

Química

MANUAL DO PROFESSOR

**USBERCO
E KAUFMANN**
ENSINO MÉDIO

COMPONENTE CURRICULAR QUÍMICA
2º ANO ENSINO MÉDIO



 **Editora
Saraiva**

Química

ENSINO MÉDIO

COMPONENTE CURRICULAR QUÍMICA
2º ANO ENSINO MÉDIO



MANUAL DO PROFESSOR

JOÃO USBERCO

Bacharel em Ciências Farmacêuticas pela Universidade de São Paulo
Professor de Química na rede privada de ensino de São Paulo

PHILIPPE SPITALERI KAUFMANN

Bacharel em Química pela Universidade de São Paulo
Professor de Química na rede privada de ensino de São Paulo

3ª edição – 2016
São Paulo



Química, volume 2
 © João Usberco, Philippe Spitaleri Kaufmann, 2016
 Direitos desta edição: Saraiva Educação Ltda., São Paulo, 2016
Todos os direitos reservados

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

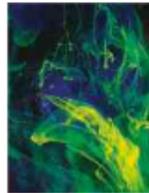
Usberco, João
 Química, 2 / João Usberco, Philippe Spitaleri Kaufmann. -- 3. ed. -- São Paulo : Saraiva, 2016.
 Obra em 3 v.
 Suplementado pelo manual do professor
 Bibliografia.
 ISBN 978-85-472-0579-9 (aluno)
 ISBN 978-85-472-0580-5 (professor)

1. Química (Ensino médio) I. Kaufmann, Philippe Spitaleri. II. Título.

16-03458 CDD-540.7

Índices para catálogo sistemático:

1. Química : Ensino médio 540.7



Gotas de tinta diluídas em água - detalhe.

Diretora editorial Lidiane Vivaldini Olo
Gerente editorial Luiz Tonolli
Editor responsável Isabel Rebelo Roque
Editores Erich Gonçalves da Silva, Maria Ângela de Camargo
Assistente editorial Anderson Tamakoshi
Consultoria técnico-pedagógica Prof^ª Maria Elizabeth Athayde M. André, Prof^ª Flávia G. M. Mesquita
Gerente de produção editorial Ricardo de Gan Braga
Gerente de revisão Hélia de Jesus Gonsaga
Coordenador de revisão Camila Christi Gazzani
Revisores Cesar G. Sacramento, Luciana Azevedo, Patricia Cordeiro
Produtor editorial Roseli Saïd
Supervisor de iconografia Silvio Klugin
Coordenador de iconografia Cristina Akisino
Pesquisa iconográfica Roberto Silva, Enio Rodrigo Lopes
Licenciamento de textos Erica Brambila
Coordenador de artes Aderson Oliveira
Design Homem de Mello & Troia Design/adaptação Lisandro Paim Cardoso
Capa Adilson Casarotti com imagem de ADA photo/Shutterstock
Edição de arte Lisandro Paim Cardoso
Diagramação Estudo Gráfico
Assistente Jacqueline Ortolan
Ilustrações Adilson Secco, BIS, Conceitograf, Hélio Senatore, Lettera Studio, Luis Moura, Luiz Fernando Rubio, Paulo César Pereira, Sérgio Furlani
Tratamento de imagens Emerson de Lima
Protótipos Magali Prado

078359.003.001 **Impressão e acabamento**

O material de publicidade e propaganda reproduzido nesta obra está sendo utilizado apenas para fins didáticos, não representando qualquer tipo de recomendação de produtos ou empresas por parte do(s) autor(es) e da editora.
 Nos livros desta coleção são sugeridos vários experimentos. Foram selecionados experimentos seguros, que não oferecem riscos ao estudante.
 Ainda assim, recomendamos que professores, pais ou responsáveis acompanhem sua realização atentamente.



**Editora
 Saraiva**

SAC

0800-0117875

De 2ª a 6ª, das 8h às 18h

www.editorasaraiva.com.br/contato

Avenida das Nações Unidas, 7221 - 1ª andar - Setor C - Pinheiros - CEP 05425-902

Ao estudante



A Química está presente em todas as atividades humanas. Ela não se resume às avançadas pesquisas de laboratório e à produção industrial. Na verdade, mesmo que não percebamos, ela é parte integrante do nosso cotidiano.

Quando preparamos os alimentos, por exemplo, estamos fazendo uso de conceitos e transformações químicas. Da mesma forma, ao lavarmos as mãos ou escovarmos os dentes, estamos colocando em prática reações e transformações que a Química explica.

Por meio desta coleção, pretendemos levar a você, estudante, essa visão de que a Química não é uma área da ciência separada da “vida real”. Ela está por trás de cada produto (e sua embalagem) que você vê exposto nas prateleiras dos supermercados, das farmácias, das padarias. São os estudos realizados por ela, em conjunto com diversas outras ciências, que permitem aos veículos automotivos circularem pelas cidades. São esses estudos, também, que têm tornado possível buscar soluções para os crescentes problemas ambientais do planeta e melhorar a qualidade de vida das populações.

Pretendemos que esta obra sirva para que você amplie seus horizontes, perceba a inter-relação da Química com outras ciências e com sua vida e, assim, obtenha uma compreensão mais construtiva e menos distanciada desse campo da ciência.

Esperamos que, ao fazer uso desta coleção, você desenvolva uma posição cada vez mais crítica e participativa sobre os avanços tecnológicos, avaliando seus benefícios e também buscando esclarecer seu possível impacto negativo no ser humano e no ambiente.

Durante seus estudos, conte sempre com a ajuda do(a) professor(a). Ele(a) poderá orientar seu trabalho, esclarecer dúvidas, auxiliar pesquisas e, principalmente, trocar ideias sobre os temas em estudo e sobre suas implicações na vida de cada um de nós.

Bom estudo!

Os autores



Conheça seu livro

Os volumes da coleção estão organizados em **unidades** que reúnem capítulos com temas relativos a elas. A unidade se inicia sempre com um texto que explora algum aspecto interessante do que será estudado, imagens que propõem algumas reflexões e um **resumo** do que será estudado.

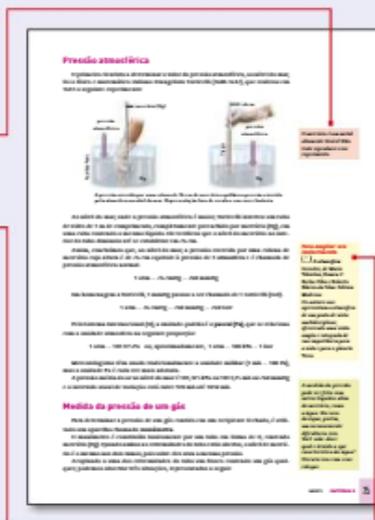


Os **capítulos** são desenvolvidos de forma dinâmica e didática, com exemplos que aproximam a Química do seu dia a dia e com imagens que complementam e enriquecem o texto.



Pequenos **boxes** laterais dialogam com você para complementar informações, propor pesquisas ou reflexões, fazer alertas, sugerir ampliações etc.

A seção **Para ampliar seu conhecimento** oferece sugestões de filmes, livros, jogos, visitas a **sites**, museus. A Química está, de fato, em todo lugar.



Ao longo dos capítulos, você vai encontrar a seção **Conexão**, com textos acompanhados de atividades, que explora a relação entre a Química e os mais variados campos de interesse, por meio de temas variados, dialogando de modo interdisciplinar com as demais ciências da natureza e com os temas transversais saúde, ambiente, cidadania, pluralidade cultural. Você desenvolve um olhar mais completo sobre cada tema e percebe o quanto a Química depende das outras ciências.

Sumário

Unidade 1

Relações de massa

Capítulo 1 – Massa dos átomos

1. Padrões microscópicos	11
Unidade de massa atômica	11
Massa atômica de um átomo	11
Massa atômica de um elemento	11
Massa molecular	12

Atividades

2. Padrões macroscópicos	13
Constante de Avogadro	13
Mol: a unidade de quantidade de matéria	14
Massa molar	15

Atividades

Capítulo 2 – Fórmulas

1. Representando componentes e quantidades	17
Composição percentual	18
Fórmula mínima ou empírica	19
Fórmula molecular	20

Atividades

Capítulo 3 – Gases

1. Variáveis de estado dos gases	23
Pressão	23
Volume	27
Temperatura	27

Atividades

2. Transformações gasosas	28
Transformação isotérmica	28

Atividades

Transformação isobárica	31
-------------------------------	----

Atividades

Transformação isocórica	33
-------------------------------	----

Atividades

3. Equação geral dos gases	34
----------------------------------	----

Atividades

Volume molar	35
Lei de Avogadro	36
Equação de estado dos gases perfeitos	36

Atividades

4. Densidade dos gases	38
Densidade absoluta	38
Densidade relativa	39

Atividades

5. Mistura de gases	41
Pressão parcial (Lei de Dalton)	41
Volume parcial (Lei de Amagat)	43

Atividades

Capítulo 4 – Cálculos estequiométricos

1. Aplicações das leis ponderais e volumétricas	45
--	----

Atividades

2. Reagente em excesso e reagente limitante	49
--	----

Atividades

3. Reações químicas com substâncias impuras	52
--	----

Atividades

4. Rendimento de uma reação química	54
--	----

Atividades

Integrando conceitos



imagetia/CeciliaLumstick

Unidade 2

Dissolução

Capítulo 5 – Soluções

1. Concentrações das soluções	66
Preparando soluções	66
Relação massa/volume	69
Atividades	71
Relação massa/massa	72
Relação volume/volume	73
Relação número de mol/volume	75
Atividades	76
Diluição de soluções	77
Atividades	78
2. Soluções, suspensões e coloides	79
Soluções	79
Suspensões	79
Coloides ou suspensões coloidais	79

Capítulo 6 – Efeitos coligativos

1. Propriedades de substâncias	83
Diagrama de fases	83
Atividades	84
Pressão máxima de vapor	85
2. Análise dos efeitos coligativos	89
Tonoscopia ou tonometria	91
Atividades	94
Ebulioscopia e crioscopia	95
Osmose	98
Atividades	99
Atividades	104
Integrando conceitos	105

Unidade 3

Termoquímica

Capítulo 7 – Energia e calor

1. Como medir a quantidade de calorias	115
2. Processos exotérmicos e endotérmicos	117
Entalpia	118
Atividades	120

Capítulo 8 – Equações termoquímicas

1. Entalpia-padrão	121
Equação termoquímica	122
Calor ou entalpia das reações químicas	122
Atividades	125
Energia de ligação	127
Atividades	129
Lei de Hess	130
Atividades	131
Integrando conceitos	131



Philip Kramer/Getty Images

Unidade 4

Cinética química

Capítulo 9 – A rapidez das reações químicas

1. Rapidez de uma reação	138
Rapidez média	139
Atividades	142
Condições para a ocorrência de reações	143
Atividades	145

Fatores que influem na rapidez das reações

145	
Atividades	149
Capítulo 10 – Lei da rapidez das reações	
1. Determinando a rapidez	151
Ordem da reação	152
Atividades	155
Integrando conceitos	157

Unidade 5

Processos reversíveis

Capítulo 11 – Equilíbrios

1. Constante de equilíbrio 164

Atividades 166

2. Cálculo da constante de equilíbrio 167

Atividades 168

3. Deslocamento de equilíbrio 170

Princípio de Le Chatelier 170

Atividades 175**Capítulo 12 – Equilíbrios iônicos**1. Constante de ionização de
ácidos e de bases 181

Lei de diluição de Ostwald 182

Atividades 183

2. Produto iônico da água e pH 184

Produto iônico da água 184

Indicadores e pH 189

Atividades 193

3. Hidrólise salina 194

Ânions e sua reatividade com a água 194

Cátions e sua reatividade com a água 194

Atividades 1974. Constante do produto de
solubilidade (K_s) 200

Produto de solubilidade 201

Atividades 203**Integrando conceitos** 206

Alamy.com/Photo/Pulsar Images

Unidade 6

Oxirredução

**Capítulo 13 – Número de oxidação
e reações de oxirredução**

1. Número de oxidação 218

Determinação do Nox 219

Atividades 221

2. Reações de oxirredução 222

Oxidação e redução 222

Balanceamento das equações
de oxirredução 225**Atividades** 229**Capítulo 14 – Pilhas e potencial das pilhas**

1. Pilhas e baterias 231

Construindo uma pilha 231

Atividades 235

2. Potencial das pilhas 236

Potencial de redução e de oxidação 236

Espontaneidade das reações 242

3. Pilhas comerciais e baterias 243

Pilha seca comum 243

Pilha alcalina 244

Pilha de lítio 245

Baterias ou acumuladores de chumbo... 245

Pilha de combustíveis 248

Atividades 249

4. Corrosão e proteção de metais 251

Corrosão do ferro 251

Proteção contra a corrosão 252

Atividades 254**Capítulo 15 – Eletrólises**1. Eletrólise, um processo
não espontâneo 257

Eletrólise ígnea 258

Eletrólise em meio aquoso 259

Atividades 261

Aspectos quantitativos da eletrólise 262

Atividades 264**Integrando conceitos** 266**Tabela periódica dos elementos** 277**Respostas das atividades** 278**Referências bibliográficas** 288**MANUAL DO PROFESSOR – Orientações Didáticas** 289

Unidade 1

Relações de massa



Imagem: China/Corbis/Universal

Aspecto do céu noturno no deserto de Kubuqi, China. 2015.



Crédito: iStockphoto

Viajantes sobre duna – Deserto do Saara, trecho do Marrocos. 2014.



Arcey, Kamin/Shutterstock

Copo com água, 250 mL.

Imagens fora de proporção entre si.

Será que o número de estrelas que existe no céu é maior do que o número de grãos de areia que existe no deserto do Saara ou ainda maior do que o número de moléculas que existe na água contida em um copo?

NESTA UNIDADE, VAMOS ESTUDAR...

- unidade de massa atômica;
- conceito de massa atômica;
- massa molecular;
- mol e massa molar;
- constante de Avogadro;
- determinação de fórmulas;
- estudo dos gases;
- cálculos estequiométricos.

Capítulo 1

Massa dos átomos

É muito importante, tanto nas atividades em laboratório como nas indústrias, saber antecipadamente as quantidades das substâncias que devem ser misturadas, dos reagentes que devemos usar para obter a quantidade desejada de produtos. Um dos profissionais envolvidos nesse tipo de trabalho é o técnico de manipulação de medicamentos e cosméticos (técnico em farmácia).

Mundo do trabalho

Técnico em farmácia

Profissional responsável por identificar e classificar os diferentes tipos de produtos utilizados nas operações farmacêuticas, incluindo a composição e as técnicas de preparo, o técnico em farmácia pode realizar a manipulação de receitas alopáticas (medicina tradicional), homeopáticas, fitoterápicas e na área de cosméticos. Seu trabalho deve ser sempre realizado por um farmacêutico.

Para atuar na área, é preciso fazer um curso técnico de cerca de um ano e meio de duração, no qual serão estudadas disciplinas como microbiologia, anatomia, farmacologia, farmacotécnica, fisiologia humana e até mesmo legislação farmacêutica, além de controle de qualidade e produção e manipulação de fórmulas.

O técnico em farmácia poderá atuar em drogarias, farmácias de manipulação, farmácias homeopáticas, farmácias hospitalares e de Unidades Básicas de Saúde (UBS), distribuidoras de medicamentos, matérias-primas, cosméticos e correlatos, e nas indústrias farmacêuticas e cosméticas.

Poderá trabalhar nos setores de dispensação, manipulação, produção, controle de qualidade e logística de produtos farmacêuticos e cosméticos, além de participar de processos administrativos pertinentes aos segmentos farmacêuticos e de realizar vendas.

O mercado de trabalho para o técnico em farmácia é amplo e está em expansão. O Brasil é um dos maiores consumidores de remédios e cosméticos do mundo e há boas oportunidades para esses profissionais na indústria farmacêutica, no comércio e na distribuição de medicamentos e cosméticos, em clínicas e hospitais da rede pública e privada.

Fontes das informações: <<http://www.guiadacarreira.com.br/salarios/quanto-ganha-um-tecnico-em-farmacia/>> e <<http://www.brasilprofissoes.com.br/profissao/tecnico-em-farmacia/>>. Acessos em: 21 mar. 2016.



B. Buissonier/OSP/Escola Brasil

A previsão das quantidades necessárias só é possível por meio de cálculos das massas e dos volumes das substâncias envolvidas nas reações químicas. Muitas vezes, é necessário determinar também o número de átomos ou de moléculas das substâncias que reagem ou são produzidas. Para isso, um primeiro passo é conhecer a massa dos átomos.

Como átomos e moléculas são entidades muito pequenas para serem “pesadas” isoladamente, foi estabelecido um padrão para comparar sua massa.

1. PADRÕES MICROSCÓPICOS

Unidade de massa atômica

Nos dias atuais, a escala de massas atômicas está baseada no isótopo mais comum do carbono, com número de massa igual a 12 (^{12}C), ao qual foi atribuída exatamente a massa de **12 unidades de massa atômica (u)**.

Unidade de massa atômica (u) é, portanto, a massa de $\frac{1}{12}$ do átomo de carbono com número de massa igual a 12 (^{12}C).

O ^{12}C foi escolhido como referência em 1962 e é usado atualmente em todos os países do mundo.

$$1 \text{ u} = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Massa atômica de um átomo

A **massa atômica** de um átomo é sua massa determinada em u, ou seja, sua massa comparada com $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C .

As massas atômicas de quaisquer átomos podem ser determinadas experimentalmente com grande precisão.

Na maioria dos casos, não usamos o valor exato da massa atômica de cada átomo; fazemos um arredondamento para o número inteiro mais próximo. Veja ao lado.

Os valores arredondados das massas atômicas são iguais aos números de massa (A) dos átomos; nesses casos, usamos o **número de massa (A)** como se fosse a massa atômica. No entanto, sabemos que esses valores de massa são comparativos, ou seja, relacionados com a unidade de massa atômica.

Massa atômica do ^4_2He	4,0030 u	4 u
Massa atômica do $^{19}_9\text{F}$	18,9984 u	19 u
Massa atômica do $^{27}_{13}\text{Al}$	26,9815 u	27 u

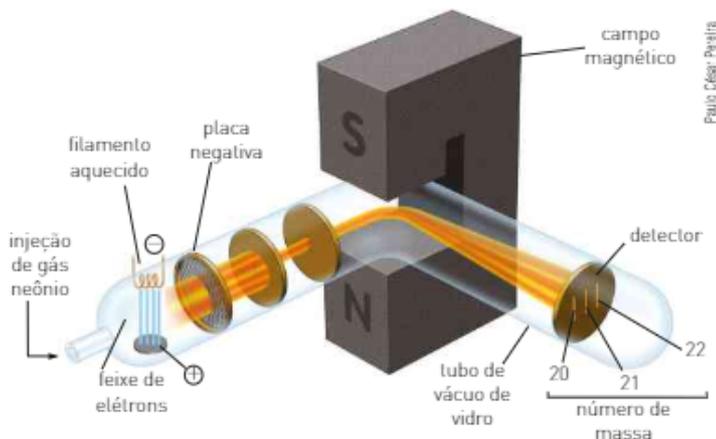
Dizer que "a massa atômica do átomo ^4_2He é igual a 4 u" significa que a massa de um átomo de ^4_2He é 4 vezes maior que a massa de $\frac{1}{12}$ do ^{12}C .

Massa atômica de um elemento

A maioria dos elementos químicos é constituída por uma mistura de dois ou mais isótopos, ou seja, de átomos que apresentam o mesmo número atômico (Z), mas com diferentes números de massa (A).

A massa de cada isótopo e sua abundância porcentual na constituição do elemento químico podem ser determinadas por meio de um espectrômetro de massa.

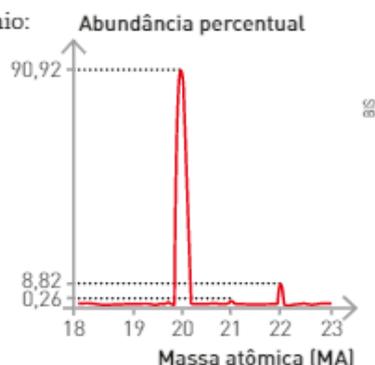
Veja, na figura abaixo, a determinação da massa atômica do elemento químico neônio (Ne), com o uso de um espectrômetro.



O gás neônio é injetado em uma câmara de vácuo, onde colide com um feixe de elétrons, formando íons positivos. Os íons Ne^+ , ao serem acelerados pela placa negativa, passam entre os polos de um campo magnético e sofrem desvios conforme a relação entre a carga elétrica e suas massas. Representação fora de escala e em cores fantasia.

Assim se obtém a abundância percentual de cada um dos isótopos do neônio:

Isótopo	Massa atômica (u)	Abundância (%)
^{20}Ne	20,00	90,92
^{21}Ne	21,00	0,26
^{22}Ne	22,00	8,82



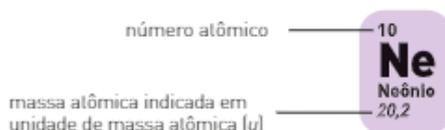
Como o elemento químico neônio é constituído de três isótopos, sua **massa atômica (MA)** é determinada calculando-se a média ponderada das massas atômicas dos seus isótopos.

$$\text{MA do elemento neônio} = \frac{(20,00 \cdot 90,92) + (21,00 \cdot 0,26) + (22,00 \cdot 8,82)}{100}$$

MA do elemento neônio — 20,179 u

A massa atômica do elemento neônio será, portanto, igual a 20,179 u, valor obtido pela média ponderada das massas atômicas de seus isótopos.

Veja a representação do elemento neônio na tabela periódica:



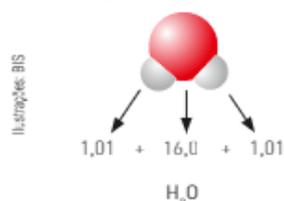
Quando um elemento é formado por um único tipo de átomo, sua **massa atômica (MA)** é a massa atômica do elemento.

Massa molecular

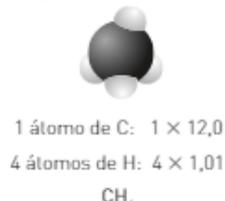
As moléculas são formadas por átomos unidos por ligações covalentes. Dessa maneira, a massa da molécula é numericamente igual à soma das massas dos átomos que a constituem.

Vejam alguns exemplos, usando massas atômicas obtidas na tabela periódica:

H: MA = 1,01 O: MA = 16,0 C: MA = 12,0



A massa de uma molécula de água vale aproximadamente 18 u.



A massa de uma molécula de metano vale aproximadamente 16 u.

Representação de modelos moleculares fora de escala e em cores fantasia.

A diferença de massa entre um átomo e seu íon é desprezível, pois a massa do elétron é muito pequena em relação à massa do átomo. Assim, a massa de um íon, seja um cátion ou ânion, é considerada igual à do átomo.

Como os compostos formados por ligações iônicas não são constituídos por moléculas, não podemos usar para eles a expressão **massa molecular**. Para os compostos iônicos, usaremos a expressão **massa-fórmula (MF)**. Veja, como exemplo, o caso do sulfeto de bário (BaS).

massas atômicas	$[\text{Ba}^{2+}]$	$[\text{S}^{2-}]$
Ba: 137 u	↓	↓
S: 32,1 u	137	32,1

A massa-fórmula de uma fórmula do sulfeto de bário, usando valores aproximados, é 169 u.

Então podemos estabelecer uma proporção:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ átomo de Ca} \text{ ————— } 40 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\ 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca} \text{ ————— } x \\ x = \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \cdot 40 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ átomo}} \\ x = 40 \text{ g} \end{array}$$

Podemos perceber que a massa de $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de cálcio é igual a 40 g, ou seja, é numericamente igual à sua massa atômica, expressa em gramas.

Generalizando, podemos dizer que, em uma massa em gramas numericamente igual à massa atômica, para qualquer elemento, existem $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos.

Exemplos:

- Hidrogênio:

MA = 1u 1 g de hidrogênio corresponde a $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de H

- Urânio:

MA = 238u 238 g de urânio correspondem a $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de U

As moléculas são formadas pela união de átomos, e a massa molecular (MM) corresponde à soma das massas atômicas (MA) dos átomos que constituem a molécula.

Dessa maneira, podemos estender essa ideia para as substâncias moleculares: em uma massa em gramas numericamente igual à massa molecular (MM), para qualquer substância molecular, existem $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Exemplos:

- Água:

MM = 18u 18 g de água correspondem a $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de H₂O

- Sacarose:

MM = 342u 342 g de sacarose correspondem a $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de C₁₂H₂₂O₁₁

Mol: a unidade de quantidade de matéria

No nosso cotidiano, compramos, vendemos e contamos coisas indicando sua massa (1 quilograma de açúcar), seu volume (1 litro de leite) ou sua quantidade (1 dezena de livros, 1 resma de papel etc.).

Nos cálculos relacionados com as substâncias químicas envolvidas em uma reação química, trabalhamos com quantidades de massa e de volume. A partir da determinação da constante de Avogadro, podemos também determinar as quantidades de átomos ou moléculas, só que para isso devemos estabelecer uma nova unidade.

Como trabalhamos com átomos e moléculas, que são extremamente pequenos, vamos tomar, como unidade, os conjuntos formados por $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas (átomos, moléculas, íons etc.). Essa unidade recebe o nome de **mol**.

Atualmente, por resolução da IUPAC, **mol** é definido como a quantidade de matéria que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos de ¹²C contidos em 0,012 kg (12 g) de ¹²C.

Como em 12 g de ¹²C existem $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos, **mol** é a quantidade de matéria que contém $6,02 \cdot 10^{23}$ entidades.

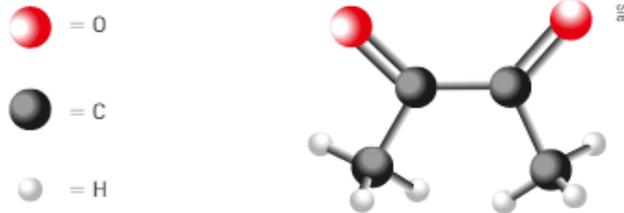
$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de átomos} \\ 1 \text{ mol de moléculas} \\ 1 \text{ mol de fórmulas} \\ 1 \text{ mol de íons} \\ 1 \text{ mol de elétrons} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{é a quantidade de matéria que} \\ \text{contém} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 6,02 \cdot 10^{23} \text{ fórmulas} \\ 6,02 \cdot 10^{23} \text{ íons} \\ 6,02 \cdot 10^{23} \text{ elétrons} \end{array} \right.$$

7. Qual é o número de mol de átomos do metal alcalinoterroso de maior número atômico?
8. Qual é o número de átomos do não metal de maior massa molar?
9. Entre os metais ferro e zinco, qual deles apresenta o maior número de átomos? Justifique sua resposta.

Com base nas informações a seguir, responda às questões de 10 a 12.

A substância butanodiona, cuja molécula aparece representada abaixo, em condições ambientes, é um líquido amarelo e volátil, com cheiro de queijo. É o responsável pelo sabor característico da manteiga.

Massas molares, em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: H = 1; C = 12; O = 16.



10. Qual é a fórmula molecular e a massa molar da butanodiona?
11. Qual é o número de moléculas presentes em uma amostra de 0,86 g de butanodiona?
12. Qual é o número de átomos presentes em 43 g de butanodiona?
13. Observe o rótulo do medicamento e sua composição.

Cálcio + B12 - Suspensão oral	
Conteúdo 150 mL	
Composição:	
Fosfato de cálcio	15 mg/mL
Glicerofosfato de cálcio	16 mg/mL
Cianocobalamina (vitamina B12)	0,001 mg/mL
Calciferol (vitamina D)	0,025 mg/mL
Fluoreto de sódio	0,05 mg/mL

Qual é a quantidade de matéria (em mol), aproximadamente, de NaF que será ingerida se um adulto consumir o conteúdo de remédio correspondente a três frascos ao longo de um mês?

- a) 225×10^{-1} b) 75×10^{-1} c) 55×10^{-3} d) 55×10^{-5}
14. O diamante é uma das substâncias formadas de carbono. Quantos átomos de C estão presentes em 1,50 quilate de diamante? (Considere 1,0 quilate = 200 mg) (Dados: carbono = 12 u e Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$, 1 g = 1000 mg.)
 - a) $1,5 \cdot 10^{24}$ átomos
 - b) $2,0 \cdot 10^{22}$ átomos
 - c) $1,5 \cdot 10^{22}$ átomos
 - d) $3,0 \cdot 10^{23}$ átomos
 - e) $2,0 \cdot 10^{24}$ átomos
 15. Inicialmente usado como analgésico, anti-inflamatório, o ácido acetilsalicílico (AAS), a droga mais popular do mundo, passou a ser utilizado no combate a doenças do coração.

Um medicamento contém 90 mg de ácido acetilsalicílico ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) por comprimido. Quantas moléculas dessa substância há em cada comprimido? (Dados: Massas atômicas: C = 12; O = 16; H = 1,0.)
 16. A composição química do grão de milho não é constante, podendo variar de acordo com o solo onde foi cultivado. O ferro é um dos minerais encontrados em sua composição química, na proporção de 56 mg/kg de milho. Admita que uma espiga de milho tenha 125 grãos rigorosamente iguais entre si e apresente uma massa de 62,5 g. Quantos átomos de ferro há em um grão de milho?
 - a) $3,0 \cdot 10^{17}$
 - b) $2,8 \cdot 10^{-5}$
 - c) $3,0 \cdot 10^{23}$
 - d) $1,5 \cdot 10^{17}$
 - e) $2,0 \cdot 10^5$

Capítulo 2

Fórmulas

A linguagem química permite representar de várias maneiras o número e o tipo de átomos que constituem as substâncias. Cada uma delas evidencia um aspecto: porcentagens em massa, proporções numéricas ou as quantidades necessárias de cada elemento químico para montar a menor estrutura que representa a substância.

1. REPRESENTANDO COMPONENTES E QUANTIDADES

Suponha que você durma oito horas cada noite. Qual é a porcentagem de cada dia que você passa dormindo? Uma das maneiras de encontrar a resposta é dividir o número de horas que você passa dormindo pelo total de número de horas de um dia ($\frac{8}{24} \approx 0,33$). Então, você multiplica o resultado por 100% para obter a porcentagem ($0,33 \cdot 100\% = 33\%$). Isso quer dizer que, se você dorme 8 horas por noite, você passa, aproximadamente, 33% do dia dormindo.

Usando o mesmo raciocínio, pode-se determinar que parte da massa total de uma substância é constituída por determinado elemento. A massa de cada elemento de uma substância em relação à massa total da substância multiplicada por 100 por cento é chamada de composição percentual da substância. Assim, a composição percentual de uma substância indica a porcentagem da massa de cada elemento que compõe a substância. Um dos profissionais que utiliza esse conhecimento é o técnico em análises químicas.

Mundo do trabalho

Técnico em análises químicas

O técnico em análises químicas é o profissional responsável por realizar amostragens, assim como análises químicas, físico-químicas e microbiológicas. É capacitado para realizar atividades voltadas ao planejamento e execução de análises laboratoriais. Seleciona técnicas e metodologias analíticas e auxilia a validação de metodologias de análise. Emprega normas técnicas e de biossegurança, além de coordenar e controlar a geração e destinação de resíduos do laboratório com responsabilidade ambiental.

Para quem deseja trabalhar em laboratórios e centros de pesquisa, o curso técnico de Análises Químicas é uma boa opção. Com o objetivo de formar profissionais de nível técnico na área, com uma base de conhecimentos instrumentais, científicos e tecnológicos, o curso é a porta de entrada para indústrias de diversos setores: petroquímica, refino de petróleo, plásticos, vernizes, fertilizantes, cimento etc.

O estudante conhecerá diversas disciplinas, como química, sistemas de gestão ambiental, boas práticas de laboratório, metrologia química, técnicas de análise, entre outras.

Como faltam técnicos químicos no mercado, as oportunidades de trabalho nessa área são bastante promissoras.

Fontes das informações: <<http://www.proffissoesdefuturo.com.br/mapa-de-cursos/analises-quimicas>>, <<http://www.cursosoproffissoes.com/tecnico-em-quimica/>> e <<http://www.brasilprofissoes.com.br/proffisao/tecnico-em-analises-quimicas-2/>>. Acessos em: 21 mar. 2016.



Parom Persewar/Shutterstock

Composição percentual

A composição percentual de uma substância pode ser feita, por exemplo, a partir da fórmula da substância. Considere que se tenha 1 mol de metano (CH_4) cuja massa molar é 16 g/mol. Lembre que 1 mol de metano contém 1 mol de átomos de carbono e 4 mol de átomos de hidrogênio. Para encontrar a composição percentual é preciso, então, determinar qual parte da massa total, 16 g, corresponde ao hidrogênio e qual corresponde ao carbono. Para fazer isso, inicialmente, determinamos a massa dos átomos de hidrogênio. Sabendo que a massa molar do H = 1,0 g/mol e que temos na substância quatro mol de átomos de hidrogênio, a massa é de 4,0 g. Então dividimos a massa dos átomos de hidrogênio pela massa de metano e multiplicamos o resultado por 100%:

$$\text{Porcentagem em massa de hidrogênio} = \frac{4,0 \text{ g}}{16 \text{ g}} \cdot 100\% = 25\%.$$

No caso do metano, que é constituído somente por dois elementos, se a porcentagem em massa de hidrogênio é de 25%, a porcentagem restante para completar os 100% é de carbono, no caso, 75%.

Para comprovar, vamos repetir, agora para o carbono, o mesmo procedimento feito para o hidrogênio. Sabendo que a massa molar do C = 12 g/mol, e que temos 1 mol de átomos de carbono, a massa de 1 mol de átomos de carbono é de 12 g.

$$\text{Porcentagem em massa de carbono} = \frac{12 \text{ g}}{16 \text{ g}} \cdot 100\% = 75\%.$$

Fertilizantes

A maior parte dos fertilizantes usados na agricultura é constituída por três nutrientes principais: nitrogênio (N), fósforo (P) e potássio (K).

- N: entra na formação de proteínas encontradas no caule e nas folhas;
- P: acelera o crescimento das raízes e o amadurecimento dos frutos;
- K: protege as plantas contra doenças e promove o crescimento das sementes.

Esses nutrientes são absorvidos pelas raízes; logo, os componentes dos fertilizantes são compostos solúveis em água.

O nitrogênio pode ser fornecido às plantas na forma de três compostos: sulfato de amônio – $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, nitrato de amônio – NH_4NO_3 , ou ureia – $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$. Qual deles nos fornece maior teor de nitrogênio?

Observe o quadro:

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	NH_4NO_3	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$
$2 \cdot \text{N} = 2 \cdot 14 = 28$ $8 \cdot \text{H} = 8 \cdot 1 = 8$ $1 \cdot \text{S} = 1 \cdot 32 = 32$ $4 \cdot \text{O} = 4 \cdot 16 = + 64$ $\text{MM} = 132$	$2 \cdot \text{N} = 2 \cdot 14 = 28$ $4 \cdot \text{H} = 4 \cdot 1 = 4$ $3 \cdot \text{O} = 3 \cdot 16 = + 48$ $\text{MM} = 80$	$1 \cdot \text{C} = 1 \cdot 12 = 12$ $1 \cdot \text{O} = 1 \cdot 16 = 16$ $2 \cdot \text{N} = 2 \cdot 14 = 28$ $4 \cdot \text{H} = 4 \cdot 1 = + 4$ $\text{MM} = 60$
fração de N = $\frac{28}{132}$	fração de N = $\frac{28}{80}$	fração de N = $\frac{28}{60}$
% de N = $\frac{28}{132} \cdot 100 = 21,2\%$	% de N = $\frac{28}{80} \cdot 100 = 35\%$	% de N = $\frac{28}{60} \cdot 100 = 46,7\%$

Como podemos perceber, a ureia apresenta maior teor de nitrogênio. Além disso, ela oferece outras vantagens: é mais barata e permanece no solo por mais tempo, o que favorece a absorção.

O que fizemos para determinar a composição percentual foi estabelecer uma proporção entre as quantidades de nitrogênio e demais componentes a partir da fórmula molecular de cada substância, aplicando os conceitos de massa atômica e massa molecular.

Por exemplo, sabendo que a fórmula molecular do metano, um dos componentes do gás natural, é CH_4 , e que as massas atômicas do carbono e do hidrogênio são, respectivamente, 12 e 1, temos:

$$\text{CH}_4 \begin{cases} \text{C} = 12 \cdot 1 = 12 \\ \text{H} = 1 \cdot 4 = 4 \\ \hline 16 \rightarrow \text{massa molecular (MM) de } \text{CH}_4 \end{cases}$$

Logo, a massa molar do CH_4 é de 16 g/mol.

Assim, na massa de 16 g de metano, o carbono participa com 12 g e o hidrogênio com 4 g. Logo:

$$\text{C} \begin{cases} 16 & \text{---} & 100\% \\ 12 & \text{---} & x \end{cases} \quad \text{H} \begin{cases} 16 & \text{---} & 100\% \\ 4 & \text{---} & y \end{cases}$$

$$x = 75\% \text{ de carbono} \quad y = 25\% \text{ de hidrogênio}$$

Desse modo, temos: $\text{C}_{75\%} \text{H}_{25\%}$.

Portanto, em uma amostra de 100 g de metano, temos 75 g de carbono e 25 g de hidrogênio.

Vimos que é possível determinar a composição percentual de uma substância. Mas será possível fazer o inverso: conhecendo-se a composição percentual, determinar a fórmula de uma substância? A resposta é sim.

Podemos partir da composição percentual de massa e estabelecer uma razão de átomos (fórmula química). A razão de átomos deve ser a mais simples relação de número inteiro de átomos dos elementos. A fórmula que dá a mais simples relação de número inteiro de átomos dos elementos é chamada de **fórmula mínima** ou **empírica**.

Fórmula mínima ou empírica

A fórmula mínima indica a menor proporção, em números inteiros de mol, dos átomos dos elementos que constituem uma substância. Veja, a seguir, como determiná-la.

Uma amostra submetida à análise qualitativa apresenta como únicos constituintes carbono e hidrogênio. A análise quantitativa revela a existência de 75% em massa de carbono e 25% em massa de hidrogênio.

- É conveniente, quando se trabalha com porcentagem em massa, considerar amostras de 100 g, o que permite que as porcentagens em massa correspondam à massa **em gramas** de cada elemento:

$$100 \text{ g da amostra} \begin{cases} 75\% \text{ em massa de carbono, ou } 75 \text{ g de carbono} \\ 25\% \text{ em massa de hidrogênio, ou } 25 \text{ g de hidrogênio} \end{cases}$$

- A partir dessas quantidades em massa e conhecendo as massas atômicas dos elementos, pode-se determinar o número de mol de átomos de cada elemento. Então, temos:

$$\text{C} = \text{massa atômica} = 12; \text{ massa molar} = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{H} = \text{massa atômica} = 1; \text{ massa molar} = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Ao realizar a análise de uma substância desconhecida, o primeiro passo é determinar sua **composição** (análise qualitativa). O segundo passo consiste na determinação das **quantidades** das massas de cada elemento (análise quantitativa). Com esses dados, obtém-se a fórmula percentual e, a partir dela, pode-se determinar o número de mol de átomos de cada elemento e estabelecer uma proporção entre esses valores.

$$n^{\circ} \text{ de mol de átomos (n)} = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa molar (g} \cdot \text{mol}^{-1})}$$

$$\text{C: } n = \frac{75 \text{ g}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 6,25 \text{ mol de átomos}$$

$$\text{H: } n = \frac{25 \text{ g}}{1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 25 \text{ mol de átomos}$$

- Após determinar a proporção entre o número de mol de átomos, deve-se transformá-la na menor proporção possível de números inteiros. Isso pode ser feito dividindo-se os valores em números de mol pelo menor deles.

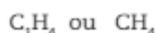
para o carbono, $n(\text{C}) = 6,25 \text{ mol}$

para o hidrogênio, $n(\text{H}) = 25 \text{ mol}$

	C	H
Relação entre o número de mol	$\frac{6,25 \text{ mol}}{6,25} = 1$	$\frac{25 \text{ mol}}{6,25} = 4$

Essa é a menor proporção, de números inteiros, entre o número de mol de átomos de cada componente. Logo, 1 mol de átomos de carbono se combina com 4 mol de átomos de hidrogênio.

Assim, a fórmula mínima desse composto é:



Fórmula molecular

A **fórmula molecular** indica o número real de átomos de cada tipo na molécula. Em alguns casos, ela é igual à fórmula mínima; em outros, porém, é um múltiplo inteiro da fórmula mínima.

nome	fórmula mínima	fórmula molecular
água	$\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\times 1}$	H_2O
benzeno	$\text{CH} \xrightarrow{\times 6}$	C_6H_6
anidrido fosfórico	$\text{P}_2\text{O}_5 \xrightarrow{\times 2}$	P_4O_{10}
acetileno	$\text{CH} \xrightarrow{\times 2}$	C_2H_2

Esses resultados ilustram a seguinte relação:

Fórmula molecular = (Fórmula mínima)_n, em que n é inteiro.

Vejamos um exemplo para determinar a fórmula molecular.

A vitamina C, cuja massa molar é $176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, é constituída pelos elementos carbono (C), hidrogênio (H) e oxigênio (O) nas seguintes porcentagens em massa:

C = 40,9% em massa

H = 4,55% em massa

O = 54,6% em massa



O ácido ascórbico, conhecido por vitamina C, está presente em todas as frutas cítricas, sendo a acerola uma das que apresentam maior teor dessa vitamina.

Nesse composto, 6,25 mol de átomos de carbono estão combinados com 25 mol de átomos de hidrogênio. Note que essa não é a menor proporção nem está em números inteiros.

Se o resultado obtido nessa operação não for de números inteiros, devemos multiplicar todos os valores por um mesmo número, de maneira a obter a menor proporção em números inteiros.

- Determine o número de mol de átomos de cada elemento.
- Divida os resultados obtidos pelo menor valor encontrado.

Inicialmente devemos determinar a massa de cada elemento que compõe a vitamina C:

$$\text{C} \begin{cases} 176 \text{ g} & \text{---} & 100\% \\ x & \text{---} & 40,9\% \end{cases} x = \frac{176 \text{ g} \cdot 40,9\%}{100\%} \quad x = 71,9 \text{ g}$$

$$\text{H} \begin{cases} 176 \text{ g} & \text{---} & 100\% \\ y & \text{---} & 4,55\% \end{cases} y = \frac{176 \text{ g} \cdot 4,55\%}{100\%} \quad y = 8,0 \text{ g}$$

$$\text{O} \begin{cases} 176 \text{ g} & \text{---} & 100\% \\ z & \text{---} & 54,6\% \end{cases} z = \frac{176 \text{ g} \cdot 54,6\%}{100\%} \quad z = 96,1 \text{ g}$$

Conhecendo as massas, devemos determinar o número de mol de cada elemento em 1 mol de vitamina C:

$$\text{C} \left\{ \frac{71,9 \text{ g}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5,99 \text{ mol de átomos de C} \right.$$

$$\text{H} \left\{ \frac{8,0 \text{ g}}{1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 8 \text{ mol de átomos de H} \right.$$

$$\text{O} \left\{ \frac{96,1 \text{ g}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 6 \text{ mol de átomos de O} \right.$$

Como a fórmula molecular sempre indica um número inteiro de átomos e em vários casos encontramos números fracionários, faremos aproximações para o número inteiro mais próximo. No nosso exemplo, encontramos 5,99 mol para o C, que deve ser aproximado para 6. Note que nesse caso as proporções já são dadas em números inteiros.

Assim, a fórmula molecular da vitamina C é:



ATIVIDADES



- 17.** Determine o teor de carbono na vitamina C, dadas a sua fórmula molecular $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ e as massas molares em g/mol: H: 1; C: 12; O: 16.
- 18.** Determine a fórmula mínima do sal presente na casca de ovo e nos corais sabendo que este apresenta a seguinte porcentagem em massa: Ca = 40%; C = 12%; O = 48%.
Dados: massas molares Ca = 40 g · mol⁻¹; C = 12 g · mol⁻¹; O = 16 g · mol⁻¹.
- 19.** De acordo com a Organização Mundial da Saúde, três milhões de fumantes morrem por ano de doenças relacionadas com o tabaco.

O tabagismo é a maior causa proveniente de morbidade e de mortalidade em muitos países. Mas a dependência da nicotina é um comportamento tão virulento que embora 70% dos fumantes desejem parar de fumar, apenas 5% destes conseguem fazê-lo por si mesmos. Isso ocorre porque o comportamento do fumar não apenas causa doenças, mas é, ele mesmo, uma doença: a dependência da nicotina.

Disponível em: <http://www2.unifesp.br/dpsiq/polbr/ppm/atu1_02.htm>. Acesso em: 21 mar. 2016.

Sabendo-se que a composição percentual em massa da nicotina é: C = 74%; H = 8,7%; N = 17,27%, e conhecendo as massas molares: C = 12 g · mol⁻¹; H = 1,0 g · mol⁻¹; N = 14 g · mol⁻¹, determine a fórmula mínima dessa substância.

- 20.** O principal componente do vinagre é o ácido acético, cuja massa molar é igual a 60 g/mol. As porcentagens em massa dos elementos que compõem esse ácido são:

$$\text{C} = 40\% \quad \text{H} = 6,67\% \quad \text{O} = 53,3\%$$

Determine a fórmula molecular desse ácido.

Dados: massas atômicas: C = 12; H = 1; O = 16.

Capítulo 3

Gases

Você talvez não perceba, mas já tem um bom conhecimento a respeito da atuação dos gases. O ar que respiramos é uma mistura de diversos gases; ele nos envolve o tempo todo. Bombas de encher pneus de bicicletas e automóveis utilizam gases; amortecedores de veículos proporcionam amortecimento suave em colchões de ar.

O ar é também um meio através do qual a energia e a matéria são transportadas. Você precisa de ar para ouvir a voz de seus amigos, ouvir música ou as ondas quebrando na praia. A fragrância do perfume ou o cheiro desagradável se espalha rapidamente através do ar, desde a fonte do odor até o seu nariz.

Apesar de sentirmos a presença do ar ao redor, não podemos enxergá-lo, pois os componentes do ar atmosférico são incolores. Existem gases coloridos, como o gás cloro, que é esverdeado, e o dióxido de nitrogênio, um dos poluentes atmosféricos, que é marrom avermelhado (castanho).

Você pode ver a cor desses gases, mas não pode ver as partículas que os compõem. Como, então, cientistas aprendem sobre gases? Alguns profissionais, no seu trabalho, utilizam vários conhecimentos que envolvem as variáveis de estado dos gases.

Mundo do trabalho

Mergulhador profissional

O mergulhador é o profissional que pratica o mergulho aquático como meio de vida. Existem três tipos de mergulho: o livre, no qual o profissional não utiliza aparelhos para a respiração; o autônomo, no qual o profissional carrega consigo aparelhos para respiração e tubos de oxigênio; e o dependente, que é aquele em que o suprimento de ar fica na superfície. Este último é exclusivo dos profissionais, uma vez que a profundidade é muito grande, necessitando, assim, de técnicas de mergulho e descompressão adequadas. [...]

Para ser um mergulhador profissional é necessário que o candidato se especialize em cursos nos quais ele aprende todas as técnicas necessárias, estuda tabelas de mergulho, procedimentos de emergência e como manusear os equipamentos específicos. Qualquer pessoa pode fazer o mergulho livre, basta realizar um curso básico e estar sempre acompanhada de um mergulhador profissional. Nessa modalidade, há equipamentos que garantem a respiração subaquática, que depende basicamente da capacidade pulmonar do mergulhador e de sua resistência física e emocional. Há também, dentro do mergulho livre, o mergulho contemplativo, que consiste na apreciação do ambiente aquático. O mergulho autônomo permite que a pessoa permaneça embaixo da água por mais tempo, por isso deve-se ter no mínimo doze anos para essa atividade, porém, também sempre acompanhado de instrutor, ou seja, um mergulhador profissional. Já o mergulho dependente é reservado a profissionais. [...]

O mergulhador profissional pode trabalhar no auxílio de pesquisas biológicas ou oceanográficas, também pode se dedicar como instrutor de mergulhos, dando aulas para quem quer aprender a atividade, ou até mesmo como coordenador de passeios turísticos. Também pode se dedicar inteiramente à profissão, participando de competições. [...]

O mercado de trabalho para o profissional do mergulho competitivo é restrito, pois é necessário patrocínio de empresas privadas, ou auxílio governamental. Já no setor de coordenação de mergulhos, movido principalmente pelo turismo, o mercado é mais amplo. [...]

O mercado de trabalho para o profissional do mergulho competitivo é restrito, pois é necessário patrocínio de empresas privadas, ou auxílio governamental. Já no setor de coordenação de mergulhos, movido principalmente pelo turismo, o mercado é mais amplo. [...]

Fonte das informações: <<http://www.brasilprofissoes.com.br/profissao/mergulhador/>>. Acesso em: 21 mar. 2016.



José Jackson/Stockphoto/Getty Images

1. VARIÁVEIS DE ESTADO DOS GASES

Vamos agora conhecer algumas variáveis de estado relacionadas aos estudos dos gases.

Pressão

No seu dia a dia você já ouviu e utilizou as palavras *força* e *pressão*. Quando você se apoia na parede de sua casa utilizando a mão aberta, você está aplicando uma força sobre a parede. Essa força não está distribuída por toda a parede, mas apenas no local em que sua mão a toca, ou seja, na área que está em contato com a parede.



Se alguém tentar caminhar na neve sem calçar sapatos com artefatos especiais, dificilmente conseguirá. Você sabe explicar por quê?

A relação entre a força e a área (superfície) na qual a força está sendo aplicada é chamada **pressão** e é expressa matematicamente pela equação abaixo, em que P é a pressão, F é a força, e S é a área da superfície.

$$P = \frac{F}{S}$$

Podemos perceber por essa relação que, para certa força aplicada, quanto menor a área, maior a pressão. Isso explica por que é indicado o uso de esquis para caminhar na neve.

Você pode verificar facilmente a relação entre uma força e a área sobre a qual ela é aplicada: segure um lápis apontado, como na foto abaixo, e pressione com cuidado cada extremidade com um dos dedos. A força aplicada nas duas extremidades será a mesma, mas a pressão no dedo que está em contato com a menor superfície (a ponta do lápis) será maior.

A Terra está envolta por uma camada de ar que tem espessura aproximada de 800 km, sendo que os efeitos da atmosfera são perceptíveis até, aproximadamente, 100 km, sendo a partir daí imperceptíveis. Essa camada de ar exerce pressão sobre todos os corpos: a pressão atmosférica.



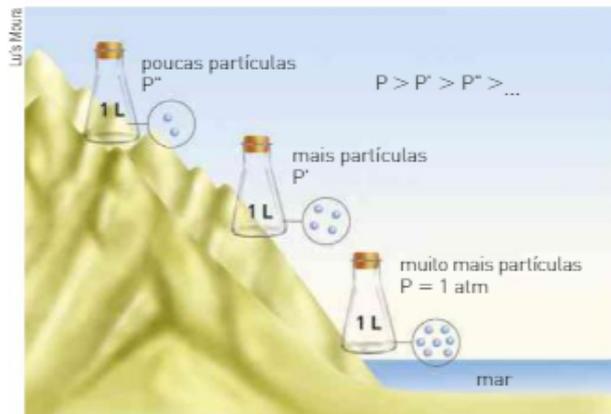
O lápis deve ter comprimento compatível com a abertura de sua mão.

Diferença entre gás e vapor

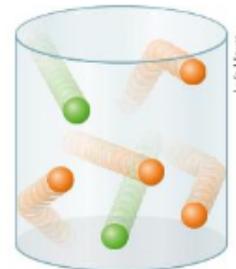
- **Vapor:** matéria no estado gasoso, quando esta é capaz de existir em equilíbrio com o líquido ou com o sólido correspondente, podendo sofrer liquefação por uma simples diminuição de temperatura ou aumento de pressão. Exemplo: vapor-d'água.
- **Gás:** estado fluido da matéria, impossível de ser liquefeito só por um aumento de pressão ou só por uma diminuição de temperatura, o que o diferencia do vapor. Exemplo: gás hidrogênio.

A pressão atmosférica varia de acordo com a altitude. Em regiões de grande altitude, há menor quantidade de partículas do ar por unidade de volume, portanto a pressão também é menor.

Tais variações na pressão atmosférica, assim como variações de temperatura, são de grande importância em experimentos de Química que visem avaliar o comportamento e as transformações da matéria.



A diminuição do número de partículas do ar em grandes altitudes pode causar desconforto para pessoas desacomodadas a essa condição. O símbolo atm refere-se à unidade de pressão atmosfera. Ilustração fora de escala e em cores fantasia.



Representação de um modelo que mostra o comportamento das partículas de um gás contido em um recipiente. O movimento das partículas é contínuo e desordenado, com choques constantes contra as paredes internas do recipiente. Quando uma partícula se choca contra as paredes internas do recipiente, exerce certa força por unidade de área. Essa relação é denominada pressão, e é diretamente proporcional ao número de choques por unidade de área. Ilustração fora de escala e em cores fantasia.

Em diferentes altitudes, a pressão atmosférica apresenta diferentes valores.

Juan Catherine/Plus
Jaimis/Other Images



Monte Everest, fronteira entre o Nepal e o Tibete, 8840 m.

Imagens fora de escala.

Alber Nemanovic/Moscow/Other Images



La Paz, Bolívia, 3640 m.

Daniel Cymalista/Pulse Images

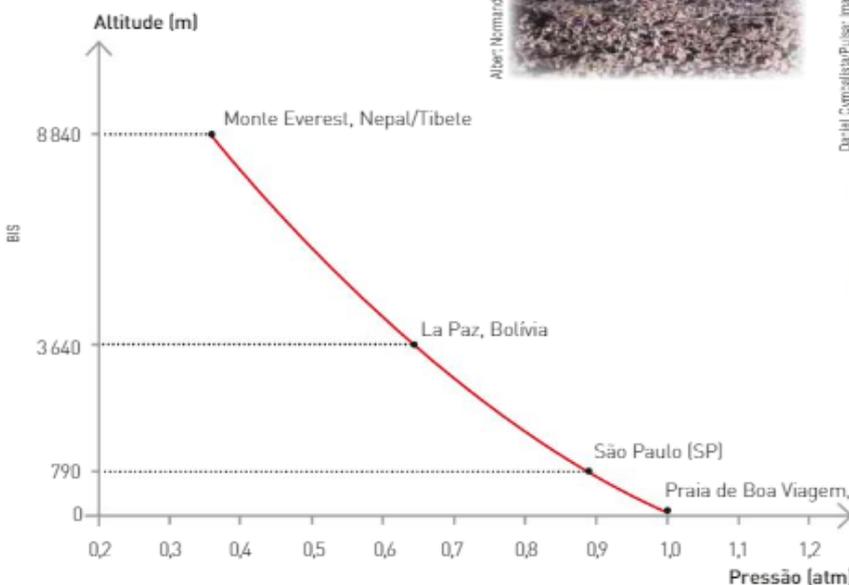


Avenida Paulista, São Paulo (SP), 790 m.

De/Im Meryna/Pulse Images



Praia de Boa Viagem, Recife (PE), 4 m.



Pressão atmosférica

O primeiro cientista a determinar o valor da pressão atmosférica, ao nível do mar, foi o físico e matemático italiano Evangelista Torricelli (1608-1647), que realizou em 1643 o seguinte experimento:



A pressão exercida por uma coluna de 76 cm de mercúrio equilibra a pressão exercida pela atmosfera ao nível do mar. Representação fora de escala e em cores fantasia.

Ao nível do mar, onde a pressão atmosférica é maior, Torricelli inverteu um tubo de vidro de 1 m de comprimento, completamente preenchido por mercúrio (Hg), em uma cuba contendo o mesmo líquido. Ele verificou que o nível do mercúrio no interior do tubo diminuiu até se estabilizar em 76 cm.

Assim, concluímos que, ao nível do mar, a pressão exercida por uma coluna de mercúrio cuja altura é de 76 cm equivale à pressão de **1 atmosfera** e é chamada de pressão atmosférica normal.

$$1 \text{ atm} = 76 \text{ cmHg} = 760 \text{ mmHg}$$

Em homenagem a Torricelli, 1 mmHg passou a ser chamado de 1 torr (torr).

$$1 \text{ atm} = 76 \text{ cmHg} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$$

Pelo Sistema Internacional (SI), a unidade-padrão é o **pascal (Pa)**, que se relaciona com a unidade atmosfera na seguinte proporção:

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} \quad \text{ou, aproximadamente, } 1 \text{ atm} = 100 \text{ kPa} = 1 \text{ bar}$$

Meteorologistas têm usado tradicionalmente a unidade milibar (1 mb = 100 Pa), mas a unidade Pa é cada vez mais adotada.

A pressão média do ar ao nível do mar é 101,325 kPa ou 1013,25 mb ou 760 mmHg e o intervalo usual de variação está entre 970 mb até 1050 mb.

Medida da pressão de um gás

Para determinar a pressão de um gás contido em um recipiente fechado, é utilizado um aparelho chamado **manômetro**.

O manômetro é constituído basicamente por um tubo em forma de U, contendo mercúrio (Hg). Quando ambas as extremidades do tubo estão abertas, o nível de mercúrio é o mesmo nos dois ramos, pois sobre eles atua a mesma pressão.

Acoplando a uma das extremidades do tubo um frasco contendo um gás qualquer, podemos observar três situações, representadas a seguir.

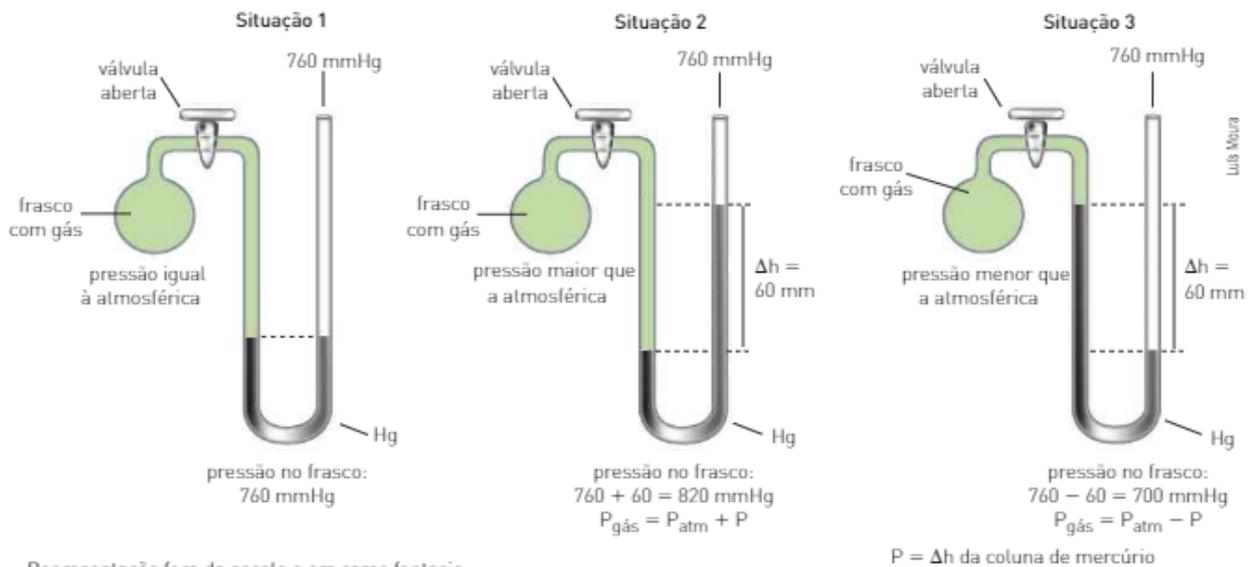
O mercúrio é um metal altamente tóxico! Não tente reproduzir esse experimento.

