et al. *A guide to IUPAC nomenclature of organic compounds. Recommendations 1993*. Cambridge, Blackwell Science, 1993. (Correções publicadas em *Pure and Applied Chemistry*, v. 71, n. 7, p.1327-1330, 1999.)
- PARTINGTON, J. R. *A short history of Chemistry*. New York, Dover, 1989.
- PAULING, L. *General Chemistry*. New York, Dover, 1970.
- PINE, S. H. et al. *Organic Chemistry*. 4. ed. Singapore, McGraw-Hill, 1981.
- POTAPOV, V. & TATARINCHIK, S. *Chimie Organique*. Moscou, Éditions Mir, 1981.
- PURVES, W. K. et al. *Life; the Science of Biology*. 6. ed. Sunderland (Massachusetts), Sinauer, 2001.
- RAVEN P. H. et al. *Environment*. 2. ed. Orlando, Saunders, 1998.
- RAYNER-CANHAM, G. *Descriptive Inorganic Chemistry*. New York, Freeman, 1996.
- REGER, D. L. et al. *Chemistry; principles & practice*. 2. ed. Orlando, Saunders, 1997.
- ROBERTS, R. M. *Serendipia; descubrimientos accidentales en la ciencia*. Madrid, Alianza Editorial, 1989.
- RONAN, C. A. *História ilustrada da ciência*. Rio de Janeiro, Jorge Zahar, 1987. 4 v.
- ROYAL SOCIETY OF CHEMISTRY. *The age of the molecule*. London, Royal Society of Chemistry, 1999.
- SALZBERG, H. W. *From caveman to chemist; circumstances and achievements*. Washington, American Chemical Society, 1991.
- SANTOS FILHO, P. F. *Estrutura atômica & ligação química*. 1. ed. Campinas, publicação do autor, 1999.
- SCHWARTZ, A. T. et al. *Chemistry in context*. 2. ed. Sem indicação do local de publicação, American Chemical Society, 1997.
- SEGRÈ, E. *Dos raios X aos quarks; físicos modernos e suas descobertas*. Brasília, Ed. Universidade de Brasília, 1980.
- SELINGER, B. *Chemistry in the marketplace; a consumer guide*. 5. ed. Sydney, Harcourt Brace, 1998.
- SHRIVER, D. F. & ATKINS, P. W. *Inorganic Chemistry*. 3. ed. Oxford, Oxford University Press, 1999.



- SMOLIN, L. A. & GROSVENOR, M. B. *Nutrition; science and applications*. Orlando, Saunders, 1994.
- SNYDER, C. H. *The extraordinary Chemistry of ordinary things*. 4. ed. New York, John Wiley, 2003.
- SOLOMONS, G. & FRYHLE, C. *Organic Chemistry*. 7. ed. New York, John Wiley, 2000.
- STOKER, H. S. *Chemistry; a science for today*. New York, Macmillan, 1989.
- STREITWIESER, A. et al. *Introduction to Organic Chemistry*. 4. ed. New Jersey, Prentice-Hall, 1998.
- SYKES, P. *A guidebook to mechanism in Organic Chemistry*. 6. ed. New York, Longman, 1995.
- TIPLER, P. A. *Physics for scientists and engineers*. New York, Freeman, 1999.
- TIPLER, P. A. & LLEWELLYN, R. A. *Modern Physics*. 3. ed. New York, Freeman, 1999.
- THOMAS, J. E. (org.) *Fundamentos de engenharia de petróleo*. Rio de Janeiro, Interciência, 2001.
- VANCLEAVE, J. P. *A+ projects in Chemistry*. New York, John Wiley, 1993.
- VOET, et al. *Fundamentals of Biochemistry*, New York, John Wiley, 1999.
- VOLLHARDT, K. P. et al. *Organic Chemistry; structure and function*. 3. ed. New York, Freeman, 1999.
- WARDLAW, G. M. et al. *Contemporary nutrition; issues and insights*. 2. ed. St. Louis, Mosby, 1994.
- WEEKS, M. E. & LEICESTER, H. M. *Discovery of the elements*. 7. ed. Easton, Journal of Chemical Education, 1968.
- WHITTEN, K. W. et al. *General Chemistry; with qualitative analysis*. 6. ed. Orlando, Saunders, 2000.