Para ampliar seu conhecimento

A atmosfera terrestre, de Mario Tolentino, Romeu C. Rocha-Filho e Roberto Ribeiro da Silva. Editora Moderna.

Os autores nos apresentam a atmosfera de um ponto de vista multidisciplinar, oferecendo uma visão ampla e integrada de sua importância para a vida e para o planeta Terra.

A medida da pressão pode ser feita com outros líquidos além do mercúrio, como a água. No caso da água, porém, um inconveniente dificultaria isso. Você sabe dizer qual e devido a que característica da água? Discuta isso com seus colegas.



Representação fora de escala e em cores fantasia.

CONEXÃO Saúde e cidadania

Hipertensão

Ao bombear o sangue através das artérias, o coração gera, contra as paredes desses vasos sanguíneos, uma tensão denominada **pressão arterial**. Quando se contrai na sístole, o coração determina o valor máximo da pressão (pressão arterial sistólica ou **pressão máxima**). Na fase de relaxamento do coração, diástole, a pressão atinge seu valor mínimo (pressão arterial diastólica ou **pressão mínima**).

De acordo com as VI Diretrizes Brasileiras de Hipertensão (2010), o valor da pressão arterial considerando "ótimo" para adultos acima de 18 anos é de 120 por 80. Isso significa que a pressão arterial sistólica é de 120 mmHg acima da pressão atmosférica e a pressão diastólica é de 80 mmHg acima da pressão atmosférica. Popularmente, esses valores são expressos em cmHg: 12 por 8.

Segundo as referidas diretrizes, a hipertensão arterial em adultos corresponde a um quadro em que a pressão mínima é superior a 90 mmHg e/ou a pressão máxima é igual ou superior a 140 mmHg (diagnóstico validado por medidas repetidas em, pelo menos, três ocasiões).

Entre os médicos, a pressão alta é conhecida como "assassina silenciosa", porque a maioria das pessoas hipertensas não apresenta sintomas específicos. Quando eles aparecem, em geral, a pressão alta já danificou o organismo.

É simples diagnosticar se uma pessoa tem hipertensão: basta medir a pressão arterial, de preferência a cada seis meses, o que pode ser feito com a ajuda de um aparelho especial, o esfigmomanômetro.

A pressão alta exige controle e cuidados durante toda a vida. Ao longo do tratamento, além de usar medicamentos que, sob orientação médica, ajudam a controlar a pressão, é necessário desenvolver alguns hábitos: diminuir a ingestão de sal e de bebidas alcoólicas, evitar o excesso de peso e praticar atividades físicas.



Esfigmomanômetro.

Thiagos/Getty Images

Fonte dos dados numéricos: Sociedade Brasileira de Cardiologia/Sociedade Brasileira de Hipertensão/Sociedade Brasileira de Nefrologia. VI Diretrizes Brasileiras de Hipertensão. Arq. Bras. Cardiol. 2010; 95 (1 supl. 1): 1-51.

Refleta



- Um estudo realizado por uma equipe da Universidade da Austrália Ocidental e divulgado em 2012 demonstrou que certos hábitos na adolescência aumentam o risco de hipertensão na idade adulta. Entre outros fatores, foram associados à hipertensão o excesso de peso, o alto consumo de sal e o consumo de bebidas alcoólicas. O pesquisador Chi Le-Ha, que coordenou a equipe, declarou: "Os adolescentes precisam estar cientes de que o estilo de vida adotado na juventude, especialmente em relação à alimentação, ao alcoolismo e ao sedentarismo, pode ter consequências adversas na vida adulta, já que seus efeitos são cumulativos. Os profissionais de saúde devem alertar essas consequências aos jovens e monitorar regularmente a pressão arterial deles".

Sob a orientação do(a) professor(a), discuta com seus colegas essa declaração do pesquisador.

- Converse com os seus professores e colegas e elabore uma campanha de prevenção a hipertensão para toda a sua comunidade.

A Sociedade Brasileira de Cardiologia (SBC), entidade sem fins lucrativos criada em 1943, atua junto à comunidade realizando ações educativas por meio de campanhas de prevenção. No *site* dessa instituição, vocês poderão encontrar uma cartilha informativa sobre hipertensão:

http://prevencao.cardiol.br/campanhas/img/cartilha_hipertensao2013.pdf. Acesso em: 22 abr. 2016.

Volume

Para trabalhar com um gás, devem-se utilizar frascos fechados, por motivos óbvios. Mesmo em pequenas quantidades, ele ocupa totalmente o volume do recipiente que o contém, por maior que seja esse recipiente. Isso significa que, em qualquer situação, o volume do gás é o volume do recipiente que o contém.

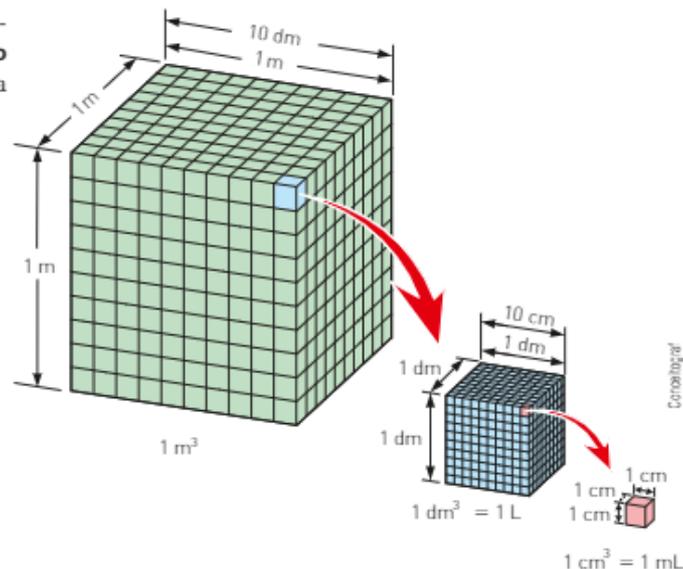
Os volumes dos gases podem ser expressos em várias unidades relacionadas entre si.

No Sistema Internacional, a unidade-padrão de volume é o **metro cúbico** (m^3). No entanto, a unidade mais usada em Química é o **litro (L)**.

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3 \text{ ou } 1000 \text{ L}$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3 = 1000 \text{ mL}$$



Temperatura

A temperatura está relacionada com o grau de agitação das partículas.

A escala termométrica mais comum é a **Celsius**. Contudo, existem outras escalas, como a Kelvin, recomendada pelo SI e conhecida como **escala absoluta**, que será utilizada no estudo dos gases.

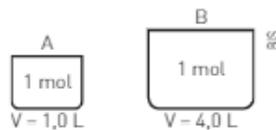
A conversão da temperatura de Celsius para Kelvin é dada pela expressão:

$$T_{\text{K}} = t_{\text{c}} + 273$$

ATIVIDADES



21. Observe dois frascos contendo um mesmo gás, representados abaixo, a uma mesma temperatura e responda aos itens a seguir.



- a) Em qual dos frascos o número de colisões é maior?
 b) Em qual dos frascos a pressão exercida pelo gás é maior?
22. Costuma-se chamar de pressão atmosférica a pressão que o ar atmosférico (uma mistura gasosa) exerce em um dado local. Essa pressão depende principalmente da altitude. Considere a tabela abaixo, que mostra as pressões atmosféricas em alguns locais do Brasil.

Local	Pressão atmosférica
João Pessoa (PB)	1 atm
São Paulo (SP)	0,92 atm
Itatiaia (RJ)	0,80 atm
Pico da Neblina (AM)	0,70 atm

- a) Pela análise da tabela, e usando seus conhecimentos sobre a geografia desses locais, qual é a relação existente entre a altitude e a pressão atmosférica?
 b) Qual das cidades citadas se encontra ao nível do mar? Qual é o valor da pressão atmosférica nesse local?
 c) Considerando que a pressão de 1 atm equivale a 760 mmHg, qual é a pressão atmosférica de Itatiaia expressa em mmHg?
23. Considere a seguinte situação: um frasco contém 0,50 L de leite de magnésia. Se um paciente precisar ingerir 25 mL de leite de magnésia de 6 em 6 horas, esse frasco será suficiente para quantos dias?

2. TRANSFORMAÇÕES GASOSAS

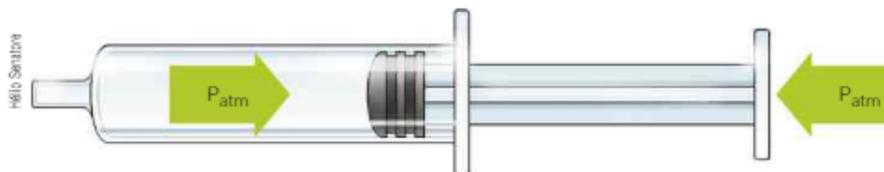
As relações entre as variáveis de estado — pressão (P), volume (V) e temperatura (T) — que caracterizam os gases foram deduzidas historicamente, sempre mantendo uma dessas grandezas fixa e invariável.

Assim, ao estudar a relação entre pressão e volume, a temperatura é mantida **constante**. Essas relações podem ser expressas em equações matemáticas, ou **leis**, que nos permitem fazer previsões sobre as mudanças de estado dos gases e utilizá-las em situações experimentais e, também, na indústria.

Estudaremos, agora, três transformações gasosas: **isotérmica**, **isobárica** e **isocórica**.

Transformação isotérmica

Nessa transformação, que ocorre à temperatura constante, as variações de volume estão relacionadas às variações de pressão, o que pode ser facilmente visualizado com a utilização de uma seringa, a princípio vazia e aberta.



A pressão exercida pelo êmbolo sobre o ar no interior da seringa é igual à pressão que esse ar exerce sobre o êmbolo. Ambas as pressões são, também, iguais à pressão atmosférica.

Ao fechar o orifício, essa pressão se mantém. Se, sobre o êmbolo, for aplicada uma pressão externa, haverá uma diminuição do volume ocupado pelo ar.

Essa relação entre pressão e volume foi observada e quantificada, em 1662, pelo cientista irlandês Robert Boyle (1627-1691), que enunciou a lei segundo a qual: para uma massa fixa de gás, mantida à temperatura constante, o volume ocupado pelo gás é inversamente proporcional à pressão exercida sobre ele.

Matematicamente, duas grandezas são inversamente proporcionais quando seu produto é uma constante. Assim, ao dobrar a pressão exercida sobre um gás, o volume ocupado por ele se reduzirá à metade.

Assim, temos:

$$\text{Lei de Boyle: } PV = k$$

Experimentalmente, essa lei pode ser verificada observando-se a variação de volume que ocorre quando uma massa fixa de gás, à temperatura constante, é submetida a diferentes pressões.

Analisando as duas situações, temos:

- situação 1: a pressão (P_1) exercida pelo gás é igual a 1 atm e o volume por ele ocupado (V_1) é igual a V .
- situação 2: a pressão (P_2) exercida pelo gás é igual a 2 atm e o volume por ele ocupado (V_2) é igual a $\frac{V}{2}$.

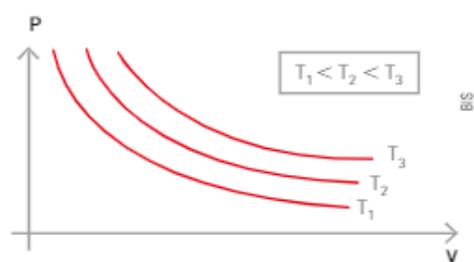
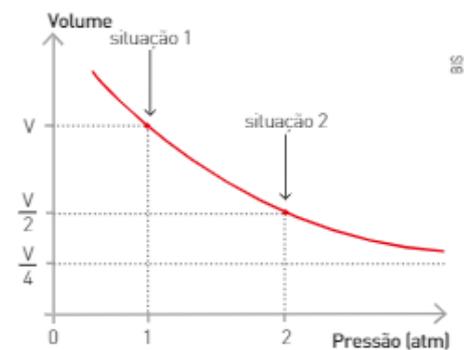
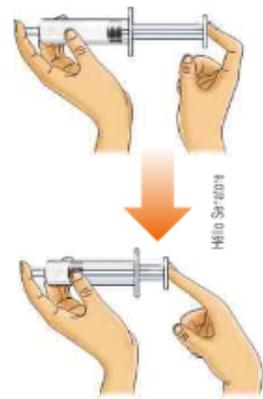
Como o produto $PV = \text{constante } (k)$, temos:

situação 1	situação 2
$P_1 V_1 = k$	$P_2 V_2 = k$
$1 \cdot V = k$	$2 \cdot \frac{V}{2} = k$

Como o produto PV , nas duas situações, corresponde a um mesmo valor constante (k), podemos concluir que: $P_1 V_1 = P_2 V_2$

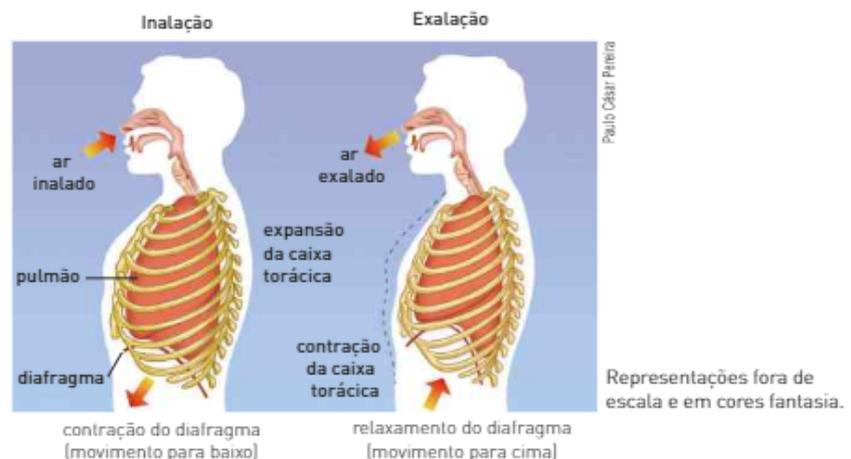
Para a mesma massa de gás, o produto das variáveis pressão e volume será sempre constante a uma dada temperatura.

A cada temperatura, os valores de pressão e volume expressos no gráfico originam uma curva denominada hipérbole. Assim, diferentes temperaturas originam diferentes hipérbolas, denominadas isotermas.



Respiração

Os movimentos da caixa torácica e do diafragma alteram o volume da cavidade torácica e, portanto, alteram também a pressão interna. Durante a inalação, o volume aumenta e a pressão diminui. A pressão atmosférica é então maior do que a interna, e o ar pode fluir para os pulmões. Quando a caixa torácica volta à sua posição inicial, a pressão no interior dos pulmões aumenta, tornando-se maior do que a pressão atmosférica. Assim, o ar é expelido e o ciclo recomeça.



CONEXÃO **Medicina**

Ação do gás monóxido de nitrogênio no corpo

O conhecimento de Boyle com relação ao volume e à pressão dos gases aliado às descobertas de Nobel sobre a nitroglicerina foram fundamentais para diversos avanços na Medicina.

Por muito tempo, os médicos receitaram o uso da nitroglicerina – sem saber como ela agia no organismo – para aliviar as dores intensas no peito durante um ataque de angina. Essas dores são consequência da alta pressão sanguínea, provocada pela necessidade de o sangue ter de fluir por artérias parcialmente obstruídas.

Em 1998, o prêmio Nobel foi dado a três pesquisadores estadunidenses – Robert Furchgott (1916-2009), Louis Ignarro (1941-) e Ferid Murad (1936-) – que explicaram como a nitroglicerina atuava sobre a dor causada pela angina.

Robert Boyle (1627-1691), que formulou a Lei dos gases, a qual relaciona volume e pressão em uma temperatura constante. Coleção particular.



Stock Montage/Getty Images

No organismo, a nitroglicerina se decompõe liberando o monóxido de nitrogênio (NO (g)), que provoca um relaxamento das artérias e aumenta o volume disponível para a passagem do sangue, diminuindo a pressão sanguínea e, conseqüentemente, a dor. Ou seja, em uma mesma temperatura, quanto maior o volume, menor a pressão exercida por um fluido, seja um líquido ou um gás.

Pesquisas mais recentes mostram que o NO desempenha vários papéis no organismo humano: as células brancas do sangue usam-no para combater bactérias, células formadoras de tumores e a disfunção erétil, dilatando as artérias.

Fontes das informações: Sociedade Brasileira de Cardiologia (<http://www.cardiol.br/>); Sociedade Brasileira de Química (<http://quimicanova.sbq.org.br/>). Acessos em: 18 maio 2016.

Alfred Nobel (1833-1896), químico e inventor sueco, nascido em Estocolmo. Estabeleceu o prêmio Nobel com a fortuna obtida pela descoberta da dinamite, uma mistura de nitroglicerina e serragem ou argila.



Stock Montage/Getty Images

Refleta

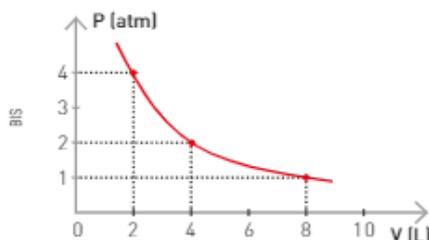
REGISTRE
NO CADERNO

1. A vasoconstrição, contração das artérias, provoca aumento ou diminuição da pressão sanguínea? Justifique sua resposta com base nas informações do texto.
2. Uma dieta rica em gorduras de origem animal favorece a obstrução de artérias. Essas obstruções parciais estão relacionadas com o aumento ou com a diminuição da pressão sanguínea? Justifique sua resposta.
3. No texto, foi mencionado um óxido. Lembrando-se do comportamento dos óxidos frente a ácidos e bases, você classificaria esse óxido como ácido, básico ou neutro?
4. A molécula do óxido mencionado obedece à regra do octeto? Justifique.
5. Você sabe o que é angina? Pesquise a respeito e discuta com seus colegas.

ATIVIDADES



24. O gráfico a seguir representa uma curva isoterma de uma massa fixa de gás.



Com base no gráfico, complete a tabela:

P (atm)	4		0,5		8
V (L)		8		16	

25. Em hospitais, o gás oxigênio (O_2) é usado em algumas terapias do aparelho respiratório. Nesses casos, ele é armazenado em cilindros com volume de 60 L, a uma pressão de 150 atm. Considerando a temperatura constante, responda às questões:

- Qual volume ocuparia o oxigênio contido em um cilindro, a uma pressão de 760 mmHg?
- Se o oxigênio for administrado a um paciente à rapidez de 8,0 L por minuto, em um recinto onde a pressão é de 1 atm, quanto tempo será necessário para esvaziar o cilindro?

Transformação isobárica

Nessa transformação, que ocorre à pressão constante, as variações de volume estão relacionadas às variações de temperatura.

A relação entre volume e temperatura foi inicialmente observada em 1787 por Jacques Charles e quantificada em 1802 por Joseph Gay-Lussac, sendo conhecida como **Lei de Charles e Gay-Lussac**.

Para uma massa fixa de gás, mantida à pressão constante, o volume ocupado pelo gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta.

Em Matemática, duas grandezas são diretamente proporcionais quando seu quociente é uma constante. Então, ao dobrar a temperatura absoluta, o volume ocupado pelo gás também dobra. Assim, temos:

$$\text{Lei de Charles: } \frac{V}{T} = k$$

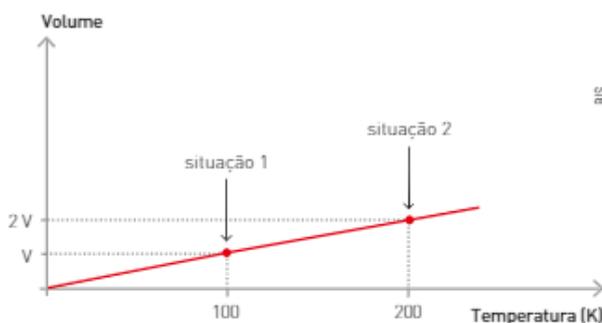
Experimentalmente, essa lei pode ser verificada observando a variação de volume que ocorre quando uma massa fixa de gás, à pressão constante, é submetida a aquecimento.

Analisando as duas situações ao lado, temos:

- situação 1: o volume ocupado pelo gás (V_1) é igual a V e a temperatura (T_1) é igual a 100 K.
- situação 2: o volume ocupado pelo gás (V_2) é igual a $2V$ e a temperatura é igual a 200 K.



Na fotografia a, vemos um balão cheio de ar, à temperatura ambiente. Quando derramamos nitrogênio líquido, N_2 (l), cuja temperatura de ebulição é -196°C , sobre o balão, o ar em seu interior passa para uma temperatura menor que a do ambiente e se contrai (b).



Calculando o quociente $\frac{V}{T}$, que é constante k , nas duas situações, temos:

situação 1

$$\frac{V_1}{T_1} = k \Rightarrow \frac{V}{100} = k$$

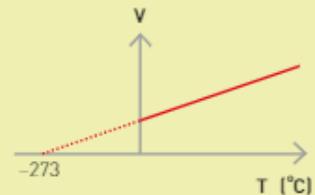
situação 2

$$\frac{V_2}{T_2} = k \Rightarrow \frac{2V}{200} = k \Rightarrow \frac{V}{100} = k$$

Como a razão $\frac{V}{T}$ (T em Kelvin) nas duas situações corresponde a um mesmo valor k , podemos concluir que:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

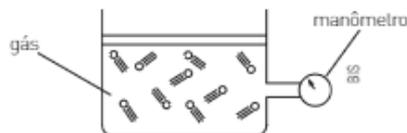
O volume e a temperatura em Celsius não são grandezas de proporcionalidade direta. Se a relação entre o volume e a temperatura fosse feita na escala Celsius, o gráfico teria o aspecto mostrado ao lado.



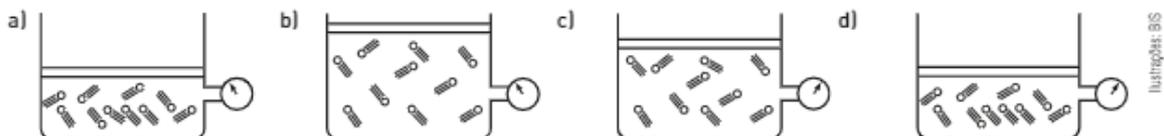
ATIVIDADES

REGISTRE NO CADERNO

26. (Unimontes/PAES-MG) O esquema abaixo ilustra um experimento que foi montado para investigar o comportamento de um gás.



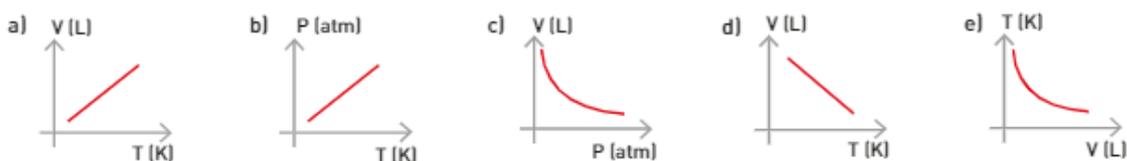
O gás está em condições iniciais de temperatura (T), pressão (P) e volume (V). Ele é submetido a uma transformação isobárica, sob aquecimento, atingindo um novo estado. Sendo assim, dos esquemas apresentados a seguir, aquele que representa o novo estado desse gás é:



27. (UFRGS) Considere a seguinte transformação que ocorre com uma amostra gasosa de massa m , apresentando comportamento de um gás ideal.



O gráfico que melhor representa essa transformação é:



Transformação isocórica

Essa transformação, também chamada de **transformação isométrica** ou **isovolumétrica**, ocorre a volume constante e relaciona as variações de pressão em função das variações de temperatura.

Essa relação pode ser verificada, por exemplo, na alteração que ocorre na pressão dos pneus de automóveis.

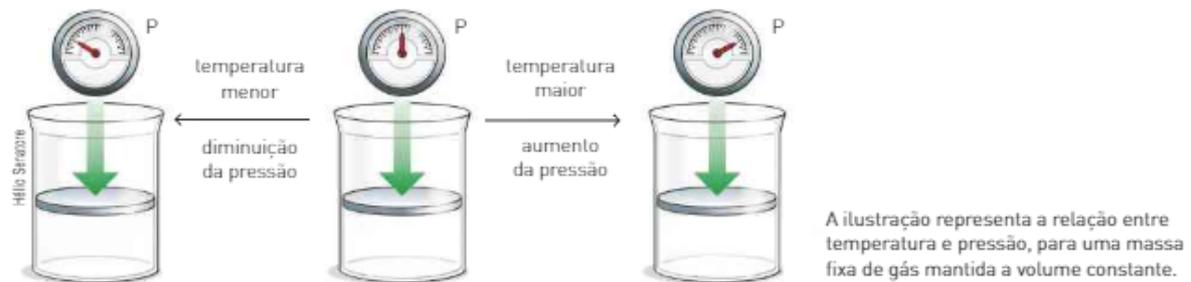
Considere que um pneu sem câmara, cujo volume interno permanece constante, é utilizado em um automóvel conforme o esquema a seguir.



Constata-se que um aumento na temperatura de uma massa fixa de gás, mantida a volume constante, acarreta um aumento na pressão exercida por essa massa de gás.

Observando novamente o esquema, nota-se que P e T não variam na mesma proporção quando a temperatura é medida em graus Celsius ($^{\circ}\text{C}$).

Em 1802, Joseph Gay-Lussac verificou que se a temperatura fosse medida pela escala Kelvin (K), a pressão (P) e a temperatura (T) apresentariam variação proporcional.



Como vimos, em Matemática, duas grandezas são diretamente proporcionais quando o seu quociente é uma constante. Então, ao dobrar a temperatura absoluta, a pressão do gás também dobra, mantendo o volume constante.

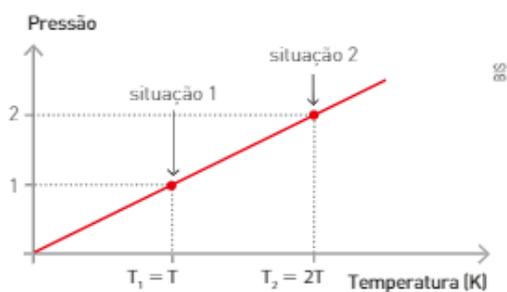
Assim, temos:

$$\text{Lei de Gay-Lussac: } \frac{P}{T} = k$$

Experimentalmente, essa lei pode ser verificada observando a variação da pressão que ocorre quando uma massa fixa de gás, a volume constante, é submetida a aquecimento.

Analisando as duas situações, temos:

- situação 1: a pressão (P_1) exercida pelo gás é igual a 1 e a temperatura (T_1) é igual a T .
- situação 2: a pressão (P_2) exercida pelo gás é igual a 2 e a temperatura (T_2) é igual a $2T$.



Calculando o quociente $\frac{P}{T}$, que é constante k nas duas situações, temos:

situação 1

$$\frac{P_1}{T_1} = k \Rightarrow \frac{1}{T} = k$$

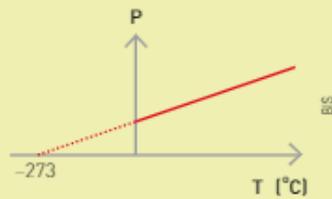
situação 2

$$\frac{P_2}{T_2} = k \Rightarrow \frac{2}{2T} = k \Rightarrow \frac{1}{T} = k$$

Como a razão $\frac{P}{T}$ (T em Kelvin) nas duas situações corresponde a um mesmo valor k , podemos concluir que:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

A pressão e a temperatura em Celsius não são grandezas diretamente proporcionais. Se a relação entre a pressão e a temperatura fosse feita na escala Celsius, o gráfico teria o aspecto mostrado ao lado.



ATIVIDADES

REGISTRE
NO CADERNO

28. As fotografias ao lado mostram produtos presentes em nosso dia a dia.

A respeito deles, responda:

- Se o saco contendo batatas fritas for colocado fechado, ao sol, ele irá "estufar". Justifique.
- Os rótulos das latas de aerossóis advertem para o fato de que elas não devem ser incineradas, pois podem explodir. Justifique.



29. Considere uma amostra de gás hélio (He) confinada num dado recipiente, sofrendo uma série de transformações. Os resultados obtidos constam do quadro abaixo.

P (atm)	T (K)	t (°C)
2	300	27
a	600	b
8	c	d
f	e	-123

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

3. EQUAÇÃO GERAL DOS GASES

A partir das equações que relacionam as três transformações gasosas de uma massa fixa de gás, $PV = k$, $\frac{V}{T} = k$ e $\frac{P}{T} = k$, as quais apresentam um mesmo valor de k , podemos obter uma equação que relaciona as três variáveis de estado (P , V e T), quando nelas ocorrem modificações simultâneas.

Isotérmica $T_{\text{constante}}$	$PV = k$	$P_1 V_1 = P_2 V_2$
Isobárica $P_{\text{constante}}$	$\frac{V}{T} = k$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
Isocórica $V_{\text{constante}}$	$\frac{P}{T} = k$	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$
P , V e T = transformações simultâneas	$\frac{PV}{T} = k$	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$

Para ampliar seu conhecimento

A vida no limite: a ciência da sobrevivência, de Frances Ashcroft. São Paulo: Zahar, 2001. Relato da ciência da sobrevivência e dos desafios que enfrentamos em ambientes altamente hostis: em grandes altitudes, sob intensa pressão, no calor e no frio extremos, na velocidade, no espaço.

A equação $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$ é conhecida por **equação geral dos gases** e permi-

te, por exemplo, que, conhecendo o volume de um gás em determinadas condições de temperatura e pressão, possamos determinar seu volume em outras condições de temperatura e pressão. Esse cálculo também pode ser feito para a determinação de temperaturas e pressões diferentes, a partir de valores iniciais.

Quando estamos ao nível do mar, a pressão atmosférica é **sempre igual a 1 atm**, porém, em diferentes regiões da Terra, observamos diferentes temperaturas. Embora os valores de 1 atm e 25 °C sejam considerados **condições ambiente** ou **estado-padrão**, a temperatura ambiente nem sempre corresponde a esse valor-padrão.

As comparações das propriedades dos gases são feitas a partir de certos referenciais, estabelecidos arbitrariamente e conhecidos por **Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP, TPN ou CN)**.

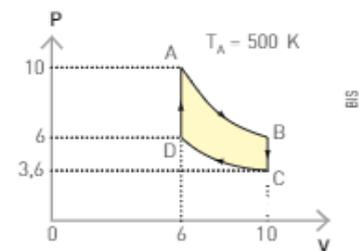
$P_{\text{normal}} = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 100 \text{ kPa}$
 $T_{\text{normal}} = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$

ATIVIDADES

REGISTRE NO CADERNO 

30. Uma massa fixa de um gás perfeito passa pelo ciclo ABCD, conforme o gráfico ao lado, dentro de um pistão (cilindro com êmbolo). A temperatura em A é $T_A = 500 \text{ K}$.

- Determine as temperaturas em B, C e D.
- Identifique o nome das transformações gasosas: A \rightarrow B; B \rightarrow C; C \rightarrow D e D \rightarrow A.

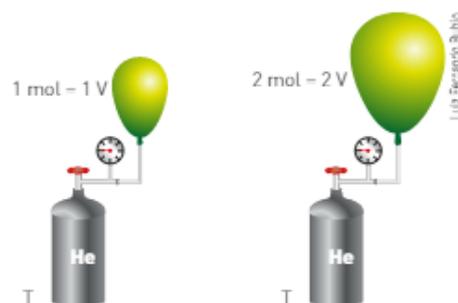


31. Uma pessoa inala aproximadamente 2,0 L de ar antes de tossir estando a 1 atm e a 25 °C. Com a inalação, a epiglote e as pregas vocais se fecham, retendo o ar nos pulmões, dentro dos quais é aquecido até 37 °C e comprimido pela ação do diafragma e dos músculos torácicos até o volume de 1,7 L. A abertura rápida da epiglote e das pregas vocais expelle esse ar de maneira abrupta. Qual é a pressão aproximada do ar contido nos pulmões? Por que sua liberação é tão rápida? Justifique.

32. (Unicamp-SP) A partir de dados enviados de Vênus por sondas espaciais norte-americanas e soviéticas, pode-se considerar que, em certos pontos da superfície desse planeta, a temperatura é de 327 °C e a pressão atmosférica é de 100 atm. Sabendo-se que na superfície da Terra o volume molar de um gás ideal é 24,6 litros a 27 °C e 1,00 atm, qual seria o valor desse volume nesses pontos de Vênus?

Volume molar

Em condições idênticas de temperatura e pressão, o volume ocupado por um gás é diretamente proporcional à sua quantidade de matéria, ou seja, ao seu número de mol.



Logo, a relação entre o volume e o número de mol é constante.

$$\frac{V}{n} = k$$

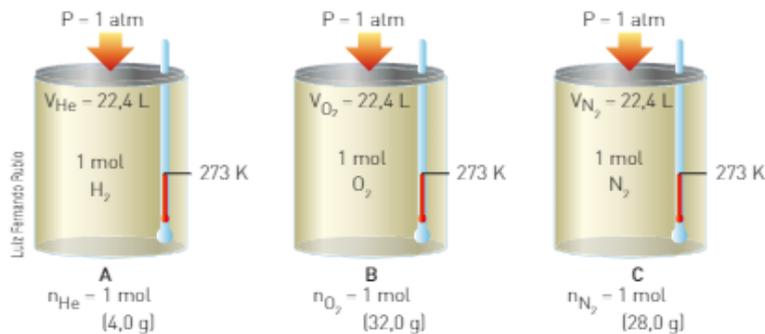
Imagine dois pneus idênticos, de mesmo volume: um cheio somente com gás nitrogênio, com pressão de 27 psi (unidade de pressão equivalente a libra-força/polegada²); o outro é cheio de ar com pressão também de 27 psi, ambos à mesma temperatura.

- A massa dos gases contidos nos dois pneus é a mesma?
- O número de moléculas é igual nos dois pneus?

Em um mol de qualquer gás, o número de moléculas é sempre $6,02 \cdot 10^{23}$, nas mesmas condições de pressão e temperatura. Dessa forma, ele ocupará sempre o mesmo volume.

O volume ocupado por um mol de qualquer gás, a uma determinada pressão e volume, é denominado **volume molar**.

Ele foi determinado experimentalmente considerando-se as Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP), ou seja, à pressão de 1 atm e à temperatura de 273 K, e corresponde a, aproximadamente, 22,4 L.

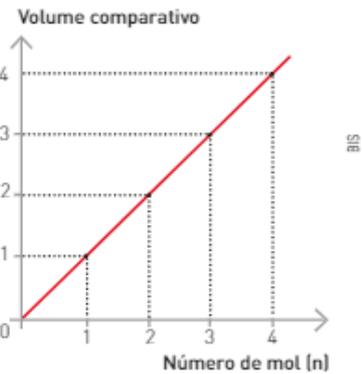


Um mol de qualquer gás, à pressão de 1 atm, na temperatura de 273 K (0 °C) ocupa sempre o volume aproximado de 22,4 L.

Vejamos alguns valores do volume molar de gases em outras condições:

$$25 \text{ °C e } 1 \text{ atm} = 24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$0 \text{ °C e } 1 \text{ bar} = (10^5 \text{ Pa}) = 22,71 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$



Ao dobrarmos o número de mol do gás contido no balão, mantendo as mesmas condições de pressão e temperatura, seu volume também dobra.

Lei de Avogadro

Em 1811, o cientista italiano Amedeo Avogadro enunciou sua famosa lei, também conhecida na sua época por **Hipótese de Avogadro**, segundo a qual volumes iguais de diferentes gases, a uma mesma temperatura e pressão, contêm igual número de moléculas.

A Hipótese de Avogadro, também chamada Princípio de Avogadro, normalmente é enunciada da seguinte maneira:

Volumes iguais, de quaisquer gases, nas mesmas condições de pressão e temperatura, apresentam a mesma quantidade de substância em mol ou moléculas.

Equação de estado dos gases perfeitos

Quaisquer que sejam as transformações sofridas por uma massa fixa de gás, a relação $\frac{PV}{T}$ apresenta sempre um valor constante que depende do número de mol do gás. Quando essa quantidade for igual a 1 mol, a constante será representada por R.

Para 1 mol de qualquer gás, $\frac{PV}{T} = R$. O valor de R nas CNTP pode, então, ser calculado:

$$P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101,325 \text{ kPa}$$

$$T = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$$

$$V_{\text{molar}} = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\frac{PV}{T} = R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}{273 \text{ K}} \Rightarrow R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}, \text{ ou:}$$

$$\frac{PV}{T} = R = \frac{760 \text{ mmHg} \cdot 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}{273 \text{ K}} \Rightarrow R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}, \text{ ou:}$$

$$\frac{PV}{T} = R = \frac{101,325 \text{ kPa} \cdot 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}{273 \text{ K}} \Rightarrow R = 8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Genericamente, para um número qualquer de mol (n), temos:

$$\frac{PV}{T} = nR \Rightarrow PV = nRT$$

Qualquer gás que obedeça a essa lei será considerado um **gás perfeito** ou **ideal** e, por isso, essa equação é conhecida por **Equação de estado dos gases perfeitos**.

No Ensino Médio, essa equação é também conhecida por **Equação de Clapeyron**.

Gás perfeito e gás real

Um gás perfeito ou ideal é aquele que obedece às leis de Boyle-Mariotte, Charles e Gay-Lussac. Isso significa que, em determinadas condições, ele pode sofrer transformações isotérmica, isocórica e isobárica, de acordo com o modelo que descreve esse gás.

Esse modelo considera como sendo um gás perfeito aquele em que as colisões entre as partículas e o recipiente são consideradas perfeitamente elásticas, não ocorrendo variação de energia nesse processo.

Os gases que conhecemos são gases reais. Para que um gás real tenha um comportamento próximo ao de um gás perfeito, é necessário aumentar a temperatura e reduzir a pressão de uma massa pequena de gás.

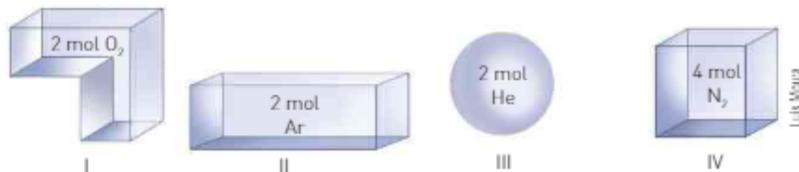
O gás real nessa situação comporta-se de modo aproximado ao ideal porque, havendo poucas moléculas a uma baixa pressão, a distância média entre elas é maior; além disso, como as moléculas apresentam elevada energia cinética média devido ao aumento de temperatura, as colisões entre elas são praticamente elásticas.

No Ensino Médio, todos os gases são considerados gases perfeitos. A diferença entre gás real e perfeito é estudada com detalhes no Ensino Superior.

ATIVIDADES



33. A temperatura está constante, os gases são ideais e os frascos I, II, III e IV apresentam o mesmo volume. Compare a pressão nos quatro frascos e justifique sua resposta.



34. A temperatura está constante, os gases são ideais e o volume do frasco B é o dobro do volume do frasco A. Compare a pressão nos dois frascos e justifique sua resposta.



35. Calcule a pressão em kPa, exercida por 80 g de metano (CH_4), ocupando um volume de 8,31 L a 127 °C.
Dados: $R = 8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; massa molar do $\text{CH}_4 = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
36. Determine o volume, em litros, ocupado por uma amostra gasosa de 20 g de H_2 a -23 °C que exerce uma pressão de 623 mmHg.
Dados: $R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; massa molar do $\text{H}_2 = 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

4. DENSIDADE DOS GASES

Densidade absoluta

A densidade absoluta de um gás ideal pode ser calculada para qualquer combinação de temperatura e pressão usando a **Equação de estado dos gases ideais**, a seguir:

$$PV = nRT$$

Como já sabemos, o número de mol pode ser determinado por: $n = \frac{m}{M}$.

Substituindo essa equação na Equação de estado dos gases ideais, temos:

$$PV = nRT \Rightarrow PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow PM = \frac{m}{V}RT \quad (1)$$

Considerando que a densidade absoluta ou massa específica é dada pela equação $d = \frac{m}{V}$ e substituindo essa equação na equação (1), temos: $PM = dRT$ (2).

Rearranjando a equação (2), temos: $d = \frac{PM}{RT}$.

Aplicando a análise dimensional, podemos determinar a unidade da densidade absoluta:

$$d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow d = \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{g}} \cdot \cancel{\text{mol}}^{-1}}{\cancel{\text{atm}} \cdot \text{L} \cdot \cancel{\text{K}} \cdot \cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} = \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Por meio dessa equação, pode-se observar que a densidade de um gás é diretamente proporcional à sua pressão e à sua massa molar e, também, é inversamente proporcional à temperatura absoluta.

Aplicando a equação da densidade absoluta ou massa específica a determinado gás, nas CNTP ($P = 1 \text{ atm}$ e $T = 273 \text{ K}$), temos:

$$d = \frac{PM}{RT}, \text{ em que } R = 0,082 \text{ ou } \frac{22,4}{273}$$

$$d = \frac{1 \cdot M}{\frac{22,4}{273} \cdot 273} \Rightarrow d = \frac{M}{22,4} \text{ g/L} \quad \text{ou} \quad d = \frac{M}{22,4} \cdot \frac{\cancel{\text{g}} \cdot \cancel{\text{mol}}^{-1}}{\text{L} \cdot \cancel{\text{mol}}^{-1}} \Rightarrow d = \frac{M}{22,4} \text{ g/L}$$

Balões

O gás contido em um balão é o mesmo gás que o circunda, o ar atmosférico, e, por ser um sistema aberto, não há diferença de pressão. Quando o ar contido no balão é aquecido, há uma diminuição na sua densidade, o que faz com que o balão se eleve ao céu. Quanto maior for o aquecimento, maior será a altitude atingida pelo balão.

O mesmo fenômeno pode ser verificado nos perigosos balões que enfeitam os céus durante o período das festas juninas. Quando a tocha do balão começa a se apagar, a temperatura interna do ar diminui, o que implica um aumento da densidade, fazendo com que o balão retorne à superfície.



Fotografia do interior de um balão de ar quente.

CONEXÃO Cidadania

Soltar balões

Você sabia que soltar balões é crime federal?

Desde 1998, de acordo com a Lei de Crimes Ambientais (Lei 9.605), é considerado crime fabricar, vender, transportar ou soltar balões que possam provocar incêndios nas florestas e demais formas de vegetação ou em áreas urbanas. A pena prevista é de detenção de um a três anos ou multa, podendo o infrator também receber as duas punições juntas. Muitos balões trazem em sua base cangalhas de fogos de artifício, que podem estourar perto de pessoas ou casas.

Quando o balão sobe, entra em correntes de ar e é levado para locais imprevisíveis, impossíveis de monitorar, podendo atingir residências, florestas, indústrias ou veículos. Há ainda o perigo de colidirem com aeronaves, já que não são detectados por radares, e também de danificarem a rede elétrica.

Fonte: <<http://www12.senado.leg.br/cidadania/edicoes/262/fabricar-vender-ou-soltar-baloos-que-possam-provocar-incendio-e-crime>>. Acesso em: 22 mar. 2016.

Refleta



Converse com seus professores e colegas e elaborem uma campanha para conscientizar sua comunidade sobre esse perigo.

O ideal é que a população ajude a denunciar este crime. Qualquer pessoa pode efetuar denúncias por meio dos telefones do Corpo de Bombeiros (193), Polícia Militar (190) e Disque-Denúncia de seu Estado. Não há recompensa financeira, mas a satisfação de colaborar para a preservação do meio ambiente está acima de qualquer valor.

Densidade relativa

A densidade relativa entre dois gases é dada pela simples relação entre as suas densidades absolutas, medidas nas mesmas condições de pressão e temperatura.

$$\left. \begin{array}{l} d_A = \frac{PM_A}{RT} \\ d_B = \frac{PM_B}{RT} \end{array} \right\} \frac{d_A}{d_B} = \frac{\frac{PM_A}{RT}}{\frac{PM_B}{RT}} \Rightarrow \frac{d_A}{d_B} = \frac{M_A}{M_B}$$

A partir dessa relação, pode-se concluir, em termos comparativos, que quanto maior for a massa molar de um gás, maior será sua densidade.

É comum comparar a densidade dos gases com a do ar. Para que essa comparação possa ser feita, deve-se conhecer a massa molar do ar. Como o ar é uma mistura de gases (N_2 , O_2 , Ar), sua massa molar corresponde a uma média ponderada que relaciona a porcentagem em volume de cada componente, ou seja, sua fração molar (X), com sua massa molar. Essa média ponderada é denominada **massa molar aparente**:

$$M_{ap} = (X_{N_2} \cdot M_{N_2}) + (X_{O_2} \cdot M_{O_2}) + (X_{Ar} \cdot M_{Ar})$$

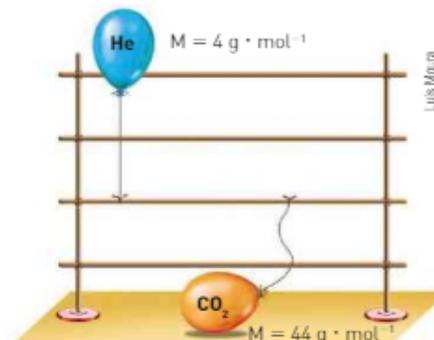
A composição do ar, em volume, nas regiões próximas à superfície terrestre é aproximadamente:

$$N_2 = 78\% \text{ em volume} \Rightarrow X_{N_2} = 0,78$$

$$O_2 = 21\% \text{ em volume} \Rightarrow X_{O_2} = 0,21$$

$$Ar = 1\% \text{ em volume} \Rightarrow X_{Ar} = 0,01$$

A ilustração mostra um balão contendo gás hélio, que flutua por ser menos denso que o ar, e um balão contendo gás carbônico, que não flutua por ser mais denso que o ar.



Substituindo os valores, temos:

$$M_{ap} = (0,78 \cdot 28) + (0,21 \cdot 32) + (0,01 \cdot 40)$$

$$M_{ap} \text{ do ar} = 28,96 \text{ g/mol}$$

Para entender melhor como são feitas as comparações de densidades, vamos comparar as densidades do ar e do gás carbônico nas CNTP (1 atm e 273 K):

$$\begin{aligned} \text{CO}_2 \quad M &= 44 \text{ g/mol} \\ d_{\text{CO}_2} &= \frac{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,96 \text{ g/L} \\ \text{ar} \quad M_{ap} &= 28,96 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Assim, podemos perceber que a $d_{\text{CO}_2} > d_{\text{Ar}}$.

Uma maneira mais simples de compararmos as densidades de gases, nas mesmas condições de pressão e temperatura, é compararmos as massas molares, pois:

$$d = \frac{P}{RT} \cdot M$$

constante

logo, quanto **maior a massa molar constante, maior a densidade.**

$$\left. \begin{array}{l} \text{CO}_2 \quad M = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ \text{Ar} \quad M = 28,96 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{array} \right\} M_{\text{CO}_2} > M_{\text{Ar}} \Rightarrow d_{\text{CO}_2} > d_{\text{Ar}}$$

Como o gás carbônico é mais denso que o ar, quando ocorre sua liberação súbita em grande quantidade — durante erupções vulcânicas, por exemplo — podem acontecer tragédias, como a que ocorreu em 1979 no vale Dieng (Indonésia), causando a morte de 142 pessoas. Nesse acidente natural, vários vulcões entraram em erupção ao mesmo tempo em uma região de planalto, e o CO_2 liberado se acumulou nas regiões mais baixas do vale, deslocando o ar e causando morte por asfixia.

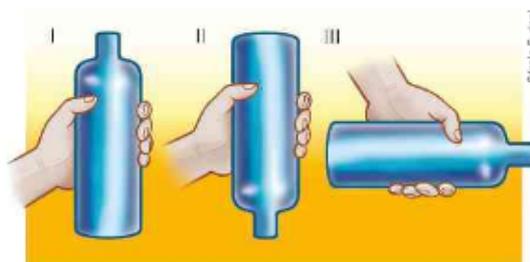


O gás carbônico liberado pelos vulcões se acumulou nas regiões mais próximas do solo do vale, deslocando o ar e, conseqüentemente, privando seres humanos e animais do gás oxigênio. Vale Dieng, Indonésia [2007].

ATIVIDADES

REGISTRE
NO CADERNO

37. Os gases metano (CH_4) e butano (C_4H_{10}) foram produzidos separadamente em um laboratório e recolhidos em dois frascos para serem transportados de uma bancada para outra. A seguir, estão indicadas três possíveis maneiras de esses frascos serem transportados. Quais as maneiras adequadas para o transporte de cada um dos gases? (Dados: massas molares: $\text{CH}_4 = 16 \text{ g/mol}$; $\text{C}_4\text{H}_{10} = 58 \text{ g/mol}$; $\text{N}_2 = 28 \text{ g/mol}$; $\text{O}_2 = 32 \text{ g/mol}$.)

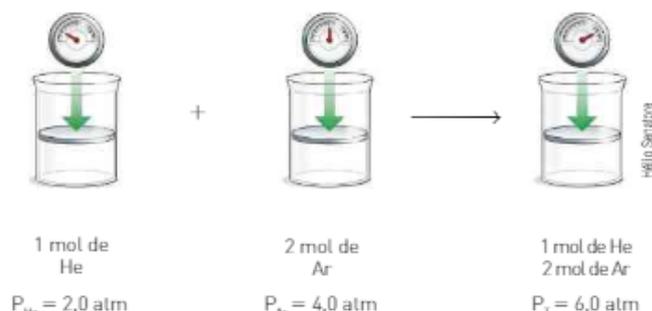


38. A densidade de um gás X a 127 °C e 0,82 atm é igual a 2,0 g/L. Calcule:
(Dado: $M_A: H = 1$)
- a massa molecular desse gás;
 - sua densidade em relação ao H_2 ;
 - sua densidade em relação ao ar.

5. MISTURA DE GASES

Pressão parcial (Lei de Dalton)

Se misturarmos volumes iguais dos gases hélio (He) e argônio (Ar), mantidos à mesma temperatura, poderemos ter a seguinte situação:



A pressão total do sistema corresponde à soma das pressões exercidas pelos componentes da mistura, ou seja:

$$P_{\text{total}} = P_{\text{He}} + P_{\text{Ar}}$$

Essa relação é conhecida como **Lei de Dalton das pressões parciais** e foi estabelecida em 1801. Generalizando, temos:

$$P_T = P_A + P_B + P_C + \dots$$

No exemplo dado, se aplicarmos a equação de estado, teremos:

$$P_{\text{He}} = n_{\text{He}} \frac{RT}{V}$$

$$P_{\text{Ar}} = n_{\text{Ar}} \frac{RT}{V}$$

Note que a pressão parcial exercida por um gás é diretamente proporcional ao número de mol desse gás.

Por esse motivo, a pressão total é diretamente proporcional ao número total de mol ($n_{\text{He}} + n_{\text{Ar}} = \Sigma n$):

$$P = \Sigma n \frac{RT}{V} \Rightarrow PV = \Sigma nRT$$

Aplicando-se a Lei dos gases ideais em uma mistura genérica, temos:

$$\begin{array}{l}
 \text{Gás A} \Rightarrow P_A V = n_A RT \quad \text{I} \\
 \text{Gás B} \Rightarrow P_B V = n_B RT \quad \text{II} \\
 \hline
 (P_A + P_B) V = (n_A + n_B) RT \\
 P_T V = \Sigma n RT \quad \text{III}
 \end{array}$$

Com base nas três equações, I, II e III, pode-se estabelecer uma nova grandeza química: a **fração em quantidade de mol** (X).

Dividindo a equação I pela III, temos:

$$\frac{P_A V}{P_T V} = \frac{n_A RT}{\Sigma n RT} \Rightarrow \frac{P_A}{P_T} = \frac{n_A}{\Sigma n}$$

A relação entre o número de mol do gás A e o somatório do número de mol da mistura é chamada **fração em quantidade de mol** (X) e é representada por X_A , o que

Quando realizam mergulhos de baixa profundidade, os mergulhadores usam cilindros preenchidos com ar (principais componentes: O_2 e N_2). Para mergulhos a profundidades maiores, são usados cilindros com uma mistura gasosa chamada trimix, formada por O_2 , N_2 e He. Considerando dois cilindros idênticos, à mesma temperatura, com a mesma pressão, pense:

- A pressão exercida pelos gases O_2 e N_2 é igual nos dois cilindros?
- Qual dos gases, O_2 ou N_2 , foi substituído parcialmente no trimix?

corresponde matematicamente à relação entre a pressão parcial do gás A e a pressão total da mistura gasosa.

$$X_A = \frac{n_A}{\Sigma n} = \frac{P_A}{P_T}$$

Como a fração em quantidade de mol é uma relação entre um valor parcial e um valor total, a soma das frações em quantidade de mol será sempre igual à unidade:

$$\frac{n_A}{\Sigma n} + \frac{n_B}{\Sigma n} + \dots = \frac{n_A + n_B + \dots}{\Sigma n} = \frac{\Sigma n}{\Sigma n}$$

$$X_A + X_B + \dots = 1$$

Adiante, veremos outras maneiras de determinar a fração em quantidade de mol.

CONEXÃO Saúde

Pressão parcial e respiração

Nos alvéolos pulmonares, o sangue libera CO_2 e captura O_2 . O sangue oxigenado circula pelo corpo, trocando O_2 por CO_2 nos tecidos. Em ambas as situações, ocorre sempre um fluxo da região de maior pressão parcial para a de menor pressão parcial.

PRESSÕES PARCIAIS DOS GASES RESPIRATÓRIOS			
Gás	Pressão parcial (mmHg)		
	Ar inspirado	Ar alveolar	Ar expirado
O_2	159	100	116
CO_2	0,3	40	32
N_2	596	573	565
H_2O	4,7	47	47
P_{total}	760	760	760

Nossos pulmões estão adaptados a absorver o gás oxigênio (O_2) na pressão parcial de 0,21 atm. Se a pressão total do ar diminui, a pressão parcial do O_2 também diminui. Isso ocorre, por exemplo, no topo do monte Everest, onde a pressão total é de 0,311 atm e a pressão parcial do O_2 é somente 0,065 atm.

O baixo nível de gás oxigênio pode levar a uma condição chamada **hipoxia**, que causa confusão, dor de cabeça e diminuição da respiração. Os casos mais graves ocorrem quando a pressão total do ar é menor do que 0,1 atm, podendo causar a morte.

Refleta

REGISTRE NO CADERNO 

- Observando a tabela, determine o valor da razão $\frac{\text{ar inspirado}}{\text{ar expirado}}$ para O_2 , CO_2 e H_2O .
- Qual é a pressão parcial do gás carbônico em um local onde a pressão atmosférica é igual a 540 mmHg?
- A pressão parcial do gás oxigênio no ar é a responsável pela difusão do O_2 (g) do ar inspirado para os vasos capilares presentes nos alvéolos pulmonares. Quando a pressão parcial do O_2 (g) diminui, essa difusão é dificultada e causa problemas respiratórios. Qual é a pressão parcial do O_2 (g) a uma altitude entre 9000 m e 10000 m (região onde ocorrem os voos comerciais), sabendo que nessa altitude a pressão atmosférica é aproximadamente 400 mmHg? Nessa altitude, a pressão do ar dentro da cabine de passageiros deve ser maior, menor ou igual à pressão atmosférica? Justifique sua resposta.

Volume parcial (Lei de Amagat)

Em uma mistura gasosa, podemos considerar que cada um dos gases seria responsável por uma parte do volume total ou, ainda, por certa porcentagem do volume total.

Vamos considerar uma mistura contendo He e Ar em uma temperatura T .

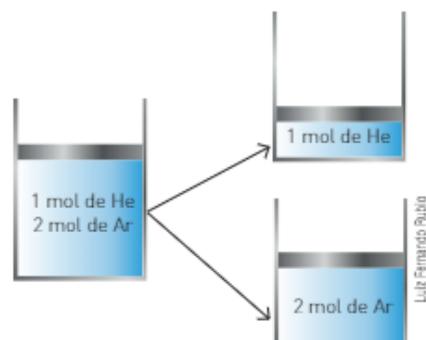
Como podemos perceber pela figura abaixo, o volume parcial de cada gás é diretamente proporcional ao número de mol do gás.

Assim, podemos concluir:

Volume parcial é o volume que um gás ocuparia se sobre ele estivesse sendo exercida a pressão total da mistura gasosa à mesma temperatura.

Aplicando-se a Lei dos gases ideais para uma mistura gasosa, temos:

$$\begin{aligned} \text{Gás A} &\Rightarrow P_T V_A = n_A RT && \text{I} \\ \text{Gás B} &\Rightarrow P_T V_B = n_B RT && \text{II} \\ &P_T (V_A + V_B) = (n_A + n_B) RT && \\ &P_T V = \Sigma n RT && \text{III} \end{aligned}$$



O nome dessa lei provém do físico francês Emile Hilaire Amagat (1841-1915), que se celebrou por seus estudos sobre fluidos e gases.

Novamente, por meio de um cálculo matemático, pode-se definir a grandeza fração em mol ou fração molar (X), mas, agora, em função do volume parcial.

Dividindo a equação I pela equação III:

$$\frac{P_X V_A}{P_T V} = \frac{n_A RT}{\Sigma n RT} \Rightarrow X_A = \frac{V_A}{V} = \frac{n_A}{\Sigma n}$$

Considerando-se que o volume parcial do gás em uma mistura gasosa é uma porcentagem do volume total, podem-se relacionar todas essas grandezas da seguinte maneira:

$$X_A = \frac{n_A}{\Sigma n} = \frac{P_A}{P_T} = \frac{V_A}{V_T} = \frac{\% \text{ em volume de A}}{100\%}$$

ATIVIDADES



39. Um balão fechado contém $1,5 \cdot 10^{22}$ moléculas de CO_2 e 0,15 g de H_2 , nas CNTP. Qual a pressão parcial de CO_2 , em atm, nessa mistura?

Dados: massas molares: $\text{H}_2 = 2 \text{ g/mol}$; $\text{CO}_2 = 44 \text{ g/mol}$.

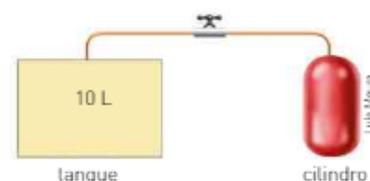
- a) 0,25
b) 0,75
c) 1,0
d) 0,5
40. Um tanque de 10 L de capacidade contendo 88 g de CO_2 (g) a 27°C é conectado, por meio de um tubo provido de torneira, a um cilindro que contém 128 g de SO_2 (g) exercendo 4,92 atm de pressão, na mesma temperatura, conforme o esquema ao lado.

Em seguida, a torneira é aberta para que os gases se misturem e, logo após, a temperatura Celsius do sistema é aumentada em trezentos graus. Qual é o valor da pressão final do sistema, em atmosferas, após a elevação da temperatura?

Dados: C = 12, O = 16, S = 32; R = $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

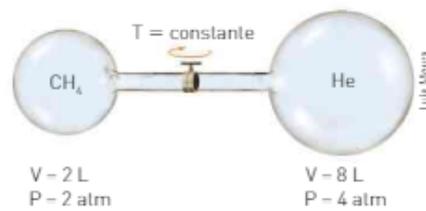
- a) 4,92
b) 49,20
c) 22,40
d) 9,84

- e) 0,2

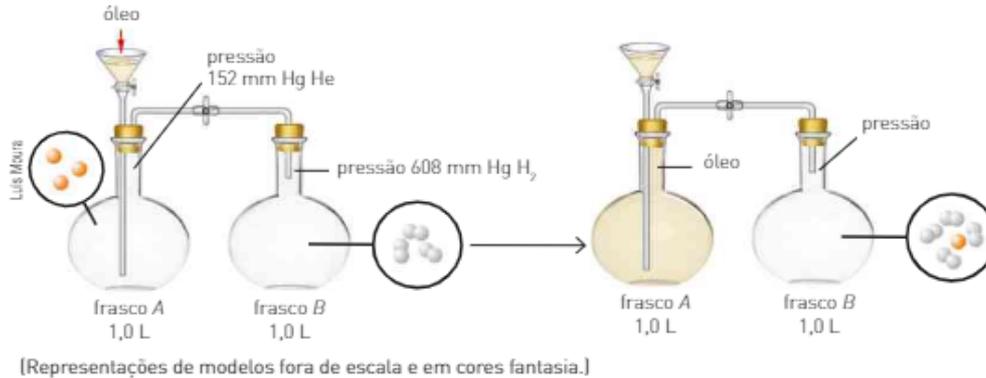


- e) 98,40

41. Observe a ilustração e calcule as pressões parciais do CH_4 e do He e a pressão total da mistura gasosa após a abertura da válvula.



42. Observe as ilustrações a seguir.



Considere que todo gás contido em A passou para B após a adição de óleo e que a temperatura permaneceu constante. Dados: massas molares: $\text{H}_2 = 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ e $\text{He} = 4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Com base nas ilustrações e informações, responda aos itens:

- I. Qual o valor da pressão total?
 - II. Determine as frações molares de He e H_2 na mistura gasosa.
 - III. Determine as porcentagens em volume de He e H_2 na mistura.
 - IV. Determine a massa molar aparente da mistura.
43. Dois gases ideais ocupam os balões A e B. Conhecendo-se as relações:
- $$V_a = 2V_b$$
- $$P_a = 2P_b$$
- $$5T_a = T_b$$
- e que o número de mol de B é igual a 20, concluímos que o número de mol de A é:
- a) 400.
 - b) 40.
 - c) 0,0025.
 - d) 1.
 - e) 0,025
44. Até a profundidade de 30 m, mergulhadores utilizam ar comprimido, constituído de, aproximadamente, 80% de N_2 e 20% de O_2 em volume. Quando um mergulhador está a 10 m de profundidade no mar, para garantir sua respiração, o ar deve ser fornecido a uma pressão de 2 atm. Considere as seguintes afirmações:
- I. A densidade do ar respirado pelo mergulhador a 10 m de profundidade é igual à do ar na superfície do mar.
 - II. As pressões parciais de N_2 e O_2 no ar comprimido respirado a 10 m de profundidade são iguais a 1,6 atm e 0,4 atm, respectivamente.
 - III. Em temperaturas iguais, as quantidades de moléculas de N_2 contidas em iguais volumes de ar comprimido são maiores quanto maiores forem as pressões.
- Está correto o que se afirma em
- a) III, apenas.
 - b) I e II, apenas.
 - c) I e III, apenas.
 - d) II e III, apenas.
 - e) I, II e III.

Capítulo 4

Cálculos estequiométricos

Se você já preparou uma receita culinária, como um bolo ou um pudim, ou acompanhou seu preparo, deve saber da importância de obedecer ao que descreve a receita. Lá estão discriminados os ingredientes, as proporções e as unidades (colher, xícara, copo etc.). Nada pode faltar, sob pena de a receita “desandar”. Caso queiramos preparar “meia” receita ou então “dobrá-la”, deveremos fazê-lo proporcionalmente, correto?

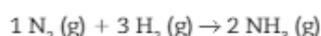
É claro que a cozinha está longe de ser um laboratório ou uma indústria, mas nela, sem saber, o cozinheiro está pondo em prática princípios de uma área fundamental da Química: a estequiometria.

A **estequiometria** (palavra derivada do grego *stoicheia* — partes mais simples, e *metrein* — medida) diz respeito ao cálculo das quantidades das substâncias envolvidas em uma reação química.

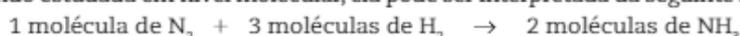
1. APLICAÇÕES DAS LEIS PONDERAIS E VOLUMÉTRICAS

É importante saber a quantidade de produto que pode ser obtida a partir de uma determinada quantidade de reagentes. E é fundamental, também, em uma indústria química, por exemplo, saber antecipadamente qual a quantidade de reagentes que deve ser utilizada para se obter uma determinada quantidade de produto. O objetivo econômico de toda indústria que envolve processos químicos é produzir substâncias em quantidade suficiente usando a menor quantidade possível de reagentes e com o menor custo, obtendo, assim, a melhor relação custo/benefício.

Essas quantidades podem ser determinadas em número de moléculas, ou seja, em nível microscópico. Por exemplo, a equação que representa a formação da amônia:

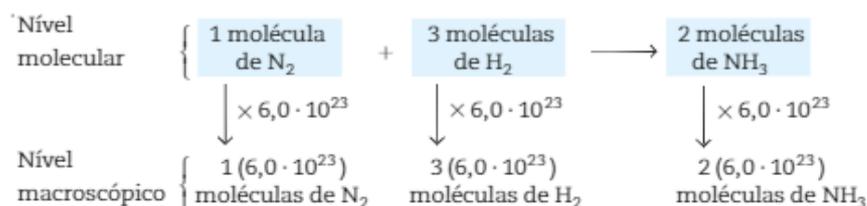


Quando estudada em nível molecular, ela pode ser interpretada da seguinte maneira:

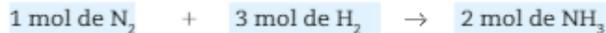


Representações de modelos moleculares fora de escala e em cores fantasia.

No entanto, não trabalhamos em nível molecular, mas sim com uma grande quantidade de partículas, isto é, em nível macroscópico. Então, é necessário multiplicar os números de moléculas de cada participante pelo Número de Avogadro ($6,0 \cdot 10^{23}$), obtendo:

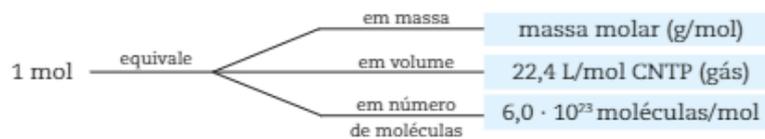


Como o Número de Avogadro ($6,0 \cdot 10^{23}$) de qualquer entidade química corresponde a 1 mol, essa equação pode ser interpretada da seguinte maneira:



Essa conclusão, de grande importância, mostra que os coeficientes de cada substância, em uma equação balanceada, correspondem ao número de mol de cada um dos participantes.

A quantidade de substância em **mol** pode ser relacionada com outras grandezas, tais como: massa em gramas, volume de gases e, ainda, número de moléculas.



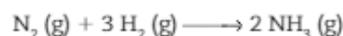
Conhecendo as massas atômicas do nitrogênio ($N = 14$) e do hidrogênio ($H = 1$), pode-se interpretar a equação de formação da amônia de várias maneiras:

Interpretação	1 N ₂ (g)	+ 3 H ₂ (g)	→ 2 NH ₃ (g)
em número de moléculas	1 molécula 1 ($6,0 \cdot 10^{23}$) moléculas	3 moléculas 3 ($6,0 \cdot 10^{23}$) moléculas	2 moléculas 2 ($6,0 \cdot 10^{23}$) moléculas
em número de mol	1 mol	3 mol	2 mol
em massa	28 g	6 g	34 g
em volume [CNTP]	22,4 L	67,2 L	44,8 L

O que foi demonstrado para a reação de formação da amônia é válido para qualquer reação química, o que permite prever as quantidades de reagentes e produtos envolvidos em uma reação.

Veja como são feitas as adequações:

- calcular o número de mol de amônia produzido na reação de 5 mol de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio.



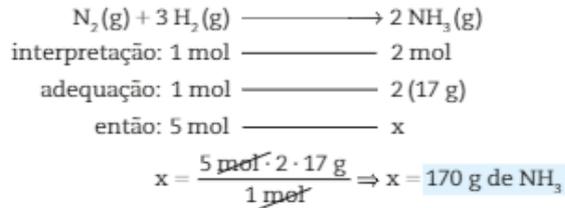
A equação, que nos foi fornecida devidamente balanceada, indica a proporção em mol dos participantes.

Assim:

$$\begin{array}{l} \text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{ H}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{ NH}_3 (\text{g}) \\ \text{interpretação: } 1 \text{ mol} \quad \text{—————} \quad 2 \text{ mol} \\ \text{então: } 5 \text{ mol} \quad \text{—————} \quad x \\ x = \frac{5 \text{ mol} \cdot 2 \cancel{\text{mol}}}{1 \cancel{\text{mol}}} \Rightarrow x = 10 \text{ mol de NH}_3 \end{array}$$

- determinar a massa de amônia produzida na reação de 5 mol de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio.
Dado: massa molar do $\text{NH}_3 = 17 \text{ g/mol}$.

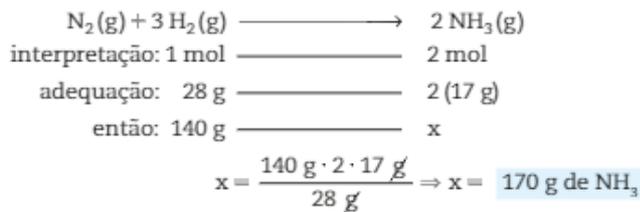
Para resolver:



- calcular a massa de amônia produzida na reação de 140 g de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio.

Dados: massas molares: $\text{NH}_3 = 17 \text{ g/mol}$; $\text{N}_2 = 28 \text{ g/mol}$.

Para resolver:

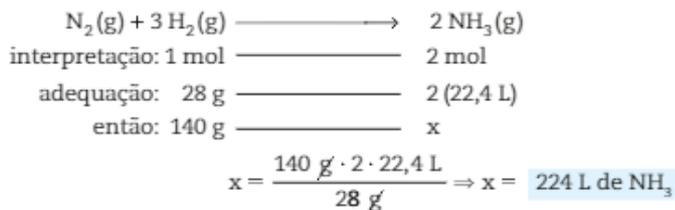


- determinar o volume de amônia, nas CNTP, produzido na reação de 140 g de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio.

Dados: massa molar do $\text{N}_2 = 28 \text{ g/mol}$;

volume molar do NH_3 nas CNTP = $22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Para resolver:



ATIVIDADES



A receita a seguir deve ser utilizada para responder às questões 45 e 46.

Brigadeiro

Ingredientes

- 2 latas de leite condensado
- 4 colheres de sopa de chocolate em pó
- 1 colher de sopa de manteiga
- chocolate granulado

Procedimento

Coloque os ingredientes em uma panela e aqueça-os em fogo brando; mexa-os constantemente até a massa se desprender do fundo. Quando isso acontecer, transfira-a para um prato untado com manteiga, no qual ela deve ficar até esfriar.

Em seguida, faça pequenas bolinhas com pedaços da massa resfriada.

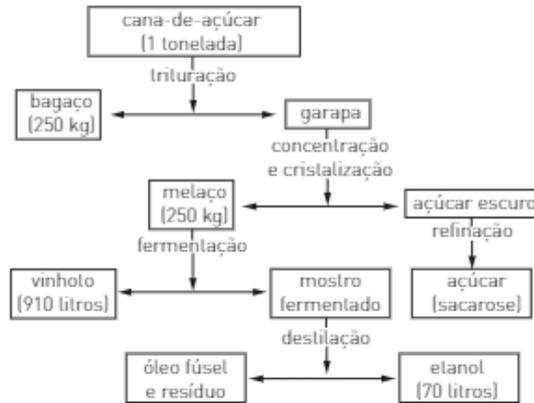
A proporção sugerida rende 50 brigadeiros, que devem ser passados em chocolate granulado.



2 latas de leite condensado + 4 colheres de sopa de chocolate em pó + 1 colher de sopa de manteiga produzem 50 brigadeiros

Se a proporção não for essa, o resultado será bem diferente do esperado.

45. Se decidirmos fazer uma quantidade maior de brigadeiros e, para tanto, utilizarmos 10 latas de leite condensado em vez de 2, precisaremos também acertar as quantidades dos outros ingredientes. Para 10 latas de leite condensado, serão necessárias quantas colheres de sopa de chocolate em pó e de manteiga?
46. Quanto de cada ingrediente é necessário para preparar 500 brigadeiros?
47. (Enem-MEC) O esquema a seguir ilustra o processo de obtenção do álcool etílico a partir da cana-de-açúcar.



Em 1996, foram produzidos no Brasil 12 bilhões de litros de álcool. A quantidade de cana-de-açúcar, em toneladas, que teve de ser colhida para esse fim foi, aproximadamente:

- a) $1,7 \cdot 10^8$ b) $1,2 \cdot 10^9$ c) $1,7 \cdot 10^9$ d) $1,2 \cdot 10^{10}$ e) $7,0 \cdot 10^{10}$
48. A obtenção do alumínio é feita a partir da bauxita $[Al_2O_3]$ e pode ser representada pela equação:



Qual é a massa, em toneladas, de bauxita que seria necessária para produzir 9 bilhões de latas recicladas?

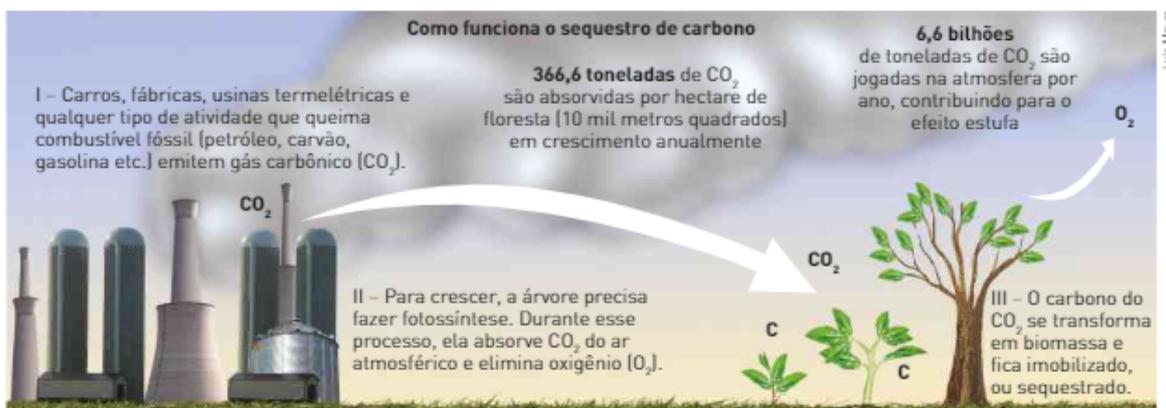
Dados: 1 kg de alumínio corresponde a 83 latas; 1 tonelada = 10^3 kg; massas molares: $Al_2O_3 = 102 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $Al = 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- a) $108 \cdot 10^4$ c) $108 \cdot 10^3$ e) $9 \cdot 10^6$
 b) $204 \cdot 10^4$ d) $204 \cdot 10^3$

As informações seguintes referem-se às questões de 49 a 51.

Pelo Protocolo de Kyoto, os países industrializados teriam até 2012 para reduzir em 5,2% (em relação aos níveis de 1990) a emissão de gases causadores do efeito estufa. Cerca de 200 países concordaram na Conferência da ONU sobre Mudanças Climáticas (COP 18), em Doha, no Qatar, em estender a validade do Protocolo de Kyoto para 2020.

O Brasil, país em desenvolvimento, contribuiu menos com emissões e tem desenvolvido vários projetos, como a eliminação, em aterros sanitários, da queima de metano ou o "sequestro de gás carbônico" da atmosfera, por meio de reflorestamento de grandes áreas, e está "vendendo" essas cotas de redução de emissão de gases poluentes a países desenvolvidos que estorem o limite estabelecido pelo Protocolo.



Luis Moura

49. Uma das maneiras de diminuir a emissão de CO_2 seria substituir os atuais combustíveis automotivos pelo gás hidrogênio (H_2), que é considerado o combustível do futuro, pois, na sua combustão, forma-se somente água. Considere uma frota de 2 000 000 de veículos movidos a gasolina (C_8H_{18}), com um consumo médio de 1 L para cada 10 km percorridos. Considere também que cada veículo percorra em média 40 km/dia e que a combustão da gasolina seja completa.
- A quantidade de CO_2 que deixaria de ser lançada na atmosfera, em um período de 30 dias, se toda a gasolina fosse substituída pelo gás hidrogênio é de, aproximadamente:
- Dados: massa molar do $\text{CO}_2 = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; densidade da gasolina = $0,8 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$; massa molar da $\text{C}_8\text{H}_{18} = 114 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- a) $3,0 \cdot 10^{-1} \text{ ton}$ b) $6,0 \cdot 10^3 \text{ ton}$ c) $7,5 \cdot 10^3 \text{ ton}$ d) $6,0 \cdot 10^4 \text{ ton}$ e) $7,5 \cdot 10^4 \text{ ton}$
50. Não existe um consenso sobre o "valor" de uma tonelada de CO_2 sequestrada ou que deixa de ser lançada no ambiente. Supondo um valor de R\$ 20,00 por tonelada de CO_2 , a "venda" da quantidade de CO_2 que deixaria de ser produzida pela frota citada na questão anterior, caso ocorresse a conversão dos veículos, geraria uma receita de aproximadamente:
- a) $1,5 \cdot 10^7 \text{ reais}$ b) $1,5 \cdot 10^4 \text{ reais}$ c) $1,2 \cdot 10^7 \text{ reais}$ d) $1,2 \cdot 10^4 \text{ reais}$ e) 6 reais
51. A fotossíntese é um processo biológico que consiste na reação entre gás carbônico e água na presença de luz solar, originando glicose e gás oxigênio.
- A respeito dessa reação, são feitas as seguintes afirmações:
- A quantidade em mol de CO_2 consumida é igual à de H_2O consumida.
 - A quantidade em mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ produzida é igual à de O_2 produzida.
 - A quantidade em mol de CO_2 consumida é igual à de O_2 produzida.
 - A massa total dos reagentes consumidos é igual à massa total dos produtos formados.
 - A quantidade total em mol dos reagentes consumidos é igual à de produtos formados.
- Das afirmações, estão corretas:
- a) todas. c) somente I, II e V. e) somente II, III e V.
 b) somente I e II. d) somente I, III e IV.

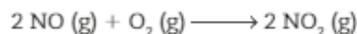
2. REAGENTE EM EXCESSO E REAGENTE LIMITANTE

As reações químicas ocorrem sempre em uma proporção constante, que corresponde ao número de mol indicado pelos coeficientes. Se uma das substâncias que participa da reação estiver em quantidade maior que a proporção correta, ela não será consumida totalmente. Essa quantidade de substância que não reage é chamada **excesso**.

Na indústria, em geral, o reagente mais barato é usado em quantidade maior do que a exigida pela proporção correta, com a finalidade de aumentar a rapidez da reação.

O reagente que é consumido totalmente, e por esse motivo determina o fim da reação, é chamado **reagente limitante**.

Considere a formação do dióxido de nitrogênio a partir do monóxido de nitrogênio emitido, por exemplo, pelos canos de escapamento de veículos automotivos e do gás oxigênio presente no ar atmosférico:



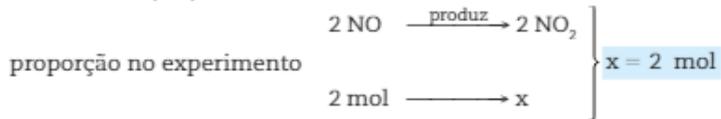
Suponha que em um determinado experimento misturemos 2 mol de NO a 5 mol de O_2 .

Considerando que a reação ocorra completamente com rendimento de 100%, podemos calcular a quantidade de NO_2 formado da seguinte maneira:

	2 NO (g)	$+ \text{O}_2 \text{ (g)}$	\longrightarrow	$2 \text{ NO}_2 \text{ (g)}$
proporção estequiométrica	2 mol	1 mol	\longrightarrow	2 mol
	NO	O_2		
no experimento	2 mol	5 mol		
	reagem	<u>2 mol</u>		
excesso		4 mol		

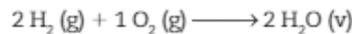
Note que permaneceram sem reagir 4 mol de O_2 (reagente em excesso) e que o NO foi consumido totalmente; nesse caso o NO é denominado reagente limitante.

A quantidade de NO_2 produzida pode ser calculada diretamente a partir do reagente limitante (NO):



Quando, em uma reação química, os reagentes não estão em quantidade estequiométrica, um dos reagentes estará em excesso.

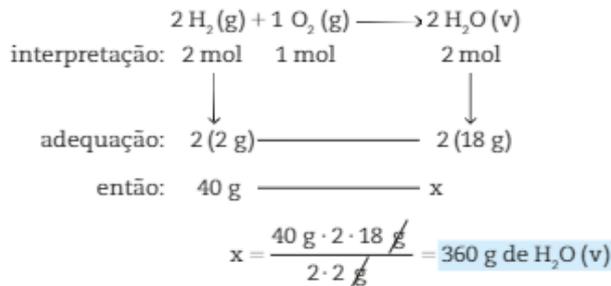
Veja mais um exemplo em que foram misturados 40 g de hidrogênio (H_2) com 40 g de oxigênio (O_2), com a finalidade de produzir água, segundo a equação:



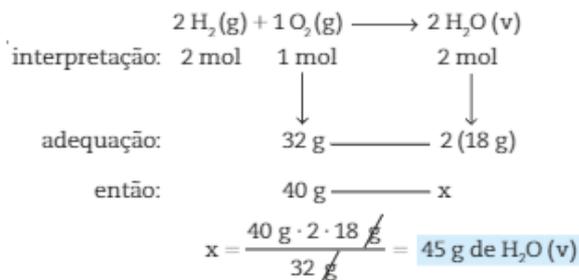
Vamos determinar:

- o reagente limitante;
- a massa do produto formado;
- a massa do reagente em excesso.

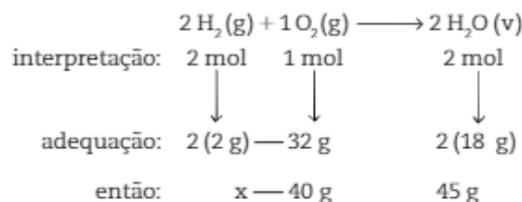
Dados: massas molares: $H_2 = 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $O_2 = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $H_2O = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
Inicialmente, vamos considerar que o $H_2 (g)$ seja o reagente limitante:



Em seguida, vamos considerar que o $O_2 (g)$ seja o reagente limitante:



A menor quantidade de água produzida será de 45 g, correspondente ao consumo total de $O_2 (g)$, que é, portanto, o reagente limitante. Agora, vamos calcular a massa de $H_2 (g)$ que será consumida e o que restou em excesso:



$$\text{A massa de H}_2 \text{ que irá reagir é igual a: } x = \frac{40 \text{ g} \cdot 2 \cdot 2 \cancel{\text{g}}}{32 \cancel{\text{g}}} = 5 \text{ g de H}_2 \text{ (g)}$$

Como a massa total de H₂ (g) era de 40 g e só 5 g de H₂ (g) reagiram, teremos um excesso de 35 g de H₂ (g).

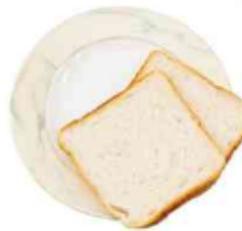
Assim, temos:

- reagente limitante: O₂ (g);
- massa de água formada: 45 g;
- massa de H₂ (g) em excesso: 35 g.

ATIVIDADES



52. Em várias situações do dia a dia, usamos o conceito de componente em excesso e componente limitante. Suponha, por exemplo, que você recebeu 10 amigos em sua casa e vai servir, para cada um deles, um lanche formado por 2 fatias de pão e 3 fatias de presunto.



Thinsticks/Getty Images



R. Barreto

Ao pegar os componentes do lanche você verifica que dispõe de 32 fatias de presunto e 18 fatias de pão.

A respeito dessa situação, responda:

- Quantos lanches você conseguiria montar da maneira indicada?
 - Qual seria o componente limitante?
 - Qual seria o componente em excesso, e de quantas fatias?
53. (Enceja-MEC) Um pesquisador colocou óxido de cobre puro (pó preto) para reagir com carvão (pó preto) em um sistema fechado (não há perda de massa), tendo obtido cobre metálico (vermelho brilhante) e dióxido de carbono (gás). Utilizando uma balança, determinou a massa no ponto inicial e final do experimento.

Obtendo os dados, organizou as informações e anotou:

	reagentes	→	produtos
	óxido de cobre + carvão	→	cobre + dióxido de carbono
ponto inicial	30,0 g + 30,0 g		nada + nada
ponto final	nada + 27,6 g		24,0 g + 8,4 g

Você deve estar percebendo que ele considerou dois pontos para observar: o ponto inicial e o final. E chamou de reagentes as substâncias que colocou para reagir e de produtos as substâncias obtidas.

Observando os dados acima, identifique:

- os reagentes.
 - os produtos.
 - Quantos gramas de carvão sobraram sem reagir?
54. Ainda sobre a reação da atividade anterior, se sobrou reagente, é indicação de que apenas uma parte da massa daquele reagente reagiu. Sendo assim:
- quanto de cada reagente reagiu?
 - qual é o total de massa dos reagentes?
 - qual sua conclusão ao comparar a massa dos reagentes com a dos produtos?
55. A reação entre o hidreto de lítio e a água pode ser representada pela equação: $\text{LiH (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \longrightarrow \text{LiOH (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$ Sabendo que foram colocados em contato 4 mol de LiH (s) e 6 mol de H₂O (l), responda:
- Qual é o reagente limitante?
 - Qual é o reagente em excesso e o número de mol desse excesso?
 - Qual é o volume de H₂ medido a 25 °C e 1 atm?
- Dado: volume molar de H₂ a 25 °C e 1 atm = 25 L · mol⁻¹.

3. REAÇÕES QUÍMICAS COM SUBSTÂNCIAS IMPURAS

Até aqui, trabalhamos com as substâncias admitindo que fossem puras (100% de pureza). Mas, na prática, isso ocorre apenas na produção de medicamentos ou em análises químicas muito especiais. Normalmente, trabalhamos com substâncias que apresentam certa porcentagem de impurezas.

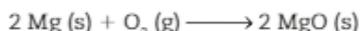
A pirita (FeS_2), por exemplo, minério do qual é possível obter o ferro, é encontrada na natureza agregada a pequenas quantidades de níquel, cobalto, ouro e cobre. O minério de pirita, usado com objetivo industrial, apresenta 92% de pureza, o que significa que em 100 partes, em massa, desse minério, encontramos 92 partes de FeS_2 e 8 partes de outras espécies químicas (impurezas).

Assim, se tivermos uma amostra de 100 g desse minério, nela encontraremos 92 g de FeS_2 e 8 g de impurezas.

Para determinar a massa do produto obtido a partir da amostra impura, devemos inicialmente verificar qual é a parte pura dessa amostra e só depois efetuar os cálculos com o valor obtido.

Exemplo

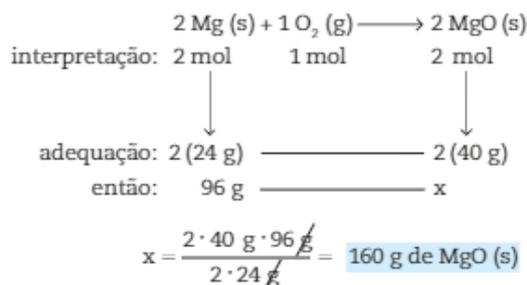
Uma amostra de 120 g de magnésio com 80% de pureza reage com oxigênio, produzindo óxido de magnésio. Determine a massa de óxido de magnésio produzida. (Massas molares: $\text{Mg} = 24 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{MgO} = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)



Inicialmente devemos determinar a parte pura da amostra que corresponde a 80% da massa total.

$$\begin{array}{r} 120 \text{ g} \text{ ————— } 100\% \\ x \text{ ————— } 80\% \\ x = \frac{80\% \cdot 120 \text{ g}}{100\%} = 96 \text{ g de Mg (s)} \end{array}$$

Determinada a massa de magnésio (96 g) existente na massa da amostra, podemos calcular a massa do produto formado:



Visuals Unlimited/Corbis/LatinStock

Os cristais de pirita são semelhantes ao ouro.

ATIVIDADES



As questões 56 a 59 devem ser resolvidas com base nas informações seguintes:

Uma amostra de CaCO_3 tem as seguintes características:

Massa total da amostra = 200 g; porcentagem de pureza = 80%; massas molares: $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{CaO} = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; volume molar de CO_2 a 1 bar e $0^\circ\text{C} = 22,7 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

56. Determine a massa pura da amostra.
57. Equacione a decomposição do calcário, sabendo que este produz óxido de cálcio e gás carbônico.
58. Determine a massa, em gramas, de óxido de cálcio produzido.
59. Calcule o volume obtido de CO_2 a 0°C e 1 bar.



Amostra de carbonato de cálcio.

As questões 60 e 61 devem ser resolvidas com base no texto seguinte.

O alumínio é o metal mais abundante na crosta terrestre e o terceiro dentre todos os elementos, perdendo apenas para os ametais oxigênio e silício. Não é encontrado livre na crosta terrestre, mas fabricado a partir do mineral bauxita, o Al_2O_3 impuro. O primeiro passo na fabricação do alumínio é a extração de Al_2O_3 da bauxita. Depois disso, esse material, no estado fundido, é submetido a uma eletrólise utilizando ânodo (eletrodo positivo) de grafite. A equação da reação global da eletrólise é:



Dados: massas molares em g/mol: $\text{Al} = 27$; $\text{O} = 16$; $\text{C} = 12$.

Considere que uma determinada indústria:

- fabrica 21,6 t de alumínio por dia;
 - utiliza bauxita com 80% de Al_2O_3 ;
 - utiliza grafite puro como eletrodo.
60. A massa de bauxita consumida por essa indústria, diariamente, é de:

a) 10,2 t	d) 75 t
b) 27,0 t	e) 51 t
c) 8,0 t	
 61. A massa de grafite consumida por essa indústria, diariamente, é de:

a) 4,8 t	d) 7,2 t
b) 9,6 t	e) 20,8 t
c) 5,4 t	
 62. Sulfato de cobre pode ser utilizado na agricultura como fungicida e também para transformar o álcool hidratado (mistura azeotrópica contendo 4%, em massa, de água) em álcool anidro:

$$\text{Cu SO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu SO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \text{ (pouco solúvel no álcool)}$$

Assim, para obter-se 96 kg de álcool anidro a custa de cerca de 100 kg de álcool hidratado, a massa de sulfato de cobre anidro utilizada é, aproximadamente:

Dados: Massa molar (g/mol)

CuSO_4 : 160; H_2O : 18

a) 20 kg
b) 10 kg
c) 9 kg
d) 7 kg
e) 5 kg



Sulfato de cobre.

4. RENDIMENTO DE UMA REAÇÃO QUÍMICA

Até o momento, vimos as reações químicas como processos em que as massas dos reagentes, desde que misturadas na proporção correta, transformam-se totalmente em produtos. Na prática, é pouco provável que isso ocorra, pois, muitas vezes, uma parte de um ou de ambos os reagentes é consumida em reações paralelas — ou, então, uma parte do produto é perdida no momento em que ele é retirado do sistema onde ocorreu a reação química. Quando a **massa total** dos reagentes, em quantidades estequiométricas, é convertida em produtos, dizemos que a reação teve **100% de rendimento**. Esse valor é o rendimento teórico, mas, geralmente, o **rendimento real**, ou seja, aquele obtido em experimentos, é menor. O rendimento real pode ser calculado em porcentagem:

$$\left. \begin{array}{l} \text{rendimento teórico} \text{ — } 100\% \\ \text{rendimento real} \text{ — } x \end{array} \right\} x = \frac{\text{rendimento real} \cdot 100\%}{\text{rendimento teórico}}$$

Para que possamos determinar a porcentagem de rendimento real, devemos antes determinar o rendimento teórico, a partir das quantidades estequiométricas.

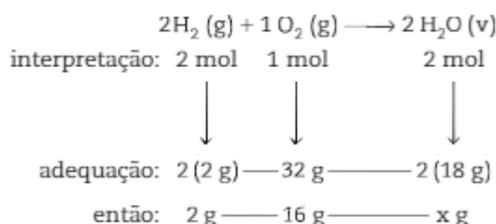
Exemplo

Sabendo que a formação da água ocorre segundo a equação:



determine o rendimento real de um experimento em que 2 g de hidrogênio reagiram com 16 g de oxigênio, produzindo 14,4 g de água. (Massas molares: $\text{H}_2 = 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{O}_2 = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

Vamos inicialmente relacionar as massas fornecidas com o número de mol de cada participante.



Assim, seriam obtidos 18 g de água se o rendimento fosse igual a 100%.

Como as massas dos reagentes ($\text{H}_2 (\text{g})$ e $\text{O}_2 (\text{g})$) estão em proporção estequiométrica, não existe reagente em excesso. Teoricamente, deveriam ser produzidos 18 g de H_2O , mas a massa produzida de água foi de 14,4 g. Assim, temos:

$$\begin{array}{l} 18 \text{ g} \text{ — } 100\% \text{ de rendimento} \\ 14,4 \text{ g} \text{ — } x \end{array} \quad x = \frac{14,4 \text{ g} \cdot 100\%}{18 \text{ g}} = 80\% = \text{rendimento real}$$

ATIVIDADES



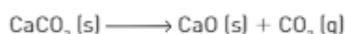
63. Calcule a massa do dióxido de enxofre produzido na queima de 9,6 kg de enxofre com rendimento de 80%.

Dados: massas atômicas: S = 32 u; O = 16 u.



64. O gás carbônico pode ser obtido pela decomposição térmica do carbonato de cálcio. Calcule o volume de gás carbônico obtido, a 25 °C e 1 atm, pela decomposição de 200 g de carbonato de cálcio, considerando um rendimento de 90%.

Dados: massas molares: $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{CO}_2 = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; volume molar a 25 °C e 1 atm = $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.



INTEGRANDO CONCEITOS



Desejado pela humanidade há muito tempo, o ouro é considerado um dos metais mais preciosos e sua produção foi um dos objetivos dos alquimistas, que queriam produzi-lo a partir de outras substâncias, como o chumbo.

Seu valor é tal que ao longo da história o ouro serviu de padrão para muitas moedas. Mas não é somente seu valor de reserva que faz desse metal uma importante substância de uso humano. Por ser inerte a muitos produtos químicos, ter boa condutividade elétrica e ser resistente à corrosão, o ouro pode ser empregado para diversas finalidades, como o tratamento de câncer, no qual é usado o isótopo Au 198, ou na eletrodeposição, técnica que consiste no recobrimento de peças com uma camada de ouro por meio eletrolítico.

A seguir, responda às questões de 1 a 4 sobre o ouro.

1. Após longas andanças pelos sertões, os paulistas foram recompensados com a descoberta das primeiras jazidas de ouro em Minas Gerais, no final do século XVII.

O ouro brasileiro era de aluvião, encontrado nas areias e beiradas dos rios, e, portanto, de fácil exploração. Todo o ouro encontrado, em pó ou em pepitas, era levado para as casas de fundição, onde era fundido e transformado em barras, das quais se descontavam os impostos.

A Coroa portuguesa exercia uma rígida fiscalização sobre a atividade mineradora e a cobrança de impostos. O primeiro imposto estabelecido foi o quinto, substituído em 1735 pela capitação, imposto pago em ouro, cobrado por cabeça de escravo ou minerador e também sobre estabelecimentos comerciais. Em 1750 o quinto foi restabelecido, mas estipulou-se uma arrecadação mínima de 100 arrobas (1 468,9 kg). Quando esta quantidade não fosse arrecadada, decretava-se a derrama, a fim de completar as 100 arrobas devidas à metrópole. A produção máxima de ouro se deu entre 1750 e 1754, quando foram extraídos 15 760 kg de ouro.

[Fonte dos dados: PINTO, V. N. *O ouro brasileiro e o comércio anglo-português*. São Paulo: Nacional; Brasília: INL, 1979.]

Com base no texto, responda aos itens.

- a) Calcule a quantidade de ouro, em quilogramas, paga à Coroa portuguesa entre os anos de 1750 e 1754.
b) Calcule a quantidade em mol de ouro existente em uma arroba.

Dado: massa molar do ouro = 197 g/mol.

2. No auge do ciclo do ouro em Minas, a moeda brasileira chamava-se dobrão, sendo que os valores dessa moeda eram de: 400, 1 000, 2 000, 4 000, 10 000 ou 20 000 réis.

Qual é o número de átomos de ouro existentes em um dobrão de 20 000 réis? Dado: massa molar do ouro = 197 g/mol.

3. O ouro é um dos metais com maior ductibilidade, ou seja, com ele é possível produzir fios extremamente finos. Com 1,0 g de ouro, pode-se produzir um fio com o comprimento de 1,0 km. Calcule o número de átomos de ouro existentes em 1,0 cm desse fio.

Dado: massa molar do ouro = 197 g/mol.

4. O ouro é um metal que pode ser utilizado em técnicas de eletrodeposição. Podemos, por exemplo, aplicar um banho de ouro (douração) em um anel feito de alumínio. O anel deverá estar ligado ao polo negativo de um gerador e uma lâmina de ouro deverá estar ligada ao polo positivo. Além disso, o anel e a lâmina devem estar mergulhados em uma solução de nitrato de Au III = $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$. Nesse processo, temos a deposição de ouro sobre o anel. A reação que ocorre pode ser representada pela equação



Essa equação nos indica que 1 mol de íons Au^{3+} recebe 3 mol de elétrons originando 1 mol de átomos de Au.

Sabendo que a massa molar do ouro é 197 g/mol, calcule o número de elétrons necessários para que ocorra a deposição de 1,97 g de ouro sobre o anel.

5. (PUC-RJ) A água oxigenada é uma solução de peróxido de hidrogênio (H_2O_2), fortemente antisséptica por liberar O_2 . Os percentuais, em massa, de hidrogênio e oxigênio nesse composto são, respectivamente:

(Massas molares [g/mol]: H = 1,00; O = 16,00.)

- a) 2% e 2%.
b) 2% e 32%.
c) 4% e 4%.
d) 5,9% e 94,1%.
e) 50% e 50%.



Centro Cultural do Brasil

O dobrão de 20 000 réis, uma das maiores moedas de ouro que já circularam no mundo, tinha massa de 53,78 g.

6. (UFF-RJ) O esmalte dos dentes contém um mineral chamado hidroxiapatita – $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$. Os ácidos presentes na boca, ao reagirem com a hidroxiapatita, provocam o desgaste do esmalte, originando as cáries.

Atualmente, com o objetivo de prevenção contra as cáries, os dentifrícios apresentam em suas fórmulas o fluoreto de cálcio. Este é capaz de reagir com a hidroxiapatita, produzindo a fluorapatita – $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ – uma substância que adere ao esmalte, dando mais resistência aos ácidos produzidos, quando as bactérias presentes na boca metabolizam os restos de alimentos.

Com base nas fórmulas mínimas das duas substâncias, pode-se afirmar que o percentual de fósforo nos compostos é, aproximadamente:

[Dados: massas atômicas: H = 1; O = 16; F = 19; P = 31; Ca = 40.]

- a) 0,18% b) 0,60% c) 6,00% d) 18,50% e) 74,0%
7. (UFRN) Na Antártida, certo cientista brasileiro estuda a ação dos gases do tipo clorofluorcarbono (CFC) sobre a camada de ozônio. Usando um balão-sonda, coletou uma amostra de ar estratosférico, da qual isolou um desses gases. Na análise de composição da substância isolada, detectou 31,4% de flúor (F) e 58,7% de cloro (Cl). A partir desses dados, concluiu que a fórmula mínima do composto é:

- a) CF_2Cl b) CF_2Cl_2 c) CFC_2 d) CFC_2Cl

8. (PUC-PR)

Está registrado na Bíblia, em Levítico, que as folhas e galhos do salgueiro que nasce nos riachos são medicinais. Há 2400 anos, Hipócrates já recomendava folhas de salgueiro para doenças e trabalhos de parto. Hoje, a aspirina – ácido acetilsalicílico – é a droga mais popular em todo o mundo. Estima-se que já tenham sido consumidos $1 \cdot 10^{12}$ tabletes de aspirina. A cada ano, 50 000 tabletes de aspirina são vendidos mundialmente – isto sem contar as outras marcas da aspirina ou, ainda, combinado com outros analgésicos, cafeínas ou vitaminas C. Registradas sob a patente nº 36 433 de Berlim, em 1899, a aspirina superou gerações e continua sendo a droga mais utilizada no combate à dor – e a cada ano surgem mais indicações para esse fármaco.

Fonte: <www.qmcweb.org>.

A aspirina tem 60% de carbono, 4,5% de hidrogênio e 35,5% de oxigênio.

Sua fórmula mínima (ou empírica) será:

[Dados: C = 12; H = 1; O = 16.]

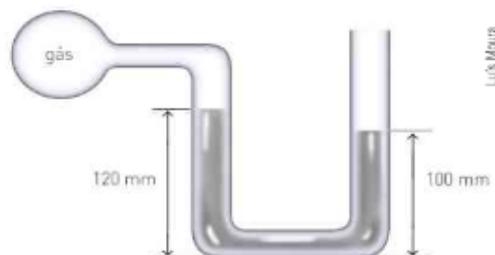
- a) $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_2$ c) $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_1$ e) $\text{C}_{18}\text{H}_{16}\text{O}_8$
 b) $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ d) CHO
9. (Ufla-MG) A determinação da fórmula mínima por meio da análise elementar é importante na determinação da fórmula molecular das substâncias químicas. Uma substância de massa molecular 200 contém 72% de carbono, 16% de oxigênio e 12% de hidrogênio. Qual a sua fórmula molecular?
 [Dados: massas molares (g/mol): H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0.]

- a) $\text{C}_{13}\text{H}_{28}\text{O}$ c) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ e) $\text{C}_{12}\text{H}_{24}\text{O}_2$
 b) $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}_4$ d) $\text{C}_9\text{H}_{12}\text{O}_5$

10. (UFPI) Algumas esferográficas têm um pequeno orifício no seu corpo principal. Marque a opção que indica o propósito desse orifício:

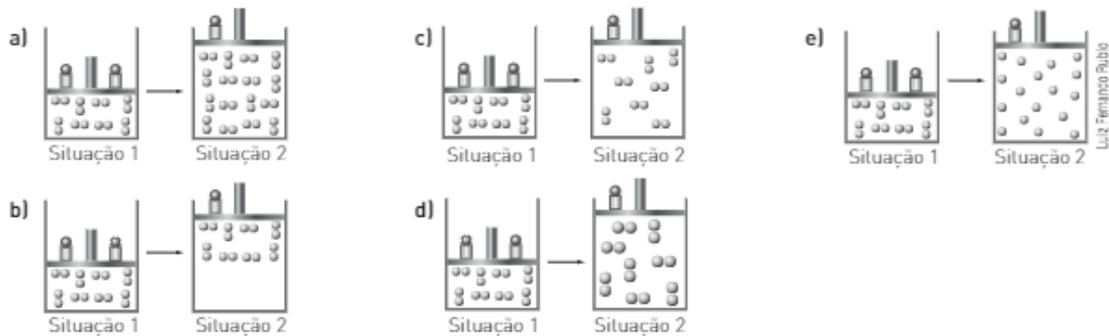
- a) permitir a entrada de oxigênio que reage com a tinta.
 b) impedir que a caneta estoure por excesso de pressão interna.
 c) permitir a vazão de excesso de tinta.
 d) evitar acúmulo de gases tóxicos no interior da caneta.
 e) equilibrar a pressão à proporção que a tinta é usada.

11. (UFU-MG) Na figura a seguir, a altura do mercúrio no braço direito aberto à pressão atmosférica (760 mmHg) é de 100 mm e a altura no braço esquerdo é de 120 mm. A pressão do gás no bulbo é:



- a) 780 mmHg. b) 640 mmHg. c) 740 mmHg. d) 20 mmHg.

12. (PUC-SP) Uma amostra de gás oxigênio (O_2) a $25^\circ C$ está em um recipiente fechado com um êmbolo móvel. Indique qual dos esquemas a seguir melhor representa um processo de expansão isotérmica.



13. (UFRN) Reduzindo-se à metade a pressão exercida sobre 150 cm^3 de ar, o novo volume, à temperatura constante, será, em cm^3 :

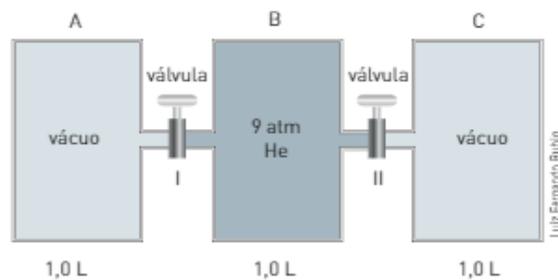
a) 75 b) 150 c) 300 d) 750 e) 1500

14. (Uni-Rio-RJ) Você brincou de encher, com ar, um balão de gás, na beira da praia, até um volume de 1 L e o fechou. Em seguida, subiu uma encosta próxima carregando o balão, até uma altitude de 900 m, onde a pressão atmosférica é 10% menor do que a pressão ao nível do mar.

Considerando que a temperatura na praia e na encosta seja a mesma, o volume de ar no balão, em L, após a subida, será de:

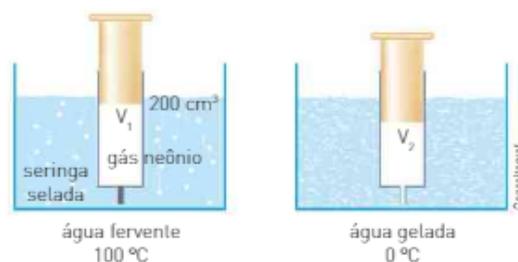
a) 0,8 b) 0,9 c) 1,0 d) 1,1 e) 1,2

Observe a ilustração abaixo e responda às questões 15 e 16.



Considere que a capacidade dos tubos de interligação entre os frascos A, B e C seja desprezível e que a temperatura permaneça constante.

15. Determine o valor da pressão em A após ser aberta somente a válvula I e o sistema atingir o equilíbrio.
16. Determine o valor da pressão em C após serem abertas as válvulas I e II e o sistema atingir o equilíbrio.
17. (Unimontes-MG) As figuras abaixo ilustram a transformação de uma certa massa de neônio que ocupa inicialmente 200 cm^3 de volume (V_1), a $100^\circ C$.
O volume final (V_2), em cm^3 , a $0^\circ C$ é:

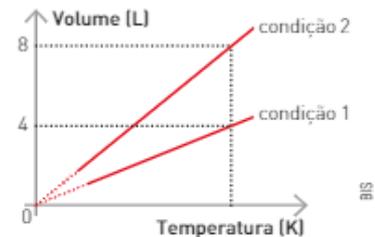


a) 73 b) 100 c) 146 d) 200

18. (UFG-GO) No gráfico ao lado, está representada a variação de volume com a temperatura de um mol de gás, em duas condições diferentes.

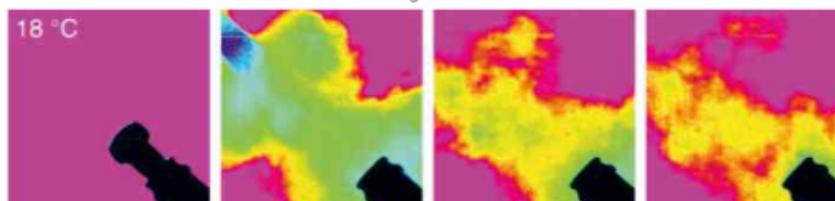
Nessas condições, classifique os itens a seguir em verdadeiros ou falsos.

- I. Em $V = 4$ L, as pressões são idênticas.
- II. As massas são diferentes.
- III. As variações representadas ocorrem à pressão constante.
- IV. Em $V = 8$ L, as temperaturas são idênticas.



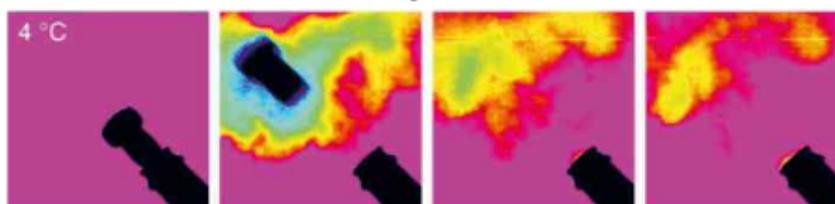
19. (PUC-RJ) Um pneu de bicicleta é calibrado a uma pressão de 4 atm em um dia frio, à temperatura de 7°C . Supondo que o volume e a quantidade de gás injetada são os mesmos, qual será a pressão de calibração nos dias em que a temperatura atinge 37°C ?
- a) 21,1 atm b) 4,4 atm c) 0,9 atm d) 760 mmHg e) 2,2 atm
20. (UFF-RJ) Num recipiente com 12,5 mL de capacidade, está contida certa amostra gasosa cuja massa exercia uma pressão de 685,0 mmHg, à temperatura de 22°C . Quando esse recipiente foi transportado com as mãos, sua temperatura elevou-se para 37°C e a pressão exercida pela massa gasosa passou a ser, aproximadamente:
- a) 0,24 atm. b) 0,48 atm. c) 0,95 atm. d) 1,50 atm. e) 2,00 atm.
21. (Fuvest-SP) O rótulo de uma lata de desodorante em aerosol apresenta, entre outras, as seguintes informações: "Propelente: gás butano. Mantenha longe do fogo". A principal razão dessa advertência é:
- a) O aumento da temperatura faz aumentar a pressão do gás no interior da lata, o que pode causar uma explosão.
 - b) A lata é feita de alumínio, que, pelo aquecimento, pode reagir com oxigênio do ar.
 - c) O aquecimento provoca o aumento do volume da lata, com a conseqüente condensação do gás em seu interior.
 - d) O aumento da temperatura provoca a polimerização do gás butano, inutilizando o produto.
 - e) A lata pode derreter e reagir com as substâncias contidas em seu interior, inutilizando o produto.
22. (UFG-GO) Uma lata de refrigerante tem o volume total de 350 mL. Essa lata está aberta e contém somente o ar atmosférico, e é colocada dentro de um forno a 100°C . Após a lata atingir essa temperatura, ela é fechada. A seguir, tem sua temperatura reduzida a 25°C . Com o decréscimo da temperatura, ocorre uma redução da pressão interna da lata que levará a uma implosão. Ante o exposto, calcule a pressão no interior da lata no momento imediatamente anterior à implosão e o volume final após a implosão.
23. (Unesp) Uma equipe de cientistas franceses obteve imagens em infravermelho da saída de rolhas e o conseqüente escape de dióxido de carbono em garrafas de champanhe que haviam sido mantidas por 24 horas a diferentes temperaturas. As figuras 1 e 2 mostram duas seqüências de fotografias tiradas a intervalos de tempo iguais, usando garrafas idênticas e sob duas condições de temperatura.

Figura 1



Rolha saltando da garrafa de champanhe a 18°C

Figura 2



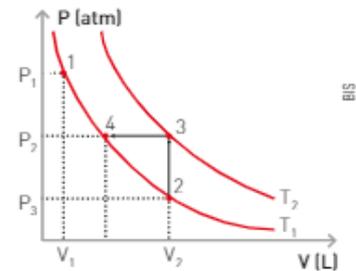
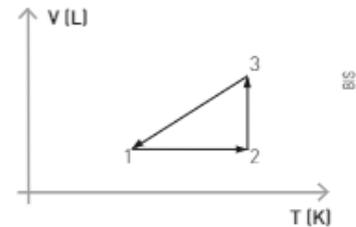
Rolha saltando da garrafa de champanhe a 4°C

(Pesquisa Fapesp, janeiro de 2013. Adaptado.)

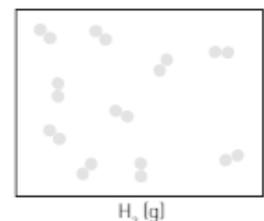
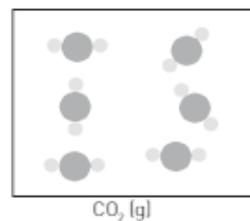
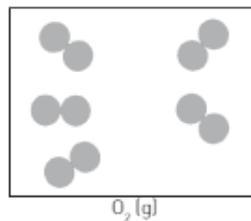
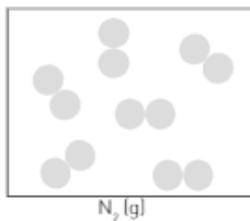
Reproduced from The Lancet, Vol 16, Issue 1, 68-69, 2013. © 2013 Elsevier Ltd. All rights reserved.
 Hervé Prou, Guillaume Poullet, The Champagne cork popping, rolhas through high-speed
 infrared imaging: The role of temperature segue No. 78-65. Copyright: 2013. With permission
 from Elsevier

As figuras permitem observar diferenças no espocar de um champanhe: a 18 °C, logo no início, observa-se que o volume de CO₂ disperso na nuvem gasosa – não detectável na faixa da luz visível, mas sim do infravermelho – é muito maior do que quando a temperatura é de 4 °C. Numa festa de fim de ano, os estudantes utilizaram os dados desse experimento para demonstrar a lei que diz:

- a) O volume ocupado por uma amostra de gás sob pressão e temperaturas constantes é diretamente proporcional ao número de moléculas presentes.
- b) A pressão de uma quantidade fixa de um gás em um recipiente de volume constante é diretamente proporcional à temperatura.
- c) Ao aumentar a temperatura de um gás, a velocidade de suas moléculas permanece constante.
- d) A pressão de uma quantidade fixa de um gás em temperatura constante é diretamente proporcional à quantidade de matéria.
- e) O volume molar de uma substância é o volume ocupado por um mol de moléculas.
- 24.** (UFC-CE) O gráfico ao lado representa um processo cíclico (ciclo) a que é submetido um gás ideal. Analise-o. A opção em que aparece a correspondência das etapas numeradas (1 → 2, 2 → 3 e 3 → 1), com suas respectivas denominações, é:
- a) Isobárica, adiabática e isotérmica.
- b) Isovolumétrica, isobárica e isotérmica.
- c) Isovolumétrica, isotérmica e isobárica.
- d) Isotérmica, isobárica e isovolumétrica.
- e) Isovolumétrica, isobárica e adiabática.
- 25.** (Cesgranrio-RJ) A análise do gráfico ao lado, que mostra as transformações sofridas por um gás ideal quando variamos a sua temperatura, pressão ou volume, permite-nos afirmar que o gás evolui:
- a) isobaricamente de 1 a 2.
- b) isotermicamente de 2 a 3.
- c) isobaricamente de 3 a 4.
- d) isometricamente de 4 a 2.
- e) isometricamente de 3 a 4.



- 26.** (UFU-MG) A atmosfera é composta por uma camada de gases que se situam sobre a superfície da Terra. Imediatamente acima do solo, ocorre uma região da atmosfera conhecida como troposfera, na qual ocorrem as nuvens, os ventos e a chuva. Ela tem uma altura aproximada de 10 km, a temperatura no seu topo é cerca de -50 °C e sua pressão é de 0,25 atm. Se um balão resistente a altas pressões, cheio com gás hélio até um volume de 10,0 L, a 1,00 atm e 27,0 °C é solto, o volume desse balão, quando chegar ao topo da troposfera, será de:
- (Dado: 0 Kelvin = -273 °C.)
- a) 40,0 L b) 74,1 L c) 36,3 L d) 29,7 L e) 22,3 L
- 27.** (UEL-PR) Considerando os gases estomacais: nitrogênio (N₂), oxigênio (O₂), hidrogênio (H₂) e dióxido de carbono (CO₂) e observando a figura a seguir, quais deles estão sob a mesma temperatura e mesma pressão?
- O tamanho das moléculas dos gases não está em escala real, encontra-se ampliado em relação ao volume constante e igual do recipiente que as contém, para efeito de visualização e diferenciação das espécies.



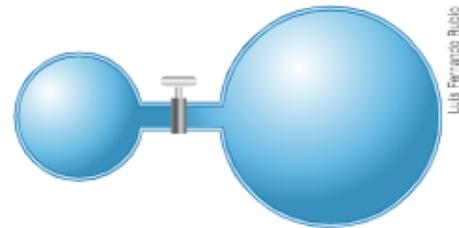
- a) N₂ e O₂ c) O₂ e CO₂ e) CO₂ e N₂
- b) H₂ e N₂ d) O₂ e H₂

- 28.** (Fatec-SP) Algumas companhias tabagistas já foram acusadas de adicionarem amônia aos cigarros, numa tentativa de aumentar a liberação de nicotina, o que fortalece a dependência. Suponha que uma amostra de cigarro libere 2,0 · 10⁻⁴ mol de amônia, a 27 °C e 1 atm.
- (Dado: R = 0,082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹.)

(UEL-PR) Para responder às questões de números **32** e **33**, considere a mistura de 0,5 mol de CH_4 e 1,5 mol de C_2H_6 , contida em um recipiente de 30,0 litros, a 300 K.