Tabela periódica dos elementos (Iupac)

1 ← Numeração dos grupos de acordo com a União Internacional de Química Pura e Aplicada (Iupac)
 1A ← Numeração antiga dos grupos, NÃO recomendada pela Iupac, porém ainda usada por alguns autores

1 H 1,0 hidrogênio	2 He 4,0 hélio																										
3 Li 6,9 lítio	4 Be 9,0 berílio																										
11 Na 23,0 sódio	12 Mg 24,3 magnésio	13 Al 27,0 alumínio	14 Si 28,1 silício	15 P 31,0 fósforo	16 S 32,1 enxofre	17 Cl 35,5 cloro	18 Ar 39,9 argônio																				
19 K 39,1 potássio	20 Ca 40,1 cálcio	31 Ga 69,7 gálio	32 Ge 72,6 germânio	33 As 74,9 arsênio	34 Se 79,0 selênio	35 Br 79,9 bromo	36 Kr 83,8 cripônio	37 Rb 85,5 rubídio	38 Sr 87,6 estrôncio	39 Y 88,9 ítrio	40 Zr 91,2 zircônio	41 Nb 92,9 nióbio	42 Mo 95,9 molibdênio	43 Tc [98] tecnécio	44 Ru 101,1 rútenio	45 Rh 102,9 ródio	46 Pd 106,4 paládio	47 Ag 107,9 prata	48 Cd 112,4 cádmio	49 In 114,8 estanho	50 Sn 118,7 estanho	51 Sb 121,8 antimônio	52 Te 127,6 telúrio	53 I 126,9 iodo	54 Xe 131,3 xenônio		
55 Cs 132,9 césio	56 Ba 137,3 bário	61 Pm [145] promécio	62 Sm 150,4 samário	63 Eu 152,0 europio	64 Gd 157,3 gadolínio	65 Tb 158,9 térbio	66 Dy 162,5 disprósio	67 Ho 164,9 hólmio	68 Er 167,3 érbio	69 Tm 168,9 tulio	70 Yb 173,0 itérbio	71 Lu 175,0 lutécio	72 Hf 178,5 háfnio	73 Ta 180,9 tântalo	74 W 183,8 tungstênio	75 Re 186,2 rênio	76 Os 190,2 ósmio	77 Ir 192,2 íridio	78 Pt 195,1 platina	79 Au 197,0 ouro	80 Hg 200,6 mercúrio	81 Tl 204,4 talho	82 Pb 207,2 chumbo	83 Bi 209,0 bismuto	84 Po [209] polônio	85 At [210] astato	86 Rn [222] radônio
87 Fr [223] frâncio	88 Ra [226] rádio	89-103	104 Rf [261] rutherfordio	105 Db [262] dubnio	106 Sg [266] seabórgio	107 Bh [264] bohrio	108 Hs [277] hásio	109 Mt [268] meitnério	110 Ds [271] darmastádio	111 Rg [272] roentgênio																	

Número atômico
Símbolo
Nome
Massa atômica

57 La 138,9 lantanio	58 Ce 140,1 cério	59 Pr 140,9 praseodímio	60 Nd 144,2 neodímio	61 Pm [145] promécio	62 Sm 150,4 samário	63 Eu 152,0 europio	64 Gd 157,3 gadolínio	65 Tb 158,9 térbio	66 Dy 162,5 disprósio	67 Ho 164,9 hólmio	68 Er 167,3 érbio	69 Tm 168,9 tulio	70 Yb 173,0 itérbio	71 Lu 175,0 lutécio
89 Ac [227] actínio	90 Th 232,0 tório	91 Pa 231,0 protactínio	92 U 238,0 urânio	93 Np [237] netúnio	94 Pu [244] plutônio	95 Am [243] américio	96 Cm [247] cúrio	97 Bk [247] berquílio	98 Cf [251] califórnio	99 Es [252] einstênio	100 Fm [257] fermio	101 Md [258] mendelévio	102 No [259] nobelíio	103 Lr [262] lawrêncio

Tabela periódica da Iupac (União Internacional de Química Pura e Aplicada), versão de 4 de fevereiro de 2005, com as massas atômicas aqui apresentadas com um algarismo após a vírgula. Para elementos que não têm isótopos estáveis ou de longa duração, está indicado entre colchetes o número de massa do isótopo com maior tempo médio de existência. Os dados são provenientes de www.iupac.org/reports/periodic_table (acessado em 22/3/2005), onde atualizações são periodicamente disponibilizadas. A produção artificial dos elementos 112 a 116 já foi relatada por pesquisadores, mas aguarda o reconhecimento da Iupac antes de figurar em sua tabela periódica.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.