- 32.** A pressão parcial do CH_4 , em atmosfera, é igual a:
- a) 1,0 b) 0,82 c) 0,50 d) 0,41 e) 0,10
- 33.** O número total de moléculas no sistema é:
- a) 2,0 b) $2,0 \cdot 10^{23}$ c) $6,0 \cdot 10^{23}$ d) $9,0 \cdot 10^{23}$ e) $12 \cdot 10^{23}$
- 34.** Um botijão de propano (C_3H_8) sofreu vazamento. O gás liberado ocupou o volume de uma sala [$24,6 \text{ m}^3$], exercendo uma pressão parcial de 1% da pressão do ar (1 atm) a 27 °C. A massa de propano que vazou é igual a:
- (Dados: $1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L}$; massas atômicas: C = 12 u; H = 1 u.)
- a) 440 g b) 880 g c) 44 g d) 88 g e) 4,4 g

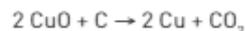
- 35.** (UFPE) Dois recipientes encontram-se ligados por uma válvula, inicialmente fechada, como mostra a figura ao lado. No recipiente menor, com volume de 1 L, encontra-se gás carbônico na pressão de 1 atm. No recipiente maior, com volume de 3 L, encontra-se oxigênio na pressão de 6 atm. Considerando que a válvula é aberta e os dois gases se misturam sem ocorrer variação de temperatura, ocupando o volume dos dois recipientes, podemos afirmar:



Luís Fernando Ribeiro

- a) A pressão parcial de gás carbônico será 0,25 atm.
 b) A pressão parcial de oxigênio será 4,5 atm.
 c) A pressão total no interior dos recipientes será 4,75 atm.
 d) A pressão total no interior dos recipientes será 7 atm.
 e) A pressão no interior do recipiente maior será menor que a pressão no interior do recipiente menor.
- 36.** (Enem PPL) Pesquisadores conseguiram produzir grafita magnética por um processo inédito em forno com atmosfera controlada e em temperaturas elevadas. No forno são colocados grafita comercial em pó e óxido metálico, tal como CuO . Nessas condições, o óxido é reduzido e ocorre a oxidação da grafita, com a introdução de pequenos defeitos, dando origem à propriedade magnética do material.

VASCONCELOS, Y. "Um ímã diferente". Disponível em: <<http://revistaspesquisafapesp.com.br>>. Acesso em: 24 fev. 2012 (adaptado).



Considerando o processo descrito com um rendimento de 100%, 8 g de CuO produzirão uma massa de CO_2 igual a

Dados: Massa molar em g/mol: C = 12; O = 16; Cu = 64

- a) 2,2g. b) 2,8g. c) 3,7g. d) 4,4g. e) 5,5g.
- 37.** (Olimpíada Brasileira de Química) O gás SO_2 é formado na queima de combustíveis fósseis. Sua liberação na atmosfera é um grave problema ambiental, pois através de uma série de reações ele irá se transformar em H_2SO_4 (aq), um ácido muito corrosivo, no fenômeno conhecido como chuva ácida. Sua formação pode ser simplificada representada por:



Quantas toneladas de dióxido de enxofre serão formadas caso ocorra a queima de 1 tonelada de enxofre?

(Dados: S = 32 g/mol e O = 16 g/mol.)

- a) 1 tonelada b) 2 toneladas c) 3 toneladas d) 4 toneladas e) 5 toneladas
- 38.** (UFPE) Nas usinas siderúrgicas, a obtenção de ferro metálico a partir da hematita envolve a seguinte reação (não balanceada):



Percebe-se dessa reação que o CO_2 é liberado para a atmosfera, podendo ter um impacto ambiental grave relacionado com o efeito estufa. Qual o número de moléculas de CO_2 liberadas na atmosfera, quando um mol de óxido de ferro (III) é consumido na reação?

(Considere: constante de Avogadro = $6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.)

- a) $6 \cdot 10^{23}$ b) $24 \cdot 10^{23}$ c) $12 \cdot 10^{23}$ d) $36 \cdot 10^{23}$ e) $18 \cdot 10^{23}$

39. (UFSC) O químico francês Antoine Lavoisier (1743-1794) realizou uma série de experiências sobre a variação das massas nas reações químicas. Verificou um fato que se repetia também na natureza e concluiu que se tratava de uma lei, que ficou conhecida como Lei da Conservação das Massas, ou Lei de Lavoisier. Em um experimento realizou-se a combustão completa de magnésio metálico, representada pela equação química não balanceada:



Com relação ao experimento representado anteriormente determine: os coeficientes X , Y e Z (números inteiros), que tornam a equação química corretamente balanceada, e a massa de oxigênio necessária para queimar 60,75 g de magnésio.

40. (Uerj) Em breve, os veículos automotivos poderão utilizar o combustível *diesel* S-500, menos poluente que o metropolitano por conter menor teor de enxofre.

Observe a tabela a seguir:

Diesel	Teor de enxofre [mg/kg]	Densidade [g/cm ³]
Metropolitano	2000	0,8
S-500	500	0,8

A poluição da atmosfera se dá após a transformação do enxofre em dióxido de enxofre, ocorrida na queima de óleo *diesel*.

A equação química a seguir indica essa transformação.

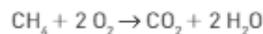


Dois caminhões, um utilizando *diesel* S-500 e outro, *diesel* metropolitano, deslocam-se com velocidade média de 50 km/h, durante 20h, consumindo, cada um, 1 L de combustível a cada 4 km percorridos.

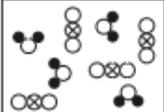
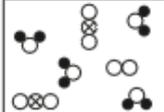
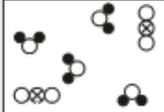
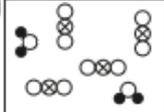
Considerando as condições acima descritas e a conversão total do enxofre em dióxido de enxofre, a redução da poluição proporcionada pelo caminhão que usa *diesel* S-500, em relação àquele que usa *diesel* metropolitano, expressa em gramas de SO_2 lançado na atmosfera, corresponde a:

- a) 800 b) 600 c) 500 d) 300

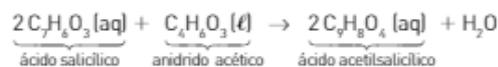
41. (PUC-SP) A equação representa a combustão completa do metano:



Considere que ● representa H, ⊗ representa C e ○ representa O. O sistema final, após a reação de combustão completa de 4,0 g de metano (CH_4) em uma câmara de combustão hermeticamente fechada contendo 32,0 g de gás oxigênio (O_2), é corretamente representado pelo modelo esquematizado em:

a)  b)  c)  d)  e) 

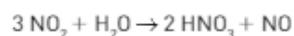
42. (Ufop-MG) A aspirina (ácido acetilsalicílico) pode ser preparada pela reação do ácido salicílico com anidrido acético, segundo a reação:



Num laboratório, misturam-se 5,52 kg de ácido salicílico e 4,08 kg de anidrido acético. A partir dessa mistura de reagentes, pergunta-se:

(Dados: $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 = 138 \text{ g/mol}$; $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3 = 102 \text{ g/mol}$; $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 = 180 \text{ g/mol}$.)

- a) Qual reagente está em excesso e qual a quantidade desse excesso?
b) Quantos comprimidos de aspirina, pesando cada um 500 mg, podem ser obtidos?
43. (UFRGS-RS) O dióxido de nitrogênio contribui para a formação de chuva ácida como resultado de sua reação com água na atmosfera, de acordo com a equação abaixo. (H = 1; N = 14; O = 16)



Na reação entre 2,76 g de NO_2 e 0,54 g de água, ocorre:

- excesso de 0,18 g de água.
- produção de 1,26 g de ácido nítrico.
- formação de 0,90 g de óxido nítrico, NO .
- formação de uma massa total de produtos ($\text{HNO}_3 + \text{NO}$) igual a 3,30 g.
- consumo de 1,38 g de dióxido de nitrogênio.

44. (Enem-MEC) Em setembro de 1998, cerca de 10.000 toneladas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) foram derramadas pelo navio Bahamas no litoral do Rio Grande do Sul. Para minimizar o impacto ambiental de um desastre desse tipo, é preciso neutralizar a acidez resultante. Para isso, pode-se, por exemplo, lançar calcário, minério rico em carbonato de cálcio (CaCO_3), na região atingida.

A equação química que representa a neutralização do H_2SO_4 por CaCO_3 , com a proporção aproximada entre as massas dessas substâncias, é:



Estimando a quantidade de caminhões necessária para carregar o material neutralizante, é possível avaliar o esforço de mobilização que deveria ser empreendido para enfrentar tal situação. Quantos caminhões, cada um com carga de 30 toneladas, seriam necessários para transportar certo calcário que tem 80% de CaCO_3 ?

- 100
 - 200
 - 300
 - 400
 - 500
45. (Ufal) O óxido de cálcio é obtido segundo a equação representada a seguir e gera durante sua produção grande quantidade de dióxido de carbono.

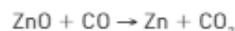
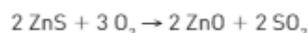


A massa de dióxido de carbono formada partindo-se de 200,0 g de carbonato de cálcio com 90% de pureza é:

Dados:

Massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$); Ca... 40; C... 12; O... 16.

- 7,9 g
 - 8,8 g
 - 79,2 g
 - 88,0 g
 - 96,8 g
46. (Olimpíada Brasileira de Química) A pirita (FeS_2) é um minério de ferro conhecido como ouro de tolo em face de sua aparência. Quando queimada na presença de oxigênio do ar, a pirita é convertida nos óxidos Fe_2O_3 e SO_2 . O ferro é então obtido a partir do óxido de ferro em um alto-forno. A massa de ferro (em kg) que pode ser obtida a partir de 1 tonelada de pirita de pureza igual a 95% está entre:
- 200 e 300 kg.
 - 300 e 350 kg.
 - 350 e 400 kg.
 - 400 e 450 kg.
 - 450 e 500 kg.
47. (Enem-MEC) Para proteger estruturas de aço da corrosão, a indústria utiliza uma técnica chamada galvanização. Um metal bastante utilizado nesse processo é o zinco, que pode ser obtido a partir de um minério denominado esfalerita (ZnS) de pureza 75%. Considere que a conversão do minério em zinco metálico tem rendimento de 80% nesta sequência de equações químicas:



Considere as massas molares:

ZnS (97 g/mol); O_2 (32 g/mol); ZnO (81 g/mol); SO_2 (64 g/mol); CO (28 g/mol); CO_2 (44 g/mol) e Zn (65 g/mol).

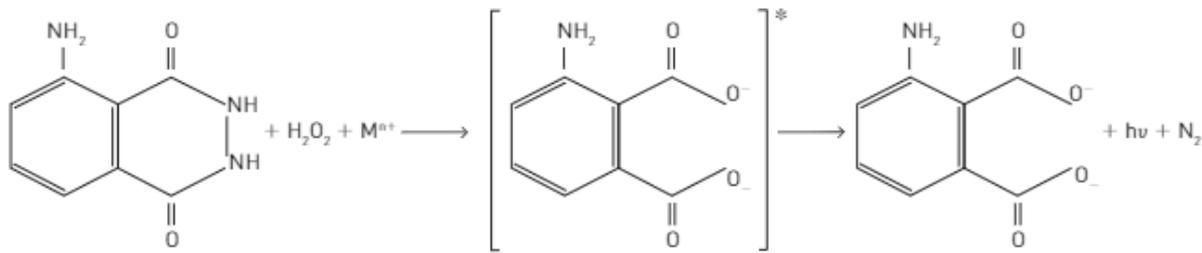
Que valor mais próximo de massa de zinco metálico, em quilogramas, será produzido a partir de 100 kg de esfalerita?

- 25
 - 33
 - 40
 - 50
 - 54
48. (Enem-MEC)

Na investigação forense, utiliza-se luminol, uma substância que reage com o ferro presente na hemoglobina do sangue, produzindo luz que permite visualizar locais contaminados com pequenas quantidades de sangue, mesmo em superfícies lavadas.

É proposto que, na reação do luminol (I) em meio alcalino, na presença de peróxido de hidrogênio (II) e de um metal de transição (M^{n+}), forma-se o composto 3-aminofталato (III), que sofre uma relaxação, dando origem ao produto final da reação (IV), com liberação de energia ($h\nu$) e de gás nitrogênio (N_2).

Fonte: *Química Nova na Escola*, 2002, n. 25, ano 6. p. 1003-1011.



Dados: pesos moleculares: luminol = 177; 3-aminofталato = 164.

Na análise de uma amostra biológica para análise forense, utilizou-se 54 g de luminol e peróxido de hidrogênio em excesso, obtendo-se um rendimento final de 70%. Sendo assim, a quantidade do produto final [IV] formada na reação foi de:

- 123,9
- 114,8
- 86,0
- 38,2
- 16,2

49. [Enem-MEC] Grandes fontes de emissão do gás dióxido de enxofre são as indústrias de extração de cobre e níquel, em decorrência da oxidação dos minérios sulfurados. Para evitar a liberação desses óxidos na atmosfera e a consequente formação da chuva ácida, o gás pode ser lavado, em um processo conhecido como dessulfurização, conforme mostrado na equação (1)



Por sua vez, o sulfito de cálcio formado pode ser oxidado, com o auxílio do ar atmosférico, para a obtenção do sulfato de cálcio, como mostrado na equação (2). Essa etapa é de grande interesse porque o produto da reação, popularmente conhecido como gesso, é utilizado para fins agrícolas.



As massas molares dos elementos carbono, oxigênio, enxofre e cálcio são iguais a 12 g/mol, 16 g/mol, 32 g/mol e 40 g/mol, respectivamente.

BAIRD, C. *Química ambiental*. Porto Alegre: Bookman, 2002 (adaptado).

Considerando um rendimento de 90% no processo, a massa de gesso obtida, em gramas, por mol de gás retido é mais próxima de

- 64
- 108
- 122
- 136
- 245

50. [Fuvest-SP] Os humanos estão acostumados a respirar ar com pressão parcial de O_2 próxima de $2,1 \times 10^4$ Pa, que corresponde, no ar, a uma porcentagem (em volume) desse gás igual a 21%. No entanto, podem se adaptar a uma pressão parcial de O_2 na faixa de $[1 \text{ a } 6] \times 10^4$ Pa, mas não conseguem sobreviver se forçados a respirar O_2 fora desses limites.
- Um piloto de uma aeronave, em uma cabine não pressurizada, voando a uma altitude de 12 km, onde a pressão atmosférica é de $2,2 \times 10^4$ Pa, poderá sobreviver se a cabine for alimentada por O_2 puro? Explique.
 - Um mergulhador no mar, a uma profundidade de 40 m, está sujeito a uma pressão cinco vezes maior do que na superfície. Para que possa sobreviver, ele deve respirar uma mistura de gás He com O_2 , em proporção adequada. Qual deve ser a porcentagem de O_2 , nessa mistura, para que o mergulhador respire um "ar" com a mesma pressão parcial de O_2 existente no ar da superfície, ou seja, $2,1 \times 10^4$ Pa? Justifique.

Obs.: O He substitui com vantagem o N_2 .

Unidade 2

Dissolução

Nas aulas de Ciências e de Biologia, você aprendeu que as plantas utilizam gás carbônico na reação de fotossíntese. Os demais nutrientes, presentes no solo (água, sais minerais), são absorvidos pelas raízes. Mesmo quando as raízes não são fixas no solo e estão imersas em água ou presas a um substrato não nutritivo, como areia, é possível ocorrer a nutrição dos vegetais: basta que as raízes tenham contato com líquidos que contenham os nutrientes necessários às plantas. Isso deu origem a um novo modelo de cultivo: a hidroponia. O termo deriva de duas palavras de origem grega: *hidro*, que significa água, e *ponia*, que significa trabalho.

Há várias técnicas de hidroponia possíveis, mas a base do cultivo hidropônico é uma solução aquosa de todos os sais minerais necessários, correndo sob as mudas ou gotejando próxima às suas raízes, fixas em calhas ou presas a um substrato. A solução hidropônica balanceada, rica em macro e micronutrientes, pode ser adaptada de acordo com as necessidades da cultura, bastando variar a concentração de cada componente.

Nutrientes minerais:

- macronutrientes: N, P, K, Ca, Mg, S.
- micronutrientes: Mn, Fe, B, Zn, Cu, Mo, Cl, Ni.

A técnica não é nova — os jardins suspensos da Babilônia eram irrigados segundo técnicas que lembram a hidroponia moderna —, mas vem ganhando espaço como modelo de negócio com muitas vantagens: menor área, facilidade no manejo e no controle de pragas.



Raiz de alface cultivada por hidroponia.

O elemento carbono, presente no gás carbônico, que é absorvido pela planta durante a fotossíntese, em qual estrutura ele é encontrado? E o elemento magnésio, que é um dos nutrientes, faz parte de qual pigmento presente nas plantas?

NESTA UNIDADE, VAMOS ESTUDAR...

- os diferentes tipos de soluções;
- as diferentes formas de expressar a concentração das soluções;
- os efeitos coligativos.

Capítulo 5

Soluções

Ao estudar Química no 1º ano do Ensino Médio, você viu que, na natureza, raramente encontramos substâncias puras. O mundo que nos cerca é constituído por sistemas formados por mais de uma substância: as misturas.

Existem misturas homogêneas e heterogêneas. As misturas homogêneas são denominadas soluções. As soluções são, portanto, sistemas homogêneos formados por uma ou mais substâncias dissolvidas (solutos) em outra substância (solvente), presente em maior quantidade na mistura.

Estudamos os diferentes tipos de soluções (sólidas, líquidas e gasosas) bem como alguns aspectos quantitativos das soluções.

1. CONCENTRAÇÕES DAS SOLUÇÕES

Nos laboratórios, nas indústrias e em nosso dia a dia, as soluções de solutos sólidos em solventes líquidos são as mais comuns. Um exemplo muito conhecido é o soro fisiológico (água + NaCl), também chamado solução fisiológica. Mas é importante saber que as soluções não são apenas de sólidos em líquidos. Quando misturamos dois ou mais líquidos solúveis entre si também obtemos uma solução.

Nesses tipos de solução, a água é o solvente mais utilizado, sendo conhecida por solvente universal. Soluções que têm a água como solvente são denominadas soluções aquosas.

Preparando soluções

Em um laboratório, para prepararmos, por exemplo, soluções aquosas, precisamos, em geral, de:



Marilyn F. Chittre/USPL/UnifStock

Balança para medir a massa dos solutos.



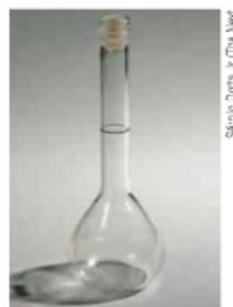
Sérgio Dória Jr./The New

Béquer para manusear o solvente, neste caso, a água.



Sérgio Dória Jr./The New

Pisseta plástica para completar o volume do solvente.



Sérgio Dória Jr./The New

Balão volumétrico para indicar o volume da solução.

Imagens fora de proporção entre si.

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

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



a) Coloca-se o soluto sólido no balão volumétrico.



b) Submete-se o sistema a agitação.



c) Adiciona-se água para completar o volume indicado no balão volumétrico.

Fotografias: Sérgio Dotta, J. The Next

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

- a massa do soluto;
- o volume final da solução;
- o volume de água adicionado — esse dado é obtido pela diferença entre o volume de água disponível e o volume de água não utilizado na preparação da solução;
- a massa de água (solvente) — admitindo que a densidade da água seja 1 g/mL no local de trabalho e conhecendo o volume de água utilizado na preparação da solução, podemos determinar a sua massa da seguinte maneira: cada 1 mL de água corresponde a 1 g;
- a massa da solução — esse dado é obtido somando-se a massa do soluto e a massa do solvente (água).

CONEXÃO **Corpo humano**

Água no corpo

Em média, em um adulto, a água corresponde a 60% de sua massa corpórea e, em crianças, a 75%. Por ser um excelente solvente, a água é essencial à vida. No interior das células, ela constitui um meio perfeito, que permite a mobilidade e a migração de moléculas. A água transporta para o interior das células moléculas como a glicose ($C_6H_{12}O_6$) e íons como o sódio (Na^+), o potássio (K^+) e o cálcio (Ca^{2+}), essenciais ao funcionamento do nosso corpo. Ela também transporta para fora da célula substâncias não desejáveis: as substâncias tóxicas produzidas nos processos metabólicos se dissolvem na água e podem ser eliminadas do organismo.

Outra função da água é a regulação da temperatura corpórea, feita por meio da transpiração. Diariamente, perdemos de 1 500 mL a 3 000 mL de água, por meio do exercício de diversas funções do nosso organismo: dos rins, na forma de urina; dos pulmões, pela respiração; da pele, pela transpiração; e do aparelho digestório, pelo trato gastrointestinal.

A água perdida deve ser continuamente repostada pela ingestão de líquidos e de alimentos. (Os processos metabólicos também produzem água nas células do nosso corpo.)

BALANÇO DA ÁGUA EM 24 HORAS

Ganho	Perda
líquidos: 1 000 mL	urina: 1 500 mL
alimentos: 1 200 mL	transpiração: 300 mL
metabolismo: 300 mL	respiração: 600 mL
	fezes: 100 mL
Total: 2 500 mL	Total: 2 500 mL

Fonte: TIMBERLAKE, K. C. *An introduction to general, organic and biological chemistry*. 12. ed. Upper Saddle River: Prentice Hall, 2015.

A perda de 10% do total de água do corpo humano causa uma desidratação séria, que pode ser fatal se chegar a 20%.

Veja, nas fotografias, a porcentagem de água existente em alguns alimentos.



Durante a transpiração, ocorre perda de água e sais minerais.



Morango: 90% de água.

Imagens fora de proporção entre si.



Hambúrguer: 60% de água.



Leite: 87% de água.

Refleta

REGISTRE
NO CADERNO

1. Qual desses alimentos (morango, hambúrguer e leite) possui a maior quantidade de água? E qual a massa de água em 200 g do alimento de menor porcentagem de água, admitindo que a densidade da água seja de 1 g/mL.
2. De acordo com a tabela, qual a porcentagem da água perdida pelo corpo em 24 h representa a água perdida pela urina?
3. A membrana plasmática, além de individualizar a célula e separar seu interior do meio externo, também permite trocas de substâncias do interior da célula com o meio intersticial (entre células). Sem essas trocas a célula não é capaz de se manter viva. Um dos mecanismos de troca entre os meios é a bomba de sódio e potássio, que permite manter em quantidades adequadas os íons de sódio e potássio, fora e dentro das células. Pesquise na biblioteca de sua escola ou cidade, na internet ou em seus livros de Biologia e responda: qual é a importância desses íons na membrana celular?

A relação entre a quantidade de soluto dissolvido em certa quantidade de solução é chamada de concentração da solução. A quantidade de soluto pode ser expressa, por exemplo, em gramas, mililitros ou mols; e a quantidade de solução pode ser expressa em gramas, mols, mililitros ou litros.

$$\text{concentração da solução} = \frac{\text{quantidade do soluto}}{\text{quantidade de solução}}$$

Veja a seguir algumas formas de expressar concentração das soluções.

Relação massa/volume

A relação entre a massa do soluto e o volume da solução também é uma forma de exprimir a concentração de uma solução, conhecida por concentração comum.

Vamos analisar as informações do rótulo de uma embalagem de refresco:

TABELA NUTRICIONAL	
Cada 100 mL contém:	
calorias	24 kcal
carboidratos	6 g
proteínas	0 g
lipídios	0 g
sódio	45 mg
potássio	12 mg
cloreto	42 mg
fibra alimentar	0 g

Observando a quantidade de carboidrato (soluto), notamos que existe 6 g em cada 100 mL do refresco (solução). Assim, temos que a concentração comum é igual a $6 \text{ g}/100 \text{ mL} = 0,06 \text{ g/mL}$.

Se desejarmos calcular a concentração em g/L, podemos estabelecer a relação:

$$\begin{array}{l} 0,06 \text{ g de carboidrato} \text{ ————— } 1 \text{ mL} \\ x \text{ ————— } 1000 \text{ mL (1 L)} \end{array}$$

$x = 60 \text{ g}$ em 1 L de solução. Logo, a concentração é de 60 g/L .

Podemos ainda estabelecer outra relação massa/volume, relacionando a massa de soluto em gramas em 100 mL de solução, mas em percentagem.

$$\text{massa / volume em percentagem} = \frac{\text{gramas do soluto}}{\text{mililitros da solução}} \times 100\%$$

Utilizando os dados anteriores teremos:

$$\text{massa / volume em percentagem} = \frac{6 \text{ g}}{100 \text{ ml}} \times 100\% = 6\%$$

Esse tipo de relação é muito utilizada na indústria farmacêutica.

Tanto a massa como o volume podem ser expressos em diferentes unidades:
 $m = \text{g, kg, mg, ...}$
 $V = \text{L, mL, cm}^3, \text{m}^3 \dots$

Concentração de glicose e diabetes

A glicose ($C_6H_{12}O_6$) é o principal carboidrato existente na corrente sanguínea, e sua taxa (concentração) considerada normal varia de 70 a 110 mg para cada 100 mL de sangue. Uma pessoa hipoglicêmica apresenta uma concentração menor que 70 mg de glicose para cada 100 mL de sangue, enquanto a hiperglicêmica tem valores superiores a 110 mg de glicose para cada 100 mL de sangue.

A glicose é comercializada de várias formas: sólida, soluções aquosas a 5%, 25% e 50%, entre outras. Sua solução aquosa mais conhecida e utilizada em hospitais é o soro glicosado a 5%.

O **diabetes** é uma condição crônica em que há aumento da taxa de glicose no sangue (hiperglicemia.)

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

No diabetes *insipidus*, uma disfunção no sistema nervoso central pode levar à diminuição na produção e na liberação do hormônio antidiurético, ou um problema nos rins pode fazer com que eles não respondam a esse hormônio. Nos dois casos, ocorre perda excessiva de água na urina, com conseqüente perda de glicose e hipoglicemia.

O diabetes *mellitus* é o tipo mais conhecido. Ocorre devido à deficiência de insulina, hormônio produzido no pâncreas e responsável pelo metabolismo da glicose. Quando não controlado, desencadeia uma concentração de glicose muito superior a 110 mg/100 mL no sangue. Existem três tipos de diabetes *mellitus*: o tipo 1, também conhecido como insulino dependente, infanto-juvenil ou imunomediado; o tipo 2, também conhecido como não insulino dependente ou diabetes do adulto; e o diabetes gestacional, em que a elevação da taxa de glicose no sangue ocorre durante a gravidez. Embora essa condição se normalize após o parto, a mãe apresenta maior risco de desenvolver no futuro o diabetes tipo 2.

Ao longo do tempo, o diabetes *mellitus* pode desencadear uma série de conseqüências, como alterações circulatórias e neurológicas. O tratamento consiste em manter os níveis de glicose na faixa ideal.

Fontes das informações: Sociedade Brasileira de Diabetes (<http://www.diabetes.org.br>); Universidade Estadual de Londrina (<http://www.uel.br>). Acessos em: 15 mar. 2013.



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



A insulina é utilizada por alguns pacientes portadores de diabetes *mellitus*.

Refleta



1. A urina de uma pessoa que tem diabetes *insipidus* é mais concentrada ou diluída do que a urina de uma pessoa portadora do diabetes *mellitus*?
2. Pesquise o significado das palavras "insípido" e "melito" em um dicionário ou na internet e justifique por que cada uma delas está relacionada com a hipoglicemia e a hiperglicemia, respectivamente.
3. De acordo com dados de 2012 da Organização Mundial da Saúde, divulgados pela Sociedade Brasileira de Diabetes (SBD), um em dez adultos no mundo tinha diabetes. O mesmo relatório informa que, no mesmo ano, 12% da população mundial já era considerada obesa. Pesquise no site da SBD (<http://www.diabetes.org.br>), ou em outras fontes confiáveis, a relação entre diabetes e obesidade.

Densidade

Outra relação massa/volume que pode ser estabelecida é a densidade da solução, que relaciona a massa da solução (massa do soluto + massa do solvente)/volume da solução.

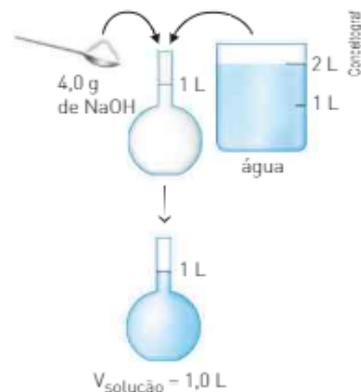
Observe o preparo de uma solução representado ao lado.

- massa do soluto: $m_1 = 4,0 \text{ g de NaOH}$
- massa da solução: $m = \text{massa do soluto} + \text{massa do solvente}$
 $m = m_1 + m_2$

$$\begin{cases} m_1 = 4,0 \text{ g} \\ m_2 = \text{admitindo-se a densidade da água igual} \\ \text{a } 1,0 \text{ g/L, a massa do solvente é igual a } 1000 \text{ g} \end{cases}$$

$$\therefore m = 4,0 \text{ g} + 1000 \text{ g}$$

$$m = 1004 \text{ g}$$



Com esses valores de massa, podemos calcular a densidade da solução:

$$d = \frac{\text{massa da solução}}{\text{volume da solução}} \Rightarrow d = \frac{1004 \text{ g}}{1,0 \text{ L}} \Rightarrow d = 1004 \text{ g/L}$$

Como a densidade é uma relação entre massa e volume, ela pode apresentar várias unidades, tais como: g/L; g/cm³; g/mL; kg/L; kg/m³ etc.

No entanto, densidade não é uma expressão de concentração, e sim uma propriedade específica dos materiais.

ATIVIDADES



1. O sulfato de níquel possui diversas aplicações industriais e também é útil na agricultura tradicional e na hidropônica. Há evidências de que sua aplicação na agricultura da soja melhora a fixação de nitrogênio pela planta.



A coloração verde da solução aquosa de sulfato de níquel é devida à presença do cátion Ni^{2+} hidratado.

Com base nestas informações responda os itens:

- I. Considerando que o volume da solução contido no frasco seja igual a 400 mL (0,4 L), calcule a massa do sal contida no frasco.
 - II. Calcule a massa do sal necessária para preparar 10 L de uma solução de igual concentração.
 - III. Calcule a relação massa/volume em %.
2. (Unibe/PIAS-MG) Uma pessoa cujo sangue apresenta taxa de colesterol elevada apresenta ainda sintomas de osteoporose. Seu médico prescreveu um tratamento e aconselhou-a a introduzir na sua alimentação normal 3 copos de 300 mL de leite por dia. Analisando a composição do leite desnatado e a do leite integral de uma das marcas disponíveis no mercado (ver tabela), responda às questões a seguir.

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

Informação nutricional – Porção de 200 mL (1 copo)		Informação nutricional – Porção de 200 mL (1 copo)	
Leite desnatado	Porção	Leite integral	Porção
valor calórico	70 kcal	valor calórico	120 kcal
carboidratos	10 g	carboidratos	10 g
proteínas	6 g	proteínas	6 g
gorduras totais	2,2 g	gorduras totais	6,2 g
colesterol	0 mg	colesterol	20 mg
fibra alimentar	0 g	fibra alimentar	0 g
cálcio	248 mg	cálcio	236 mg
ferro	0,2 mg	ferro	0,2 mg
sódio	100,0 mg	sódio	90,0 mg

3. 420 mL de uma solução aquosa foram preparados pela adição de certa massa de NaOH a 400 mL de água. Determine a massa de soluto presente nessa solução. [Densidade da solução = 1,19 g/mL; densidade da água = 1,0 g/mL.]
4. Uma solução cuja densidade é 1 150 g/L foi preparada dissolvendo-se 160 g de NaOH em 760 cm³ de água. Determine a massa da solução obtida e seu volume [densidade da água = 1,0 g/cm³].

Relação massa/massa

A razão entre a massa do soluto e a massa da solução também é uma maneira de exprimir a concentração da solução, representada pela letra grega τ (lê-se tau). Veja o exemplo:



Na solução: massa do soluto = 10 g
massa da solução = 100 g

$$\text{Assim, o título é igual a: } \tau = \frac{10 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 0,10$$

Podemos ainda estabelecer uma relação massa/massa relacionando a massa de soluto em gramas em 100 g de solução, mas em percentagem.

$$\text{massa / massa em percentagem} = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa da solução}} \times 100\%$$

Utilizando o exemplo anterior teremos:

$$\text{massa / massa em percentagem} = \frac{10 \text{ g}}{100 \text{ g}} \times 100\% = 10\%$$

Relação volume/volume

Em soluções nas quais tanto o soluto como o solvente são líquidos, podemos estabelecer uma relação entre o volume do soluto e o volume da solução, denominada título em volume (τ_v):

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

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

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

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

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

No exemplo citado: $0,7 \cdot 100\% = 70\%$ em volume

1. No Brasil, para indicar a quantidade de etanol nas soluções alcoólicas comercializadas, também costuma-se usar a unidade % P (percentagem de álcool em massa ou grau alcoólico INPM).
2. A gasolina brasileira pode conter até 27% em volume de álcool anidro, ou seja, uma amostra de 100 mL da mistura deve registrar até 27 mL de álcool anidro (dados de 16. mar. 2015).

Para indicar concentrações em massa/massa ou volume/volume muito pequenas, principalmente de poluentes do ambiente, usamos a unidade partes por milhão, **ppm**, ou ainda a unidade partes por bilhão, **ppb**.

- ppm: indica o número de partes do soluto presentes em um milhão; (10^6) de partes da solução.
- ppb: indica o número de partes do soluto presentes em um bilhão; (10^9) de partes da solução.

Assim, temos:

- uma solução 20 ppm em massa contém 20 g de soluto em 10^6 g de solução;
- uma solução de 5 ppb em volume contém 5 mL de soluto em 10^9 mL de solução.

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

Veja um exemplo prático da utilização do ppm:

De acordo com a padronização internacional, a água potável não pode conter mais do que $5,0 \cdot 10^{-5}$ mg de chumbo por grama de água.

Essa quantidade máxima permitida de chumbo pode ser expressa em ppm da seguinte maneira:

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

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

CONEXÃO Meio ambiente

Estabelecendo padrões ambientais

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

Fonte: Companhia de Tecnologia e Saneamento Ambiental (Cetesb-SP).

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

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

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

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

Fonte: HILL, John W. et al. *Chemistry and life*. 7. ed. New Jersey: Prentice Hall, 2012. [Trad. dos autores.]



Poluição atmosférica em São Paulo (SP), 2012.

Refleta

REGISTRE NO CADERNO

1. Qual das alternativas a seguir apresenta a melhor explicação para o aumento do índice de doenças respiratórias no inverno?

- ▶
- A chuva tende a carregar as partículas (poeiras) para o solo, diminuindo a concentração dessas impurezas no ar. Como no inverno o tempo é mais seco, aumenta a concentração dessas partículas no ar, ocasionando mais doenças respiratórias.
 - O ar mais próximo do chão tende a subir para regiões de menor pressão, carregando consigo partículas sólidas, como a poeira. A chuva é um fator atenuante da poluição, porque a precipitação molha a massa de ar, fazendo com que ela suba mais depressa.
 - No inverno, as pessoas ficam doentes com mais frequência por tomarem correntes de ar frio e se alimentarem menos.
 - O ar quente e com partículas sólidas acumuladas junto ao solo tende a subir, fazendo com que aumente o índice pluviométrico. Esse aumento das chuvas torna as pessoas mais suscetíveis a doenças respiratórias.
 - No inverno, como o ar é mais frio, ele solubiliza menos vapor-d'água. Esse vapor aprisionado na atmosfera comporta-se como uma estufa, retendo um número maior de vírus e bactérias.
- Justifique se uma cidade que tem, em um dia de calor intenso, 0,09 litros de CO dissolvidos em cada m³ de ar está dentro do padrão aceitável de poluição.
 - Faça uma pesquisa para saber quais órgãos governamentais estabelecem os padrões aceitáveis de poluentes na água e no ar. Quais são esses padrões?

Relação número de mol/volume

Uma das formas mais comuns de exprimir a concentração de uma solução relaciona o número de mol de soluto e o volume da solução em litros, sendo denominada concentração em mol/L.

$$\text{concentração em mol/L} = \frac{\text{número de mol do soluto}}{\text{volume da solução (L)}}$$

Analise as duas situações a seguir.

- Em cada 100 mL (0,10 L) de suco gástrico produzido pelo estômago durante o processo de digestão, existe 0,0010 mol de HCl, e a concentração dessa solução em mol/L pode ser determinada da seguinte maneira:

$$\left\{ \begin{array}{l} 0,10 \text{ L} \text{ ————— } 0,0010 \text{ mol de HCl} \\ 1,0 \text{ L} \text{ ————— } x \end{array} \right.$$

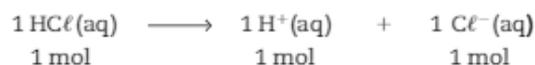
$$x = 0,010 \text{ mol de HCl}$$

Ou, ainda, aplicando a fórmula:

$$\text{Concentração em mol/L} = \frac{0,0010 \text{ mol de HCl}}{0,10 \text{ L}} = 0,010 \text{ mol/L}$$

- Algumas substâncias originam íons quando dissolvidas em água. Se conhecermos as fórmulas das substâncias dissolvidas em água e a concentração em mol/L de suas soluções, teremos condições de determinar as concentrações em mol/L dos íons presentes nessas soluções. Veja como determinar as concentrações em mol/L dos íons H⁺ e Cl⁻ em uma solução aquosa 0,1 mol/L de HCl.

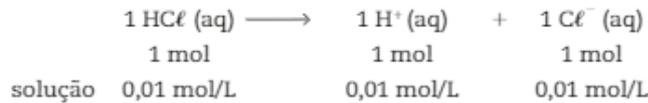
Considerando que o HCl se ioniza totalmente, segundo a equação:



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

Como a concentração da solução é 0,01 mol/L de HCl, em 1 litro de solução foi dissolvido 0,01 mol de HCl, que originou 0,01 mol de H⁺ e 0,01 mol de Cl⁻. Portanto, as concentrações dos íons H⁺ e Cl⁻ são iguais a 0,01 mol/L.

Esquemáticamente, temos:



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

ATIVIDADES



5. Com base no rótulo do frasco ao lado, responda:

- Qual é a massa de ácido nítrico [HNO₃] existente em 100 g da solução?
- Qual é a massa de água existente em 100 g da solução?
- Determine as massas de água e ácido nítrico presentes em 500 g dessa solução.
- Qual é o título dessa solução?

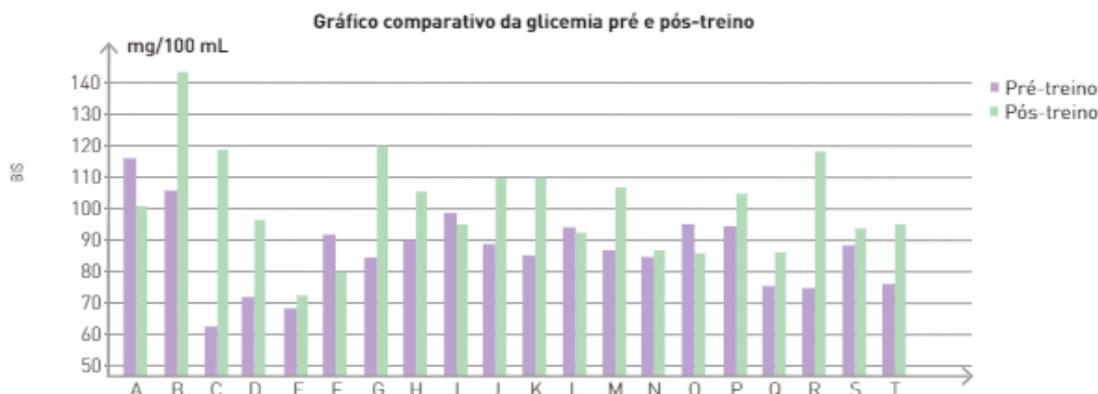


- Na análise de uma amostra de 500 g de sardinha, constatou-se a presença de 0,60 ppm em massa de mercúrio. Calcule a massa, em gramas, de Hg presente na amostra.
- Segundo o *US Public Health Service* (Serviço de Saúde Pública dos Estados Unidos), a água potável deve ter, no máximo, 0,05% de sais dissolvidos. Transforme essa porcentagem em massa em ppb.
- Determine a massa em gramas de KOH necessária para preparar 2 L de solução 0,25 mol/L.
Massa molar do KOH = 56 g/mol.
- Determine a concentração em mol/L dos íons Fe³⁺ e SO₄²⁻ presentes em uma solução aquosa 0,01 mol/L de Fe₂(SO₄)₃:



Com base nas informações abaixo, responda às questões de 10 e 11.

Em um estudo, foram avaliados 20 adolescentes do sexo masculino, de uma equipe de futebol da cidade de São Paulo, com idades entre 13 e 14 anos. Os alunos foram submetidos a dois testes de glicemia. Os resultados obtidos demonstraram que os atletas se alimentam corretamente no período pré-treino.



Fonte: POLITO, Luis Felipe Tubagi et al. *Taxa glicêmica em adolescentes no período pré e pós-treino*. Disponível em: <<http://www.efdeportes.com/efd128/taxa-glicemica-em-adolescentes-no-periodo-pre-e-pos-treino.htm>>. Acesso em: 12 maio 2016.

10. Qual dos jovens, identificados pelas letras A, B, C..., apresenta a maior concentração de glicose no pré-treino e qual é o valor aproximado dessa concentração em mg/100 mL?
11. Calcule a concentração aproximada da glicose em mol/L do jovem F no pré-treino.
Dado: massa molar da glicose = 180 g/mol.

Diluição de soluções

O procedimento da diluição é muito comum em nosso cotidiano. Xarope de groselha e suco de frutas concentrado, por exemplo, não são consumidos exatamente como são comercializados. Para serem ingeridos, devem sofrer acréscimo de água, de acordo com instruções contidas nas embalagens.



1. Considerando que o suco na lata é chamado de concentrado, qual o nome do processo de acrescentar água ao suco?
2. Quais as mudanças que podem ser observadas no aspecto do suco antes e depois da mistura com a água?
3. De forma geral, como você definiria, por exemplo, um suco concentrado e um suco diluído?

Note que, nesse exemplo de diluição, o procedimento foi adicionar certa quantidade de água (solvente) à solução inicial, obtendo-se uma nova solução menos concentrada ou mais diluída.

Nem sempre a diluição pode ser percebida a olho nu. Porém, independentemente de a diluição ser perceptível ou não, a quantidade do soluto presente na solução inicial será a mesma após a diluição; contudo, a adição de mais solvente acarretará um aumento na massa da solução, bem como em seu volume. Geralmente, o volume final corresponde à soma do volume da solução inicial com o volume do solvente adicionado.

A diluição em laboratório

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

Em uma diluição, a quantidade de soluto nunca se altera, isto é, a quantidade inicial de soluto será sempre igual à quantidade final de soluto.



Em laboratórios, utilizam-se equipamentos como os mostrados ao lado nas dissoluções.

Vejam um exemplo de dissolução.

Suponha que os técnicos de uma empresa que comercialize ácido clorídrico diluído a partir de uma solução-padrão a 12 mol/L precisem preparar 1,0 L de uma solução de HCl (aq) 0,60 mol/L.



Para preparar 1 L da solução diluída, eles necessitam de 0,6 mol de ácido clorídrico. Então, inicialmente devem determinar o volume da solução-padrão, que contém 0,6 mol de HCl:

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ L da solução-padrão} \longrightarrow 12 \text{ mol de HCl} \\ x \longrightarrow 0,60 \text{ mol de HCl} \\ x = 0,050 \text{ L da solução-padrão} \end{array} \right.$$

Portanto, devem usar 0,05 L da solução-padrão e adicionar água até completar o volume de 1 L.

ATIVIDADES



Retome a tabela do rótulo da embalagem de refresco da p. 69 e responda às questões de 12 a 15.

TABELA NUTRICIONAL	
Cada 100 mL contém:	
calorias	24 kcal
carboidratos	6 g
proteínas	0 g
lipídios	0 g
sódio	45 mg
potássio	12 mg
cloreto	42 mg
fibra alimentar	0 g

- Calcule a massa em gramas de potássio presente em 0,50 L de solução.
- Calcule a concentração em g/L do cloreto.
- Você dispõe de 100 mL da solução e a ela adiciona água até completar 1 L. Quais são as massas em mg de sódio, de potássio e de cloreto nessa nova solução?
- Determine a concentração em g/L do sódio, do potássio e do cloreto para a nova solução.
- O rótulo de uma solução contendo fertilizante concentrado indica a presença de 8 g de fosfato em 100 mL de solução. Calcule a concentração de fosfato em gramas por litro após adicionarmos água aos 5 L do fertilizante concentrado, até completarmos um volume de 100 L.

2. SOLUÇÕES, SUSPENSÕES E COLOIDES

O tamanho e o número de partículas do soluto nas misturas desempenham um papel importante na determinação de suas propriedades.

Soluções

Você já sabe que as soluções são misturas homogêneas. As partículas presentes em uma solução podem ser átomos, íons ou pequenas moléculas. Suas principais características são:

- não sofrem a ação da gravidade, isto é, não sedimentam sob sua ação ou com o uso de centrífugas comuns ou mesmo ultracentrífugas;
- seu diâmetro é menor do que 1 nm (1 nanômetro = 10^{-9} m);
- não são retidas por filtros comuns nem por ultrafiltros;
- não são visíveis com o uso de um microscópio óptico comum ou mesmo um ultramicroscópio.

Não é sempre que, ao adicionarmos uma substância a um solvente, temos a formação de uma solução. Se adicionarmos, por exemplo, certa quantidade de areia finamente dividida a uma garrafa com água e a agitarmos energeticamente, a areia permanecerá suspensa, “flutuando” na água por um breve período de tempo e, então, rapidamente se depositará no fundo da garrafa. Esse sistema é classificado como uma suspensão.



Sergio Dutra Jr./The York

As partículas de uma solução, como a solução aquosa de sulfato de cobre (CuSO_4) mostrada na fotografia, não são visíveis e não provocam dispersão nem reflexão da luz.

Suspensões

As suspensões são misturas heterogêneas. As partículas podem ser aglomerados de íons ou de moléculas, ou ainda macromoléculas ou macroíons.

Suas principais características são:

- sedimentam-se sob a ação da gravidade ou de uma centrífuga comum;
- apresentam diâmetro maior do que 1 000 nm;
- com o uso de um filtro comum, é possível separá-las;
- são visíveis a olho nu ou com o uso de um microscópio comum.

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



R. Barreto

As partículas de uma suspensão, como o leite de magnésia (Mg(OH)_2), são opacas na luz natural.

Coloides ou suspensões coloidais

As partículas dos coloides são macromoléculas ou macroíons com tamanho menor do que o das suspensões e maior do que o das soluções. Nesses sistemas, a substância que está distribuída na forma de partículas é denominada disperso e o meio (ou a substância) que o contém é denominado dispersante ou dispersgente.

Suas principais características são:

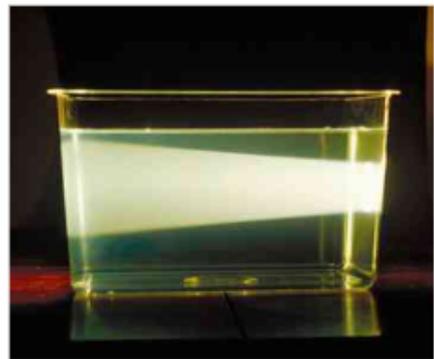
- a sedimentação só é obtida por meio de ultracentrífugas;
- apresentam diâmetro maior do que 1 nm e menor do que 1 000 nm;*;
- podem ser separadas por meio de um ultrafiltro;
- não são visíveis com microscópio comum, mas podem ser vistas com o auxílio de um microscópio eletrônico.

* Valores citados em: O mundo dos coloides, revista *Química Nova na Escola*, n. 9, maio 1999. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc09/quimsoc.pdf>>. Acesso em: 12 maio 2016.

Nos coloides, o diâmetro das partículas é suficiente para refletir e dispersar a luz. Essa dispersão da luz é conhecida pelo nome de efeito Tyndall. Quando um feixe de luz, em uma sala escura, incide sobre um frasco que contenha coloide ou sobre uma suspensão, sua trajetória fica visível.

Esse efeito é perceptível em algumas situações do dia a dia: por exemplo, quando os raios de sol atravessam as frestas de uma janela em um quarto com poeira suspensa no ar ou quando o feixe de luz emitido pelo projetor, em um cinema, passa através do ar que contenha fumaça ou poeira.

Quando um coloide é examinado em um microscópio comum, observamos vários pontos luminosos movimentando-se rápida e aleatoriamente. Esse movimento é denominado movimento browniano, em homenagem a Robert Brown.



John Howe/SP/Lia/Stock

Devido ao efeito Tyndall, os coloides, quando observados a olho nu, apresentam-se translúcidos, com um aspecto nebuloso, opaco.

Classificação dos coloides

Muitos dos fluidos presentes em nosso organismo são coloides formados por proteínas ou outras moléculas grandes dispersas em água. Um exemplo é o sangue. A célula individual de uma bactéria é uma partícula coloidal, assim como as algas verdes presentes em águas paradas ou contaminadas.

De acordo com o estado físico dos componentes (disperso e dispersante), os coloides podem ser classificados da seguinte maneira:

Tipo de coloide	Disperso	Dispersante	Exemplo
aerossol sólido	sólido	gás	fumaça, poeira
aerossol líquido	líquido	gás	neblina, desodorante
espuma sólida	gás	sólido	pedra-pomes, maria-mole
espuma	gás	líquido	creme de leite batido (<i>chantilly</i>)
emulsão sólida	líquido	sólido	sorvete de massa
emulsão	líquido	líquido	maionese, manteiga
gel	líquido	sólido	sílica, queijos, gelatina, geleias
sol sólido	sólido	sólido	pérola, rubi, safira
sol	sólido	líquido	goma arábica, creme dental

Fonte: CHANG, Raymond. Chemistry. 9. ed. New York: McGraw-Hill, 2007.



Natural History Museum/SP/Lia/Stock

Em 1827, o botânico escocês Robert Brown (1773-1858), usando um microscópio comum, observou que partículas de pólen suspensas na água agitavam-se constantemente, formando linhas poligonais (zigzag). A seguir, verificou que esse fenômeno ocorre com quaisquer partículas cujo diâmetro varie entre 10^2 nm e 10^3 nm. Em sua homenagem, esse movimento típico das partículas dispersas em um coloide recebeu o nome de movimento browniano.

Coloides no corpo humano e na indústria

Em nosso organismo, os coloides são separados das soluções por membranas semipermeáveis. Por exemplo, as paredes intestinais permitem que as partículas em solução passem para o sangue e para o sistema linfático. Entretanto, as partículas coloidais dos alimentos são muito grandes para atravessar essas paredes e, por isso, elas permanecem no interior do intestino.

O processo de digestão promove a quebra das grandes partículas coloidais de proteínas e amido, produzindo aminoácidos e glicose, os quais conseguem atravessar as paredes e chegar ao sistema circulatório.

Certos alimentos, como as fibras vegetais, não são quebrados em nosso processo digestivo; eles atravessam o nosso intestino intactos.

As membranas celulares também separam íons presentes em soluções e colóides. Por exemplo, as enzimas (estruturas proteicas) são produzidas no interior das células e lá permanecem. No entanto, muitos nutrientes celulares, como oxigênio, aminoácidos, eletrólitos e glicose, atravessam as membranas. Isso também ocorre com muitos produtos excretados pelas células, tais como ureia e gás carbônico.

Fonte: TIMBERLAKE, Karen C. *Chemistry*. Harper Collins College Publishers. Traduzido pelos autores.

Os colóides são de importância fundamental na indústria. O quadro a seguir mostra algumas aplicações tecnológicas dos colóides.

Tratamento de efluentes	Precipitação ou floculação para a remoção dos poluentes das águas residuais em estações de tratamento.
Indústria de tintas	Obtenção de filmes homogêneos e resistentes. Produção de impressões com elevado poder de resolução sem entupir os recipientes que contêm a tinta.
Indústria alimentícia	<i>Mousses</i> , cremes, géis, manteiga.
Cosméticos e produtos de higiene	Cremes de barbear, pastas de dentes, sabonetes, xampus.
Indústria de detergentes	Material de limpeza, líquidos abrasivos.
Indústria farmacêutica	Dispersões estáveis para assegurar uma dose uniforme do princípio ativo em medicamentos.
Indústria agrícola	Dispersão eficaz de defensivos agrícolas.

Fonte: <<http://cftc.cii.fc.ul.pt/PRISMA/capitulos/capitulo3/modulo6/topico5.php>> Acesso em: 29 abr. 2016.

Atividades práticas

I. Preparando colóides

Como você sabe, água e óleo são imiscíveis, mesmo quando submetidos a agitação, pois a água apresenta moléculas polares e os óleos são substâncias apolares.

Ao cessarmos a agitação, em pouco tempo as pequenas partículas de óleo se unem e formam uma lâmina que fica na parte superior do sistema, pois o óleo apresenta uma densidade menor do que a água.

Se pudéssemos impedir que as gotículas de óleo se unissem novamente, poderíamos mantê-las dispersas na água, ou seja, obteríamos uma mistura de dois líquidos imiscíveis.

Os agentes emulsificantes (ou emulsionantes) são substâncias que têm a propriedade de estabilizar uma mistura de líquidos imiscíveis, pois apresentam moléculas com uma porção polar e outra apolar. Dois desses agentes são comuns em nosso dia a dia: gema de ovo e sabão.

Objetivo: por meio do preparo de uma receita comum do dia a dia, observar a ação de um agente emulsificante na obtenção de um colóide.

Material necessário:

- 1 gema de ovo
- 1 colher (sopa) de suco de limão ou vinagre
- 1 xícara de óleo comestível

Siga **SEMPRE** as orientações do(a) professor(a) ou técnico(a) de laboratório.

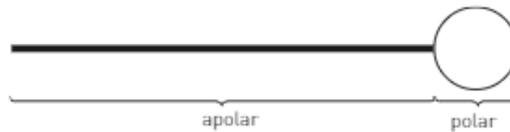
Procedimento

Misture a gema de ovo com o suco de limão em um liquidificador, em velocidade baixa. Depois, adicione o óleo lentamente. Deixe o liquidificador ligado durante dois minutos.

Discussão

Com base no experimento, responda às seguintes questões:

1. Observando a mistura obtida, você é capaz de reconhecê-la? Qual é o nome comercial desse coloide?
2. Qual é a substância dispersante e qual é a substância que constitui o disperso?
3. Qual é a finalidade de utilizarmos a gema de ovo?
4. Observe como a molécula da lecitina, responsável pela ação emulsificante da gema de ovo, foi representada:



Sabendo que a porção ou extremidade apolar da molécula é hidrofóbica e a porção ou extremidade polar é hidrofílica, faça um esquema indicando o papel dessas estruturas na união do dispersante com o disperso.

5. Como esse coloide pode ser classificado?
6. Qual é a diferença entre esse coloide e um aerossol, uma espuma e um gel?

II. Efeito Tyndall

Objetivo: com base no que foi estudado sobre o efeito Tyndall, observar algumas misturas e concluir sobre sua classificação.

Material necessário

- 1 caixa de papelão
- 3 copos lisos de vidro transparente
- 1 colher de chá
- farinha de trigo
- sal de cozinha
- lanterna
- tesoura sem ponta

Cuidado!
O uso de tesouras e de outros instrumentos perfurocortantes pode ser perigoso.

Procedimento

1. Com o auxílio da tesoura, faça um furo arredondado em uma das laterais da caixa. A altura do furo deve corresponder à metade da altura do copo.
2. Na lateral oposta, faça um furo quadrado, com aproximadamente 2 cm de lado. O centro desse quadrado deve estar alinhado com o furo arredondado.
3. Coloque água em um dos copos até atingir $\frac{3}{4}$ da altura do copo.
4. Depois, coloque o copo dentro da caixa, de modo que seu centro esteja alinhado com os centros dos dois furos e feche a caixa.
5. Ligue a lanterna próxima ao furo arredondado e observe o copo através do furo oposto. Anote o que observou.
6. Substitua esse copo por outro contendo uma colher de chá de sal dissolvido em $\frac{3}{4}$ de copo de água. Observe-o e anote.
7. Depois, substitua esse copo por outro contendo uma colher de chá de farinha dissolvida, sob agitação, em $\frac{3}{4}$ de copo de água. Observe-o e anote.



Letícia Studio

Discussão

Com base no que observou, responda:

1. A mistura água + farinha de trigo é uma solução ou uma suspensão? Justifique sua resposta levando em conta o que sabe sobre o efeito Tyndall.
2. A mistura água + sal de cozinha é uma solução ou uma suspensão? Justifique sua resposta levando em conta o que sabe sobre o efeito Tyndall.

Capítulo 6

Efeitos coligativos

Antes de abordarmos o tema central deste capítulo, vamos retomar alguns conhecimentos relacionados às mudanças de estado físico das substâncias e conhecer alguns conceitos novos, que serão desenvolvidos neste capítulo. Vamos a eles!

1. PROPRIEDADES DE SUBSTÂNCIAS

Sabemos que as substâncias puras podem ser identificadas por suas propriedades constantes. Vamos analisar a dependência entre duas dessas propriedades: a pressão e a temperatura.

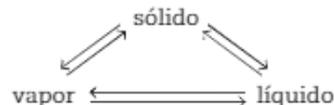
Diagrama de fases

Dentre as propriedades físicas que caracterizam uma substância, temos as temperaturas nas quais ocorrem as mudanças de estado:

- fusão e solidificação: sólido \rightleftharpoons líquido;
- ebulição e liquefação: líquido \rightleftharpoons vapor;
- sublimação: sólido \rightleftharpoons vapor.

Durante uma mudança de estado, há equilíbrio entre as fases envolvidas, e a temperatura permanece constante. Sob diferentes pressões, as mudanças de fase ocorrem em diferentes temperaturas.

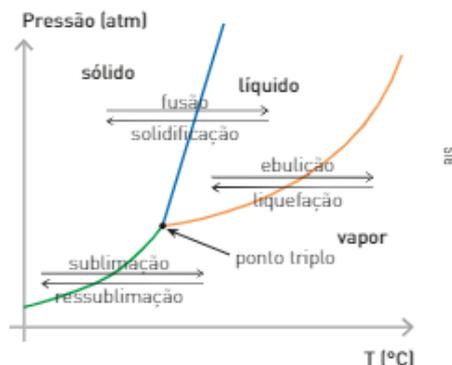
Sob determinadas condições de pressão e temperatura, os três estados físicos podem coexistir, em equilíbrio, conforme esquema a seguir.



Essa é a situação em que ocorre o que chamamos de ponto triplo, que é característico de cada substância. A uma dada temperatura e variando-se as pressões, pode-se determinar o estado físico em que a substância se encontra a uma dada pressão, usando um sistema fechado.

Repetindo o processo a diferentes temperaturas, obtemos os dados necessários para construir o diagrama de fases, conforme você vê ao lado.

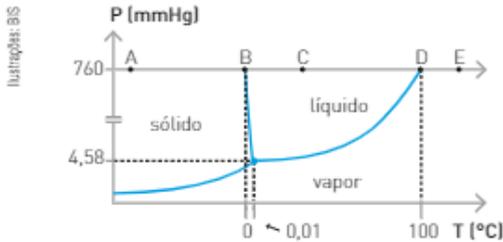
Cada substância apresenta um diagrama de fases característico. No entanto, o diagrama da maioria das substâncias assemelha-se ao mostrado aqui.



Cada uma das curvas do diagrama indica as condições de pressão e temperatura nas quais duas fases estão em equilíbrio.

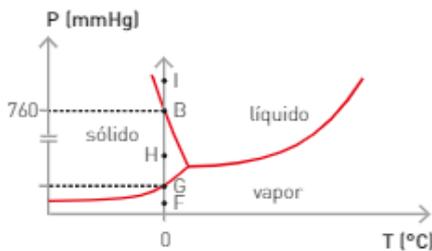
As áreas delimitadas por essas linhas representam as condições de pressão e temperatura nas quais uma substância existe em um único estado físico. O ponto determinado pela intersecção das três linhas é o ponto triplo e indica uma condição única de pressão e temperatura na qual as três fases encontram-se em equilíbrio.

Para melhor compreensão do significado do diagrama de fases e das mudanças de estado, vamos estudar, como exemplo, o diagrama de fases da água ao longo de uma linha com pressão constante de 760 mmHg e cuja temperatura varia.



Ponto	Estado físico
A	sólido
B	sólido \rightleftharpoons líquido
C	líquido
D	líquido \rightleftharpoons vapor
E	vapor

Agora, façamos uma análise semelhante, no mesmo diagrama, de uma amostra de água cuja temperatura é mantida constante a 0 °C e cuja pressão varia.

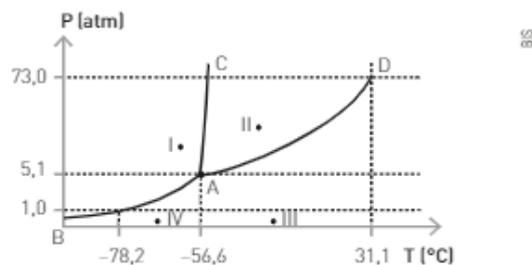


Ponto	Estado físico
F	vapor
G	sólido \rightleftharpoons vapor
H	sólido
B	sólido \rightleftharpoons líquido
I	líquido

ATIVIDADES



Considere o diagrama de fases do dióxido de carbono (CO_2) e responda às questões de 17 a 21.



- Em que estado físico se encontra o dióxido de carbono nos pontos I, II, III e IV?
- Quais os estados físicos presentes nas curvas B — A, C — A e D — A?
- Indique a temperatura (°C) e a pressão (atm) em que o CO_2 existe simultaneamente nos três estados físicos e dê o nome do ponto indicado pela letra A.
- O CO_2 , no estado sólido, é comercializado com o nome de gelo-seco. Mas, nas condições ambientes, é um gás. Explique por quê.
- Por que não é possível conservar o CO_2 sólido em geladeiras ou freezers comuns?

Pressão máxima de vapor

Uma das propriedades físicas com a qual mais comumente convivemos, e que é facilmente perceptível, é a volatilidade de diferentes substâncias. No dia a dia, percebemos que substâncias diferentes apresentam diferentes volatilidades, ou seja, têm maior ou menor facilidade de passar do estado líquido para o estado de vapor.



Cristina Xavier



Imagens Focofoto/Get Images

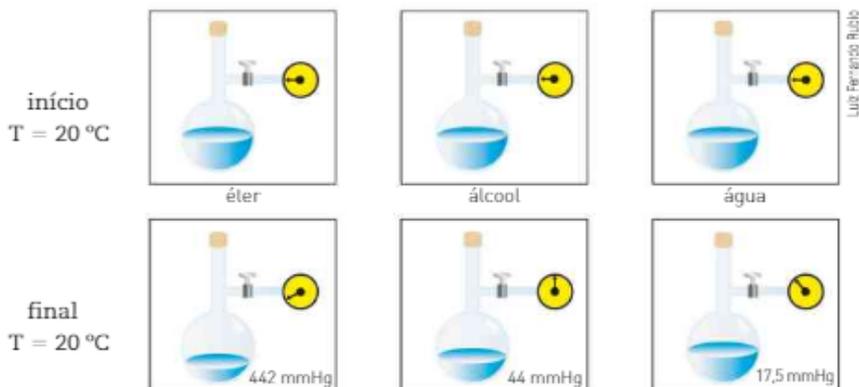
Entre a acetona e o azeite, qual tem maior volatilidade?

Ao remover esmalte das unhas utilizando acetona, a manicure fecha de imediato o frasco após ter embebido o algodão, pois ela sabe que a acetona evapora muito facilmente. No entanto, não há esse tipo de preocupação quando usamos óleo ou azeite para temperar salada, pois essas substâncias são pouco voláteis e seus recipientes podem permanecer abertos até termos consumido todo o seu conteúdo.

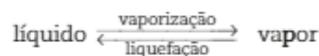
Podemos comparar a volatilidade de três substâncias no mesmo ambiente — álcool comum, éter comum e água —, colocando volumes iguais desses líquidos em três frascos idênticos dispostos sobre uma mesa.

Após certo tempo, verificamos que o frasco contendo éter está vazio e que o volume do álcool diminuiu de maneira considerável, enquanto o volume de água apresenta apenas uma pequena diminuição. Logo, podemos concluir que, das três substâncias, o éter é a mais volátil, ao passo que a água é a menos volátil.

Se realizarmos um experimento semelhante a esse, com recipientes fechados providos de um manômetro para medir a pressão interna do sistema, teremos o seguinte:



As pressões indicadas pelos manômetros correspondem àquelas exercidas pelos vapores em uma situação de equilíbrio, em que a rapidez de vaporização é igual à rapidez de liquefação:



No equilíbrio, à temperatura constante, a concentração das moléculas no estado de vapor não varia com o tempo. Dessa forma, a pressão exercida pelo vapor sobre o líquido permanece constante. A pressão de vapor em equilíbrio com seu líquido é denominada pressão máxima de vapor (P).

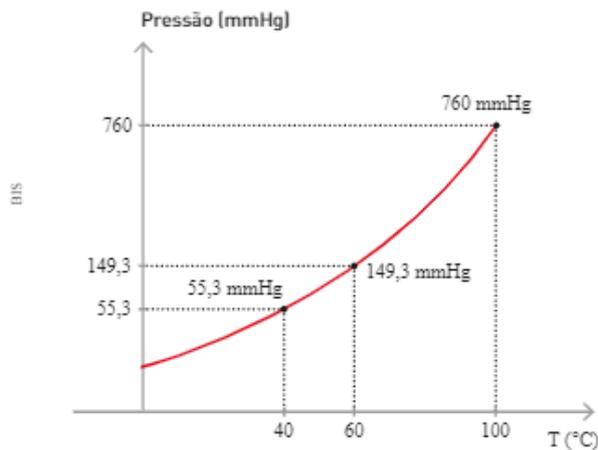
Líquidos diferentes, a uma mesma temperatura, apresentam diferentes pressões máximas de vapor, as quais dependem da intensidade das forças intermoleculares da substância no estado líquido. Pelos dados obtidos no exemplo, temos:

Pressão máxima de vapor (P) a 20 °C	
água (l) \rightleftharpoons água (v)	17,5 mmHg
álcool (l) \rightleftharpoons álcool (v)	44 mmHg
éter (l) \rightleftharpoons éter (v)	442 mmHg

O fato de o éter apresentar a maior pressão máxima de vapor nos permite deduzir que as interações entre suas moléculas, no estado líquido, são mais fracas; conseqüentemente, ele é mais volátil.

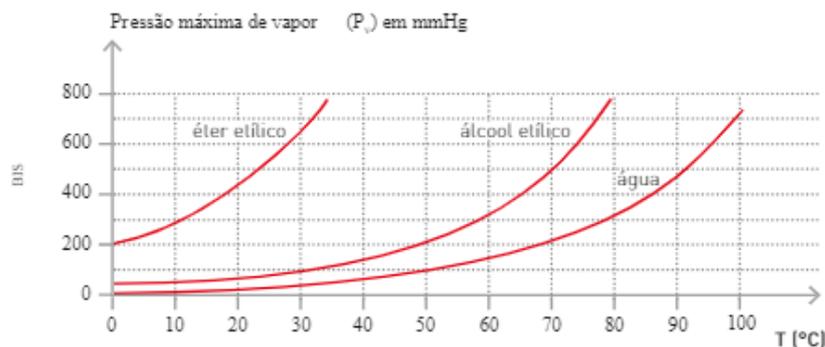
Na água, existem interações intermoleculares mais intensas, por esse motivo ela é a substância menos volátil e que apresenta menor pressão máxima de vapor.

Vamos considerar a água a diferentes temperaturas:



Essas medidas de pressão máxima de vapor demonstram que, quanto maior é a temperatura de um líquido, maior é sua pressão máxima de vapor.

A partir de dados obtidos em experimentos nos quais foram utilizadas diferentes substâncias em diferentes temperaturas, podemos construir um gráfico relacionando as pressões máximas de vapor e a temperatura.

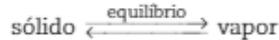


A análise do gráfico permite concluir que:

- a uma mesma temperatura, líquidos diferentes apresentam diferentes pressões máximas de vapor;
- a pressão máxima de vapor de um líquido aumenta com a elevação da temperatura.

Verifica-se experimentalmente que a pressão máxima de vapor de um líquido, a uma mesma temperatura, não depende do volume desse líquido nem do formato do frasco no qual ele está contido.

Essas conclusões referem-se à pressão máxima de vapor no equilíbrio líquido-vapor; porém, vale ressaltar que alguns sólidos (gelo-seco, naftalina, iodo, cânfora, mentol etc.) sofrem sublimação, ou seja, passam diretamente do estado sólido para o gasoso. Nessa situação, há um equilíbrio entre esses dois estados:



Nesse sistema, a rapidez de transformação — tanto do sólido para o vapor quanto do vapor para o sólido — é a mesma, em uma dada temperatura.

No entanto, para a maioria dos sólidos, devido à grande intensidade das ligações intermoleculares, a pressão máxima de vapor é considerada desprezível.

Relação entre pressão máxima de vapor e temperatura de ebulição

Quando um líquido é aquecido em recipiente aberto, inicialmente observa-se, no fundo do recipiente (onde ocorre o fornecimento de calor), a formação de bolhas constituídas pelo ar que estava dissolvido no líquido.

À medida que ele é aquecido, parte das moléculas adquire, a uma dada temperatura, energia suficiente para que ocorra a mudança de estado do líquido, que sofre vaporização, acarretando a formação de grandes bolhas em toda a sua extensão.

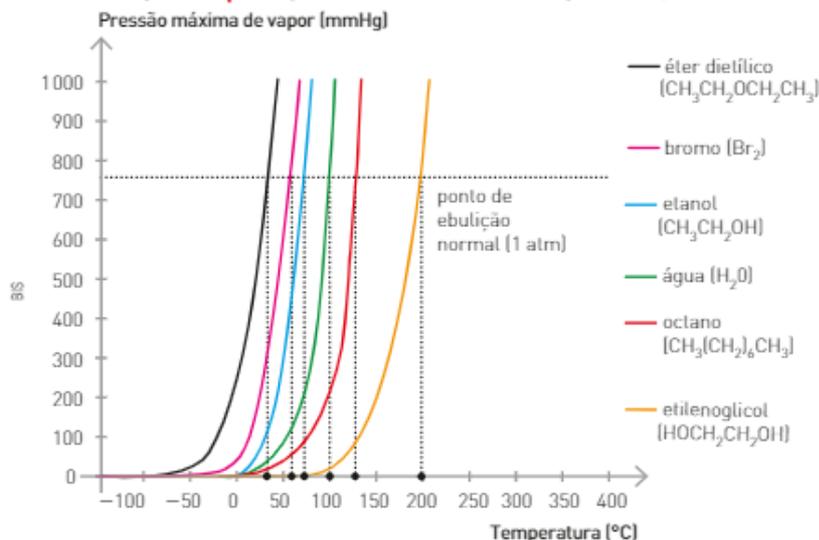
Essas bolhas são formadas pelo vapor do líquido cercado por uma película do próprio líquido. Para que elas se formem, subam para a superfície e se rompam, escapando do líquido, é necessário que a pressão de vapor no interior da bolha seja, no mínimo, igual à pressão atmosférica.

Assim, concluímos que um líquido ferve (entra em ebulição) à temperatura na qual a pressão máxima de vapor se iguala à pressão exercida sobre sua superfície, ou seja, à pressão atmosférica.

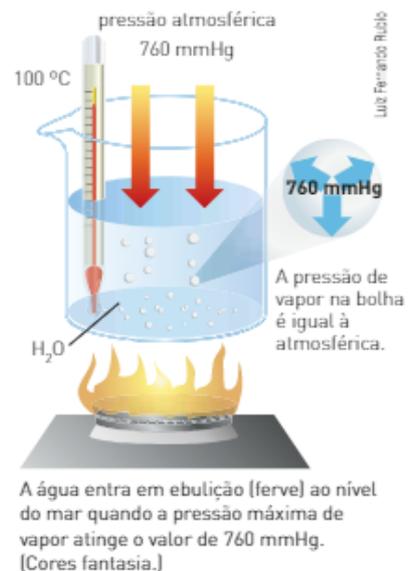
Se a ebulição ocorrer ao nível do mar, onde a pressão atmosférica é igual a 1 atm (760 mmHg), o líquido só ferverá quando a sua pressão máxima de vapor for igual a 760 mmHg, que é denominada temperatura de ebulição normal.

O gráfico a seguir relaciona a pressão máxima de vapor (P_v) e a temperatura (T) de algumas substâncias, e, a partir dele, podemos determinar as temperaturas de ebulição (T_E) dessas substâncias em diferentes pressões atmosféricas.

Varição da P_v de algumas substâncias em relação à temperatura



Fonte: GILBERT, R.; KIRSS, R. V.; FOSTER, N.; DAVIES, G. Chemistry. 2. ed. Nova York: W.W. Norton & Co, 2008.



Pela análise do gráfico, podemos perceber que a temperatura de ebulição de cada um dos líquidos varia à medida que ocorre a mudança da pressão exercida sobre eles, ou seja, da pressão atmosférica. Assim, a TE de um líquido pode ser diminuída pela redução da pressão exercida sobre ele.

Se você tivesse que representar a curva da pressão de vapor da glicerina

$$\begin{array}{c} \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \\ | \quad | \quad | \\ (\text{H}_2\text{C} - \text{CH} - \text{CH}_2) \end{array}$$

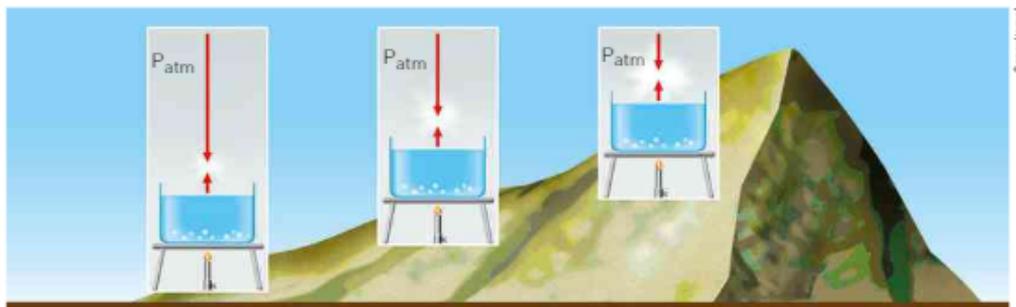
nas mesmas condições, ela deveria ser representada à esquerda de todas as curvas, em uma posição intermediária ou à direita? Como você pode justificar?

CONEXÃO Atmosfera

Cozinhando alimentos

Nas montanhas, onde a pressão atmosférica é menor do que ao nível do mar, a temperatura de ebulição da água em recipiente aberto é menor do que 100 °C. No monte Everest (Ásia), por exemplo, cujo pico está 8 840 metros acima do nível do mar, a pressão atmosférica é de 244 mmHg, e a água entra em ebulição a 71 °C.

Na cidade de São Paulo, onde a pressão atmosférica é de aproximadamente 760 mmHg, a TE da água é de aproximadamente 98 °C.



Representação da variação da pressão atmosférica de acordo com a altitude. Representação fora de escala e em cores fantasia.

O fato de o ponto de ebulição ser alterado pela variação da pressão exercida sobre o líquido é observado com frequência em nosso dia a dia. Um aumento de pressão provoca um aumento na temperatura de ebulição, que, por sua vez, acelera as mudanças físicas e químicas que ocorrem durante o cozimento de alimentos, como carnes, ovos e legumes. Esse aumento da pressão é obtido quando utilizamos a panela de pressão. Nesse utensílio, a pressão atinge valores superiores a 1 atm (760 mmHg), o que provoca a ebulição da água a temperaturas superiores a 100 °C.

Refleta

REGISTRE
NO CADERNO

1. Com base nas informações do texto, monte um gráfico da variação da pressão máxima de vapor da água em relação à temperatura de ebulição: ao nível do mar, em São Paulo e no monte Everest.
2. De acordo com o Laboratório de Química do Estado Sólido, da Unicamp, a vantagem de se utilizar a panela de pressão no preparo dos alimentos reside apenas na redução do tempo de cozimento. Visite a página <http://lqes.iqm.unicamp.br/canal_cientifico/lqes_news/lqes_news_cit/lqes_news_2012/lqes_news_novida_des_1683.html> na Internet e, depois de ler seu conteúdo, discuta com seus colegas: como aproveitar melhor os nutrientes dos alimentos preparados na panela de pressão? [Acesso em: 24 mar. 2016.]

2. ANÁLISE DOS EFEITOS COLIGATIVOS

Várias propriedades das soluções são aplicadas em nosso dia a dia. Um exemplo é a adição do etilenoglicol à água usada nos sistemas de refrigeração dos motores de automóveis.

Soluções aquosas do etilenoglicol e de outras substâncias têm propriedades diferentes do solvente puro, no caso a água, tais como:

- diminuição da pressão máxima de vapor (efeito tonoscópico);
- elevação da temperatura de ebulição (efeito ebulioscópico);
- diminuição da temperatura de solidificação (efeito crioscópico);
- aumento da pressão osmótica (efeito osmótico).

Essas propriedades são denominadas propriedades coligativas.

Observação

O termo "coligativo" provém do latim colligare, unir, juntar.

A intensidade com que essas propriedades ocorrem depende unicamente da quantidade de partículas (moléculas ou íons) provenientes do soluto não volátil presente na solução.

Esses fenômenos podem ser explicados pelas interações que ocorrem entre as partículas do soluto e as moléculas do solvente. Essas interações dificultam a passagem do solvente para o estado de vapor, assim como seu congelamento.

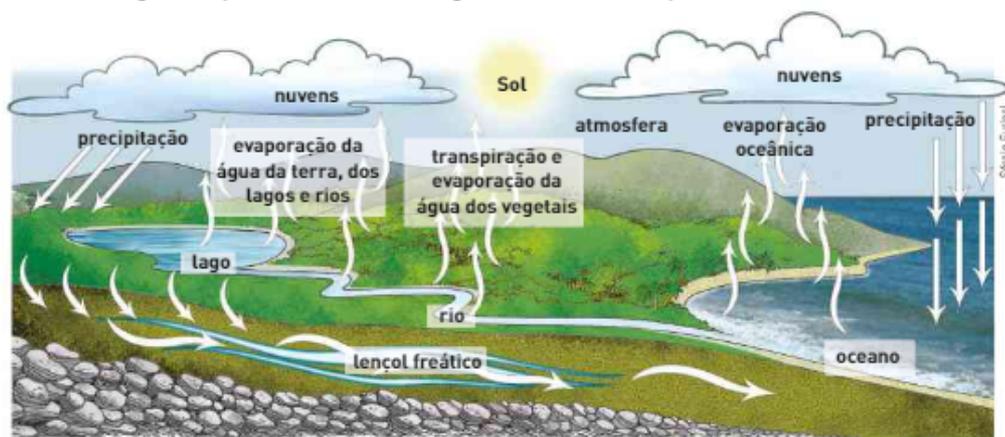
Cuidado!
Os anticongelantes automotivos em geral, e o etilenoglicol em especial, são tóxicos.



CONEXÃO Meio ambiente

O vapor-d'água na atmosfera

A ilustração abaixo mostra o ciclo da água na natureza. A evaporação da água forma massas de ar úmido que, quando resfriadas, originam as nuvens. A água, então, volta à terra como chuva, alimentando as fontes subterrâneas de água (lençóis freáticos), rios, lagos etc. antes de evaporar novamente, fechando o ciclo.



Representação fora de escala e em cores fantasia.

A atmosfera normalmente apresenta uma certa quantidade de vapor-d'água (umidade) proveniente do ciclo da água, da queima de combustíveis ou do ar expirado.

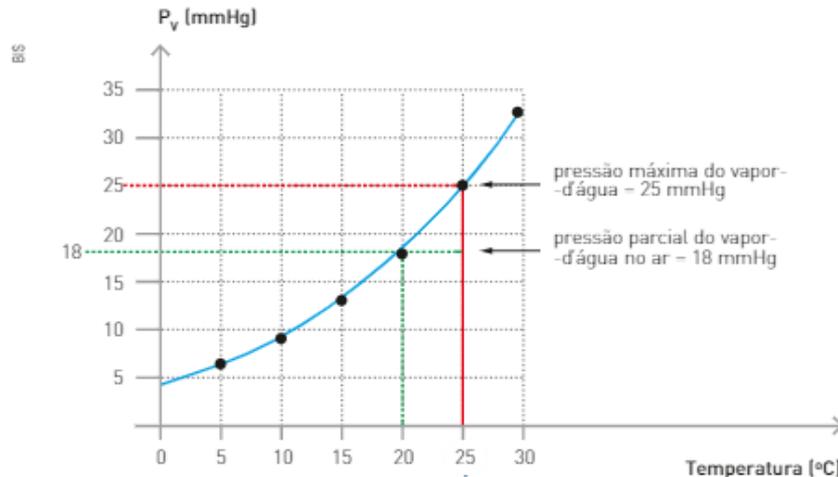
A quantidade de vapor-d'água existente no ar, expressa em g de H_2O/m^3 de ar, é denominada **Umidade Absoluta do Ar (UAA)**.

Contudo, a maneira mais comum de indicar essa quantidade considera a porcentagem de vapor-d'água existente no ar em relação à máxima quantidade de vapor-d'água em que nele pode ser encontrado, na mesma temperatura.

Essa forma de indicá-la, denominada **Umidade Relativa do Ar (URA)**, compara a pressão parcial do vapor-d'água existente no ar com a pressão máxima de vapor de água a uma dada temperatura:

$$\left. \begin{array}{l} P_V \longrightarrow 100\% \text{ umidade} \\ P_{V(\text{água})} \longrightarrow \text{URA} \end{array} \right\} \Rightarrow \text{URA} = \frac{P_{V(\text{água})}}{P_V} \cdot 100\%$$

Usando o gráfico que mostra os valores da P_V da água entre 0°C e 30°C e supondo que a $P_{V(\text{água})}$ em um dado instante, a 25 °C, é de 18 mmHg, temos:



Aplicando a expressão já vista, podemos determinar a URA.

$$\left. \begin{array}{l} 25 \text{ mmHg} \longrightarrow 100\% \\ 18 \text{ mmHg} \longrightarrow \text{URA} \end{array} \right\} \Rightarrow \text{URA} = \frac{18 \text{ mmHg}}{25 \text{ mmHg}} \cdot 100\% = 72\%$$

Se a $P_{V(\text{água})}$ permanecesse constante e a temperatura ambiente diminuísse, a P_V diminuiria e a URA aumentaria. Assim, a 20 °C, a URA seria de 100%, podendo ultrapassar esse valor a temperaturas inferiores. Nessas condições, o ar estaria supersaturado de vapor-d'água, o que levaria a uma situação de instabilidade.

Assim, uma parte do vapor-d'água se condensaria na forma de pequenas gotas: o orvalho.

A maior temperatura na qual pode ocorrer a condensação do vapor-d'água é denominada **ponto de orvalho**.



O orvalho é formado na condensação do vapor-d'água na atmosfera.



A geada ocorre quando o vapor-d'água se solidifica (sublimação).

Se o ponto de orvalho corresponder a uma temperatura menor que a da solidificação da água (0 °C), o vapor-d'água passa direto para o estado sólido: é o fenômeno da geada.

Refleta

REGISTRE
NO CADERNO

1. Relacione a umidade relativa do ar à secagem de roupas em um varal.
2. A geada queima flores, frutos e folhas das plantações, causando um grande prejuízo econômico. Argumente com seus colegas como esse fenômeno climático influencia o preço dos alimentos.
3. Noel Rosa, consagrado sambista brasileiro, morreu aos 26 anos de idade, vítima de tuberculose. Foi compositor de grandes sucessos, como "Com que roupa?" (1931), "Palpite infeliz" (1935) e "Feitiço da Vila" (1934), os dois últimos sambas foram gravados como resposta a uma rixa musical entre ele e Wilson Batista.

▶ **Cursou Medicina, mas do curso só levou o samba "Coração" (1932):**

[...] Coração

Grande órgão propulsor

Transformador do sangue venoso em arterial

Coração

Não és sentimental

Mas entretanto dizem

Que és o cofre da paixão [...]

Essa música ficou conhecida como "samba anatômico", apesar de trazer algumas imprecisões, como o fato de ser o pulmão que transforma o sangue venoso em arterial, e não o coração, como escrito pelo sambista.

Em 1933, escreveu "O orvalho vem caindo", cujo trecho da letra foi reproduzido abaixo.

[...] O orvalho vem caindo

Vai molhar o meu chapéu

E também vão sumindo

As estrelas lá no céu [...]

Responda aos itens.

- O que é o orvalho? O sambista usou o termo "orvalho" com exatidão em sua música?
- Qual a diferença entre o orvalho e a geada?

Tonoscopia ou tonometria

Por volta de 1886, o químico francês François Marie Raoult (1830-1901) verificou que a pressão de vapor de um solvente, quando em uma solução de um soluto não volátil e não eletrolítico, depende da fração em mol do solvente na solução.

Essa relação é conhecida por Lei de Raoult e pode ser expressa matematicamente por:

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

em que

$P_{\text{solução}}$ = pressão de vapor do solvente na solução

x_{solvente} = fração em mol do solvente

$$x_{\text{solvente}} = \frac{\text{número de mol do solvente}}{\text{número de mol do soluto} + \text{número de mol do solvente}}$$

Um exemplo da aplicação da Lei de Raoult pode ser dado considerando-se uma solução formada por 0,10 mol de etilenoglicol, um soluto não eletrolítico e considerado não volátil, quando comparado com a água, e 0,90 mol de água.

Inicialmente vamos calcular a fração em mol do solvente.

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,90}{0,10 + 0,90} = 0,90$$

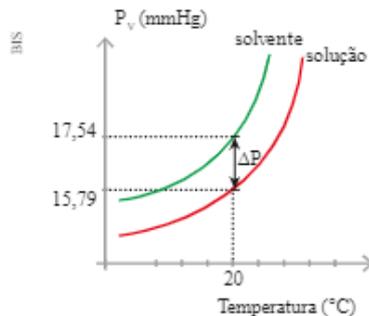
Se essa solução foi preparada a 20 °C, temperatura na qual a pressão de vapor da água pura é de 17,54 mmHg, a pressão de vapor da água na solução pode ser calculada por:

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

$$P_{\text{solução}} = 0,90 \cdot 17,54$$

$$P_{\text{solução}} \cong 15,79 \text{ mmHg}$$

Comparando os valores da pressão de vapor do solvente puro (17,54 mmHg) e da pressão de vapor do solvente na solução (15,79 mmHg), podemos perceber que a adição de um soluto não volátil provocou uma diminuição na pressão de vapor do solvente.



Esse efeito coligativo — diminuição da pressão máxima de vapor de um solvente, provocada pela adição de um soluto não volátil — é chamado efeito tonoscópico e é justamente o objeto de estudo da tonoscopia ou tonometria.

A diferença entre os valores das pressões de vapor (ΔP) é conhecida por diminuição da pressão máxima de vapor e pode ser calculada pela expressão:

$$\Delta P = P_{\text{solvente puro}} - P_{\text{solução}}$$

No exemplo estudado, temos:

$$\Delta P = 17,54 \text{ mmHg} - 15,79 \text{ mmHg}$$

$$\Delta P = 1,75 \text{ mmHg}$$

Raoult verificou que essas relações não eram válidas para as soluções de substâncias eletrolíticas.

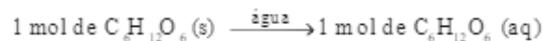
O abaixamento da pressão de vapor em soluções eletrolíticas começou a ser entendido após a publicação da Teoria da dissociação iônica por Arrhenius e, mais recentemente, com a comprovação experimental* de que os efeitos coligativos estão relacionados com o número de mol de soluto dissolvido em 1 000 g do solvente.

* A descoberta experimental mencionada pode ser provada termodinamicamente de acordo com Peter Atkins e Loretta Jones (*Princípios de Química*) e Danell D. Ebbing e Stevan D. Gammon (*General Chemistry*).

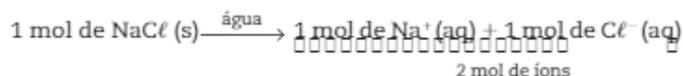
O número de partículas do soluto em uma solução depende do fato de o soluto sofrer ou não dissociação ou ionização. Veja os exemplos:

- Solutos como glicose ($C_6H_{12}O_6$), sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) etc., quando dissolvidos em água, não originam íons.

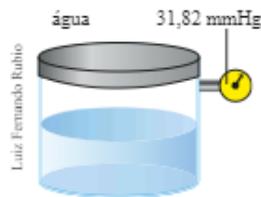
Assim:



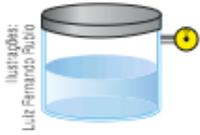
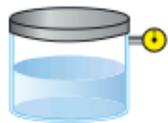
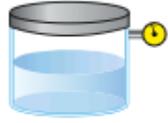
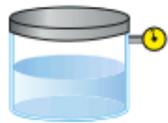
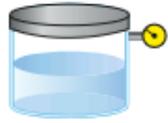
- Solutos como NaCl, $CaCl_2$ etc., quando dissolvidos em água, se dissociam originando íons.



Veja a relação entre pressão de vapor e número de partículas do soluto na solução.



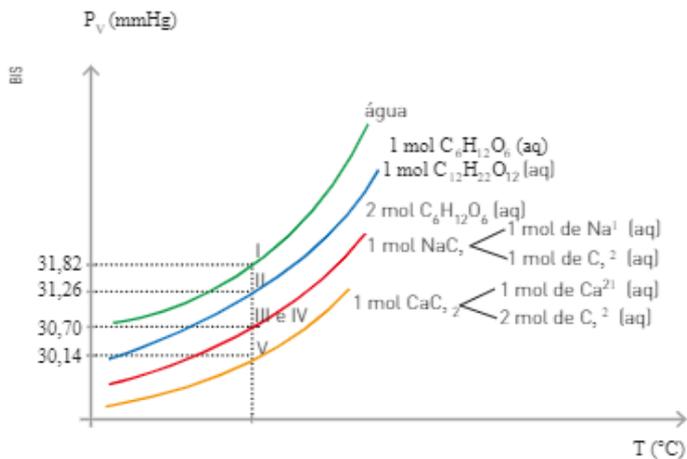
Essa relação pode ser constatada através das medidas das pressões máximas de vapor das várias soluções à temperatura constante de 30 °C. A pressão de vapor da água a 30 °C é igual a 31,82 mmHg.

	Composição da solução	Nº de partículas do soluto na solução	Pressão de vapor (mmHg)
Solução I	 1 mol de $C_6H_{12}O_6$ 1000 g de H_2O	1 mol de $C_6H_{12}O_6$ (aq)	31,26
Solução II	 1 mol de $C_{12}H_{22}O_{11}$ 1000 g de H_2O	1 mol de $C_{12}H_{22}O_{11}$ (aq)	31,26
Solução III	 2 mol de $C_6H_{12}O_6$ 1000 g de H_2O	2 mol de $C_6H_{12}O_6$ (aq)	30,70
Solução IV	 1 mol de $NaCl$, 1000 g de H_2O	2 mol de íons $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } Na^+ \text{ (aq)} \\ 1 \text{ mol de } Cl^- \text{ (aq)} \end{array} \right.$	30,70
Solução V	 1 mol de $CaCl_2$, 1000 g de H_2O	3 mol de íons $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } Ca^{2+} \text{ (aq)} \\ 2 \text{ mol de } Cl^- \text{ (aq)} \end{array} \right.$	30,14

Os dados presentes na tabela, obtidos experimentalmente, permitem tirarmos algumas conclusões:

- A adição de solutos não voláteis sempre provoca uma diminuição na pressão máxima de vapor do solvente.
- Uma mesma quantidade de partículas de soluto dissolvidas sempre resulta em um mesmo valor de pressão de vapor, conclusão obtida pelas comparações das soluções I, II, III e IV.
- Quanto maior o número de partículas de soluto dissolvidas na solução menor será a pressão de vapor, conclusão obtida comparando a solução V com as demais.

Graficamente, temos:

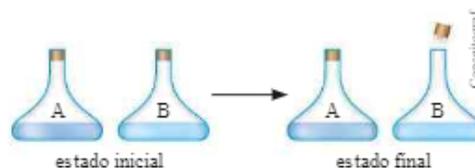


1. Quando trabalhamos com soluções aquosas com concentração superior a 0,2 mol/L, para efetuar os cálculos de variação das temperaturas de fusão, ebulição e pressão máxima de vapor, é mais apropriado utilizar como tipo de concentração a relação entre o número de mol do soluto e a massa do solvente em quilograma, para obtermos valores mais próximos dos obtidos experimentalmente.
2. As descrições matemáticas para as propriedades coligativas são rigorosamente válidas somente para soluções com concentração baixa do soluto, com tamanhos moleculares do soluto e do solvente próximos e com o mesmo tipo de atrações intermoleculares no soluto e no solvente, denominadas soluções ideais.

ATIVIDADES

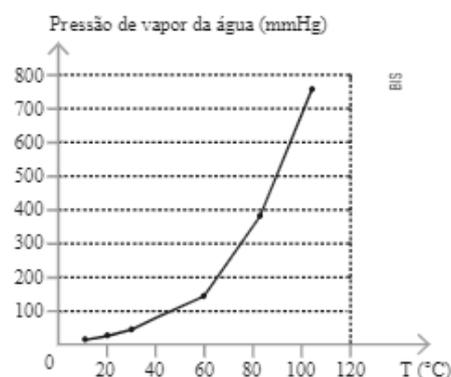


Observe a sequência de ilustrações, em que A e B se mantêm sob as mesmas condições de temperatura e pressão nos estados inicial e final. Depois, responda às questões de 22 a 25.



22. Por que a rolha do frasco que contém o líquido B foi ejetada?
23. Qual líquido é o mais volátil?
24. Qual líquido apresenta a maior temperatura de ebulição?
25. As forças intermoleculares são mais fracas em qual dos líquidos?
26. (Enem-MEC) Um líquido, num frasco aberto, entra em ebulição a partir do momento em que a sua pressão de vapor se iguala à pressão atmosférica. Identifique a opção correta, considerando a tabela, o gráfico e os dados apresentados sobre as seguintes cidades: Natal (RN) – nível do mar; Campos do Jordão (SP) – altitude 1 628 m; Pico da Neblina (RR) – altitude 3 014 m.

Altitude (km)	Pressão atmosférica (mmHg)
0	760
1	600
2	480
4	300
6	170
8	120
10	100



A temperatura de ebulição será:

- a) maior em Campos do Jordão.
- b) menor em Natal.
- c) menor no pico da Neblina.
- d) igual em Campos do Jordão e Natal.
- e) não dependerá da altitude.

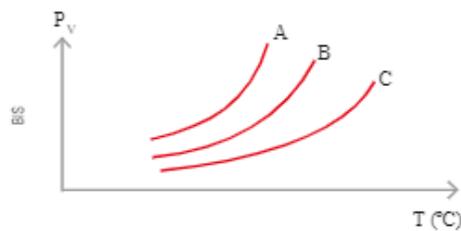
27. Esboce um gráfico indicando na abscissa a temperatura ($^{\circ}\text{C}$) e na ordenada a pressão de vapor (mmHg), considerando os dados a seguir:

Água	T ($^{\circ}\text{C}$)	0	10	20	30
	P _v	5	10	18	32

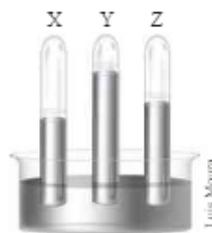
Álcool comum	T ($^{\circ}\text{C}$)	0	10	20	30
	P _v	12	24	44	79

Considere os sistemas a seguir e resolva as questões de 28 a 31.

- I. água pura;
- II. solução aquosa 0,1 mol/L de glicose;
- III. solução aquosa 0,2 mol/L de sacarose.



28. Associe cada um dos sistemas a uma das curvas P_v do gráfico.
29. Em uma mesma temperatura, qual dos sistemas apresenta a menor pressão de vapor?
30. Para um mesmo valor de P_v, qual dos sistemas se encontra em uma temperatura maior?
31. A adição de um soluto não volátil aumenta ou diminui a pressão máxima de vapor de um solvente? Justifique.
32. Considere os três manômetros de mercúrio (X, Y e Z) a seguir.



Um deles contém 1,0 mL de água no topo da coluna de mercúrio, o outro contém 1,0 mL de solução aquosa 0,10 mol/L de ureia no topo da coluna de mercúrio, e o terceiro contém 1,0 mL de uma solução aquosa 0,10 mol/L de cloreto de sódio no topo da coluna de mercúrio.

Associe cada manômetro (X, Y e Z) com a água e as duas soluções.

Justifique sua resposta.

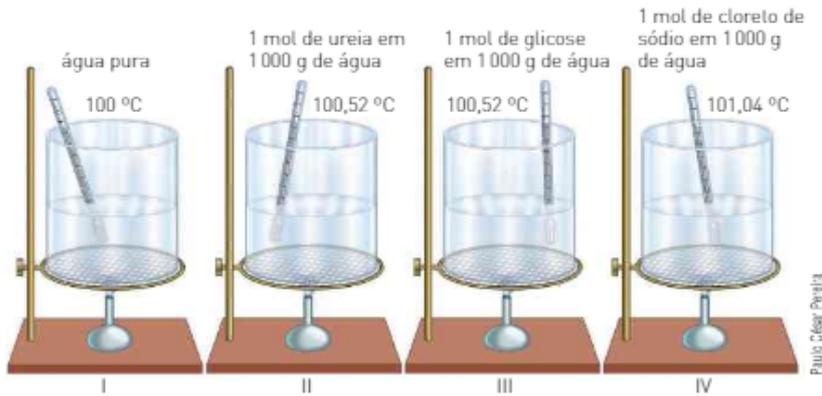
Ebulioscopia e crioscopia

Experimentalmente, verifica-se que, para uma solução de um soluto não volátil, a sua temperatura de ebulição é maior que a do solvente puro e a sua temperatura de congelamento é menor que a do solvente puro.

Inicialmente, vamos estudar a elevação da temperatura de ebulição.

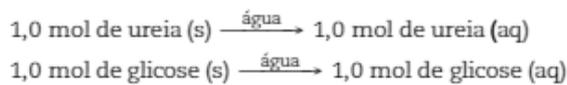
Essa propriedade coligativa, chamada ebulioscopia ou ebuliometria, pode ser constatada por meio da comparação das temperaturas de ebulição da água e de algumas soluções aquosas de soluto não volátil à pressão de 1,0 atm.

Veja os dados experimentais.



Observe que a adição de 1 mol de ureia ou de 1 mol de glicose provocou uma elevação de 0,52 °C em relação à temperatura de ebulição da água pura, que pode ser calculada pela expressão:

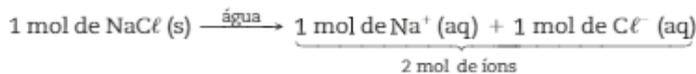
$$\begin{aligned}\Delta T_E &= T_{E_{\text{solução}}} - T_{E_{\text{solvente puro}}} \\ \Delta T_E &= 100,52 \text{ °C} - 100,00 \text{ °C} \\ \Delta T_E &= 0,52 \text{ °C}\end{aligned}$$



A elevação da temperatura de ebulição observada na solução IV foi de 1,04 °C.

$$\begin{aligned}\Delta T_E &= T_{E_{\text{solução}}} - T_{E_{\text{solvente puro}}} \\ \Delta T_E &= 101,04 \text{ °C} - 100,00 \text{ °C} \\ \Delta T_E &= 1,04 \text{ °C}\end{aligned}$$

Essa elevação na temperatura de ebulição é o dobro da ocorrida nas soluções II e III, porque nessa solução existe o dobro de partículas do soluto dissolvidas, isto devido à dissociação do cloreto de sódio.



O aumento da temperatura de ebulição (ΔT_E) pode ser justificado pela diminuição da pressão máxima de vapor, que é devida à presença das partículas do soluto. Para que ocorra a ebulição da solução, é necessário que esta seja aquecida até que sua pressão de vapor se iguale à pressão atmosférica em seu sistema aberto.

O abaixamento da temperatura de congelamento de uma solução contendo um soluto não volátil pode ser percebido por um experimento bastante simples, mostrado na fotografia ao lado.

Dois potes — um com água (à esquerda) e outro com uma mistura de água com soluto não volátil (um anticongelante automotivo) — foram mantidos durante certo tempo dentro de um congelador, à mesma temperatura. A presença de um soluto não volátil impediu o congelamento da água no pote à direita.

Essa propriedade coligativa, chamada crioscopia ou criometria, pode ser constatada por meio da comparação das temperaturas de congelamento da água pura e de algumas soluções aquosas de solutos não voláteis.

Atenção! Não reproduza este experimento em casa. Os cacos resultantes do rompimento do pote podem causar ferimentos e, ainda, danificar o congelador.

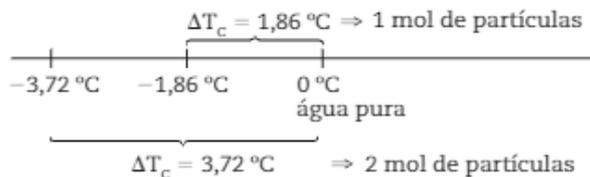


Sérgio Dutra Jr./ITE Mac

Os dados mostrados a seguir foram obtidos à pressão de 1,0 atm, submetendo os sistemas a um resfriamento.

	Solvente	Soluções aquosas		
	água	1 mol de ureia em 1000 g de água	1 mol de glicose em 1000 g de água	1 mol de cloreto de sódio em 1000 g de água
Nº de partículas de soluto presentes na solução	—	1 mol de ureia (aq)	1 mol de glicose (aq)	2 mol de íons $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Na}^+ \text{ (aq)} \\ 1 \text{ mol de Cl}^- \text{ (aq)} \end{array} \right.$
Temperatura de congelamento (TC)	0 °C	-1,86 °C	-1,86 °C	-3,72 °C

Note que a presença de 1 mol de partículas do soluto na solução provoca um abaixamento de 1,86 °C na temperatura de congelamento da água, ao passo que a presença de 2 mol de partículas de soluto na solução provoca o dobro do abaixamento, ou seja, 3,72 °C. Esquemáticamente, temos:



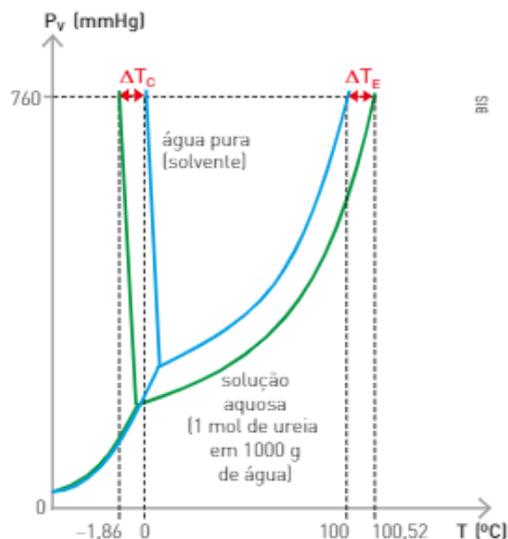
Esses dois efeitos coligativos — ebulioscópico e crioscópico — podem ser visualizados no gráfico ao lado, que mostra as temperaturas de fusão e de ebulição, ao nível do mar, da água pura e de uma solução aquosa contendo 1 mol de ureia em 1000 g de água.

Observando o gráfico, podemos concluir que a temperatura de fusão (congelamento) da solução é igual a -1,86 °C e que sua temperatura de ebulição é de 100,52 °C.

Tanto a temperatura de ebulição como a temperatura de congelamento de uma solução correspondem à temperatura na qual se inicia o processo.

Na ebulição, a temperatura não se mantém constante porque, devido ao aquecimento, o solvente evapora, acarretando um aumento na concentração da solução e consequentemente um aumento na sua temperatura de ebulição.

Nos processos de congelamento de uma solução, ocorre somente o congelamento do solvente, que então se separa da solução. Assim, a solução resultante fica mais concentrada, o que torna necessário um abaixamento maior da temperatura para que o congelamento continue ocorrendo.



Uma estratégia de sobrevivência

A rã dos bosques (*Rana sylvatica*) consegue sobreviver nos invernos frios, parcialmente congelada. Nesse estado suas atividades fisiológicas são extremamente pequenas, entrando em um estado de hibernação. Como estratégia de sobrevivência em condições de temperaturas muito baixas, ela produz e libera no sangue, e no interior das células, quantidades de glicose.

Quando a temperatura ambiente cai abaixo do ponto de congelamento, os fluidos extracelulares, como os da cavidade abdominal, congelam. Porém, os fluidos intracelulares e o sangue não congelam, permanecendo líquidos devido à elevada concentração de glicose, que provoca um abaixamento da temperatura de congelamento. A glicose age como um anticongelante. Podemos dizer que essa rã se mantém viva, no inverno, devido a um efeito crioscópico.

Fonte: TRO, Nivaldo J. *Introductory Chemistry*. 3. ed. New Jersey: Prentice Hall, 2008. (Trad. do autor.)



W. Perry Cornejo/Cortesi/Alamy-Stock

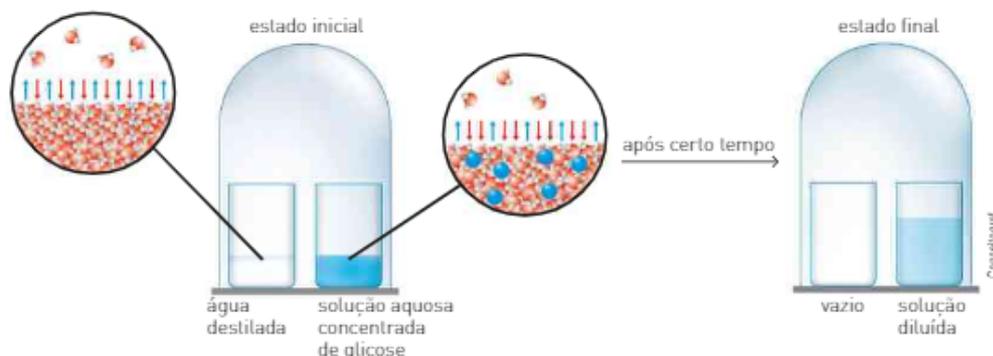
A rã dos bosques é nativa dos Estados Unidos e do Canadá, sendo o único anuro encontrado ao norte do círculo polar ártico. Comprimento: 3,5 a 6 cm.

Refleta

Pesquise mais informações sobre anticongelantes automotivos. Traga suas ideias e troque informações com seus colegas.

Osmose

A ilustração a seguir representa um fenômeno espontâneo relacionado à pressão máxima de vapor.



A ilustração representa modelos moleculares fora de escala e em cores fantasia.

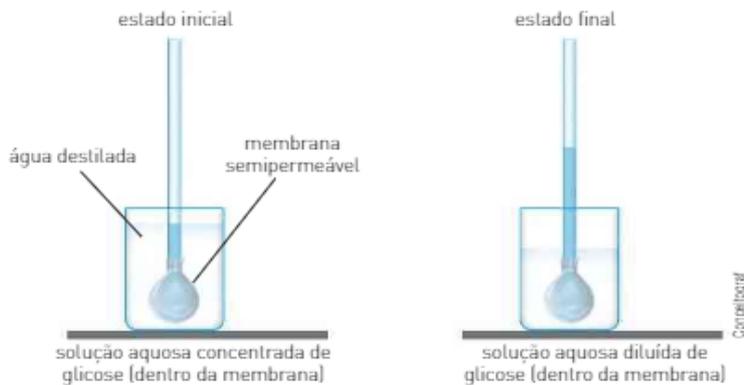
No estado inicial, temos dois frascos: um contendo água destilada e outro contendo uma solução aquosa concentrada de glicose.

Nos dois frascos ocorrem simultaneamente a evaporação e a condensação da água.

Devido ao fato de a pressão de vapor da água destilada ser maior do que a pressão de vapor da água na solução, a evaporação ocorre mais intensamente no frasco com água pura. Como a rapidez de condensação da água é a mesma, na solução a rapidez de condensação é maior do que a rapidez de evaporação, o que aumenta o nível da solução. Ao final do experimento, toda a água destilada passa para a solução.

Esse experimento mostra uma tendência espontânea, relacionada à diferença de pressão de vapor, de os líquidos migrarem de uma região de maior pressão de vapor para uma região de menor pressão de vapor.

Outro experimento que mostra essa tendência espontânea da água é representado na ilustração a seguir.



No estado inicial, temos um tubo com extremidade superior aberta e um saco de papel-celofane, contendo uma solução aquosa concentrada de glicose, amarrado na extremidade inferior. Esse conjunto está imerso em um recipiente contendo água destilada.

O papel-celofane, a bexiga de porco e as paredes das células de organismos são exemplos de membranas consideradas semipermeáveis, que permitem espontaneamente somente a passagem de água através delas.

De maneira semelhante ao experimento anterior, a água passa da região de maior pressão de vapor (água destilada) para a região de menor pressão de vapor (solução aquosa concentrada de glicose); conseqüentemente, o volume da solução aumenta e sua concentração diminui.

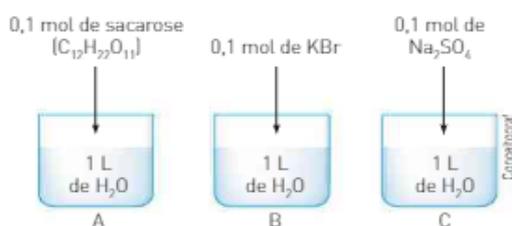
Esse fenômeno, em que ocorre somente a passagem de moléculas do solvente através de uma membrana semipermeável, é denominado **osmose**.

Na osmose ocorre passagem do solvente para uma solução ou passagem do solvente de uma solução diluída para outra mais concentrada, por meio de uma membrana semipermeável.

ATIVIDADES

REGISTRE
NO CADERNO

Observe a ilustração a seguir e responda as questões de 33 a 37.



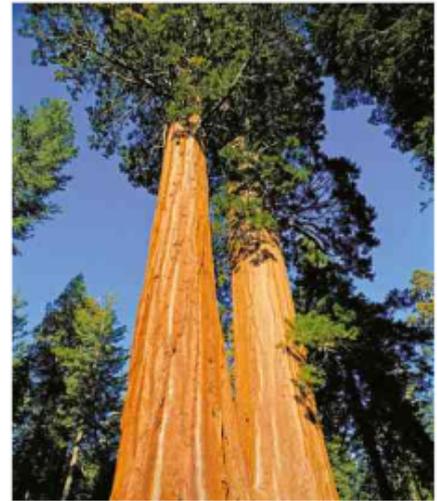
33. Em qual(is) solução(ões) há íons provenientes do soluto?
34. Indique o número total de mol de partículas presente em cada solução.
35. Indique a solução que apresenta a menor pressão máxima de vapor. Justifique sua resposta.
36. Coloque as soluções em ordem crescente de temperatura de início de ebulição.
37. Coloque as soluções em ordem crescente de temperatura de início de congelamento.

Como as outras propriedades coligativas, a pressão osmótica não depende da natureza das partículas, mas, sim, da concentração da solução.

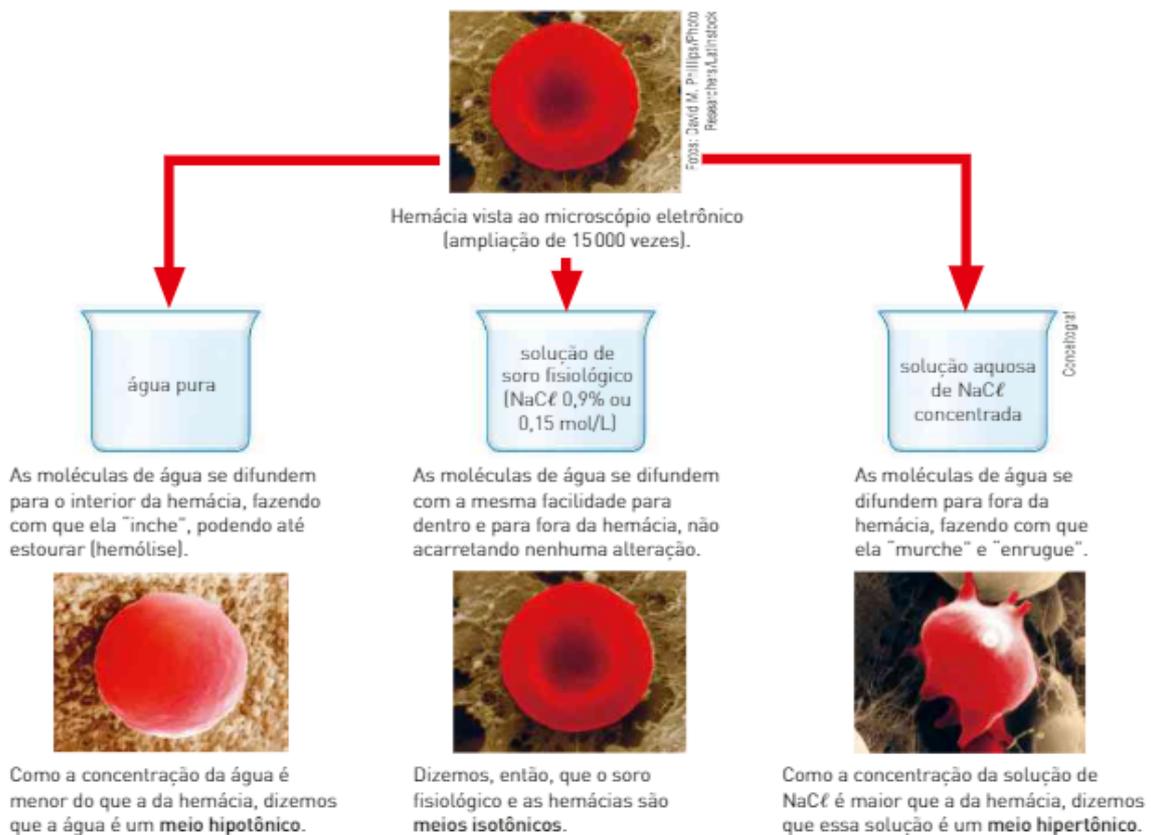
A osmose é muito importante em vários processos biológicos. As paredes das células do nosso organismo, por exemplo, atuam como membranas semipermeáveis.

Os glóbulos vermelhos (hemácias) do sangue, assim como todas as células vivas do organismo, são afetados por diferenças de pressão osmótica. Observe o experimento a seguir.

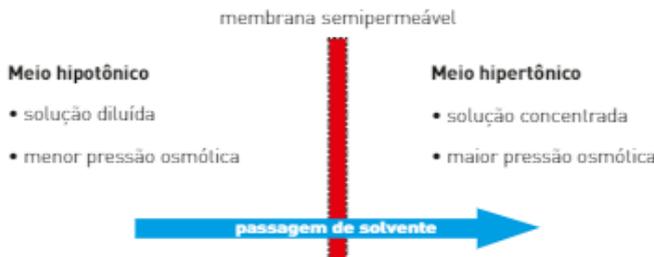
A pressão osmótica é o principal mecanismo de transporte de água para as regiões mais altas de uma árvore. Como as folhas perdem água por meio da transpiração, a concentração da solução no interior das folhas aumenta e, conseqüentemente, a pressão osmótica também aumenta. A água presente na seiva, que possui concentração menor do que a das folhas, flui das raízes para as folhas por meio dos vasos condutores, para diminuir a concentração da solução no interior das folhas.



Ralph A. Cowger/CORBIS/Liaison



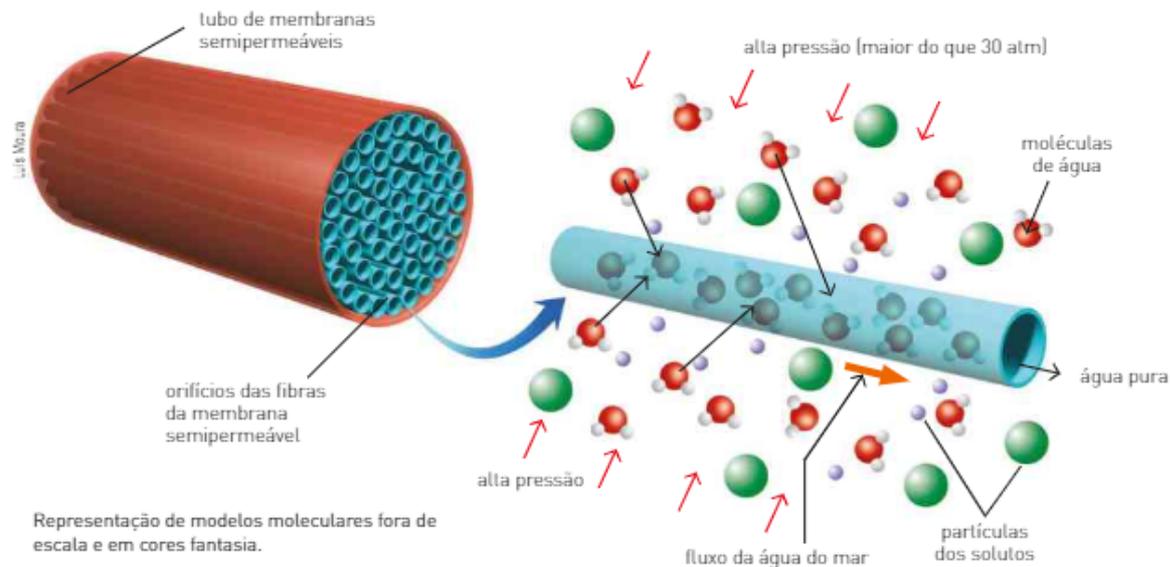
Assim, temos que:



Osmose reversa ou contraosmose

Os oceanos recobrem dois terços da superfície da Terra; por isso, não é surpreendente que as suas águas sejam consideradas uma fonte de água potável em regiões onde o suprimento é insuficiente para atender à demanda humana. As águas dos oceanos contêm 3,5% em massa de sais dissolvidos e não são apropriadas para o consumo.

Aplicando a uma solução uma pressão superior à pressão osmótica, provocamos a passagem de moléculas do solvente da solução mais concentrada para a mais diluída. Esse processo é denominado **osmose reversa** e é utilizado para a dessalinização da água do mar. O esquema a seguir ilustra esse processo.



CONEXÃO

Vida

Água potável a partir da água do mar

Existe muito mais água nos oceanos e mares do que em rios, lagos e geleiras. Estima-se que o volume da água dos oceanos seja de aproximadamente $1,5 \cdot 10^{21}$ L. No entanto, o ser humano não pode usar essa água para beber ou mesmo para outras finalidades devido à existência de muitos sais dissolvidos nela. A tabela a seguir mostra os íons componentes de aproximadamente 99% desses sais.

ÍONS PRESENTES NO SAL MARINHO	
Íons	Concentração (g/kg de água do mar*)
cloro (Cl^-)	19,35
sódio (Na^+)	10,76
sulfato (SO_4^{2-})	2,71
magnésio (Mg^{2+})	1,29
cálcio (Ca^{2+})	0,41
potássio (K^+)	0,39
bicarbonato (HCO_3^-)	0,14

*A água do mar tem uma concentração média de 3,5% em massa.

Os métodos de obtenção de água potável a partir da água do mar apresentam vantagens e desvantagens, referentes ao custo, ao equipamento ou ao consumo de energia. Destes, a osmose reversa é um dos processos mais modernos de dessalinização da água do mar.

Por não necessitar de mudanças de estado físico da água e, portanto, de consumo de energia térmica, esse é o processo ideal atualmente.

A principal dificuldade para a utilização desse método é o desenvolvimento de membranas semipermeáveis, que permitam somente a passagem da água e impeçam a passagem dos solutos, as quais possam ser usadas em larga escala e por longos períodos sem que sejam danificadas pelas grandes pressões a que são submetidas.

Com o desenvolvimento teórico e tecnológico da produção de membranas semipermeáveis, a osmose reversa tende a ser o melhor método para a dessalinização da água do mar em larga escala. Atualmente existem, em alguns países, aparelhos de osmose reversa destinados a obter água potável em nível doméstico, como o mostrado na fotografia.



Dessalinizador doméstico.



Uma das maiores instalações de dessalinização da água do mar por osmose reversa está localizada na ilha de Malta (Mediterrâneo) e purifica 16 milhões de litros de água por dia.

Refleta



A obtenção de água doce é uma preocupação constante quando se pensa na manutenção da vida humana.

No planeta Terra, somente cerca de 3% de toda a água existente é doce. Desses 3% apenas 1% é potável. Para disponibilizar mais água potável, os países têm investido bastante em tecnologias, como os aparelhos dessalinizadores, capazes de transformar a água do mar em água doce. Em todo o mundo há por volta de 4 700 dessalinizadores. Desses, cerca de 600 estão no Brasil. Entretanto, tal tecnologia ainda é muito cara, o que inviabiliza sua utilização em grande escala.

Com base no texto e em seu conhecimento prévio, responda às questões abaixo.

1. Por que a água salgada é imprópria para o consumo?
2. A osmose reversa não envolve mudança de estado físico. Qual variável deve ser controlada para que a osmose reversa seja realizada com sucesso?

Para ampliar seu conhecimento

 Osmose inversa: o que você talvez gostaria de saber. *Revista das Águas*.

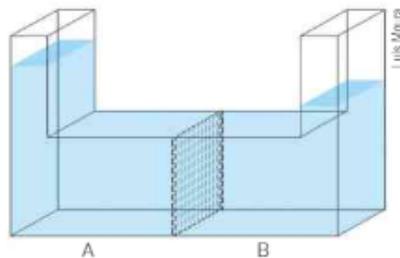
Artigo que mostra simplificada e o processo de osmose reversa, ou inversa, que permite dessalinizar água salobra (rica em sais), tornando-a potável.

Disponível em: <http://revistadasaguas.pgr.mpf.gov.br/edicoes-da-revista/edicao-atual/materias/Osmose_Inversa.pdf>. Acesso em: 19 fev. 2016.

ATIVIDADES



38. A ilustração a seguir mostra o estado final de um sistema que contém, no centro, uma membrana semipermeável.



Quais das situações a seguir estariam de acordo com a ilustração no início do experimento?

- I. água em A e água com açúcar em B;
 - II. água com açúcar em A e água em B;
 - III. solução aquosa 1 mol/L de NaCl em A e solução aquosa 0,1 mol/L de $C_{12}H_{22}O_{11}$ em B;
 - IV. solução aquosa 0,1 mol/L de $C_{12}H_{22}O_{11}$ em A e solução aquosa 0,1 mol/L de NaCl em B;
 - V. solução aquosa 0,1 mol/L de NaCl em A e solução aquosa 0,1 mol/L de $CaCl_2$ em B;
 - VI. solução aquosa 0,1 mol/L de $CaCl_2$ em A e solução aquosa 0,1 mol/L de NaCl em B.
39. (Enem-MEC) Osmose é um processo espontâneo que ocorre em todos os organismos vivos e é essencial à manutenção da vida. Uma solução 0,15 mol/L de NaCl (cloreto de sódio) possui a mesma pressão osmótica das soluções presentes nas células humanas. A imersão de uma célula humana em uma solução 0,20 mol/L de NaCl tem como consequência a
- a) absorção de íons Na^+ sobre a superfície da célula.
 - b) difusão rápida de íons Na^+ para o interior da célula.
 - c) diminuição da concentração das soluções presentes na célula.
 - d) transferência de íons Na^+ da célula para a solução.
 - e) transferência de moléculas de água do interior da célula para a solução.
40. Os medicamentos de ação prolongada, conhecidos por "time-release", liberam o princípio ativo no organismo a uma rapidez constante. Assim, a qualquer instante, a concentração do princípio ativo liberado não é tão elevada a ponto de causar danos nem tão baixa a ponto de ser ineficiente. O esquema abaixo representa uma pílula desse tipo de medicamento. Considerando que, após a ingestão, essa pílula estava em meio aquoso, explique o funcionamento desse tipo de medicamento.



EXPLORE SEU MUNDO – OSMOSE

Para realizar essa atividade, você irá precisar de uma batata, sal de cozinha, um copo e uma faca.

Faça um furo na batata até a metade de seu comprimento. Coloque nesse furo sal de cozinha e, a seguir, apoie a batata sobre a boca de um copo, conforme a fotografia.

Não mexa no sistema e observe o que acontece após alguns dias. Justifique o que foi observado.

Se você substituir o sal pelo açúcar, o resultado será o mesmo?

Após a realização da atividade, faça o descarte nos locais adequados.



INTEGRANDO CONCEITOS



1. (UFG-GO) As instruções da bula de um medicamento usado para reidratação estão resumidas no quadro ao lado.
- a) Calcule a concentração de potássio, em mg/L, na solução preparada segundo as instruções da bula.
- b) Quais são as substâncias do medicamento que explicam a condução elétrica da solução do medicamento? Justifique sua resposta. Dados: MM: K = 39 g/mol; Cl = 35,5 g/mol.

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

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

Modo de preparar	
Coloque o leite integral instantâneo sobre água quente ou fria, previamente fervida. Mexa ligeiramente e complete com água até a medida desejada.	
Para 1 copo (200 mL) — 2 colheres de sopa bem cheias* (30 g).	
* Considera-se que 1 colher de sopa bem cheia tenha massa igual a 15 g.	
Composição média do produto em pó	
gordura 26% – sais minerais 6% – proteínas 30% – água 3% – lactose 35% – lecitina 0,2% no pó	

A porcentagem em massa nos indica a quantidade em gramas de cada componente em 100 g de leite em pó.

Calcule a concentração em massa (em g/L) de proteínas em um copo de 200 mL de leite preparado.

3. (Unicamp-SP) Uma receita de biscoitinhos *petit-four* de laranja leva os seguintes ingredientes:

A densidade aparente da "massa" recém-preparada e antes de ser assada é de $1,10 \text{ g/cm}^3$. Entende-se por densidade aparente a relação entre a massa da "massa" ou do ingrediente, na "forma" em que se encontra, e o respectivo volume ocupado.

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

Ingrediente	Quantidade (gramas)	Densidade aparente (g/cm^3)
farinha de trigo	360	0,65
carbonato ácido de amônio	6	1,5
sal	1	2,0
manteiga	100	0,85
açúcar	90	0,90
ovo	100 (2 ovos)	1,05
raspas de casca de laranja	3	0,50

4. (Fesp) O volume de álcool etílico que devemos misturar com 80 cm^3 de água destilada para obtermos uma solução alcoólica de densidade $0,93 \text{ g/cm}^3$ é (despreze a contração de volume que acompanha a mistura de álcool com água):
($d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/cm}^3$; $d_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0,79 \text{ g/cm}^3$)
- a) 4 cm^3 b) 40 cm^3 c) 60 cm^3 d) 70 cm^3 e) 65 cm^3
5. O chumbo é um metal tóxico que pode afetar o sistema nervoso central. Uma amostra de água contaminada por chumbo contém 0,0011% em massa de chumbo. Determine o volume em mL dessa água que contém 115 mg de Pb^{2+} . Considere que a densidade da solução é de 1 g/mL .
6. (Ufscar-SP — adaptado) O flúor tem um papel importante na prevenção e no controle da cárie dentária. Estudos demonstram que, após a fluoretação da água, os índices de cáries nas populações têm diminuído. O flúor também é adicionado a produtos e materiais odontológicos. Suponha que o teor de flúor em determinada água de consumo seja 0,9 ppm (partes por milhão) em massa. Considere a densidade da água 1 g/mL e, com base no texto, responda:
- I. Qual é a massa em gramas de flúor presente em 10^6 g dessa água?
- II. Qual é a massa em gramas de flúor presente em $1\,000 \text{ g}$ dessa água?
- III. Qual é a massa em gramas de flúor presente em 1 L dessa água?
- IV. Se você ingerir 2 L dessa água por dia, qual será a massa em gramas de flúor ingerida após 30 dias?

7. [Uerj] Certos medicamentos são preparados por meio de uma série de diluições. Assim, utilizando-se uma quantidade de água muito grande, os medicamentos obtidos apresentam concentrações muito pequenas. A unidade mais adequada para medir tais concentrações é denominada ppm: 1 ppm corresponde a 1 parte de soluto em 1 milhão de partes de solução.

Considere um medicamento preparado com a mistura de 1 g de um extrato vegetal e 100 kg de água pura.

A concentração aproximada desse extrato vegetal no medicamento, em ppm, está indicada na seguinte alternativa:

- a) 0,01 b) 0,10 c) 1,00 d) 10,00
8. [Puccamp-SP] A dispersão dos gases SO_2 , NO_2 , O_3 , CO e outros poluentes do ar fica prejudicada quando ocorre a inversão térmica. Considere que numa dessas ocasiões a concentração do CO seja de 10 volumes em $1 \cdot 10^6$ volumes de ar (10 ppm = 10 partes por milhão). Quantos m^3 de CO há em $1 \cdot 10^3 \text{ m}^3$ do ar?
- a) 100 b) 10,0 c) 1,00 d) 0,10 e) 0,010
9. [FGV-SP] Dizer que uma solução desinfetante "apresenta 1,5% de cloro ativo" é equivalente a dizer que a concentração de cloro ativo nessa solução é:
- a) $1,5 \cdot 10^6$ ppm b) $1,5 \cdot 10^{-2}$ ppm c) 150 ppm d) 1,5 ppm e) 15 000 ppm
10. [Enem] A tabela mostra alguns dados da emissão de dióxido de carbono de uma fábrica, em função do número de toneladas produzidas.

Produção (t)	1,1	1,2	1,3	1,4	1,5	1,6	1,7	1,8	1,9	2,0
Emissão (ppm)	2,14	2,30	2,46	2,64	2,83	3,03	3,25	3,48	3,73	4,0

Cadernos do Gestar II, Matemática TP3.

Disponível em: <www.mec.gov.br>. Acesso em: 14 jul. 2009.

Os dados na tabela indicam que a taxa média de variação entre a emissão de dióxido de carbono (em ppm) e a produção (em toneladas) é

- a) inferior a 0,18. d) superior a 1,50 e inferior a 2,80.
- b) superior a 0,18 e inferior a 0,50. e) superior a 2,80.
- c) superior a 0,50 e inferior a 1,50.
11. [Enem] Diesel é uma mistura de hidrocarbonetos que também apresenta enxofre em sua composição. Esse enxofre é um componente indesejável, pois o trióxido de enxofre gerado é um dos grandes causadores da chuva ácida. Nos anos 1980, não havia regulamentação e era utilizado óleo diesel com 13 000 ppm de enxofre. Em 2009, o diesel passou a ter 1 800 ppm de enxofre (S1800) e, em seguida, foi inserido no diesel S500 (500 ppm). Em 2012, foi difundido o diesel S50, com 50 ppm de enxofre em sua composição. Atualmente, é produzido um diesel com teores de enxofre ainda menores.

Os impactos da má qualidade do óleo diesel brasileiro. Disponível em: <www.cnt.org.br>. Acesso em: 20 dez. 2012 (adaptado).

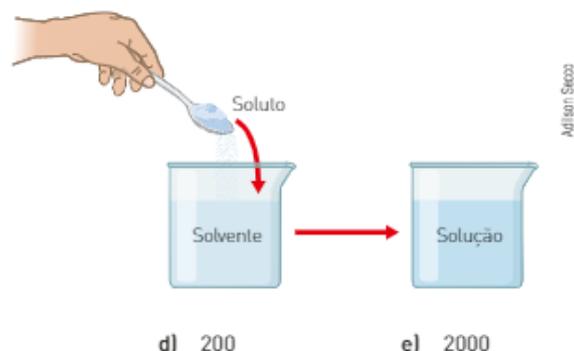
A substituição do diesel usado nos anos 1980 por aquele difundido em 2012 permitiu uma redução percentual de emissão de SO_3 de

- a) 86,2%. b) 96,2%. c) 97,2%. d) 99,6%. e) 99,9%.

12. [Enem] Ao colocar um pouco de açúcar na água e mexer até a obtenção de uma só fase, prepara-se uma solução. O mesmo acontece ao se adicionar um pouquinho de sal à água e misturar bem. Uma substância capaz de dissolver o soluto é denominada solvente; por exemplo, a água é um solvente para o açúcar, para o sal e para várias outras substâncias. A figura ao lado ilustra essa citação.

Suponha que uma pessoa, para adoçar seu cafezinho, tenha utilizado 3,42 g de sacarose (massa molar igual a 342 g/mol) para uma xícara de 50 mL do líquido. Qual é a concentração final, em mol/L, de sacarose nesse cafezinho?

- a) 0,02 b) 0,2 c) 2

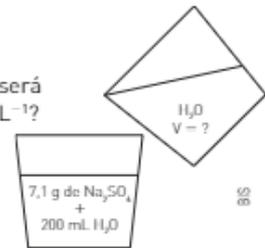


- d) 200 e) 2000

19. (UFRGS-RS) Um estudante realizou uma diluição, conforme mostrado na figura ao lado.

Supondo-se que a densidade da água, bem como da solução inicial, seja de $1,0 \text{ g mL}^{-1}$, qual será o volume de água a ser adicionado para que a solução passe a ter concentração de $0,2 \text{ mol L}^{-1}$?

- a) 25 mL
b) 50 mL
c) 100 mL
d) 200 mL
e) 250 mL



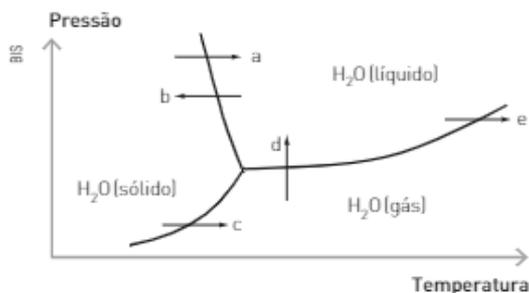
20. (Unicamp-SP) Um dos grandes problemas das navegações do século XVI referia-se à limitação de água potável que era possível transportar numa embarcação. Imagine uma situação de emergência em que restaram apenas 300 litros (L) de água potável (considere-a completamente isenta de eletrólitos). A água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

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

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

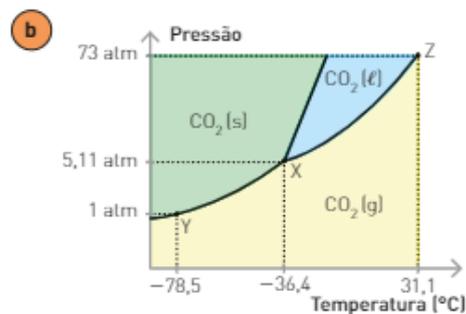
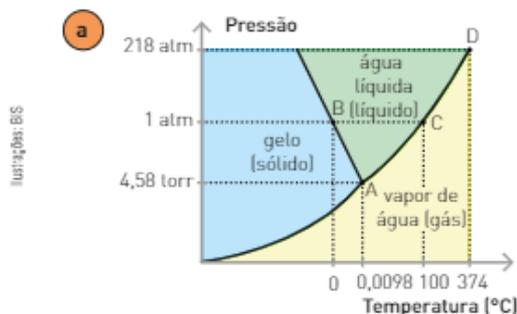
- a) A concentração de 15 gotas do medicamento diluído para 20 mL de solução equivale ao dobro da concentração das mesmas 15 gotas para 40 mL de solução.
b) A concentração de 15 gotas do medicamento diluído para 20 mL de solução é três vezes maior que a concentração de 5 gotas diluídas para o mesmo volume 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.

22. (Fuvest-SP) Acredita-se que os cometas sejam "bolas de gelo" que, ao se aproximarem do Sol, volatilizam-se parcialmente à baixa pressão do espaço. Qual das flechas do diagrama abaixo corresponde à transformação citada?



Representação artística do cometa Hale-Bopp, que passou pela Terra em 13 de março de 1997. Cores fantasia.

23. (Unimontes-MG) As figuras a seguir mostram os diagramas de fases da água (a) e do gás carbônico (b).



Em análise dos diagramas é *incorreto* afirmar que:

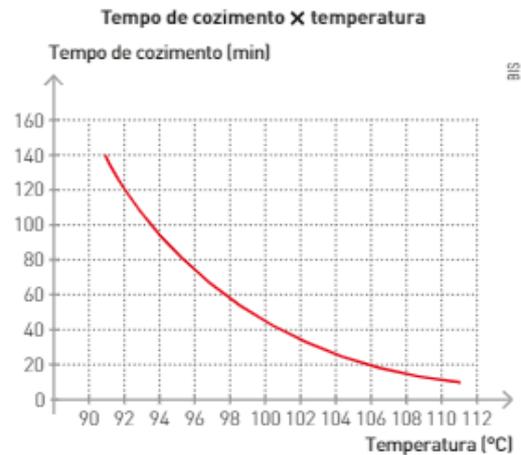
- o ponto de fusão do gás carbônico aumenta com o aumento da pressão.
- o ponto triplo da água se encontra a uma pressão inferior à do gás carbônico.
- a água (gelo) sofre sublimação a uma pressão de vapor inferior a 4,58 torr.
- o gás carbônico apresenta um ponto de fusão normal igual a $-78,5\text{ }^{\circ}\text{C}$.

24. (ITA-SP) Explique por que água pura exposta à atmosfera e sob pressão de 1,0 atm entra em ebulição em uma temperatura de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, enquanto água pura exposta à pressão atmosférica de 0,7 atm entra em ebulição em uma temperatura de $90\text{ }^{\circ}\text{C}$.

25. (Unicamp-SP) No Rio de Janeiro (ao nível do mar), uma certa quantidade de feijão demora 40 minutos em água fervente para ficar pronta. A tabela abaixo fornece o valor da temperatura de fervura da água em função da pressão atmosférica, enquanto o gráfico fornece o tempo de cozimento dessa quantidade de feijão em função da temperatura. A pressão atmosférica ao nível do mar vale 760 mmHg e ela diminui 10 mmHg para cada 10 m de altitude.

Temperatura de fervura da água em função da pressão												
P (mmHg)	600	640	680	720	760	800	840	880	920	960	1000	1040
T ($^{\circ}\text{C}$)	94	95	97	98	100	102	103	105	106	108	109	110

- Se o feijão fosse colocado em uma panela de pressão a 880 mmHg, em quanto tempo ele ficaria pronto?
- Em uma panela aberta, em quanto tempo o feijão ficará pronto na cidade de Gramado (RS) na altitude de 800 m?
- Em que altitude o tempo de cozimento do feijão (em uma panela aberta) será o dobro do tempo de cozimento ao nível do mar?



26. (Unimontes-MG) A altitude de alguns locais e as respectivas pressões atmosféricas são dadas na tabela ao lado.

A partir desses dados, pode-se dizer que:

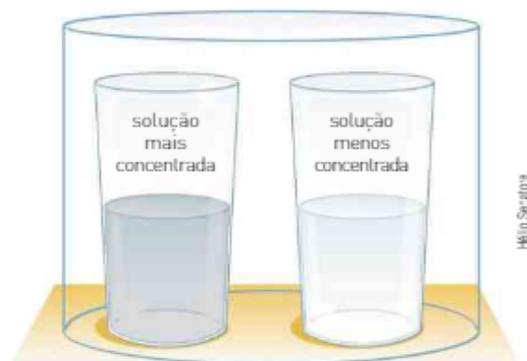
- os alimentos são cozidos mais demoradamente no monte Everest.
- a temperatura de ebulição da água pura é maior que $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ na Cidade do México.
- a água pura entra em ebulição, à mesma temperatura, nesses locais.
- as interações nas moléculas de água se tornam mais fracas em baixas pressões.

Local	Altitude (m)	Pressão (mmHg)
Cidade do México	2 240	585
Cidade de La Paz	3 632	484
Monte Aconcâgua	6 960	413
Monte Everest	8 880	235

27. (UnB-DF) Um aluno, interessado em estudar as propriedades de soluções, colocou em uma caixa dois copos contendo volumes iguais de soluções aquosas de um mesmo soluto não volátil, fechando-a hermeticamente, conforme ilustra a figura a seguir.

A solução contida no copo I era mais concentrada que a contida no copo II. A temperatura externa à caixa permaneceu constante durante o experimento. Acerca das observações que poderiam ser feitas a respeito desse experimento, julgue verdadeiro (V) ou falso (F) cada um dos itens seguintes:

- Após alguns dias, o volume da solução contida no copo I diminuirá.
- As concentrações das soluções nos dois copos não se alterarão com o tempo porque o soluto não é volátil.
- O ar dentro da caixa ficará saturado de vapor-d'água.
- Após alguns dias, as duas soluções ficarão com a mesma pressão de vapor.



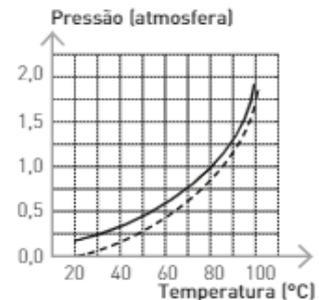
28. (Ufrgs-RS) Assinale a alternativa que completa corretamente as lacunas do enunciado abaixo, na ordem em que aparecem.

Uma sopa muito salgada é aquecida numa panela aberta. Nessas condições, a sopa deve entrar em ebulição numa temperatura 100 °C. Assim, à medida que a água da sopa evapora, a temperatura da sopa

- a) acima de — aumenta
b) acima de — diminui
c) abaixo de — aumenta
d) igual a — permanece constante
e) igual a — aumenta

29. (Ufscar-SP) Um líquido puro e a solução de um soluto não volátil neste líquido têm suas pressões de vapor em função da temperatura representadas pelas curvas contidas no gráfico.

- a) Associe as curvas do gráfico (linha contínua ou tracejada) com o líquido puro e a solução. Justifique.
b) Determine o ponto de ebulição aproximado do líquido puro ao nível do mar. Justifique.



30. (ITA-SP) Considere as seguintes afirmações relativas aos sistemas descritos a seguir, sob pressão de 1 atm:

- I. A pressão de vapor de uma solução aquosa de glicose 0,1 mol/L é menor do que a pressão de vapor de uma solução de cloreto de sódio 0,1 mol/L a 25 °C.
II. A pressão de vapor do n-pentano (C_5H_{12}) é maior do que a pressão de vapor do n-hexano (C_6H_{14}) a 25 °C.
III. A pressão de vapor de substâncias puras como: acetona, éter etílico, etanol e água, todas em ebulição, tem o mesmo valor.
VI. Quanto maior for a temperatura, maior será a pressão de vapor de uma substância.
V. Quanto maior for o volume de um líquido, maior será a sua pressão de vapor.

Dessas afirmações, estão corretas:

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

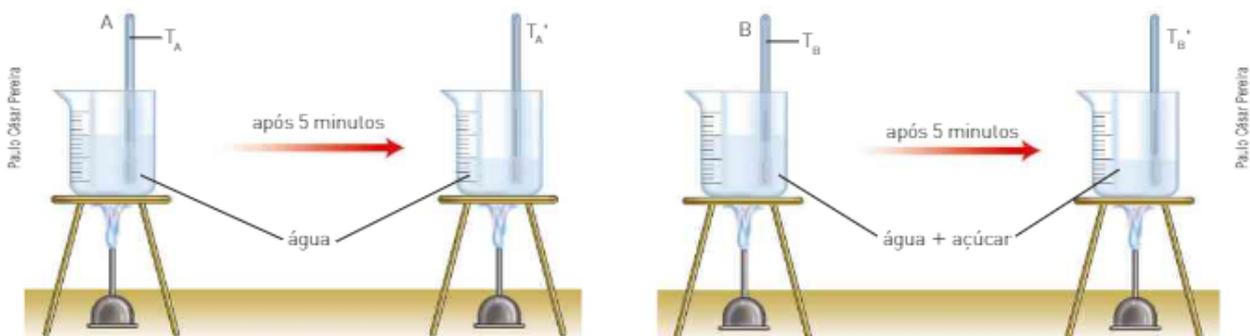
31. (PUC-MG) Sejam dadas as seguintes soluções aquosas:

- X = 0,25 mol/L de glicose ($C_6H_{12}O_6$);
- Y = 0,25 mol/L de carbonato de sódio (Na_2CO_3);
- Z = 0,50 mol/L de ácido nítrico (HNO_3);
- W = 0,50 mol/L de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

Das soluções acima, indique a opção que representa a maior pressão de vapor:

- a) X
b) Y
c) Z
d) W

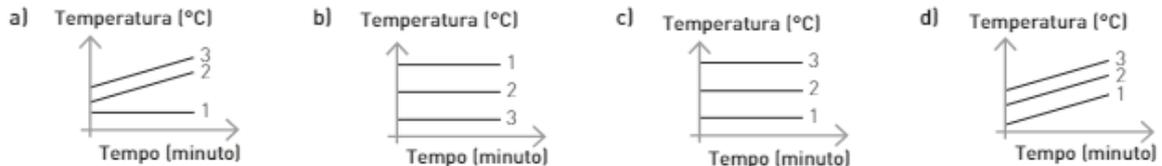
32. (Cefet-MG) As figuras a seguir representam dois sistemas A e B em aquecimento. Após iniciar a ebulição, um termômetro foi introduzido em cada recipiente e, depois de medidas, as temperaturas foram registradas como T_A e T_B . Continuando o aquecimento, as temperaturas foram medidas novamente como T_A' e T_B' .



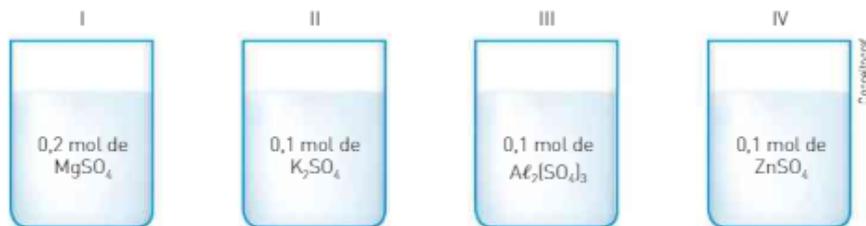
Em relação aos sistemas observados, é *correto* afirmar que:

- a) $T_A = T_A'$ e $T_B < T_B'$
b) $T_A = T_A'$ e $T_B = T_B'$
c) $T_A > T_A'$ e $T_B = T_B'$
d) $T_A < T_A'$ e $T_B > T_B'$

33. (UFRN) Considere três recipientes abertos, contendo líquido em ebulição contínua. Em [1], tem-se água pura; em [2], uma solução aquosa de glicose 10^{-3} M; em [3], uma outra solução aquosa de glicose 10^{-1} M, conforme ilustrado a seguir. Indique a opção cujo gráfico representa a variação das temperaturas dos líquidos anteriores em função do tempo.



34. (Unicamp-SP) Evidências experimentais mostram que somos capazes, em média, de segurar por um certo tempo um frasco que esteja a uma temperatura de 60°C , sem nos queimarmos. Suponha uma situação em que dois béqueres, contendo cada um deles um líquido diferente (X e Y), tenham sido colocados sobre uma chapa elétrica de aquecimento, que está à temperatura de 100°C . A temperatura normal de ebulição do líquido X é 50°C , e a do líquido Y é 120°C .
- Após certo tempo de contato com esta chapa, qual dos frascos poderá ser tocado com a mão sem que se corra o risco de sofrer queimaduras? Justifique a sua resposta.
 - Se a cada um desses frascos for adicionada quantidade igual de um soluto não volátil, mantendo-se a chapa de aquecimento a 100°C , o que acontecerá com a temperatura de cada um dos líquidos? Explique.
35. (UFRJ) Certas propriedades físicas de um solvente, tais como temperatura de ebulição e de solidificação, são alteradas quando nele dissolvemos um soluto não volátil. Para verificar esse fato, quatro sais distintos foram dissolvidos em frascos contendo a mesma quantidade de água, como indica o esquema a seguir:



- Coloque as soluções I, II, III e IV em ordem crescente de abaixamento da temperatura de solidificação que ocorre devido à adição do soluto.
 - Sabendo que o volume final da solução do frasco II é de 3 litros, calcule a concentração de K_2SO_4 , em g/L. (Dado: $\text{K}_2\text{SO}_4 = 174 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)
36. (UFRGS-RS) A seguir são arroladas algumas soluções aquosas de solutos iônicos ou moleculares com suas respectivas concentrações em mol/L.

I. NaCl	0,20 mol/L
II. glicose	0,30 mol/L
III. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	0,25 mol/L
IV. sacarose	0,50 mol/L
V. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	0,40 mol/L

A ordem crescente de ponto de congelamento das soluções, admitindo-se ionização total dos compostos iônicos, corresponde à sequência:

- I – III – II – V – IV.
- II – IV – I – III – V.
- IV – V – II – III – I.
- V – IV – II – I – III.
- V – III – IV – I – II.

Unidade 3

Termoquímica



Philip Kraemer/Getty Images

Você já deve ter aprendido em Física, uma das ciências da natureza, que o conceito de calor significa energia térmica em trânsito. A queima da madeira libera calor para o ambiente em torno da fogueira, ou seja, há energia térmica transitando.

Quando dois sistemas em contato apresentam diferentes temperaturas, há a transferência de energia térmica do corpo mais quente para o mais frio, ou seja, há transferência de calor.

Nesta unidade, vamos estudar as trocas de energia, na forma de calor, envolvidas nas reações químicas e nas mudanças de estado físico das substâncias. Esse estudo é denominado Termoquímica.

Pensando em troca de calor, tente explicar:

Por que quando estamos molhados sentimos o vento mais gelado?

NESTA UNIDADE, VAMOS ESTUDAR...

- o poder calórico dos alimentos;
- a energia utilizada para a manutenção da vida;
- o que são calorias e como determiná-las;
- o que é IMC;
- o que é entalpia e como calcular o DH de um processo;
- como expressar uma equação termoquímica;
- energia de ligação;
- lei de Hess.

Capítulo 7

Energia e calor

Em uma dieta balanceada, a quantidade de energia contida nos alimentos ingeridos deve ser pelo menos igual à necessária para a manutenção do nosso organismo.

Os valores energéticos dos alimentos são estimados em função das suas porcentagens de **carboidratos**, **proteínas** e **gorduras**.



Carboidratos = 17 kJ/g ou 4,0 kcal/g.



Proteínas = 17 kJ/g ou 4,0 kcal/g.

A energia consumida pelo organismo pode ser dividida, de maneira simplificada, em duas categorias:

- **Energia metabólica** — É a responsável pela manutenção da vida. Para uma pessoa com 70 kg, de 20 anos de idade, do sexo masculino, o valor estimado é de 7 500 kJ/dia.
- **Atividade muscular** — Dependendo do modo de vida, a energia consumida em atividades musculares varia de 50 a 100% do valor da energia metabólica. Se a única atividade de um indivíduo é o estudo, ele consome o equivalente a 50% do valor da energia metabólica.

Para manter o “peso”, a quantidade de energia contida nos alimentos ingeridos deve ser aproximadamente 700 kJ maior do que a consumida pelo organismo. Essa diferença refere-se à energia necessária para manter os fluidos do corpo em movimento e recebe o nome de **balanço energético**.

Uma dieta balanceada deve ser constituída por alimentos ricos em carboidratos, proteínas e gorduras, consumidos em diferentes proporções.

Nossas necessidades diárias de proteínas são de aproximadamente 0,8 g por quilograma de massa corpórea, ou seja, uma pessoa de 70 kg deve ingerir 56 g diários desses compostos. Um bife médio, por exemplo, contém em média 20 g de proteínas.



Gorduras = 38 kJ/g ou 9,0 kcal/g.

Nosso corpo também precisa de gorduras, que respondem por cerca de 25% das necessidades diárias de calorias. Uma pessoa de 70 kg necessita consumir aproximadamente 72 g diários de gorduras, as quais são obtidas a partir de diversos alimentos, como carnes, ovos, leite, queijos e óleos comestíveis.

Os carboidratos, por sua vez, são responsáveis por cerca de 60% da energia necessária ao bom funcionamento do nosso organismo. Em média, uma pessoa precisa consumir diariamente 660 g desses compostos. Pães, bolachas, frutas, massas e açúcar são alguns exemplos de alimentos ricos em carboidratos.

1. COMO MEDIR A QUANTIDADE DE CALORIAS

Uma das maneiras de determinar a quantidade de energia (calorias) presente em um alimento consiste no emprego de uma aparelhagem denominada **calorímetro**, que mede a quantidade de calor liberada na queima (combustão) de uma amostra de alimento.

A amostra é colocada em uma câmara com oxigênio, chamada **câmara de combustão**, e, através de uma descarga elétrica, provocamos sua ignição. O calor liberado na combustão é absorvido pela água contida no calorímetro, a qual sofre aumento de temperatura. Conhecendo o aumento (variação) da temperatura e a massa da água, podemos calcular a quantidade de energia liberada na queima da amostra de alimento.

Uma das unidades mais comuns é a **caloria (cal)**.

1 caloria (cal): quantidade de calor necessária para elevar em 1 °C a temperatura de 1,0 grama de água.

Vamos considerar como exemplo a queima de 1,0 g de açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) em um calorímetro que contenha 1000 g de água a uma temperatura inicial de 20 °C, sendo que, após a reação, a temperatura (final) da água é de 24 °C.

Admitindo que todo calor liberado na combustão foi absorvido pela água, a qual teve a sua temperatura elevada em 4 °C, temos:

elevar em 1 °C \longrightarrow 1 cal por grama de água

elevar em 4 °C \longrightarrow 4 cal por grama de água

Logo:

1 g de água $\xrightarrow{\text{absorve}}$ 4 cal

Como a massa total de água no calorímetro é de 1000 g, a energia total absorvida pela água é de 4000 cal ou 4,0 kcal.

Assim, a queima de 1,0 g de açúcar liberou 4000 cal ou 4,0 kcal; logo, o valor energético dessa massa de açúcar é de 4,0 kcal:

Valor energético do açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) = 4,0 kcal/g

Esse valor também pode ser calculado por:

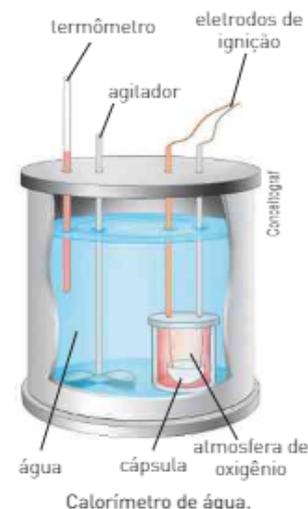
$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

Nessa expressão:

- Q = quantidade de calor absorvido pela água;
- m = massa de água (em gramas);
- c = calor específico da água = $1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$;
- Δt = variação da temperatura ($t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}$).

Guia alimentar para a população brasileira: promovendo a alimentação saudável. Ministério da Saúde, 2005. Um extenso material de consulta sobre alimentação saudável, aspectos sanitários etc. Disponível em: <http://bvsms.saude.gov.br/bvs/publicacoes/guia_alimentar_populacao_brasileira_2ed.pdf>.

Guia alimentar: como ter uma alimentação saudável (edição de bolso). Disponível em: <http://bvsms.saude.gov.br/bvs/publicacoes/guia_alimentar_alimentacao_saudavel.pdf>. Acesso em: 19 abr. 2016.



No exemplo, temos:

- $m_{\text{água}} = 1000 \text{ g}$
- $c = 1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$
- $\Delta t = (24 - 20) ^\circ\text{C} = 4 ^\circ\text{C}$

$$Q = 1000 \cancel{\text{g}} \cdot 1 \text{ cal} \cdot \cancel{\text{g}^{-1}} \cdot \cancel{^\circ\text{C}^{-1}} \cdot 4 \cancel{^\circ\text{C}}$$

$$Q = 4000 \text{ cal ou } 4,0 \text{ kcal}$$

O Sistema Internacional de Unidades recomenda que se utilize o joule (J) ou o quilojoule (kJ) como unidade de medida da energia liberada ou absorvida em uma reação. A relação entre cal e joule é dada por:

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J} \text{ ou } 1 \text{ kcal} = 4,18 \text{ kJ}$$

Assim:

$$\text{Valor energético do açúcar (C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 16,72 \text{ kJ/g}$$

CONEXÃO Saúde

Obesidade

A ingestão exagerada de alimentos acarreta a formação de maior quantidade de tecido adiposo, levando a um excesso de peso.

A porcentagem de tecido adiposo em um indivíduo pode ser calculada de diferentes maneiras – a mais comum e mais simples utiliza o adipômetro.

A quantidade de tecido adiposo em um homem com peso ideal é por volta de 16% em massa e em uma mulher nas mesmas condições é por volta de 25%. Nos obesos, esse valor pode chegar a 50%.

A gordura se concentra em regiões diferentes no corpo do homem e da mulher. Nos homens, se acumula mais na parte superior do corpo e na região do abdome; já nas mulheres, é armazenada principalmente nos quadris e nas coxas.

Diagnóstico da obesidade

Um dos métodos mais utilizados para diagnosticar a obesidade é o Índice de Massa Corpórea (IMC), calculado pela expressão:

$$\text{IMC} = \frac{\text{peso (kg)}}{(\text{altura})^2 \cdot (\text{m}^2)}$$

Os valores obtidos são interpretados de acordo com a tabela ao lado.

Por exemplo, uma pessoa com 90 kg e 1,70 m de altura tem seu IMC calculado desta forma:

$$\text{IMC} = \frac{90 \text{ (kg)}}{(1,70)^2 \text{ (m}^2)} = 31,14 \frac{\text{kg}}{\text{m}^2}$$

De acordo com a tabela, essa pessoa é classificada como obesa de classe I, ou seja, uma obesidade considerada leve.

Fatores que levam à obesidade

A ocorrência da obesidade está associada a diversos fatores:

- **Genéticos:** em que pais obesos muitas vezes geram filhos obesos ou com tendência à obesidade.
- **Psicológicos:** em que a ansiedade pode levar algumas pessoas a ingerir quantidade exagerada de alimentos.
- **Culturais:** em que o tipo de alimentação, por exemplo, é determinado pela região ou pela cultura local.



O adipômetro mede a espessura da pele e permite calcular a taxa de gordura corporal.

CLASSIFICAÇÃO DE IMC (kg/m²)

baixo peso	< 18,5
normal	18,5-24,9
pré-obeso	25-29,9
obesidade classe I (leve)	30-34,9
obesidade classe II (moderada)	35-39,9
obesidade classe III (grave, mórbida)	≥ 40

Refleta



1. Uma pessoa com 1,75 m e 70 kg é considerada obesa, de acordo com o Índice de Massa Corpórea (IMC)? Justifique sua resposta.
2. Calcule o seu IMC.
3. Pessoas obesas têm predisposição para algumas doenças. Cite algumas delas.
4. Nos dias atuais, *blogs*, *sites*, revistas eletrônicas e as vendidas em bancas de jornal trazem fórmulas mágicas para o emagrecimento rápido. São sugestões de dietas rigorosas, séries exaustivas de exercícios e até a indicação de produtos e remédios que prometem fazer emagrecer em tempos recordes.
 - a) Qual é a sua opinião a respeito desses métodos de emagrecimento?
 - b) Discuta com seus colegas sobre os possíveis benefícios e prejuízos da perda de peso em curto espaço de tempo.
 - c) Qual é a melhor maneira de manter um peso adequado para seu organismo?

2. PROCESSOS EXOTÉRMICOS E ENDOTÉRMICOS

São dois os processos em que há troca de energia na forma de calor: o processo exotérmico e o processo endotérmico.

Em um processo **exotérmico** ocorre com **liberação** de calor.

Veja alguns exemplos.

• Fenômeno químico exotérmico

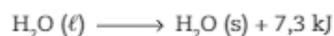
A combustão completa de 1,0 mol de metano libera 889,5 kJ. A equação da reação termoquímica que representa esse fenômeno é:



Essa equação nos indica que 1,0 mol de metano ($\text{CH}_4 (\text{g})$), ao reagir com 2,0 mol de oxigênio ($\text{O}_2 (\text{g})$), produz 1,0 mol de gás carbônico ($\text{CO}_2 (\text{g})$) e 2,0 mol de água ($\text{H}_2\text{O} (\text{v})$), liberando 889,5 kJ.

• Fenômeno físico exotérmico

Quando 1,0 mol de água líquida se solidifica, transformando-se em 1,0 mol de água sólida, ocorre a liberação de 7,3 kJ. Esse fenômeno pode ser representado pela equação:

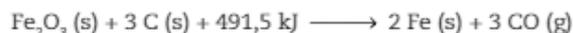


Em um processo **endotérmico** ocorre com **absorção** de calor.

Veja alguns exemplos.

• Fenômeno químico endotérmico

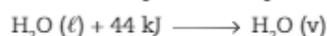
A transformação de 1,0 mol de hematita (Fe_2O_3) em ferro metálico ocorre com a absorção de 491,5 kJ e pode ser representada pela equação:



Essa equação nos indica que 1,0 mol de hematita ($\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s})$) ao reagir com 3,0 mol de carvão ($\text{C} (\text{s})$) absorvem 491,5 kJ originando 2,0 mol de ferro ($\text{Fe} (\text{s})$) e 3,0 mol de monóxido de carbono ($\text{CO} (\text{g})$)

• Fenômeno físico endotérmico

Quando 1,0 mol de água líquida absorve 44 kJ do ambiente, se transforma em água no estado de vapor. Esse fenômeno pode ser representado pela equação:



Entalpia

A fotografia ao lado mostra uma reação de combustão que pode ser representada, simplificadamente, por:



Nessa reação, assim como em todas as combustões, ocorre liberação de energia na forma de calor. Uma pergunta interessante sobre a reação é: De onde veio essa energia ou calor?

A resposta é: A energia liberada estava contida nos reagentes e, quando eles se transformaram nos produtos, ela foi liberada. Isso permite concluir que cada substância deve apresentar certo conteúdo de energia, denominado **entalpia** e representado pela letra **H**.

A entalpia é uma propriedade extensiva da matéria, isto é, depende da quantidade da substância. Como a maioria das reações ocorre em um recipiente aberto, a entalpia é definida para processos que ocorrem à pressão constante.

Tanto em processos endotérmicos como exotérmicos ocorre uma troca de calor entre o sistema reativo e a vizinhança (ambiente). A entalpia está relacionada com a quantidade de calor absorvido ou liberado.

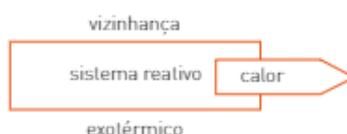
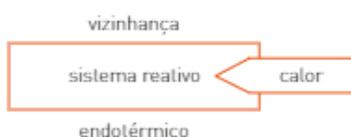
Não é conhecida uma maneira de determinar o conteúdo de energia (entalpia = H) de uma substância. Na prática, o que conseguimos medir é a **variação da entalpia** (ΔH) de um processo, utilizando um calorímetro. Essa variação corresponde à quantidade de energia liberada ou absorvida durante o processo, realizado à pressão constante.

O cálculo da variação da entalpia é dado pela expressão genérica:

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

ou

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$



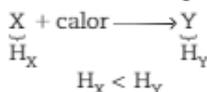
Durante a queima de um palito de fósforo, as substâncias na madeira reagem com o oxigênio do ar, ocorrendo a liberação de calor.

Em um processo endotérmico, a entalpia do sistema reativo aumenta, enquanto em um processo exotérmico ela diminui.

Variação da entalpia (ΔH) em reações endotérmicas

Nas reações endotérmicas, como ocorre absorção de calor, a entalpia dos produtos (H_p) é maior do que a entalpia dos reagentes (H_r).

• Genericamente, temos:

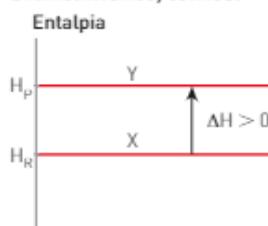


$$\Delta H = H_{\text{produto}} - H_{\text{reagente}}$$

$$\Delta H = H_Y - H_X$$

$$\Delta H > 0$$

• Graficamente, temos:



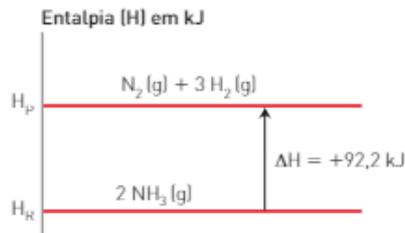
Considere, como exemplo, a decomposição térmica da amônia (NH_3), na qual são produzidos os gases N_2 e H_2 . O processo pode ser representado por:



No entanto, a representação mais adequada indica a variação da entalpia (ΔH), que será positiva porque a reação é endotérmica.



Graficamente, temos a representação:

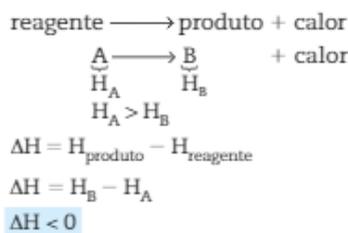


Pelas equações ou pelo diagrama, devemos entender que na decomposição de 2 mol de gás amônia, produzindo 1 mol de gás nitrogênio e 3 mol de gás hidrogênio, são absorvidos 92,2 kJ.

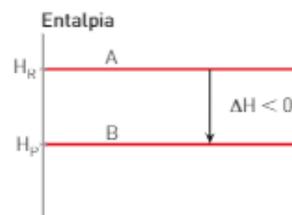
Variação da entalpia (ΔH) em reações exotérmicas

Nas reações exotérmicas, em razão de liberação de calor, a entalpia dos produtos (H_p) é menor do que a entalpia dos reagentes (H_R).

• Genericamente, temos:



• Graficamente, temos:



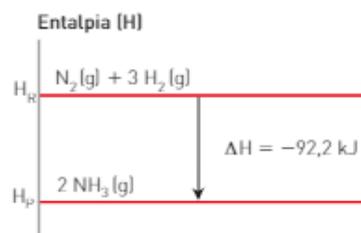
Considere como exemplo o processo industrial de produção de amônia (NH_3), denominado Haber-Bosch, feito a partir de N_2 (g) e H_2 (g). A equação que representa o processo é:



No entanto, a representação mais adequada é feita indicando-se a variação da entalpia (ΔH), que será negativa porque essa reação é exotérmica.



Graficamente, temos a representação:



Analisando as equações ou o diagrama, devemos entender que: quando 1 mol de gás nitrogênio (N_2) reage com 3 mol de gás hidrogênio (H_2), produzindo 2 mol de gás amônia (NH_3), ocorre a liberação de 92,2 kJ.

Capítulo 8

Equações termoquímicas

1. ENTALPIA-PADRÃO

Como vimos, devido à impossibilidade de determinar diretamente a entalpia das substâncias, trabalhamos com a variação de entalpia (ΔH). Porém, a variação de entalpia de uma reação depende da temperatura, da pressão, do estado físico, do número de mols e da variedade alotrópica das substâncias envolvidas. Por esse motivo, foi criado um referencial para fazermos comparações: a **entalpia-padrão**. Dessa maneira, as entalpias serão sempre avaliadas em relação à mesma condição (condição-padrão ou estado-padrão: 1,0 bar a 25 °C). As reações nas quais tanto os produtos quanto os reagentes estão no estado-padrão têm a sua variação de entalpia indicada por ΔH° .

Por convenção, foi estabelecido que toda substância simples, no estado-padrão e na sua forma alotrópica mais estável (mais comum), tem entalpia (H) igual a zero.

Vejam os exemplos de entalpia de algumas substâncias no estado-padrão:

- A substância pura simples hidrogênio (H_2), a 25 °C e 1,0 bar, encontra-se no estado gasoso; assim, o H_2 (g) nessas condições apresenta entalpia H° . Logo, em qualquer outra condição, o hidrogênio terá entalpia $H \neq 0$.
- A substância pura simples ferro (Fe), a 25 °C e 1,0 bar, encontra-se no estado sólido; assim, o Fe (s) nessas condições apresenta entalpia $H^\circ = 0$.

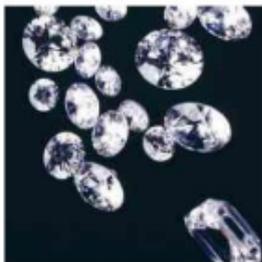
Para os elementos que apresentam o fenômeno da alotropia, ou seja, formam diferentes substâncias puras simples, foi atribuído o valor zero para a variedade alotrópica mais comum, mais estável a 1,0 bar e 25 °C.

Os casos mais comuns de alotropia são:

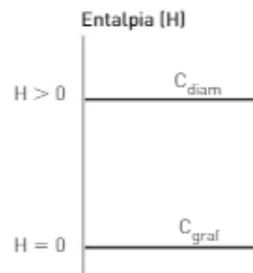
- **Carbono**



Grafite; C_{graf} , $H^\circ = 0$.



Diamante; C_{diam} , $H^\circ \neq 0$.

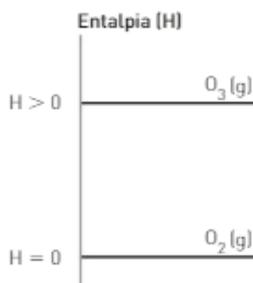


- **Oxigênio**



Cilindro de oxigênio; O_2 , $H^\circ = 0$.

Imagens fora de proporção entre si.



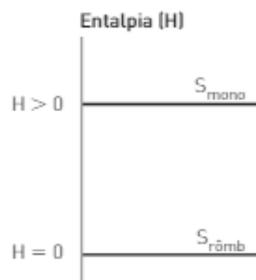
• Enxofre



Rômbo; $S_{\text{rômb}}$, $H^{\circ} = 0$.



Monoclínico; S_{mono} , $H^{\circ} \neq 0$.



Equação termoquímica

A entalpia de um elemento ou de uma substância varia de acordo com o estado físico, a pressão, a temperatura e a variedade alotrópica desse elemento. Logo, em uma equação termoquímica, devemos indicar:

- a variação de entalpia (ΔH);
- os estados físicos de todos os participantes e as variedades alotrópicas, caso existam;
- a temperatura e a pressão nas quais a reação ocorreu;
- os coeficientes estequiométricos das substâncias puras participantes.

Calor ou entalpia das reações químicas

Utilizando como referência o conceito de entalpia no estado-padrão, podemos determinar o valor da entalpia de um grande número de substâncias, além de calcular o valor da variação de entalpia em uma infinidade de reações químicas.

Em geral, essa variação de entalpia é denominada **calor de reação** ou simplesmente **entalpia**. Porém, é costume atribuir nomes específicos a alguns tipos de entalpia, tais como: de formação, de combustão, de neutralização etc.

A seguir, vamos estudar alguns tipos de entalpia de reações.

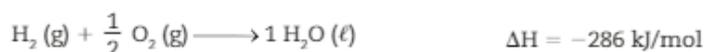
Entalpia de formação

São denominadas **reações de formação** aquelas em que ocorre a formação (síntese) de 1 mol de uma substância a partir de substâncias simples, no estado-padrão.

A variação de entalpia (ΔH) nessas reações pode receber os seguintes nomes: **entalpia de formação**, **calor de formação**, **ΔH de formação** ou **entalpia-padrão de formação**.

Veja um exemplo de equação termoquímica de formação:

- Água líquida — $H_2O(\ell)$



Conhecendo a equação de formação de uma substância, o valor do ΔH dessa reação, e sabendo que, por convenção, a entalpia dos reagentes no estado padrão é igual a zero, podemos determinar a entalpia da substância formada a 25 °C e 1 bar.

Veja um exemplo: o gás carbônico (CO_2) pode ser obtido a partir da combustão do C_{graf} , e a variação da entalpia da reação foi determinada a 25 °C e 1 bar.



Aplicando a expressão:

$$\Delta H = H_p - H_R$$

podemos calcular a entalpia do CO_2 (H_{CO_2}) nessa reação, considerando que, por convenção, sabemos que para substâncias simples no estado padrão $H = 0$:

$$\Delta H = [H_{\text{CO}_2}(\text{g})] - [H_{\text{C}_{\text{graf}}} + H_{\text{O}_2}(\text{g})]$$

substâncias simples
no estado-padrão $H = 0$

Logo:

$$\Delta H = H_{\text{CO}_2}(\text{g})$$

$$-394 \text{ kJ} = H_{\text{CO}_2}(\text{g}) \Rightarrow H_{\text{CO}_2}(\text{g}) = -394 \text{ kJ}$$

Assim, podemos concluir que a entalpia do CO_2 (H_{CO_2}) é igual ao seu ΔH de formação.

$$\Delta H_{\text{formação do CO}_2} = H_{\text{CO}_2} \Rightarrow \text{entalpia de formação do CO}_2 = -394 \text{ kJ/mol}$$

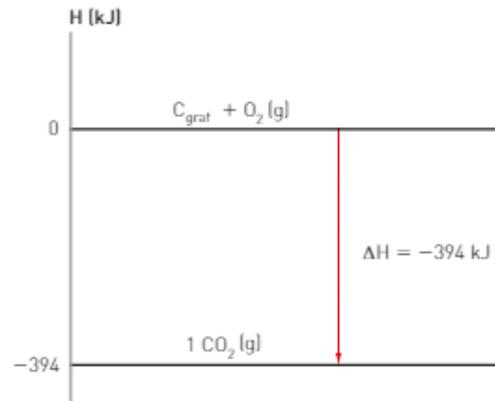
Generalizando, temos:

$$\text{entalpia de formação} = \text{entalpia da substância}$$

Os valores das entalpias-padrão de formação normalmente são apresentados em tabelas.

ENTALPIAS-PADRÃO DE FORMAÇÃO, ΔH_f° , A 298 K (25° C)		
Substância	Fórmula	ΔH_f° (kJ/mol)
acetileno	C_2H_2 (g)	226,7
água	H_2O (ℓ)	-285,8
amônia	NH_3 (g)	-46,19
benzeno	C_6H_6 (ℓ)	49,0
bicarbonato de sódio	NaHCO_3 (s)	-947,7
brometo de hidrogênio	HBr (g)	-36,23
carbonato de sódio	Na_2CO_3 (s)	-1 130,9
cloreto de hidrogênio	HCl (g)	-92,30
cloreto de prata	AgCl (s)	-127,0
cloreto de sódio	NaCl (s)	-410,9
diamante	C (s)	1,88
dióxido de carbono	CO_2 (g)	-393,5
etano	C_2H_6 (g)	-84,68
etanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (ℓ)	-277,7
etileno	C_2H_4 (g)	52,30
fluoreto de hidrogênio	HF (g)	-268,6
glicose	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (s)	-1 273
iodeto de hidrogênio	HI (g)	25,9
metano	CH_4 (g)	-74,8
metanol	CH_3OH (ℓ)	-238,6
monóxido de carbono	CO (g)	-110,5
óxido de cálcio	CaO (s)	-635,5
propano	C_3H_8 (g)	-103,85
sacarose	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (s)	-2 221
vapor-d'água	H_2O (v)	-241,8

Fonte: BROWN, Theodore L. et alii. *Química. A ciência central*. 9. ed. São Paulo: Pearson/Prentice Hall, 2005.



Esse tipo de tabela é muito útil, pois permite calcular a entalpia de muitas outras substâncias, assim como o ΔH de um grande número de reações. Para efetuar corretamente esses cálculos, devemos lembrar que:

$$\Delta H \text{ de formação} = H \text{ da substância}$$

$$\Delta H = H_p - H_R$$

Determinação da entalpia de formação de uma substância a partir de uma equação termoquímica

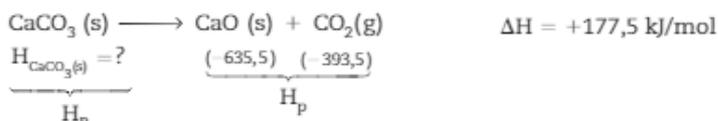
A equação de decomposição do mármore pode ser representada por:



Na tabela, encontramos as entalpias:

$$H_{\text{CaO}(\text{s})} = -635,5 \text{ kJ/mol} \quad \text{e} \quad H_{\text{CO}_2(\text{g})} = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

No entanto, nela não encontramos a entalpia de $H_{\text{CaCO}_3(\text{s})}$, que pode ser determinada da seguinte maneira:



$$\Delta H = H_p - H_R$$

$$\Delta H = [(H_{\text{CaO}(\text{s})}) + (H_{\text{CO}_2(\text{g})})] - [(H_{\text{CaCO}_3(\text{s})})]$$

$$+177,5 = [(-635,5) + (-394)] - [(H_{\text{CaCO}_3(\text{s})})]$$

$$+177,5 = [-635,5 - 393,5] - H_{\text{CaCO}_3(\text{s})}$$

$$H_{\text{CaCO}_3(\text{s})} = -1029 - 177,5$$

$$H_{\text{CaCO}_3(\text{s})} = -1206,5 \text{ kJ/mol}$$

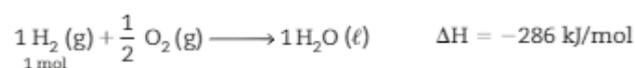
Entalpia de combustão

Entalpia de combustão é a energia liberada na combustão completa de 1 mol de uma substância no estado-padrão.

São classificadas como **reações de combustão** aquelas em que uma substância, denominada **combustível**, reage com o gás oxigênio (O_2), denominado **comburente**. Por serem sempre exotérmicas, essas reações apresentam $\Delta H < 0$.

Veja o exemplo:

- **Combustão completa do gás hidrogênio (H_2)**



Essa equação indica que na combustão completa de 1 mol de $\text{H}_2(\text{g})$ ocorre a liberação de 286 kJ:

$$\text{entalpia de combustão do } \text{H}_2(\text{g}) = -286 \text{ kJ/mol}$$



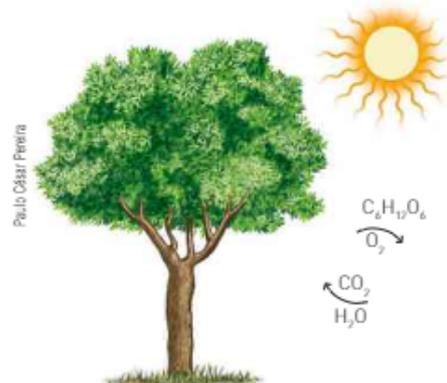
Stock Connection Bus/Army/Slow Images

O gás hidrogênio é utilizado como combustível em ônibus espaciais.

ATIVIDADES



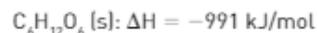
13. A etapa fotoquímica da fotossíntese, conhecida como “reação de claro”, é assim chamada por ocorrer somente na presença de luz.



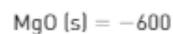
A reação da fotossíntese pode ser representada simplificada por:



Conhecendo as entalpias-padrão de formação das substâncias abaixo, calcule o ΔH da reação de fotossíntese.



14. Considere as entalpias de formação em kJ/mol no estado-padrão.



Calcule a variação da entalpia (ΔH) da reação representada pela equação:



15. A reação de combustão completa do benzeno pode ser representada pela equação:



Conhecendo as entalpias de formação a 25 °C das substâncias indicadas no quadro abaixo, calcule o ΔH de combustão do benzeno (C_6H_6).

Substância	ΔH de formação (a 25 °C em kJ/mol)
$\text{C}_6\text{H}_6 (\ell)$	+80
$\text{CO}_2 (\text{g})$	-400
$\text{H}_2\text{O} (\text{g})$	-240

16. O gás eteno, também conhecido com o nome de etileno, é o responsável pelo amadurecimento natural de frutas. Como os outros hidrocarbonetos, também pode participar de reações de combustão, que são exotérmicas.

Substância	ΔH_f [a 25 °C em kcal/mol]
$\text{C}_2\text{H}_4 (\text{g})$	+12,5
$\text{CO}_2 (\text{g})$	-94,1
$\text{H}_2\text{O} (\ell)$	-68,3

Utilizando os dados do quadro, resolva os itens.

- a) Equacione a combustão completa do eteno (C_2H_4).
b) Calcule seu calor de combustão.

17. Na "cabeça" dos fósforos de segurança existe uma substância sólida chamada trissulfeto de tetrafósforo. Quando a cabeça dos palitos é atritada contra a lixa presente na lateral das caixas de fósforos, essa substância reage com o gás oxigênio e se inflama. Nessa reação, são produzidas uma substância sólida, decóxido de tetrafósforo, e uma substância gasosa, o dióxido de enxofre.



Substância	ΔH_f (kJ/mol) a 25 °C
trissulfeto de tetrafósforo (s)	-151,0
decóxido de tetrafósforo (s)	-2940,0
dióxido de enxofre (g)	-296,8

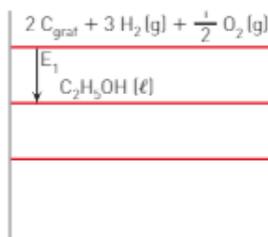
Conhecendo os dados da tabela acima, resolva os itens:

- a) Escreva a equação que representa a reação descrita, indicando os estados físicos dos reagentes e dos produtos.
b) Calcule o ΔH de combustão da reação.
c) Calcule o calor liberado na combustão de 44 g de trissulfeto de tetrafósforo.

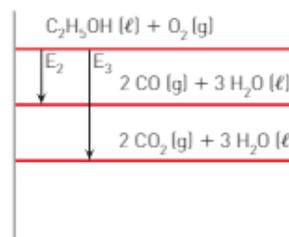
Dado: massa molar do trissulfeto de tetrafósforo: 220 g/mol.

18. Os biocombustíveis são uma opção de energia renovável em substituição aos derivados do petróleo, como a gasolina. Um dos biocombustíveis mais consumidos no Brasil é o etanol (C_2H_5OH), obtido a partir da cana-de-açúcar. Observe os diagramas abaixo e classifique as afirmações a seguir em falsas ou verdadeiras.

1)



2)



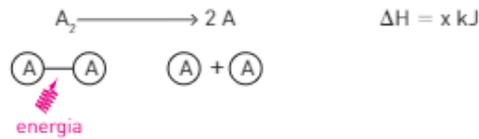
- I. A energia E_1 corresponde à entalpia de formação do etanol líquido.
II. A energia E_2 corresponde à entalpia da combustão completa do etanol.
III. A entalpia da combustão completa do etanol libera mais energia do que sua combustão incompleta.
IV. A transformação do CO em CO_2 é um processo exotérmico.
V. A entalpia das substâncias C_{graf} ; H_2 (g) e O_2 (g) a 1 bar e 298 K (condição padrão) é zero.

Energia de ligação

Em todas as reações químicas ocorrem quebra das ligações existentes nos reagentes e formação de novas ligações nos produtos.

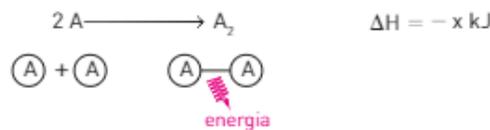
Para que ocorra quebra de ligação dos reagentes, é necessário fornecer energia; logo, estamos diante de um processo endotérmico.

Assim, temos:



Representação pelo modelo "pau e bola".

Na reação inversa, ou seja, na formação da ligação, a partir dos átomos, ocorre a liberação da mesma quantidade de energia.



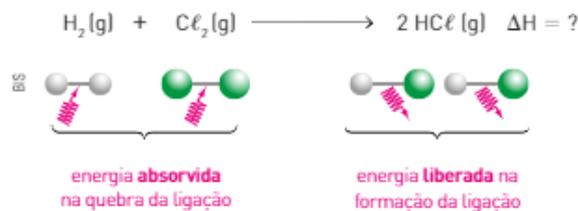
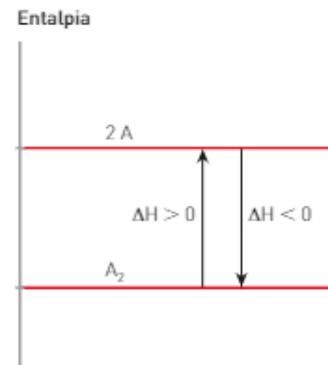
A energia absorvida na quebra de uma ligação é numericamente igual à energia liberada na sua formação. No entanto, a energia de ligação é definida para a quebra de ligações, por isso sempre terá o valor positivo.

A energia de ligação é a energia absorvida na quebra de 1 mol de ligações, no estado gasoso.

Observe ao lado uma possível representação gráfica para essas reações.

Para determinar a variação de entalpia (ΔH) de uma reação química, devemos imaginar que os reagentes tenham todas as suas ligações quebradas, originando átomos isolados, e que os átomos assim obtidos se unam, formando novas ligações.

A seguir, veremos um exemplo para a determinação do ΔH , usando valores de energia de ligação.



Representação de modelos fora de escala e em cores fantasia.

Para romper 1 mol de ligação:

$$H-Cl = 431,8 \text{ kJ.}$$

$$H-H = 436 \text{ kJ e } Cl-Cl = 242,6 \text{ kJ.}$$

Como são formados 2 mol de HCl, temos:

Ou seja:

$$2 H-Cl = 863,6 \text{ kJ. Ou seja:}$$

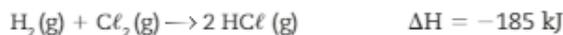
$$\text{energia total absorvida} = 678,6 \text{ kJ}$$

$$\text{energia total liberada} = 863,6 \text{ kJ}$$

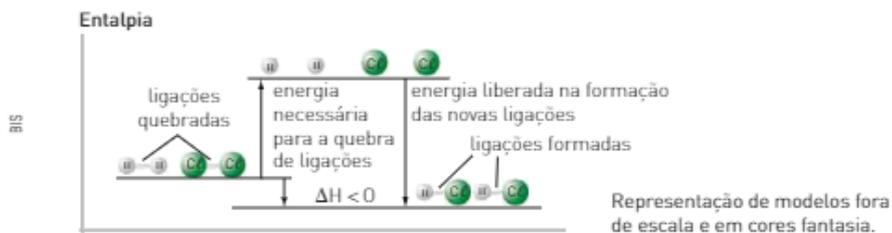
Como a energia liberada é maior que a energia absorvida, concluímos que essa reação é **exotérmica** ($\Delta H < 0$). O valor absoluto pode ser calculado pela diferença entre o maior e o menor valor de energia. No caso:

$$\begin{array}{r} 863,6 \\ \text{valor} \\ \text{maior} \end{array} - \begin{array}{r} 678,6 \\ \text{valor} \\ \text{menor} \end{array} = 185 \text{ kJ}$$

Assim:



Uma possível representação gráfica para essa reação é:



As tabelas a seguir apresentam algumas energias de ligação.

ENTALPIAS DE LIGAÇÃO MÉDIAS, $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	
Ligação	Entalpia de ligação média
C – H	413
C – C	348
C = C	614
C ≡ C	839
C – O	358
C = O	743*
C – N	293
C – F	485
C – Cl	328
C – Br	276
C – I	238
N – H	388
N – N	163
N = N	418
N – O	201
N = O	607
N – F	195
N – Cl	381
O – H	463
O – O	146

* No CO_2 , a energia da ligação C = O é 799 kJ/mol .

Fonte: GILBERT, Thomas R. et al. *Chemistry. The science in context*. London/New York: W. W. Norton, 2009.

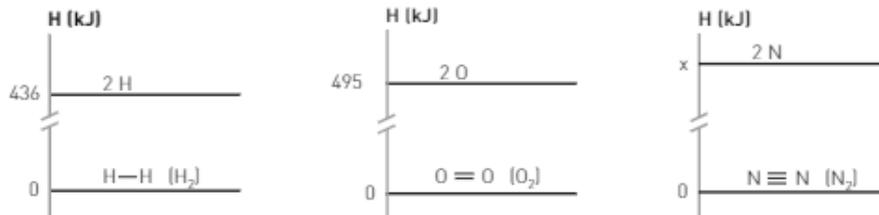
ENTALPIAS DE LIGAÇÃO DE MOLÉCULAS DIATÔMICAS, $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	
Molécula	ΔH
H_2	436
N_2	941
O_2	495
CO	1072
F_2	155
Cl_2	243
Br_2	193
I_2	151
HF	567
HCl	431
HBr	366
HI	299

Fonte: GILBERT, Thomas R. et al. *Chemistry. The science in context*. London/New York: W. W. Norton, 2009.

ATIVIDADES

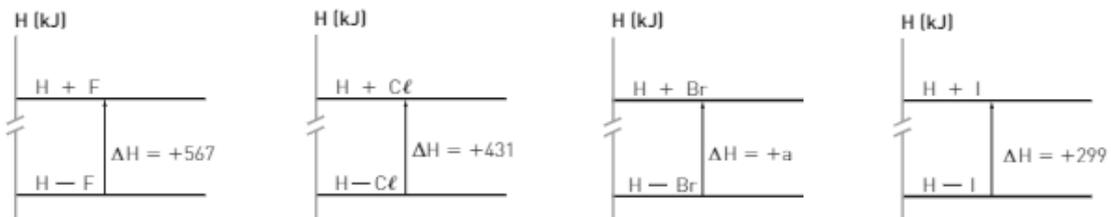


19. Observe os seguintes diagramas:



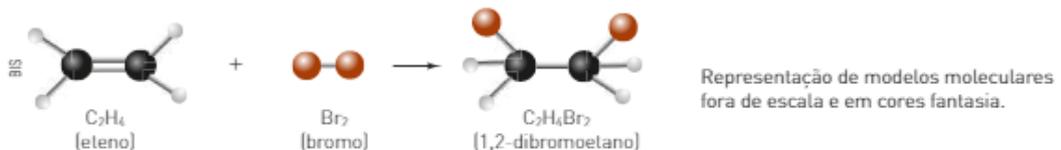
Faça uma previsão para o valor de x e justifique a sua resposta.

20. Os diagramas seguintes representam as energias de ligação dos hidretos da família dos halogênios:



Com base no conceito de polaridade de ligações e no da fila de eletronegatividade de Pauling, faça uma previsão para o valor de a e justifique sua resposta.

21. Observe a reação de bromação do eteno, representado a seguir pelo modelo "pau e bola":



dadas as energias de ligação em kJ/mol^{-1} :

- $\text{C} = \text{C} \rightarrow 614$
- $\text{C} - \text{H} \rightarrow 413$
- $\text{C} - \text{Br} \rightarrow 276$
- $\text{Br} - \text{Br} \rightarrow 193$
- $\text{C} - \text{C} \rightarrow 348$

Determine o ΔH da reação.

22. O gás cloro [Cl_2] é extremamente tóxico e, ao ser inalado, pode reagir com a água presente nos pulmões, formando o ácido clorídrico. Essa reação pode ser representada pela equação:



Utilizando os dados da tabela a seguir, calcule o ΔH da reação mencionada em kJ/mol .

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol); 25°C e 1 bar
$\text{Cl} - \text{Cl}$	243
$\text{H} - \text{O}$	463
$\text{H} - \text{Cl}$	431
$\text{Cl} - \text{O}$	205

Lei de Hess

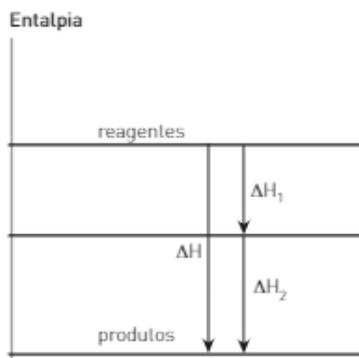
Nem sempre é possível determinar experimentalmente o ΔH de uma reação, por vários motivos:

- muitos compostos não podem ser sintetizados a partir de seus elementos;
- algumas reações são extremamente lentas;
- algumas reações são explosivas;
- em várias reações são formados produtos indesejáveis.

Nesses casos, o ΔH pode ser determinado de uma maneira indireta, com base na Lei de Hess.

Lei de Hess: em uma reação química, a variação da entalpia é sempre a mesma, quer ela ocorra em uma única etapa ou em várias. A variação da entalpia depende somente dos estados inicial e final.

A Lei de Hess estabelece que a variação de entalpia da reação que ocorre em uma única etapa é igual à soma das variações de entalpia das etapas nas quais ela pode ocorrer.



O diagrama representa graficamente um exemplo da Lei de Hess.



Edgar Fels Smith Collection

Germain Henri Hess (1802-1850), cientista suíço, formulou a lei de conservação da energia em termos das grandezas da Termoquímica.

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

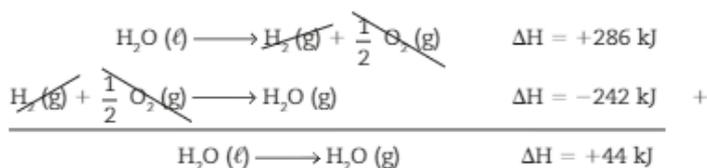
Um exemplo simples da aplicação da Lei de Hess consiste na passagem de 1 mol de $H_2O(\ell)$ para o estado gasoso nas condições do estado-padrão. Isso pode ser feito em uma única etapa:



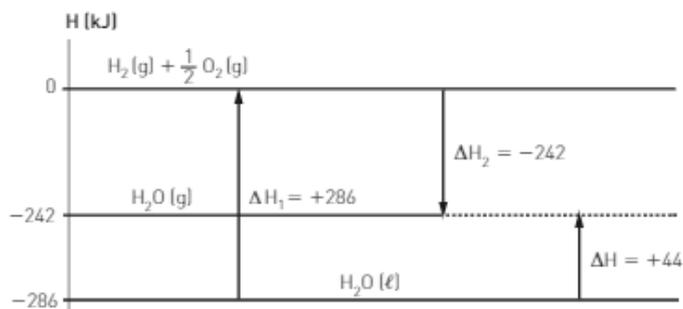
Poderíamos também obter $H_2O(g)$ em duas etapas:

- decomposição de 1 mol de $H_2O(\ell)$: $H_2O(\ell) \longrightarrow H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \quad \Delta H = +286 \text{ kJ}$
- formação de 1 mol de $H_2O(g)$: $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow H_2O(g) \quad \Delta H = -242 \text{ kJ}$

Como a reação global corresponde à soma dessas duas reações, o ΔH da reação global também corresponde à soma dos ΔH das reações envolvidas:



Graficamente, as três equações podem ser representadas da seguinte maneira:



ATIVIDADES



23. A partir do diagrama, calcule o ΔH da reação: $C_{\text{graf}} + \frac{1}{2} O_2 (g) \longrightarrow CO (g)$

H (kJ)	
$C_{\text{graf}} + O_2 (g)$	$CO (g) + \frac{1}{2} O_2 (g)$
$\Delta H = -393,5 \text{ kJ}$	$\Delta H = +283,0 \text{ kJ}$
$CO_2 (g)$	

24. O enxofre é um sólido amarelo encontrado livre na natureza (estado nativo) na forma alotrópica de enxofre rômbo. Para sua extração nas minas, ele é inicialmente liquefeito e, nessa forma, é extraído e lançado no ambiente, onde se solidifica.

Sua reação com o oxigênio (O_2) forma dois óxidos (SO_2 e SO_3), e as equações termoquímicas são:



25. O ácido nítrico é a matéria-prima para a produção de substâncias muito importantes para a indústria da construção civil (explosivos) e para a agricultura (fertilizantes).

Sua produção parte da oxidação da amônia em três etapas, representadas, com seus respectivos ΔH° , pelas equações seguintes.



Com base nessas informações, resolva os itens.

- Por meio da soma das etapas, escreva a equação que representa a formação do HNO_3 .
- Calcule o ΔH dessa reação.
- Qual é a quantidade de calor liberada ou consumida na produção de 128 toneladas (t) de ácido nítrico? (Dado: massa molar do $HNO_3 = 63 \text{ g/mol}$.)

INTEGRANDO CONCEITOS

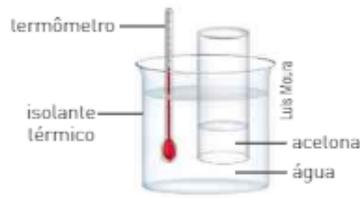


1. [PAS-USP] A análise do conteúdo calórico de um sorvete demonstra que ele contém, aproximadamente, 5% de proteínas, 22% de carboidratos e 13% de gorduras. A massa restante pode ser considerada como água. A tabela ao lado apresenta dados de calor de combustão para esses três nutrientes. Se o valor energético diário recomendável para uma criança é de 8400 kJ, o número de sorvetes de 100 g necessários para suprir essa demanda seria, aproximadamente:

Nutriente (1 grama)	Calor liberado (kJ)
proteínas	16,7
carboidratos	16,7
lipídios (gorduras)	37,7

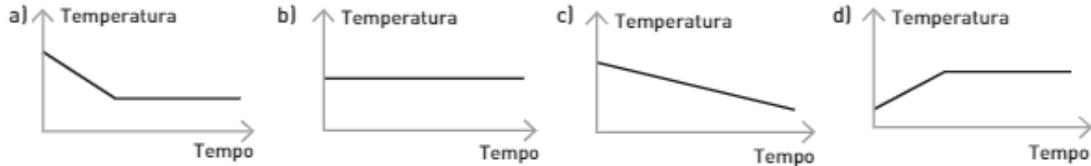
- 2.
 - 3.
 - 6.
 - 9.
 - 12.
2. (UFRGS-RS) Em nosso cotidiano ocorrem processos que podem ser endotérmicos (absorvem energia) ou exotérmicos (liberam energia). Indique a alternativa que contém apenas fenômenos exotérmicos ou apenas fenômenos endotérmicos.
- explosão de fogos de artifício – combustão em motores de automóveis – formação de geada.
 - secagem de roupas – formação de nuvens – queima de carvão.
 - combustão em motores de automóveis – formação de geada – evaporação dos lagos.
 - evaporação de água dos lagos – secagem de roupas – explosão de fogos de artifício.
 - queima de carvão – formação de geada – derretimento de gelo.

3. (UFMG) Um béquer aberto, contendo acetona, é mergulhado em outro béquer maior, isolado termicamente, o qual contém água, conforme mostrado na figura.



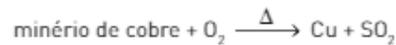
A temperatura da água é monitorada durante o processo de evaporação da acetona, até que o volume desta se reduz à metade do valor inicial.

Indique a alternativa cujo gráfico descreve qualitativamente a variação da temperatura registrada pelo termômetro mergulhado na água, durante esse experimento:



Ilustrações: BIS

4. (Enceja-MEC) O processo mais utilizado atualmente para se obter o metal cobre, a partir de seu minério, é chamado pirometalúrgico, no qual um minério de cobre, como a calcopirita (Cu_2S), reage com o gás oxigênio (O_2) sob aquecimento, originando o cobre metálico e dióxido de enxofre, e pode ser utilizado na obtenção de alguns outros metais.



No ano de 2001, no Brasil, foram queimadas 18 632 toneladas (t) de óleo combustível para a produção de cobre.

A tabela abaixo mostra o poder calorífico de alguns combustíveis.

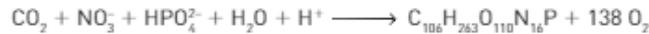
RENDIMENTO COMPARADO DE ALGUNS COMBUSTÍVEIS	
Combustível	Poder calorífico em kcal/kg
gás liquefeito de petróleo (GLP)	11 750
óleo combustível	10 090
gasolina com 20% de álcool	10 394
óleo diesel	10 750
carvão metalúrgico nacional	6 800
gás natural úmido	9 256
álcool anidro	7 090
lenha	3 300

Fonte: Balanço Energético Nacional. CONPET – Petrobras.

Observando a tabela, podemos verificar que a queima de 1 kg de GLP libera 11 750 kcal. Com base no texto, responda aos itens a seguir.

- a) Quantas kcal foram utilizadas, no Brasil, no ano de 2001, para a produção de cobre?
 b) Qual é a massa de lenha necessária para produzir a mesma quantidade de energia?
5. (Olimpíada Brasileira de Química) Nas condições ambiente, ao inspirar, puxamos para nossos pulmões aproximadamente 0,5 L de ar, então aquecido na temperatura ambiente de 25 °C até a temperatura do corpo de 36 °C. Fazemos isso cerca de $16 \cdot 10^3$ vezes em 24 horas. Se, nesse tempo, recebermos $1,0 \cdot 10^7$ J de energia por meio da alimentação, a porcentagem aproximada dessa energia que será gasta para aquecer o ar inspirado será de:
 (Ar atmosférico nas condições ambiente: densidade = 1,2 g/L, calor específico = $1,0 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$)
- a) 3,0% b) 2,0% c) 1,0% d) 10,0% e) 15,0%

6. (Unicamp-SP) A síntese de alimentos no ambiente marinho é de vital importância para a manutenção do atual equilíbrio do sistema Terra. Nesse contexto, a penetração da luz na camada superior dos oceanos é um evento fundamental. Ela possibilita, por exemplo, a fotossíntese, que leva à formação do fitoplâncton, cuja matéria orgânica serve de alimento para outros seres vivos. A equação química abaixo, não balanceada, mostra a síntese do fitoplâncton. Nessa equação, o fitoplâncton é representado por uma composição química média.



- a) Reescreva essa equação química balanceada.
 b) De acordo com as informações do enunciado, a formação do fitoplâncton absorve ou libera energia? Justifique sua resposta.
 c) Além da produção de alimento, que outro benefício a formação do fitoplâncton fornece para o sistema Terra?

7. (Enem-MEC) Vários combustíveis alternativos estão sendo procurados para reduzir a demanda por combustíveis fósseis, cuja queima prejudica o meio ambiente devido à produção de dióxido de carbono (massa molar igual a $44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$). Três dos mais promissores combustíveis alternativos são o hidrogênio, o etanol e o metano. A queima de 1 mol de cada um desses combustíveis libera uma determinada quantidade de calor, que está apresentada na tabela ao lado.

Combustível	Massa molar ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	Calor liberado na queima ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
H_2	2	270
CH_4	16	900
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	46	1350

Considere que foram queimadas massas, independentemente, desses três combustíveis, de forma tal que em cada queima foram liberados 5400 kJ. O combustível mais econômico, ou seja, o que teve a menor massa consumida, e o combustível mais poluente, que é aquele que produziu a maior massa de dióxido de carbono (massa molar igual a $44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$), foram, respectivamente:

- a) o etanol, que teve apenas 46 g de massa consumidos, e o metano, que produziu 900 g de CO_2 .
 b) o hidrogênio, que teve apenas 40 g de massa consumidos, e o etanol, que produziu 352 g de CO_2 .
 c) o hidrogênio, que teve apenas 20 g de massa consumidos, e o metano, que produziu 264 g de CO_2 .
 d) o etanol, que teve apenas 96 g de massa consumidos, e o metano, que produziu 176 g de CO_2 .
 e) o hidrogênio, que teve apenas 2 g de massa consumidos, e o etanol, que produziu 1350 g de CO_2 .
8. (Cefet-SC) As bolsas térmicas consistem, geralmente, de dois invólucros selados e separados, onde são armazenadas diferentes substâncias químicas. Quando a camada que separa os dois invólucros é rompida, as substâncias neles contidas misturam-se e ocorre o aquecimento ou o resfriamento. A seguir, estão representadas algumas reações químicas que ocorrem após o rompimento da camada que separa os invólucros com seus respectivos valores de entalpia padrão (ΔH°). Analise as reações e os valores correspondentes de ΔH° e indique a alternativa que correlaciona, *corretamente*, as reações com as bolsas térmicas quentes ou frias:



- a) (I) é fria; (II) é quente; (III) é fria.
 b) (I) é quente; (II) é fria; (III) é quente.
 c) (I) é fria; (II) é fria; (III) é fria.
 d) (I) é quente; (II) é quente; (III) é fria.
 e) (I) é quente; (II) é quente; (III) é quente.
9. (Unimontes-MG) O etanol é um combustível usado em acampamentos e sabe-se que, para aquecer 1 L de água da temperatura de 20°C até o ponto de ebulição ao nível do mar, precisa-se de 350 kJ de calor. Sendo assim, baseando-se na equação termoquímica,



a massa (g) de etanol necessária para ferver 1 L de água é, aproximadamente:

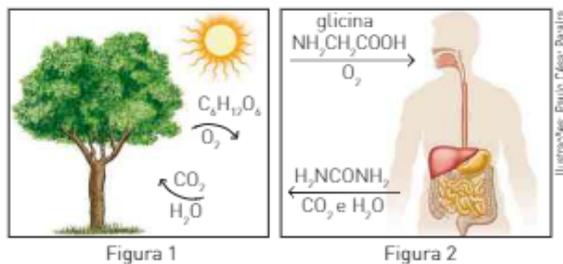
(Dado: Massa molar do etanol = 46 g/mol .)

- a) 0,26
 b) 12
 c) 46
 d) 1,4

15. (UFPR) Fulerenos são compostos de carbono que podem possuir forma esférica, elipsoide ou cilíndrica. Fulerenos esféricos são também chamados *buckyballs*, pois lembram a bola de futebol. A síntese de fulerenos pode ser realizada a partir da combustão incompleta de hidrocarbonetos em condições controladas.
- Escreva a equação química balanceada da reação de combustão de benzeno a C_{60} .
 - Fornecidos os valores de entalpia de formação na tabela a seguir, calcule a entalpia da reação padrão do item a.

Espécie	$\Delta_f H^\circ$ (kJ · mol ⁻¹)
H ₂ O (ℓ)	-286
C ₆ H ₆ (ℓ)	49
C ₆₀ (s)	2327

16. (UEL-PR) As figuras 1 e 2 representam dois processos importantes envolvendo energia, responsáveis pela manutenção da vida. Na figura 1 a energia do Sol, ao atingir a superfície da Terra, é a responsável por um processo biológico denominado fotossíntese, que contribui para tornar o mundo habitável. A figura 2 está representando o sistema digestório do ser humano. O aminoácido denominado glicina é oxidado, no corpo humano, formando ureia, dióxido de carbono e água. A tabela fornece as entalpias-padrão de formação das substâncias envolvidas nos processos representados nas figuras 1 e 2.



Substância	$\Delta_f H^\circ$ de formação (kcal/mol)
CO ₂ (g)	-94
H ₂ O (ℓ)	-68
C ₆ H ₁₂ O ₆ (s)	-303
O ₂ (g)	0
NH ₂ CH ₂ COOH (s)	-127
H ₂ NCONH ₂ (s)	-80

Com base nas informações dadas nas figuras 1 e 2, na tabela e nos conhecimentos sobre o tema, considere as afirmativas a seguir.

- I. A equação química que representa, de maneira simplificada, o processo da figura 1 é:



- II. No processo representado pela figura 2, para a obtenção de 1 mol de ureia, deverá ocorrer o consumo de 1 mol de glicina.
 III. A reação química representada na figura 2 é uma fonte de energia (calor) para o corpo.
 IV. As quantidades de energia envolvidas nos processos representados nas figuras 1 e 2 são 560 kcal/mol de glicose e 1306 kcal/mol de ureia.

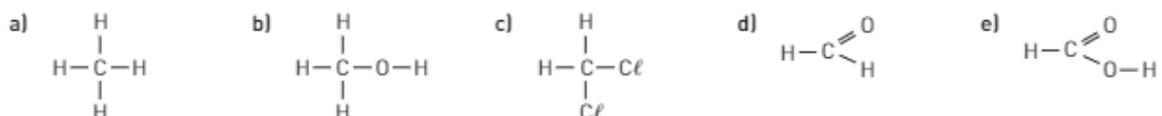
Indique a alternativa que contém todas as afirmativas corretas:

- I e II.
- I e III.
- II e IV.
- I, III e IV.
- II, III e IV.

17. Considere as seguintes energias de ligação em kJ/mol⁻¹:

- C — Cl ... 328
- C = O ... 743
- H — O ... 463
- C — O ... 358
- C — H ... 413

Qual dos compostos a seguir requer maior energia para se dissociar completamente em átomos, quando aquecemos 1 mol desse composto, no estado gasoso?



18. (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

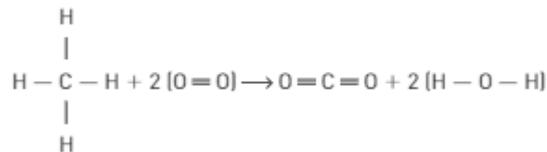
Considerando a reação representada por



o valor aproximado de ΔH , em kJ, é de:

- a) –820 b) –360 c) +160 d) +360 e) +820

Observação: escrevendo a equação da reação com fórmulas estruturais, ficam mais visíveis a quebra e a formação das ligações.



19. (Unifesp) Com base nos dados da tabela

Ligação	Energia média de ligação (kJ/mol)
O – H	460
H – H	436
O = O	490

pode-se estimar que o ΔH da reação representada por



dado em kJ por mol de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, é igual a:

- a) +239 b) +478 c) +1101 d) –239 e) –478

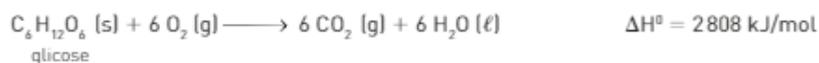
20. A queima do carbono grafite pode originar o monóxido de carbono e o dióxido de carbono:



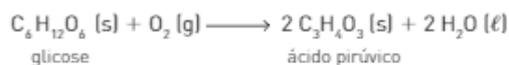
Com base nas informações, calcule a entalpia da transformação de $\text{CO}(\text{g})$ em $\text{CO}_2(\text{g})$ representada pela equação a seguir:



21. As reações que ocorrem em nosso organismo para a produção de energia são reações de oxirredução, com o gás oxigênio. Entre essas reações, podemos citar as seguintes (a 25 °C e 1 bar).



Durante a respiração celular, ocorre a transformação da glicose em ácido pirúvico, de acordo com a seguinte equação:



Calcule o ΔH° da reação em que 1 mol de glicose origina 2 mol de ácido pirúvico.

Unidade 4

Cinética química



Imagens fora de proporção entre si.

Recomenda-se colocar alguns alimentos na geladeira.



Qual é a vantagem de utilizar a panela de pressão para cozinhar alguns alimentos?



No entanto, mesmo dentro da geladeira, o prazo de validade de alguns alimentos muda depois que as embalagens são abertas.

Que relação você pode estabelecer entre as situações ilustradas nas fotografias?

NESTA UNIDADE, VAMOS ESTUDAR...

- como expressar a rapidez de uma reação;
- como calcular a taxa de consumo e de formação de componentes das reações;
- os fatores que alteram a rapidez das reações;
- expressar a lei da rapidez das reações.

Capítulo 9

A rapidez das reações químicas

O conhecimento e o estudo da rapidez das reações, além de serem muito importantes em termos industriais, também estão relacionados ao nosso dia a dia, por exemplo, quando guardamos alimentos, como frutas, na geladeira para retardar sua decomposição ou usamos panela de pressão para aumentar a rapidez de cozimento dos alimentos. Variando as condições em que as reações químicas ocorrem, podemos controlar a sua rapidez.

1. RAPIDEZ DE UMA REAÇÃO

Alguns foguetes utilizam hidrogênio como combustível e oxigênio como comburente. Essas substâncias ficam contidas separadamente em tanques externos do tamanho de um prédio de 10 andares e são injetadas separadamente em três turbinas, nas quais sofrem ignição, o que provoca uma reação de combustão instantânea, liberando vapor-d'água, à temperatura aproximada de 3000 °C.

Uma profissão relacionada a pilotar foguetes é a do astronauta.



O hidrogênio líquido é usado como combustível em alguns foguetes.

Mundo do trabalho

Astronauta

Para ser um astronauta é necessária muita dedicação. A área de atuação de um astronauta é a operação de equipamento e veículos espaciais. No dia a dia, a maior parte do tempo é dedicada ao trabalho técnico-administrativo dos programas, projetos espaciais e ao treinamento específico para atividades espaciais.

Esse profissional, entre outras características, deve ter bom controle emocional e habilidade para trabalhar em equipe e sob pressão; capacidade de tomar decisões imediatas e de reagir satisfatoriamente em condições de emergência; e ainda deve estar apto a suportar desconforto físico e/ou mental.

A Agência Espacial Brasileira (AEB) exige que o candidato a astronauta tenha entre 25 e 45 anos para ingressar no processo de seleção; e que possua diploma de curso superior ou título de pós-graduação em modalidades das áreas de Engenharia, Ciências Exatas ou da Terra, Ciências Biológicas ou Ciências da Saúde, em instituição civil devidamente reconhecida pelo MEC ou em Academias Militares de Formação de Oficiais.

Além disso, deve ter pelo menos três anos de experiência profissional em uma dessas áreas, após a conclusão da graduação; experiência prática em pesquisa; e falar e escrever em inglês.



Astronauta Clay Anderson, na 15ª missão da Estação Espacial Internacional. 2007.

Como a NASA (National Aeronautics and Space Administration) é a agência espacial mais conhecida no mundo, e atua em colaboração com outras agências, o candidato a astronauta deverá ser aprovado – nessa instituição – em exame médico espacial Classe II, realizado no Johnson Space Center, em Houston (Texas).

Fontes das informações: Brasil Profissões. Disponível em: <<http://www.brasilprofissoes.com.br/profissao/astronauta/>>; Entrevista com o astronauta Marcos Pontes. Disponível em: <http://www.abril.com.br/pagina/marcos_pontes_astronauta_profissao.shtml>; Guia da carreira – como se tornar astronauta. Disponível em: <<http://www.guiadacarreira.com.br/carreira/como-se-tornar-um-astronauta/>>. Acessos em: 28 mar. 2016.

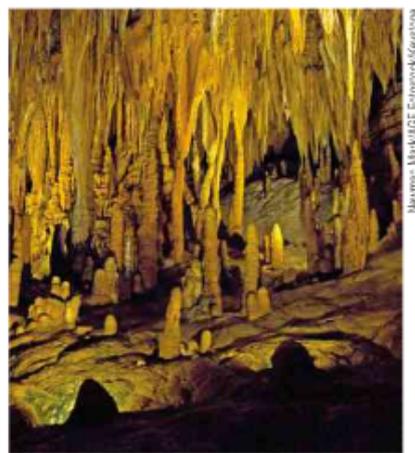
Se a mistura de hidrogênio e oxigênio não sofrer a ação de uma faísca elétrica ou de uma chama, sua reação ocorre tão lentamente que é impossível determinar sua rapidez.

Em outros casos, uma reação química pode demorar meses ou anos para ocorrer, como acontece com a deposição de carbonato de cálcio na formação das estalactites e estalagmites.

Quando estudamos a rapidez de uma reação, estamos interessados em saber a rapidez com que um reagente é consumido (taxa de consumo) ou com que um produto é formado (taxa de formação), ou seja, as variações das quantidades dos reagentes ou dos produtos em determinado intervalo de tempo.

As quantidades de reagentes e produtos podem ser expressas em massa, volume (para gases), número de mol ou concentração em mol/L, enquanto o tempo pode ser expresso em hora, minuto e segundo.

Como a rapidez pode variar ao longo da ocorrência da reação, habitualmente trabalhamos com a rapidez média de uma reação.



Estalactites (no teto da caverna) e estalagmites (no solo). Shernandoah Valley, Estados Unidos.

É comum encontrar o termo *velocidade de reação* ou *velocidade média de reação* como sinônimo de *rapidez de reação* ou *rapidez média de reação* em alguns exames de seleção.

Rapidez média

É o quociente entre a variação das quantidades, dos reagentes ou dos produtos, e o intervalo de tempo no qual essa variação ocorreu:

$$\text{Rapidez média} = \frac{\Delta \text{quantidade}}{\Delta \text{tempo}} = \frac{\text{quantidade final} - \text{quantidade inicial}}{\text{tempo final} - \text{tempo inicial}}$$

Quando se trabalha com a concentração em mol/L, a expressão da rapidez média será representada por:

$$\text{Rapidez média} = \frac{\Delta []}{\Delta \text{tempo}} = \frac{[\text{final}] - [\text{inicial}]}{\text{tempo final} - \text{tempo inicial}}$$

Ao calcularmos o $\Delta[\text{reagentes}]$, notamos que ele apresenta um valor menor do que zero, ou seja, um valor negativo, pois a concentração final é menor do que a inicial. Para não trabalhar com valores negativos, usamos $-\Delta[\text{reagentes}]$ na expressão da rapidez média dos reagentes.

Em físico-química usa-se o símbolo $[X]$ (colchetes) para representar a concentração do componente X em mol/L.

Assim, a rapidez média é expressa por:

$$\text{Rapidez média} = \frac{-\Delta \text{reagentes}}{\Delta t} \quad \text{ou} \quad R_m = \frac{\Delta \text{produtos}}{\Delta t}$$

A rapidez das reações é sempre medida experimentalmente, por vários métodos:

- Para reações em soluções aquosas, as concentrações são medidas com um espectrógrafo, que analisa a absorvância ou transmitância da luz visível pela solução.
- Em reações que envolvem íons, usam-se medidas de condutibilidade elétrica.
- Para gases, usam-se medidas de pressão.

A seguir, usando dados obtidos experimentalmente, vamos ver um exemplo do cálculo de rapidez média, estudando a decomposição da água oxigenada.

A decomposição da água oxigenada pode ser representada pela equação:



A rapidez média de decomposição da água oxigenada pode ser calculada utilizando a expressão:

$$\text{Rapidez média} = \frac{-[\text{H}_2\text{O}_2]_{\text{final}} - [\text{H}_2\text{O}_2]_{\text{inicial}}}{t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}} = \frac{-\Delta[\text{H}_2\text{O}_2]}{\Delta t}$$

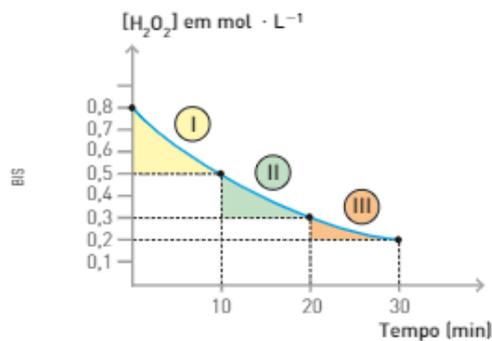
O gráfico a seguir apresenta dados experimentais da decomposição da água oxigenada.

Vamos determinar a rapidez média nos três trechos:

$$\text{I} \quad R_m = \frac{-(0,5 - 0,8)}{10 - 0} \Rightarrow R_m = \frac{-(-0,3)}{10} = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$\text{II} \quad R_m = \frac{-(0,3 - 0,5)}{20 - 10} \Rightarrow R_m = \frac{-(-0,2)}{10} = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$\text{III} \quad R_m = \frac{-(0,2 - 0,3)}{30 - 20} \Rightarrow R_m = \frac{-(-0,1)}{10} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$



Analisando os valores de rapidez média de consumo do H_2O_2 , podemos perceber que elas não são constantes e que seu valor máximo é encontrado no início da reação. Esse fato permite concluir que a rapidez média diminui de acordo com a diminuição da concentração. A partir desse gráfico, também podemos construir outro, representando a formação dos produtos (H_2O e O_2). Para isso, devemos conhecer a proporção estequiométrica da reação:

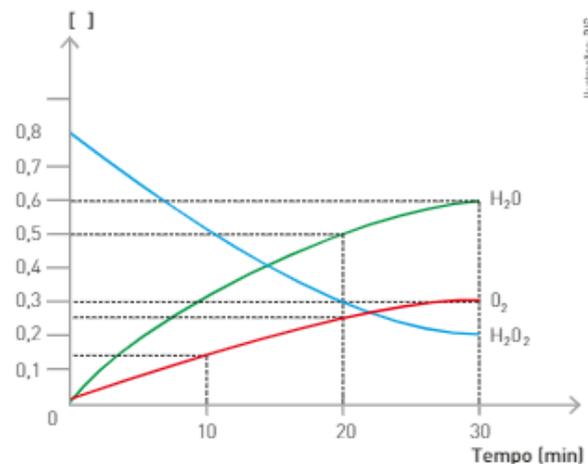
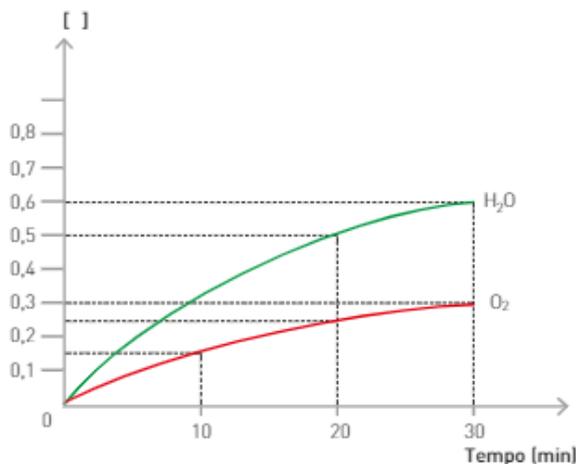


Interpretação: a decomposição de 2 mol de H_2O_2 produz 2 mol de H_2O e 1 mol de O_2 .

		$2 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\ell) + 1 \text{O}_2 (\text{g})$		
I	t = 0	0,8 mol/L	0	0
	↓	gasto 0,3 mol/L	formado 0,3 mol/L	formado 0,15 mol/L
	t = 10 min	0,5 mol/L	0,3 mol/L	0,15 mol/L
II	t = 10 min	0,5 mol/L	0,3 mol/L	0,15 mol/L
	↓	gasto 0,2 mol/L	formado 0,2 mol/L	formado 0,1 mol/L
	t = 20 min	0,3 mol/L	0,5 mol/L	0,25 mol/L
III	t = 20 min	0,3 mol/L	0,5 mol/L	0,25 mol/L
	↓	gasto 0,1 mol/L	formado 0,1 mol/L	formado 0,05 mol/L
	t = 30 min	0,2 mol/L	0,6 mol/L	0,3 mol/L

Com base nos dados obtidos, podemos agora fazer a representação gráfica (abaixo, à esquerda) das concentrações em mol/L da H_2O e do O_2 , em função do tempo.

Podemos representar as variações das concentrações das três substâncias em um único gráfico (abaixo, à direita).



Ilustrações BIS

Analisando a rapidez média das três substâncias envolvidas na reação em um mesmo intervalo de tempo, por exemplo, de 0 a 10 min ($\Delta t = 10$ min), temos:

$$R_m = \frac{\text{consumo de } \text{H}_2\text{O}_2}{\Delta t} = \frac{-(0,5 - 0,8)}{10}$$

$$R_m = \frac{\text{formação de } \text{H}_2\text{O}}{\Delta t} = \frac{(0,3 - 0)}{10}$$

$$R_m = \frac{\text{formação de } \text{O}_2}{\Delta t} = \frac{(0,15 - 0)}{10}$$

$$R_m = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$R_m = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$R_m = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Ao analisar os valores das rapidez médias, concluímos que eles obedecem à proporção estequiométrica da reação: **2 : 2 : 1**.

Se dividirmos os valores das rapidezzes médias pelos respectivos coeficientes estequiométricos, encontraremos o mesmo valor, que será considerado o valor da rapidez média da reação.

$$R_{\text{m reação}} = \frac{R_{\text{m H}_2\text{O}_2}}{2} = \frac{R_{\text{m H}_2\text{O}}}{2} = \frac{R_{\text{m O}_2}}{1} = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

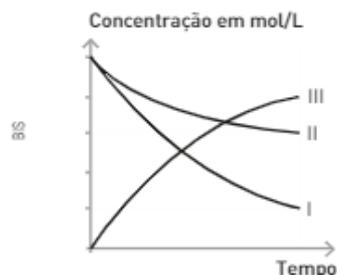
ATIVIDADES



- Um dos principais poluentes atmosféricos é o SO_2 . Se o dióxido de enxofre reagir com o oxigênio do ar, ele irá produzir o trióxido de enxofre segundo a reação representada pela equação a seguir.



As variações das concentrações com o tempo estão representadas abaixo.



A partir da análise do diagrama e da equação da reação, associe as substâncias O_2 , SO_2 , SO_3 com I, II, e III.

- Considere a decomposição do HCl representada pela equação abaixo:

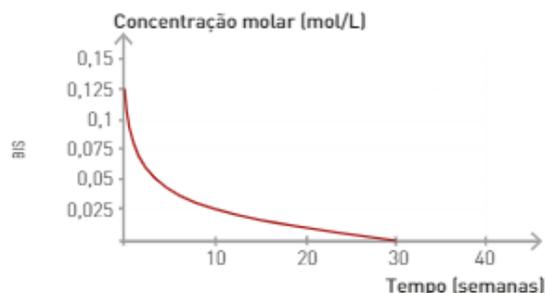


A concentração do HCl presente no sistema em função do tempo está apresentada na tabela a seguir:

Concentração (mol/L)	1,0	0,625	0,375	0,20	0,12
Tempo (min)	0	10	20	30	40

Com base nos dados, responda:

- Qual é o valor da rapidez média entre 0 e 10 minutos?
 - Qual é o valor da rapidez média entre 30 e 40 minutos?
 - A rapidez média é constante? Justifique.
- Alguns antibióticos se degradam com o passar do tempo conforme o diagrama:



Com base nas informações do diagrama, calcule, em mol/L, a rapidez de degradação do antibiótico entre as semanas 10 e 30.

Condições para a ocorrência de reações

Existem vários fatores responsáveis pela ocorrência de uma reação. Entre eles, temos: a natureza dos reagentes, o contato entre eles, os choques eficazes e a energia de ativação.

A condição mais evidente para que uma reação ocorra é que os reagentes estejam em contato. O contato entre os reagentes permite que ocorram interações entre eles, originando os produtos.

O iodeto de potássio reage ao entrar em contato com o acetato de chumbo II, formando o iodeto de chumbo II (PbI_2), um precipitado amarelo.



Sérgio Dutra Jr./The Next

Teoria da colisão

Quando colocamos os reagentes em contato, as partículas que os compõem irão colidir umas com as outras, e parte dessas colisões, dependendo da sua orientação e energia, poderá originar produtos.

Em todas as reações, os átomos que formam os reagentes se rearranjam, originando os produtos. No entanto, nem todos os choques entre as partículas que compõem os reagentes dão origem a produtos: são os chamados **choques não eficazes**. Os choques que resultam em quebra e formação de novas ligações são denominados **eficazes** ou **efetivos**.

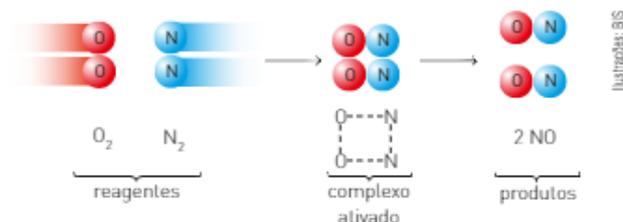
No momento em que ocorre o choque em uma posição favorável, forma-se uma estrutura intermediária entre os reagentes e os produtos, denominada **complexo ativado**.

Veja ao lado um exemplo que ilustra a formação do complexo ativado. Para que ocorra a formação do complexo ativado, as moléculas dos reagentes devem apresentar energia suficiente, além da colisão em geometria favorável. Essa energia é denominada **energia de ativação (E_a)**.

A energia de ativação (E_a) é, portanto, a menor quantidade de energia que deve ser fornecida aos reagentes para a formação do complexo ativado e, conseqüentemente, para a ocorrência da reação.

Então, para que ocorra a formação do complexo ativado, as moléculas dos reagentes devem absorver uma quantidade de energia no mínimo igual à energia de ativação.

Esse fato ocorre tanto para as reações exotérmicas quanto para as endotérmicas, e seus diagramas, indicando o caminho da reação e a entalpia, podem ser representados por:

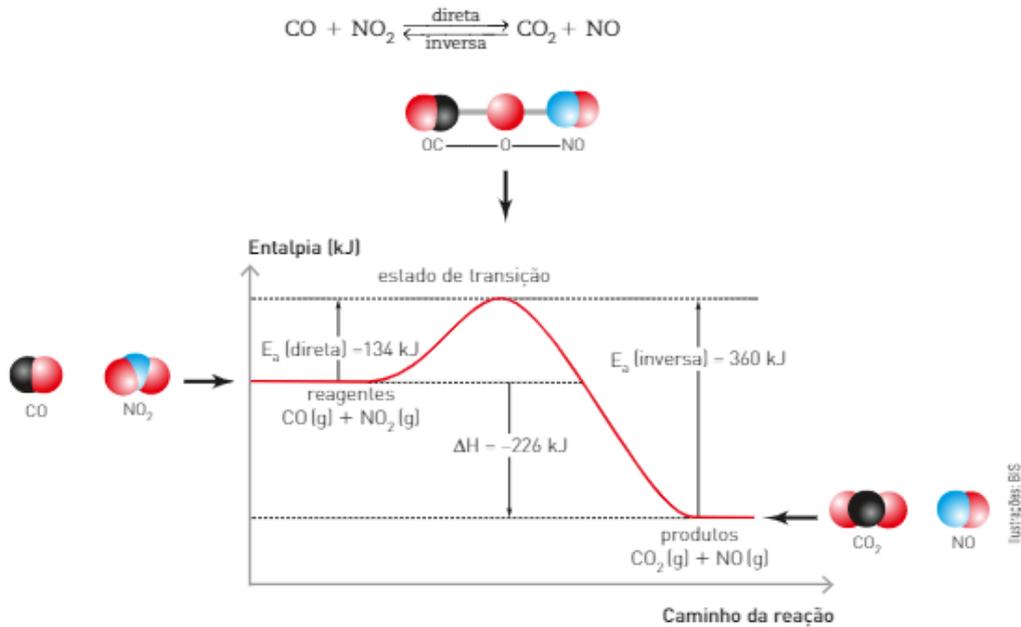


Ilustrações: BIS

Representação dos modelos fora de escala e em cores fantasia.



Para reações que podem ocorrer nos dois sentidos, temos:



Fonte: HILL, John W.; PETRUCCI, Ralph H. *General Chemistry*. 2. ed. New Jersey: Prentice Hall, 2005. p. 549.
Representação dos modelos fora de escala e em cores fantasia.

Experimentalmente, constatamos que reações diferentes apresentam energias de ativação diferentes, e as reações que exigem **menor energia de ativação** ocorrem mais rapidamente, ou seja, com **maior rapidez**.

A única grandeza que indica o grau de dificuldade da ocorrência de uma reação é a energia de ativação; nem o valor nem o sinal do ΔH têm influência nesse fato.

Como exemplo disso, podemos mencionar a transformação do $\text{C}_{\text{grafite}}$ em $\text{C}_{\text{diamante}}$. Embora o ΔH da reação seja pequeno (2,90 kJ), é muito difícil obter esse processo porque ele exige uma E_a muito elevada.

A energia de ativação

A quantidade, assim como a forma da E_a , varia de uma reação para outra. Em um grande número de situações, ela é fornecida aos reagentes através de um aquecimento; porém, pode ser fornecida por outros meios.

A reação entre os gases nitrogênio (N_2) e oxigênio (O_2), componentes do ar, por exemplo, não ocorre em condições ambientes, embora exista um grande número de choques entre suas moléculas. A reação entre esses gases ocorre na atmosfera apenas quando associada às descargas elétricas dos relâmpagos, em dias chuvosos. No interior dos motores de explosão interna, quando a vela do automóvel libera uma faísca elétrica, a E_a é fornecida pela faísca. A E_a necessária para a combustão do gás contido em um **isqueiro**, também, é proveniente de uma faísca.

A faísca também é usada para fornecer a E_a a um dispositivo usado em carros para proteger os motoristas: o *air bag*. Esse dispositivo é inflado pelo gás nitrogênio (N_2) produzido em uma reação praticamente instantânea, que ocorre entre o nitreto de sódio e o óxido de ferro III:



Na natureza, os relâmpagos fornecem energia para que ocorra a reação entre N_2 e O_2 , componentes do ar.

Já os **fósforos** que usamos diariamente só entram em combustão quando atritados; nesse caso, a E_a é obtida a partir do atrito.



Em *air bags*, uma faísca é usada para fornecer a E_a .



O atrito é necessário para obter E_a e acender um fósforo.

ATIVIDADES



4. Construa um gráfico representando reagentes, complexo ativado e produtos para a reação abaixo. Na abscissa, deve ser representado o caminho da reação e na ordenada, a entalpia em kJ.



Dados: entalpia dos reagentes = zero; ΔH da reação = +30 kJ; energia de ativação = +170 kJ.

5. O quadro a seguir contém as energias de ativação e as variações de entalpia a 298 K de duas reações do tipo $\text{X} \longrightarrow \text{Y}$.

Reação	E_a (kJ/mol)	ΔH (kJ/mol)
I	60	-20
II	40	+20

Construa os gráficos para as duas reações indicando reagentes, complexo ativado, produto e os valores das energias de ativação das reações inversas.

Fatores que influem na rapidez das reações

Observe as fotos e leia suas legendas. As situações apresentadas mostram dois fatores que influem na rapidez de uma reação química: a superfície de contato e a temperatura. Além desses, a utilização de catalisadores e a concentração dos reagentes também influenciam na rapidez das reações químicas.

A seguir, estudaremos cada um desses fatores.



James Leyland Corbett/Alamy

Alimentos sólidos devem ser bem mastigados antes de engolidos. Ao triturar os alimentos na boca, aumentamos sua superfície de contato, o que torna a digestão mais rápida. Durante a digestão, íons H^+ são retirados do sangue para a produção de HCl . Essa retirada provoca **alcalose pós-prandial**, ou seja, um estado de sonolência após as refeições. Essa alcalose será mais intensa se os alimentos forem ingeridos em pedaços maiores, aumentando o tempo de digestão e a quantidade de íons H^+ retirados do sangue.



Joel Beardo/Masterfile/Getty Images

As contusões de atletas frequentemente são tratadas com a aplicação imediata de gelo sobre o local atingido. As reações que causam inflamações ocorrem mais lentamente em temperaturas menores, causando, portanto, menos dano aos tecidos. Após um ou mais dias, costuma-se aplicar compressas quentes nas áreas afetadas, o que favorece a dispersão dos fluidos acumulados no edema.

Superfície de contato

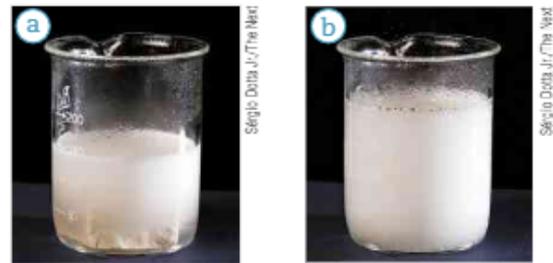
Para investigar o efeito da superfície de contato na rapidez, vamos considerar a reação a seguir:



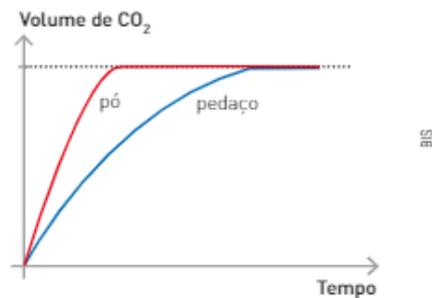
Os dois recipientes das imagens ao lado contêm CaCO_3 (mármore), mas em situações diferentes: em pedaço (fotografia a) e em pó (fotografia b). Apesar de os dois recipientes conterem a mesma massa de CaCO_3 (s), o mesmo volume de HCl (aq), de igual concentração e temperatura, a efervescência no recipiente contendo mármore em pó foi mais intensa, indicando que a rapidez da reação também foi maior. Isso ocorre porque as colisões entre as partículas dos reagentes acontecem na superfície do sólido.

Quanto mais fragmentado está o sólido, maior a quantidade de reagentes em contato, maior o número de colisões, maior a rapidez com que a reação ocorre. Assim, podemos concluir que quanto maior a superfície de contato dos reagentes, maior a **rapidez** da reação.

O aumento da superfície de contato intensificou a rapidez da reação, mas não alterou a quantidade do produto formado. Portanto, o volume de CO_2 produzido será o mesmo ao final das duas reações, o que é representado pelo gráfico acima.



Podemos observar como o mármore em pedaço [a] reagiu com rapidez menor que o mármore em pó [b].



Temperatura

Muitos acontecimentos cotidianos podem servir para demonstrar a relação entre a mudança na rapidez das reações e a mudança de temperatura.



Um alimento cozinha mais rapidamente em uma panela de pressão, porque nela a água ferve a uma temperatura maior, o que favorece o cozimento mais rápido.



Para sua melhor conservação, os alimentos são guardados em refrigeradores ou *freezers*, que mantêm temperaturas menores que a do ambiente, diminuindo a rapidez das reações responsáveis pela decomposição.

O primeiro cientista a relacionar variação de temperatura e rapidez das reações foi Jacobus van't Hoff (1852-1911), no final do século XIX.

Um aumento da temperatura provoca um aumento da energia cinética média das moléculas.

Como as moléculas se movimentam mais rapidamente, elas colidem com maior frequência e com maior energia, o que provoca um aumento na rapidez da reação química.

Em um ambiente onde a perda de calor é pequena – uma floresta –, a temperatura aumenta e provoca aumento na rapidez da reação de combustão. É isso que torna os incêndios florestais tão devastadores. Na maioria dos casos, sua origem é antrópica, isto é, humana (criminosa ou não). Pesquise informações sobre o assunto: estatísticas nacionais sobre a destruição florestal por incêndios, ações humanas que os favorecem, ações preventivas. Compartilhe com seus colegas essas informações. Sob a orientação do(a) professor(a), a pesquisa poderá dar origem a uma companhia de conscientização na escola.



Topi Albi/vep/Corbis/Liaison

Incêndio florestal em Sant Llorenç Savall, Espanha. 2003.

Catalisadores

O sistema digestório humano converte os nutrientes (proteínas, carboidratos e gorduras) em substâncias que podem ser absorvidas e usadas pelas células. Essas transformações ocorreriam com uma rapidez muito menor se não existissem, em nosso organismo, substâncias não consumidas na reação química capazes de acelerar o metabolismo, ou seja, as reações do organismo. Essas substâncias são um tipo de proteínas altamente específicas, denominadas **enzimas**, e constituem os **catalisadores biológicos** ou **biocatalisadores**.

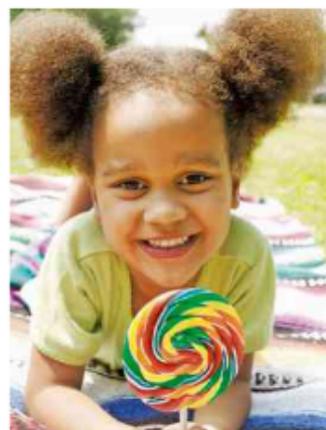
Os catalisadores criam um caminho alternativo, que exige menor energia de ativação, fazendo com que a reação se processe de maneira mais rápida.

O primeiro cientista a explicar a ação de um catalisador foi Svante Arrhenius (1859-1927), em 1889. Ele constatou que o catalisador se combina com o reagente, originando um composto intermediário que, por sua vez, se transforma, originando o produto e se regenerando em seguida.

Um exemplo do abaixamento da energia de ativação por catalisador é o que ocorre com o ozônio (O_3) na estratosfera, na presença de átomos de cloro. Os átomos de cloro provenientes dos clorofluorcarbonos (CFCs) catalisam a decomposição do O_3 , segundo as equações:

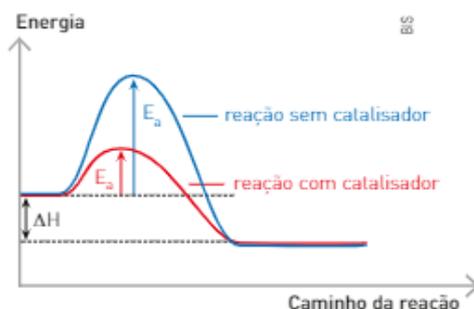


Os CFCs foram muito usados até o fim da década de 1980 e meados dos anos 1990, na fabricação de aerossóis, equipamentos de refrigeração e plásticos e na expansão de espumas. Porém, esses produtos aceleram a destruição da camada de ozônio, pela ação catalítica do cloro. A partir de 1987, diversos países assinaram o Protocolo de Montreal, um compromisso para a redução gradual até a eliminação do uso desses produtos. Algumas alternativas aos CFCs, entretanto, estão entre os gases de efeito estufa. Daí a importância de se buscar novas soluções para o problema.

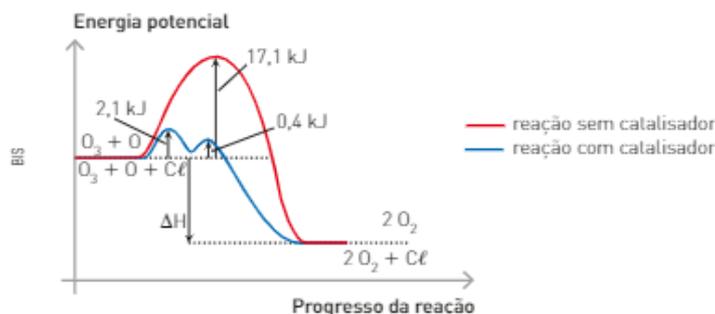


Santjeste/Wesemilia/Onas Images

Uma amostra de açúcar exposta ao oxigênio do ar pode demorar séculos para reagir. Entretanto, no organismo humano, o açúcar é consumido em poucos segundos quando entra em contato com o oxigênio. Isso se deve à presença de enzimas que agem sobre as moléculas do açúcar.



O gráfico a seguir mostra os caminhos da reação na presença e na ausência de catalisador para a reação.



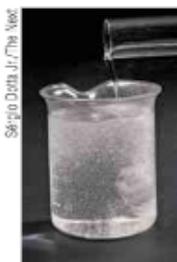
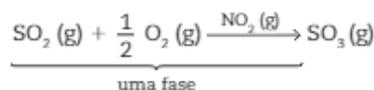
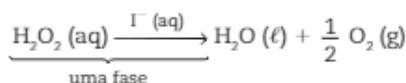
Podemos notar que as energias de ativação correspondentes às duas etapas da reação catalisada (2,1 kJ e 0,4 kJ) são bem menores do que a energia de ativação da reação não catalisada:



Pelo gráfico também podemos deduzir que a segunda etapa da reação catalisada é mais rápida do que a primeira, pois apresenta menor energia de ativação (0,4 kJ < 2,1 kJ).

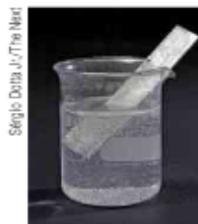
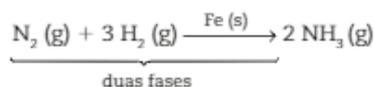
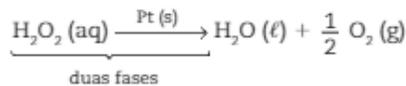
As reações que ocorrem na presença de catalisadores são denominadas **catálises**, que podem ser de dois tipos: homogênea e heterogênea.

Na **catálise homogênea**, os reagentes e o catalisador formam um sistema monofásico ou homogêneo. Veja os exemplos:



A adição de uma solução aquosa de iodeto de potássio (KI) a uma solução aquosa de H_2O_2 origina, após a reação, um sistema heterogêneo. Nesse processo, o iodeto atua como catalisador.

Já na **catálise heterogênea**, os reagentes e o catalisador formam um sistema com mais de uma fase. Veja os exemplos:



Um pedaço de platina em contato com uma solução de H_2O_2 forma um sistema heterogêneo. Nesse processo, a platina atua como catalisador.

1. Um catalisador acelera a reação, mas não aumenta seu rendimento, isto é, é produzida a mesma quantidade de produto, mas em um período de tempo menor.
2. O catalisador não altera o ΔH da reação.
3. Um catalisador acelera tanto a reação direta quanto a inversa, pois diminui a energia de ativação de ambas as reações.

Nas últimas décadas, têm ocorrido grandes progressos na redução da emissão de NO e outros poluentes atmosféricos pelos escapamentos de veículos automotivos. Um dos responsáveis por essa diminuição é o conversor catalítico, acoplado ao sistema de exaustão dos veículos. Pesquise mais informações a esse respeito e compartilhe-as com seus colegas.

Concentração de reagentes

Em um pedaço de carvão em brasa, as moléculas de oxigênio (O_2) presentes no ar colidem com o carvão. No entanto, apenas 20% das moléculas do ar são de O_2 (g); as demais também colidem com o carvão, mas não participam da reação. Nessa situação, o carvão queima lentamente.

Se colocarmos esse carvão em brasa em um frasco contendo gás oxigênio puro, ele se inflamará. Isso se deve ao fato de que, nesse caso, todas as moléculas que se chocam com o carvão são de O_2 (g), o que permite concluir que o aumento da concentração de oxigênio, que passou de 20% para 100%, provocou um aumento na rapidez da reação.



Queima de carvão em concentração aproximada de O_2 a 20%.



Queima de carvão em concentração de O_2 a 100%.

A partir desse fato, podemos concluir que a rapidez de uma reação depende também da concentração dos reagentes, pois ela está relacionada com o número de choques entre as moléculas.

ATIVIDADES



Leia os dados abaixo e responda às questões de 6 a 8.

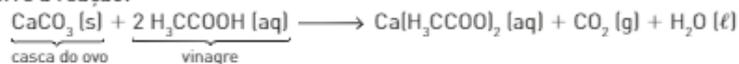
Nos experimentos representados a seguir, utiliza-se uma mesma massa de casca de ovo e de vinagre:

Experimento 1 — meia casca de ovo (1,0 g);

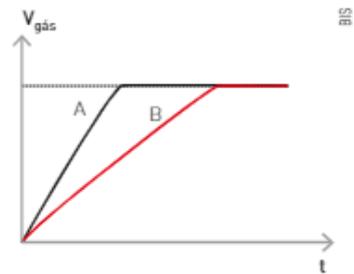
Experimento 2 — meia casca de ovo triturada (1,0 g).



Sabe-se que ocorre a reação:

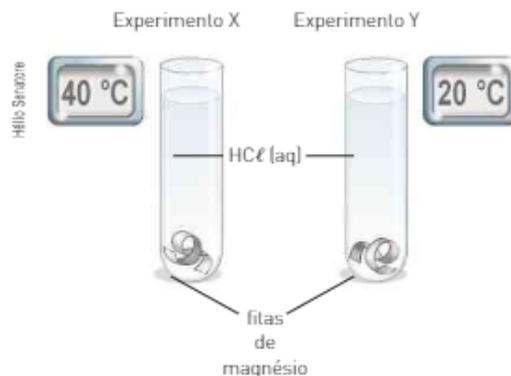


6. Por que ocorre maior efervescência no experimento 2?
7. Admitindo-se que em ambos os experimentos a casca de ovo foi totalmente consumida, indique em qual experimento se obteve o maior volume de gás. Justifique sua resposta.
8. Associe as curvas representadas no gráfico ao lado com os dois experimentos apresentados no enunciado.



Com base nas informações abaixo, responda às questões de 9 a 14.

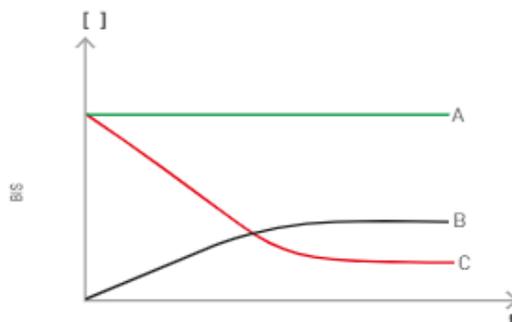
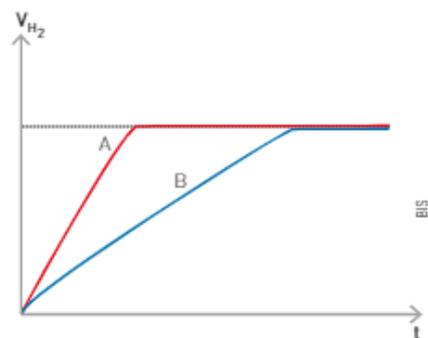
Foram feitos dois experimentos, X e Y, utilizando-se fitas de magnésio (1,0 g) e solução aquosa de ácido clorídrico (0,1 mol/L), nos quais foram variadas as temperaturas. Em ambos os experimentos, o magnésio foi totalmente consumido.



A reação pode ser representada pelas equações:



9. Em qual dos experimentos se pode observar efervescência? Justifique sua resposta.
10. Em qual dos experimentos ocorre maior efervescência?
11. Se um experimento apresenta maior efervescência que o outro, isso significa que, ao final, a quantidade de gás produzida no primeiro experimento é maior do que a produzida no segundo? Justifique sua resposta.
12. Em qual experimento a rapidez da reação foi maior? Justifique sua resposta.
13. Associe as curvas do gráfico ao lado com os dois experimentos.
14. Com base na equação apresentada, associe as curvas do gráfico abaixo com as espécies H^+ , Cl^- e Mg^{2+} :



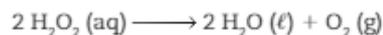
Capítulo 10

Lei da rapidez das reações

Como você viu no capítulo anterior, um dos fatores que alteram a rapidez de uma reação é a concentração dos reagentes. Mas como prever o que acontecerá com a rapidez da reação ao alterarmos essa concentração?

1. DETERMINANDO A RAPIDEZ

Vamos considerar, por exemplo, a reação representada pela equação a seguir:



Determinamos, por meio de experimentos, a rapidez de decomposição da água oxigenada (H_2O_2), relacionando-a com sua concentração, à temperatura constante (25 °C). Veja o quadro com os valores:

Experimentos	$[\text{H}_2\text{O}_2]$ (em mol · L ⁻¹)	Rapidez (em mol · L ⁻¹ · min ⁻¹)
I	0,10	$1,01 \cdot 10^{-3}$
II	0,20	$2,02 \cdot 10^{-3}$
III	0,40	$4,04 \cdot 10^{-3}$
IV	0,60	$6,06 \cdot 10^{-3}$

Analisando e relacionando os resultados, temos:

- I e II

	H_2O_2	rapidez
I	0,10	$1,01 \cdot 10^{-3}$
II	0,20	$2,02 \cdot 10^{-3}$

Arrows and circled numbers 2 indicate the doubling of concentration and rate.

Notamos que a concentração em II é o dobro da concentração em I, o mesmo acontecendo com a rapidez.

- I e III

	H_2O_2	rapidez
I	0,10	$1,01 \cdot 10^{-3}$
III	0,40	$4,04 \cdot 10^{-3}$

Arrows and circled numbers 4 indicate the quadrupling of concentration and rate.

Notamos que a concentração em III é quatro vezes maior do que em I, o mesmo acontecendo com a rapidez.

Com isso, podemos concluir que a concentração em mol/L de H_2O_2 (aq) é proporcional à rapidez, e essa constatação pode ser expressa matematicamente por:

$$R = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]$$

Essa equação é conhecida como **Lei da rapidez para uma reação**, ou Lei cinética, em que:

- k = constante de rapidez característica da reação e **varia com a temperatura**;
- $[H_2O_2]$ = concentração em mol/L do H_2O_2 (aq) elevada ao expoente **1**.

Para determinar o valor de k podemos usar, por exemplo, os dados obtidos no experimento I:

experimento I \Rightarrow	$[H_2O_2]$, em mol \cdot L $^{-1}$	rapidez, em mol \cdot L $^{-1}$ \cdot min $^{-1}$
	0,10	$1,01 \cdot 10^{-3}$

$$R = k \cdot [H_2O_2]$$

$$k = \frac{R}{[H_2O_2]} \Rightarrow \frac{1,01 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}}{0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} \quad k = 1,01 \cdot 10^{-4} \text{ min}^{-1}$$

Genericamente, a fórmula geral da Lei da rapidez ou **equação da rapidez** é dada por:

$$R = k \cdot [A]^n \cdot [B]^m \cdot (\dots)$$

em que:

- n é a potência apropriada à qual se deve elevar a concentração de **A**;
- m é a potência à qual se deve elevar a concentração de **B**; e assim sucessivamente.

É importante destacar que a Lei de rapidez é determinada experimentalmente.

Ordem da reação

A ordem da reação, em relação a determinada espécie que reage, corresponde ao expoente da concentração em mol/L dessa espécie, representada na Lei da rapidez.

Como a Lei da rapidez é determinada experimentalmente, a ordem da reação também o é, e nem sempre corresponde aos coeficientes da equação balanceada.

A soma dos expoentes da equação da rapidez caracterizam a **ordem da reação**. Consideremos uma equação de rapidez genérica:

$$R = k \cdot [A]^n [B]^m$$

em que:

- n = ordem da reação em relação a **A**;
- m = ordem da reação em relação a **B**;
- $m + n$ = ordem global da reação.

Considerando alguns dados coletados em uma série de experimentos com a reação do óxido nítrico (NO) e o bromo (Br_2), formando o brometo de nitrosila (NOBr), a 273 °C, temos:



Experimentos	Concentração inicial (em mol \cdot L $^{-1}$)		Rapidez inicial (em mol \cdot L $^{-1}$ \cdot s $^{-1}$)
	NO	Br $_2$	
I	0,1	0,1	12
II	0,1	0,2	24
III	0,1	0,3	36
IV	0,2	0,3	144

Analisando os experimentos, temos:

- I e II

	NO	Br $_2$	Rapidez
I	0,1	0,1	12
II	0,1	0,2	24

Note que a concentração de NO não variou nos dois experimentos; logo, ela não influenciou na variação da rapidez. No entanto, quando dobrou a concentração de Br₂, a rapidez também dobrou; logo, o expoente para o Br₂ na equação da rapidez será **1**:

$$R = k \cdot [\text{Br}_2]^1$$

1ª ordem em relação ao Br₂

- III e IV

	NO	Br ₂	Rapidez
III	0,1	0,3	36
IV	0,2	0,3	144

↪ · 2
↪ constante
↪ · 4

Note que a concentração de Br₂ não variou nos dois experimentos; logo, ela não influenciou na variação da rapidez. No entanto, quando dobrou a concentração do NO, a rapidez quadruplicou; logo, o expoente para o NO na equação da rapidez será **2**:

$$R = k \cdot [\text{NO}]^2$$

2ª ordem em relação ao NO

Assim, a equação da rapidez pode ser expressa por:

$$R = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2]$$

e a ordem global da reação é **3** ou de **3ª ordem**.

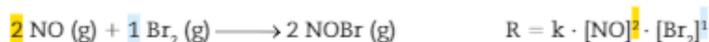
Para determinar o valor de **k**, vamos utilizar os dados do experimento I:

	[NO]	[Br ₂]	Rapidez
I	0,1 mol · L ⁻¹	0,1 mol · L ⁻¹	12 mol · L ⁻¹ · s ⁻¹

$$R = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2]$$

$$k = \frac{R}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2]} \Rightarrow k = \frac{12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 (0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})} \Rightarrow k = 12000 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

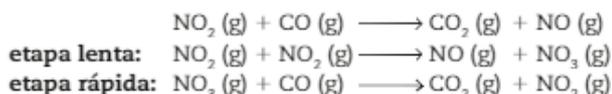
Um fato interessante nesse exemplo é que os coeficientes da equação da reação coincidiram (apenas coincidiram!) com os expoentes presentes na equação da rapidez.



Quando isso acontecer, as reações serão denominadas **reações elementares**, que sempre ocorrem em uma única etapa. Veja alguns exemplos de reações elementares e suas equações da rapidez.

- $2 \text{ NO}_2 \text{ (g)} \longrightarrow \text{NO (g)} + \text{NO}_3 \text{ (g)} \quad R = k \cdot [\text{NO}_2]^2$
- $1 \text{ N}_2 \text{ (g)} + 3 \text{ H}_2 \text{ (g)} \longrightarrow 2 \text{ NH}_3 \text{ (g)} \quad R = k \cdot [\text{N}_2]^1 \cdot [\text{H}_2]^3$

No entanto, a maioria das reações não é elementar, ou seja, ocorre em mais de uma etapa. A reação a seguir, por exemplo, envolve no mínimo duas etapas, sendo a primeira lenta e a segunda rápida:



O conjunto de etapas por meio das quais uma reação ocorre é denominado **mecanismo de reação**. Vejamos, com esse exemplo, qual das etapas do mecanismo

mais influencia na rapidez. Isso pode ser feito comparando os resultados obtidos em três experimentos:

Experimentos	[NO ₂] (em mol · L ⁻¹)	[CO] (em mol · L ⁻¹)	Rapidez (em mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
I	0,1	0,1	5,0 · 10 ⁻²
II	0,1	0,2	5,0 · 10 ⁻²
III	0,2	0,2	20 · 10 ⁻²

Analisando os experimentos, temos:

- I e II

	[NO ₂]	[CO]	rapidez
I	0,1	0,1	5,0 · 10 ⁻²
II	0,1	0,2	5,0 · 10 ⁻²

(Análise de I e II: [NO₂] é constante, [CO] dobra (·2), a rapidez é constante.)

Note que, mesmo dobrando a concentração do CO, a rapidez não muda, o que permite concluir que ele não participa da equação da rapidez, ou seja, a sua ordem é zero.

- II e III

	[NO ₂]	[CO]	rapidez
II	0,1	0,2	5,0 · 10 ⁻²
III	0,2	0,2	20 · 10 ⁻²

(Análise de II e III: [NO₂] dobra (·2), [CO] é constante, a rapidez quadruplica (·4).)

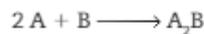
Note que, quando dobramos a concentração de NO₂, e a do CO é mantida constante, a rapidez quadruplica; logo, o expoente para o NO₂ na equação da rapidez é igual a 2, ou seja, a sua ordem é 2.

Assim, temos:

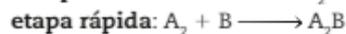
$$R = k \cdot [\text{NO}_2]^2$$

Isso permite concluir que a equação da rapidez é determinada pela **etapa lenta do mecanismo de reação**.

Genericamente, temos:



- mecanismo:



- equação da rapidez:

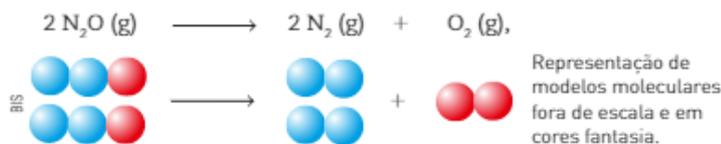
$$R = k \cdot [A][A] \quad \text{ou} \quad R = k \cdot [A]^2$$

Em relação ao reagente A, a reação é de 2ª ordem e, em relação ao reagente B, é de ordem zero.

Meia-vida de uma reação de 1ª ordem

A meia-vida ($t_{\frac{1}{2}}$ ou P) de uma reação de 1ª ordem indica o tempo necessário para que a concentração do reagente diminua para a metade do seu valor inicial.

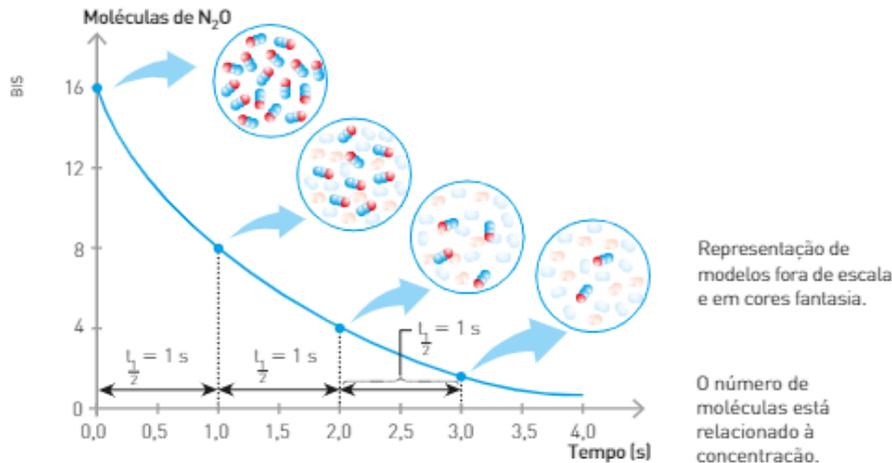
Considerando a reação de 1ª ordem:



a equação da Lei de rapidez experimental

$$R = k [N_2O]$$

e o gráfico que relaciona o número de moléculas de N_2O , em função do tempo:



podemos notar que metade da quantidade de moléculas N_2O reage em um intervalo de tempo de 1,0 s, ou seja, sua meia-vida é de 1,0 s.

A meia-vida não depende da concentração do reagente.

ATIVIDADES



Leia os dados abaixo e responda às questões de 15 a 17.

Considere a seguinte reação elementar: $x A \longrightarrow B$.

Um estudo experimental da cinética dessa reação apresentou os seguintes resultados:

[A], em mol · L ⁻¹	Rapidez inicial, em mol · L ⁻¹ · min ⁻¹
0,1	0,02
0,4	0,08
0,8	0,16

- Determine a expressão da rapidez da reação.
- Determine o valor da constante de rapidez.
- Determine a rapidez da reação quando [A] é igual a 0,5 mol · L⁻¹.
- O quadro ao lado indica valores da rapidez da reação e da concentração em mol/L dos reagentes nas mesmas condições.

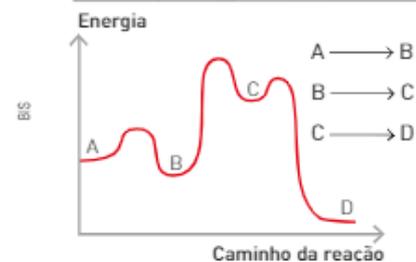
A reação em estudo é representada por:



Escreva a expressão da rapidez da reação.

- O gráfico ao lado ilustra uma reação não elementar:
 - Qual reação corresponde à etapa lenta? Justifique sua resposta.
 - A reação global é endotérmica ou exotérmica?

[A]	[B]	Rapidez, em mol · L ⁻¹ · min ⁻¹
5	10	10
10	10	40
10	20	40



Atividades práticas

Testando a rapidez das reações

Objetivo: partindo dos conhecimentos desenvolvidos no capítulo, observar do ponto de vista científico duas situações bastante comuns no dia a dia – utilização de antiácidos para auxiliar a digestão e de água oxigenada para desinfetar ferimentos.

• Analisando a dissolução de comprimidos efervescentes

Material necessário

- 3 comprimidos de antiácido efervescentes
- 1 colher de chá de água
- 1 colher de sopa de vinagre
- 6 copos transparentes
- relógio com ponteiro de segundos

Siga **SEMPRE** as orientações do(a) professor(a) ou técnico(a) de laboratório.

Atenção! A água quase em ebulição pode causar queimaduras. Use luvas térmicas adequadas para manuseá-la.

Procedimento 1

Corte um comprimido de antiácido ao meio e triture uma das metades. Coloque volumes iguais de água, à mesma temperatura, em dois copos. Em um deles, coloque a metade não triturada; no outro, coloque a metade triturada. As duas ações devem ser executadas ao mesmo tempo. Observe a rapidez de liberação das bolhas.

Procedimento 2

Corte outro comprimido de antiácido ao meio. Coloque volumes iguais de água em dois copos. Em um deles, a água deve estar na temperatura ambiente; no outro, aquecida quase à ebulição. Coloque uma metade do comprimido em cada um dos copos, ao mesmo tempo, e observe atentamente.

Procedimento 3

Corte o terceiro comprimido de antiácido ao meio. Coloque volumes iguais de água em dois copos, à mesma temperatura. Em um dos copos, adicione uma colher de chá de vinagre; no outro, uma colher de sopa de vinagre. Agite o conteúdo dos dois copos para tornar a solução homogênea. Coloque uma metade de comprimido em cada copo, ao mesmo tempo, e observe atentamente.

Discussão

1. No procedimento 1, em qual dos copos a reação ocorreu com mais rapidez? Explique esse fato.
2. No procedimento 2, em qual dos copos a reação ocorreu com mais rapidez? Explique esse fato.
3. Qual é o nome da substância encontrada na solução aquosa denominada vinagre? O vinagre é uma solução ácida ou básica?
4. Identifique o único fator que está sendo modificado no procedimento 3. Qual a sua influência na rapidez da reação?

• Analisando a decomposição da água oxigenada

Material necessário

- Um frasco de água oxigenada, H_2O_2 (aq), a 10 volumes.
- Dois copos transparentes.
- Pedaçoes de batata crua e cozida ou de fígado de boi cru.

Procedimento

A água oxigenada, que pode ser comprada em farmácia, deve ser colocada em dois copos, em quantidades iguais. Em um dos copos, coloque um ou mais pedaços de batata crua ou de fígado de boi cru. Não acrescente nada ao outro copo. Observe atentamente a rapidez da liberação de bolhas que ocorre nos dois copos.

Discussão

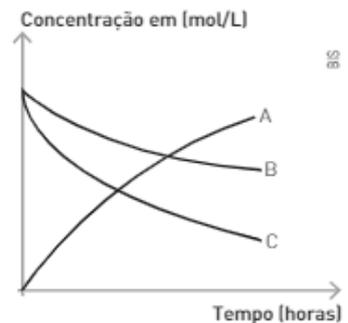
1. Equacione essa reação.
2. Qual o gás constituinte das bolhas? Como você pode provar isso?
3. Em qual dos copos a rapidez da reação foi maior? Explique esse fato.
4. Qual foi o fator responsável – presente na batata ou no sangue do fígado – pelo aumento da rapidez da reação?
5. Repita o experimento adicionando em um dos copos pedaços de batata crua e no outro com pedaços de batata cozida, observe e anote. Caso ocorra diferença nos experimentos, como você pode justificar?
6. A formação de bolhas que ocorre quando colocamos água oxigenada em um fermento indica obrigatoriamente a existência de infecção?

INTEGRANDO CONCEITOS

1. O diagrama ao lado representa as concentrações de 3 substâncias — **A**, **B** e **C** — durante uma reação.

A equação não balanceada que representa a reação é:

- a) $A + B \longrightarrow C$
- b) $A \longrightarrow B + C$
- c) $C + A \longrightarrow B$
- d) $B + C \longrightarrow A$
- e) $C \longrightarrow A + B$



2. Observe esta reação:

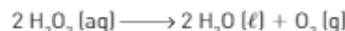


Sobre ela, são feitas as seguintes afirmações:

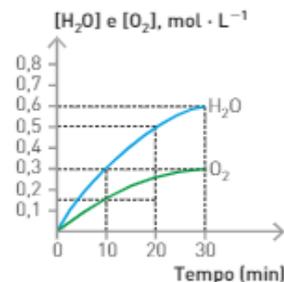
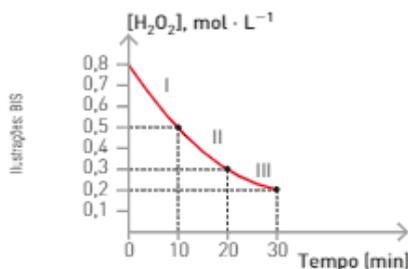
- I. A rapidez de consumo de NO_2 e O_2 é igual.
- II. A rapidez de consumo de O_2 é igual à rapidez de formação de N_2O_5 .
- III. Se a rapidez de consumo de NO_2 é igual a $1,0 \text{ mol/min}$, podemos afirmar que, no mesmo intervalo de tempo, a rapidez de formação do N_2O_5 é igual a $0,50 \text{ mol/min}$.
- IV. A rapidez de formação de N_2O_5 é igual ao dobro da rapidez de consumo de O_2 .

Quais afirmações são corretas?

3. (UFSC) A água oxigenada (H_2O_2) se decompõe, produzindo água e gás oxigênio, de acordo com a equação:



Os gráficos a seguir foram construídos a partir de dados obtidos num determinado experimento em que a concentração inicial de H_2O_2 era de $0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



Indique a(s) afirmação(ões) correta(s).

- (01) No intervalo II, a velocidade média da reação é menor que no intervalo III, mas é maior que no intervalo I.
- (02) A velocidade da reação atinge seu valor máximo ao final da reação.
- (04) A velocidade da reação diminui com a diminuição da concentração de água oxigenada.
- (08) No intervalo de 0-30 minutos, a velocidade média da decomposição da água oxigenada ($v_m \text{H}_2\text{O}_2$) é $3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.

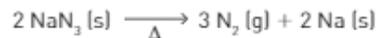
- (16) Quando tiverem sido consumidos 0,5 mol/L da concentração inicial de H_2O_2 , o tempo da reação será de 20 minutos, e a quantidade de oxigênio formado será de 0,25 mol.
- (32) O oxigênio tem velocidade média de formação ($V_m O_2$) que vale $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ no intervalo 0-30 minutos.
- (64) A velocidade média da reação, após 10 minutos, é:

$$V_m = \frac{V_m H_2O_2}{2} = \frac{V_m H_2O}{2} = \frac{V_m O_2}{1} = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}.$$

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

4. (UERJ) *Air bags* são dispositivos de segurança de automóveis que protegem o motorista em caso de colisão. Consistem em uma espécie de balão contendo 130 g de azida de sódio em seu interior. A azida, submetida a aquecimento, decompõe-se imediatamente e completamente, inflando o balão em apenas 30 milissegundos.

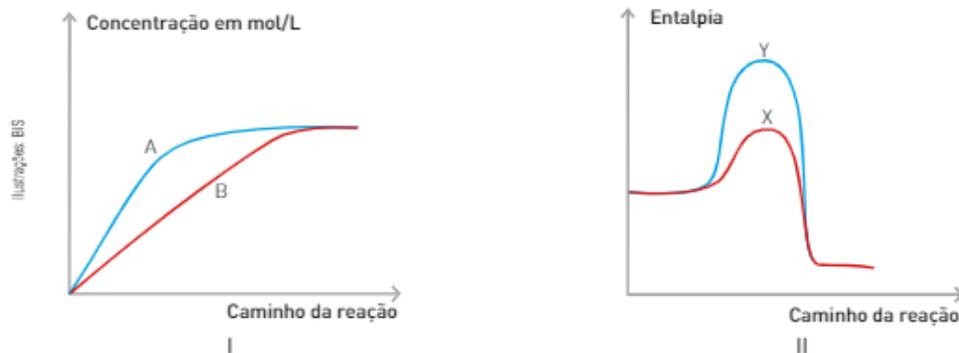
A equação abaixo representa a decomposição da azida:



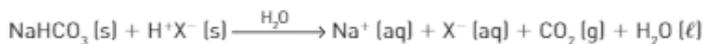
Considerando o volume molar igual a $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$, calcule a velocidade da reação, em $\text{L} \cdot \text{s}^{-1}$, de nitrogênio gasoso produzido.

5. Quando se leva uma esponja de aço à chama de um bico de gás, a rapidez da reação de oxidação é tão grande que incendeia o material. O mesmo não ocorre ao se levar uma barra de aço à chama. Justifique essa diferença de comportamento do aço nos experimentos descritos.

Observe os diagramas abaixo e responda às atividades de 6 a 8.



6. Para cada curva no diagrama I há uma correspondente no diagrama II. Quais representam reações catalisadas? Justifique.
7. No diagrama II, qual reação é a mais lenta e qual é a mais rápida: direta sem catalisador, direta com catalisador, inversa sem catalisador ou inversa com catalisador? Justifique.
8. A afirmação "o uso do catalisador aumenta o rendimento da reação" está correta? Justifique.
9. (Unifesp) Para investigar a cinética da reação representada pela equação



H^+X^- = ácido orgânico sólido

foram realizados três experimentos, empregando comprimidos de antiácido efervescente, que contêm os dois reagentes no estado sólido. As reações foram iniciadas pela adição de iguais quantidades de água aos comprimidos, e suas velocidades foram estimadas observando-se o desprendimento de gás em cada experimento. O quadro a seguir resume as condições em que cada experimento foi realizado.

Experimento	Forma de adição de cada comprimido (2 g)	Temperatura da água (°C)
I	inteiro	40
II	inteiro	20
III	moído	40

Indique a alternativa que apresenta os experimentos em ordem crescente de velocidade de reação.

a) I, II, III

c) III, I, II

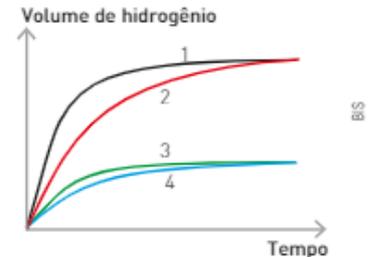
e) III, I, II

b) II, I, III

d) II, III, I

10. (Fuvest-SP) Foram realizados quatro experimentos. Cada um deles consistiu na adição de solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração 1 mol/L a certa massa de ferro. A 25 °C e 1 atm, mediram-se os volumes de hidrogênio desprendido em função do tempo. No final de cada experimento, sempre sobrou ferro que não reagiu. O quadro mostra o tipo de ferro usado em cada experimento, a temperatura e o volume da solução de ácido sulfúrico usado. O gráfico mostra os resultados.

Experimento	Material	Temperatura (°C)	Volume da solução de H ₂ SO ₄ (mL)
A	pregos	60	50
B	limalha	60	50
C	limalha	60	80
D	limalha	40	80

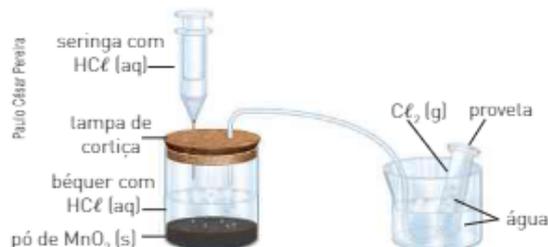


As curvas de 1 a 4 correspondem, respectivamente, aos experimentos:

	1	2	3	4
a)	D	C	A	B
b)	D	C	B	A
c)	B	A	C	D
d)	C	D	A	B
e)	C	D	B	A

11. (UFMG) O cloro gasoso, Cl₂ (g), pode ser produzido pela reação de ácido clorídrico aquoso, HCl (aq), com óxido de manganês (IV), MnO₂ (s).

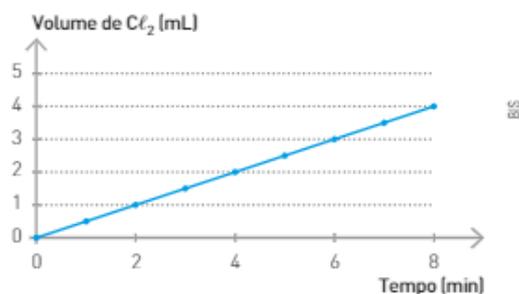
Na figura abaixo, está representada uma montagem utilizada para a produção e a medição do volume de cloro gasoso.



- a) Escreva os coeficientes estequiométricos para balancear a reação de obtenção de Cl₂ (g).



No gráfico a seguir está representado o volume de Cl₂ (g) produzido, em função do tempo, num experimento em que ocorre a reação indicada no item a.



- b) Responda se, nesse caso, a velocidade da reação diminui, não se altera ou aumenta durante os 8 minutos registrados no gráfico. Justifique sua resposta com base nas informações referentes aos resultados experimentais apresentados no gráfico.
- c) Suponha que o mesmo experimento é repetido, nas mesmas condições de temperatura e pressão, usando-se a mesma massa de MnO_2 (s) em pó e um mesmo volume de solução de HCl (aq) com o dobro da concentração. Indique o volume, em mL, do Cl_2 (g) produzido após 4 minutos do início da nova reação. Justifique sua indicação.

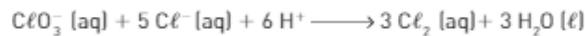
12. No estudo cinético da reação abaixo, foram realizados três experimentos à temperatura constante.



Experimento	[CO] (mol/L)	[O ₂] (mol/L)	Rapidez (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
1	2,0	4,0	$8 \cdot 10^{-6}$
2	4,0	4,0	$16 \cdot 10^{-6}$
3	2,0	2,0	$2 \cdot 10^{-6}$

Com esses dados, equacione a Lei de rapidez para essa reação.

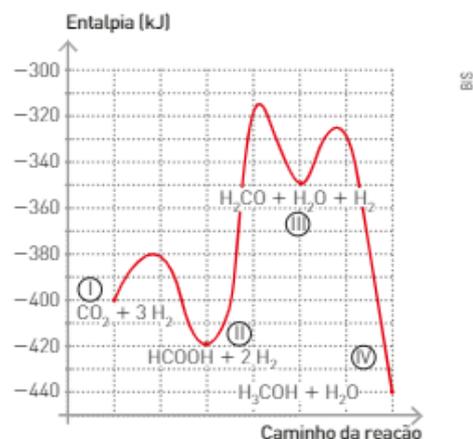
13. No estudo cinético da reação abaixo, foram obtidos dados, à temperatura constante, com os quais foi elaborada a tabela a seguir.



Experimento	[ClO ₃ ⁻] (mol/L)	[Cl ⁻] (mol/L)	[H ⁺] (mol/L)	Rapidez (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
1	0,1	0,1	0,1	$1 \cdot 10^{-3}$
2	0,2	0,1	0,1	$2 \cdot 10^{-3}$
3	0,2	0,3	0,1	$6 \cdot 10^{-3}$
4	0,1	0,1	0,2	$4 \cdot 10^{-3}$

Com esses dados, dê a equação da Lei de rapidez para essa reação.

14. (UFRJ) A redução das concentrações de gases responsáveis pelo efeito estufa constitui o desafio central do trabalho de muitos pesquisadores. Uma das possibilidades para o sequestro do CO_2 atmosférico é sua transformação em outras moléculas. O diagrama a seguir mostra a conversão do gás carbônico em metanol. Indique a etapa lenta do processo. Justifique sua resposta.



Unidade 5

Processos reversíveis



Estação de tratamento de esgoto de Jundiá (SP). 2014.

Toda a água que consumimos é proveniente de mananciais e necessita passar por tratamento antes de ser considerada própria para o consumo. Nas estações de tratamento de água, comumente provoca-se a formação de flocos de hidróxido de alumínio para arrastar partículas em suspensão. Esse processo é chamado de floculação e envolve uma hidrólise salina, um dos assuntos que serão estudados nesta unidade.

Você sabe por que é importante tratar a água que consumimos? Que atitudes você e sua comunidade podem tomar para não aumentar a poluição das águas dos mananciais?

NESTA UNIDADE, VAMOS ESTUDAR...

- o conceito de equilíbrio;
- a constante de equilíbrio;
- determinação do valor da constante de equilíbrio;
- fatores que deslocam o equilíbrio;
- equilíbrios iônicos;
- constante de ionização;
- pH e pOH;
- hidrólise salina;
- produto de solubilidade.

Capítulo 11

Equilíbrios

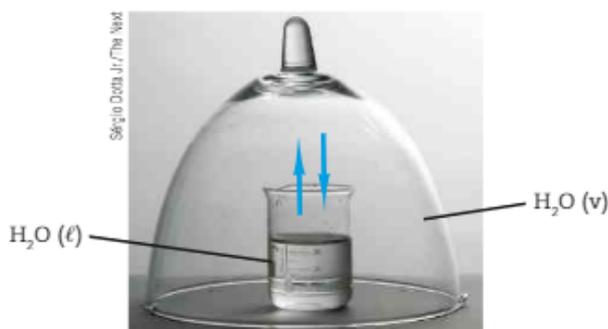
Várias reações ocorrem mediante o consumo total dos reagentes ou, pelo menos, de um deles. Essas são chamadas reações irreversíveis.

No entanto, existem processos reversíveis. Um exemplo de processo físico reversível é o que ocorre com a água líquida em frasco fechado.

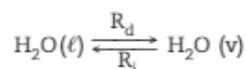
Quando montamos um sistema isolado com água líquida nas condições ambientes, notamos que o nível da água líquida no frasco vai diminuindo com o passar do tempo, até ficar constante.

Inicialmente, teremos somente a vaporização da água líquida. Com o passar do tempo, a quantidade de água líquida diminui e a de vapor-d'água aumenta. Algum tempo depois, começa a ocorrer a condensação do vapor-d'água.

Quando a quantidade de água líquida permanece constante, o vapor-d'água atinge a sua pressão máxima de vapor.



Nesse instante, estabelece-se um equilíbrio, pois a rapidez de vaporização se iguala à rapidez de condensação.



R_d = rapidez de vaporização

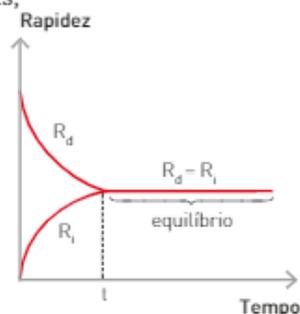
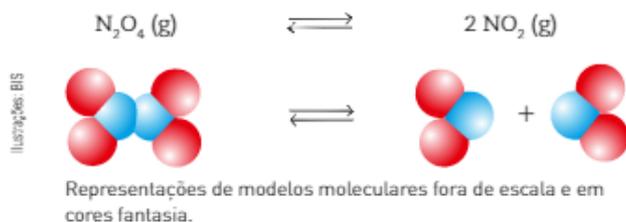
R_c = rapidez de condensação

Após atingido o equilíbrio, as quantidades de água líquida e de vapor não se alteram mais, porém ainda estão ocorrendo simultaneamente a vaporização e a condensação.

Esse e outros equilíbrios podem ser representados pelo gráfico abaixo.

Uma consequência importante do fato de a rapidez dos processos ser igual na situação de equilíbrio é que as quantidades dos participantes permanecem constantes, porém não obrigatoriamente iguais.

Veja agora um processo químico em que ocorre um equilíbrio:



A representação \rightleftharpoons indica processos reversíveis.

Na verdade, essa equação corresponde à ocorrência simultânea de duas reações opostas:

- reação direta — decomposição do N_2O_4 : $N_2O_4 \longrightarrow 2 NO_2$
- reação inversa — dimerização do NO_2 : $2 NO_2 \longrightarrow N_2O_4$

Vamos estudar esse equilíbrio partindo de um frasco (a) contendo somente N_2O_4 (incolor). À medida que as moléculas de N_2O_4 se decompõem, originando NO_2 , começa a aparecer uma coloração castanha no frasco (b).

No início, a rapidez de decomposição é máxima, pois temos a maior concentração de N_2O_4 (g). No entanto, à medida que sua concentração diminui, também diminui a sua rapidez de decomposição.

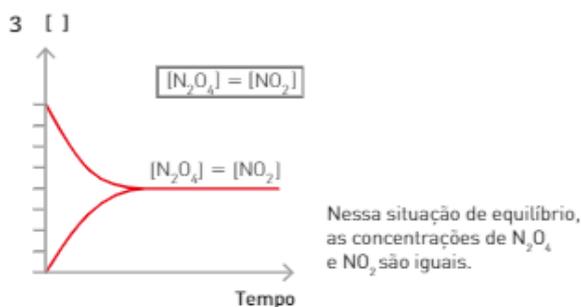
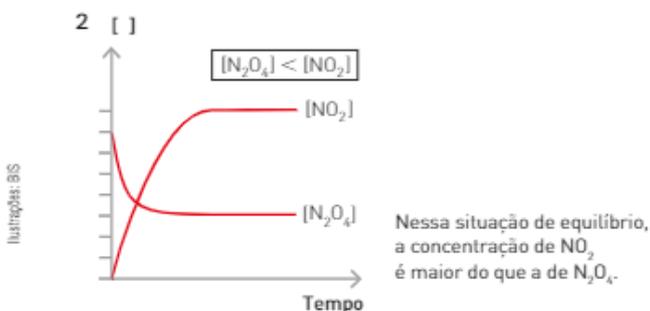
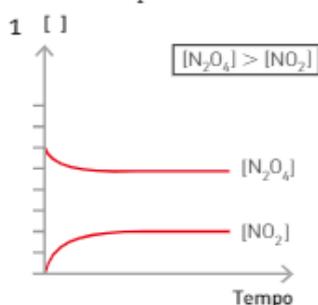
$$R_{\text{direta}} = k_d[N_2O_4]$$

Com o passar do tempo, a concentração de NO_2 , que era igual a zero no instante inicial, aumenta. Esse aumento é perceptível visualmente pela intensidade da coloração castanha. Consequentemente aumenta o número de choques entre suas moléculas, que, com isso, regeneram o N_2O_4 .

$$R_{\text{inversa}} = k_i[NO_2]^2$$

Após certo tempo, notamos que a coloração do frasco (c) não mais se altera, o que se deve ao fato de a rapidez da reação direta ser igual à rapidez da reação inversa, ou seja, foi atingido o equilíbrio.

Dependendo das condições em que se estabelece o equilíbrio, podemos ter três possibilidades:



Frasco contendo N_2O_4 (g).



Frasco contendo NO_2 .



Equilíbrio.

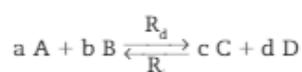
Em qualquer uma dessas três situações temos algumas características gerais dos equilíbrios:

- as reações direta e inversa continuam ocorrendo simultaneamente;
- nos equilíbrios, a rapidez da reação direta é sempre igual à rapidez da inversa;
- a não ocorrência de mudança no sistema significa que as concentrações no equilíbrio permanecem constantes;
- esse tipo de equilíbrio somente é obtido em **sistema fechado**, a dada temperatura.

1. CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

A expressão da constante de equilíbrio foi formulada pela primeira vez pelos noruegueses Cato Maximilian Guldberg (1836-1902) e Peter Waage (1833-1900), em 1863, e enunciada como a **Lei da ação das massas**.

Para um equilíbrio em que todos os participantes formam um sistema homogêneo, isto é, um equilíbrio homogêneo, genericamente representado por:



a rapidez das reações pode ser expressa por:

$$\begin{aligned} R_d &= k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b && \text{rapidez da reação direta} = R_d \\ R_i &= k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d && \text{rapidez da reação inversa} = R_i \end{aligned}$$

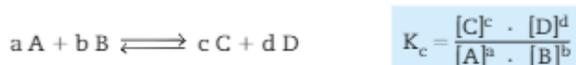
No equilíbrio, a rapidez das reações é igual, logo:

$$\begin{aligned} R_d &= R_i \\ k_1 [A]^a \cdot [B]^b &= k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d \end{aligned}$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Como k_1 e k_2 são constantes, a relação k_1/k_2 também é constante. A essa nova constante foi dado o nome de **constante de equilíbrio**, representada por K_c ou ainda K_c (constante de equilíbrio em termos de concentração).

No equilíbrio, temos a expressão da K_c em termos de concentração:



Veja alguns exemplos da expressão da K_c para equilíbrios homogêneos:

- $2 \text{SO}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \quad K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2}$
- $\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + \text{Cu}^+ (\text{aq}) \quad K_c = \frac{[\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{Cu}^+]}{[\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{Cu}^{2+}]}$

Nos equilíbrios heterogêneos, os reagentes e os produtos estão em mais de uma fase.

Um exemplo de equilíbrio heterogêneo é a reação que ocorre entre o Fe (s) e o vapor-d'água [H_2O (v)], produzindo magnetita [Fe_3O_4 (s)] e gás hidrogênio (H_2).



Nesse equilíbrio temos duas fases sólidas, Fe (s) e Fe_3O_4 (s), e uma fase gasosa, constituída de H_2O (v) e H_2 (g).

Vamos, inicialmente, escrever a expressão da constante de equilíbrio, como apresentada em equilíbrios homogêneos, representando a constante por K'_c .

$$K'_c = \frac{[\text{Fe}_3\text{O}_4][\text{H}_2]^4}{[\text{Fe}]^3[\text{H}_2\text{O}]^4}$$

Os sólidos e os líquidos puros, apesar de participarem dos equilíbrios, apresentam concentrações constantes a determinada temperatura. Considerando esse fato, podemos reescrever a expressão da constante de equilíbrio:

$$\underbrace{\frac{[\text{Fe}]^3}{[\text{Fe}_3\text{O}_4]}}_{\text{constante}} \cdot K'_c = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4}$$

O produto $\frac{[\text{Fe}]^3}{[\text{Fe}_3\text{O}_4]} \cdot K'_c$ corresponde à constante de equilíbrio: K_c .

Dessa maneira, ao escrever a expressão da constante de equilíbrio para sistemas heterogêneos, omitimos as concentrações dos participantes sólidos ou líquidos puros.

Para esse equilíbrio temos:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4}$$

Veja outros exemplos:

- $\text{C (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 \text{ (g)}$ $K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{O}_2]}$
- $\text{Zn (s)} + \text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} \rightleftharpoons \text{Cu (s)} + \text{Zn}^{2+} \text{ (aq)}$ $K_c = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$
- $\text{CaO (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 \text{ (s)}$ $K_c = \frac{1}{[\text{CO}_2]}$

Até agora, a expressão do equilíbrio foi dada em termos de concentração mol/L (K_c). No entanto, em equilíbrios nos quais pelo menos um dos participantes é um **gás**, a constante de equilíbrio pode ser expressa em termos de pressões parciais dos gases envolvidos e, nesse caso, será representada por K_p .

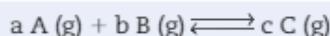
Assim, as expressões de K_c e K_p para os equilíbrios a seguir, por exemplo, são dadas por:

- $2 \text{CO (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2 \text{ (g)}$ $K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$ $K_p = \frac{(P_{\text{CO}_2})^2}{(P_{\text{CO}})^2 \cdot (P_{\text{O}_2})}$

em que P_{CO} , P_{O_2} e P_{CO_2} são as pressões parciais dos gases.

Podemos estabelecer uma relação entre K_c e K_p .

Vamos considerar um equilíbrio genérico:



temos:

$$K_c = \frac{[\text{C}]^c}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} \quad K_p = \frac{(P_C)^c}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

Lembrando que a equação geral dos gases é:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

e aplicando essa expressão para os componentes da reação genérica, obtemos:

$$\begin{aligned} P_A \cdot V &= n_A \cdot R \cdot T & P_B \cdot V &= n_B \cdot R \cdot T & P_C \cdot V &= n_C \cdot R \cdot T \\ P_A &= \frac{n_A}{V} \cdot R \cdot T & P_B &= \frac{n_B}{V} \cdot R \cdot T & P_C &= \frac{n_C}{V} \cdot R \cdot T \end{aligned}$$

A $\text{H}_2\text{O (l)}$ presente em qualquer equilíbrio em meio aquoso (aq) não fará parte da expressão da K_c .

Na expressão de K_p só devem ser representados os componentes gasosos. Tanto K_c quanto K_p (constantes de equilíbrio) só variam com a temperatura.

Como a concentração em mol/L do gás é $\frac{n}{V}$, temos:

$$P_A = [A] \cdot R \cdot T \quad P_B = [B] \cdot R \cdot T \quad P_C = [C] \cdot R \cdot T$$

Substituindo esses dados na expressão da K_p , obtemos:

$$K_p = \frac{([C] \cdot R \cdot T)^c}{([A] \cdot R \cdot T)^a \cdot ([B] \cdot R \cdot T)^b} \Rightarrow K_p = \frac{[C]^c \cdot (R \cdot T)^c}{[A]^a \cdot [B]^b \cdot (R \cdot T)^a \cdot (R \cdot T)^b}$$

$$K_p = \frac{[C]^c}{[A]^a \cdot [B]^b} \cdot (R \cdot T)^{c - (a + b)} \Rightarrow K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

em que Δn indica a variação do número de mols das espécies no estado gasoso.

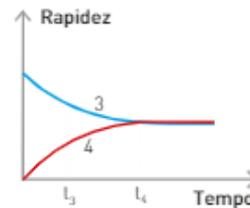
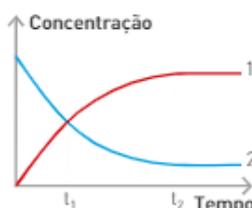
ATIVIDADES



1. Observe os gráficos ao lado.

Considerando as informações, indique as afirmações corretas.

- I. No instante t_1 , as concentrações de reagentes e produtos são iguais.
- II. No instante t_1 , o equilíbrio está estabelecido.
- III. No instante t_2 , o equilíbrio está estabelecido.
- IV. A curva 3 representa a rapidez da reação inversa.
- V. Em t_4 , a rapidez das reações direta e inversa são iguais e o equilíbrio está estabelecido.



2. Considere o equilíbrio à temperatura constante:



No quadro ao lado está representada a concentração de COCl_2 .

- I. Escreva a expressão da constante de equilíbrio. Faça um gráfico a partir dos dados da tabela.
- II. A partir de que instante o equilíbrio se estabelece? Justifique sua resposta.

Tempo	Concentração COCl_2 em mol/L
t_1	20
t_2	10
t_3	6
t_4	6
t_5	6

3. (PUC-RS) É dada a seguinte 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) $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ | d) $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + \text{O}(\text{g})$ |
| b) $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ | e) $\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ |
| c) $\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ | |

4. (UFPA) A expressão da Lei do equilíbrio $K = \frac{1}{[\text{O}_2]^3}$ pertence à seguinte reação:

- | | |
|--|--|
| a) $3 \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 6 \text{NO}(\text{g})$ | d) $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ |
| b) $2 \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 4 \text{Al}(\text{s}) + 3 \text{O}_2(\text{g})$ | e) $4 \text{Al}(\text{s}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$ |
| c) $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3(\text{l}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 3 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ | |

2. CÁLCULO DA CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

Acabamos de analisar o aspecto qualitativo que envolve uma situação de equilíbrio. Vamos, agora, abordar os aspectos quantitativos, considerando dois experimentos.

1º experimento

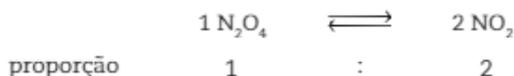
Nesse experimento foram colocados 10 mol de N_2O_4 (g) em um frasco de 1 L a 100 °C. Sabendo que, ao atingir o equilíbrio, no sistema existem 4 mol de NO_2 (g) a 100 °C, calcule o valor da K_c .

início	após atingir o equilíbrio	equilíbrio
10 mol de N_2O_4	→	N_2O_4 e 4 mol de NO_2
1 L a 100 °C		1 L a 100 °C

Com base nesses dados, vamos construir uma tabela como a que vemos a seguir.

	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2$	
Início	10 mol	0
Proporção	gasta x mol	forma y mol
Equilíbrio	z mol	4 mol

Como a quantidade de NO_2 no início era igual a zero e no equilíbrio há 4 mol, podemos concluir que ocorreu um consumo de 2 mol de N_2O_4 , pois a proporção estequiométrica é de:



Assim, temos:

	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2$	
Início	10 mol	0
Proporção	gasta 2 mol	forma 4 mol
Equilíbrio	8 mol	4 mol

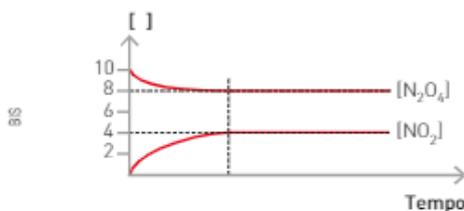
Logo, as concentrações em mol/L no equilíbrio são:

$$[N_2O_4] = \frac{8 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad [NO_2] = \frac{4 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Se substituirmos esses valores na expressão da K_c , temos:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \Rightarrow K_c = \frac{(4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2}{(8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})} \Rightarrow K_c = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

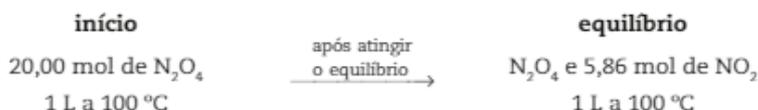
O gráfico que representa a variação das concentrações é o que vemos abaixo:



2º experimento

Nesse experimento vamos partir de 20,00 mol de N_2O_4 (g) em um frasco de 1 L a 100 °C.

Após atingido o equilíbrio a 100 °C, foi constatada a presença de 5,86 mol de NO_2 . Calcule o valor da K_c .



Vamos construir uma tabela como a que vemos ao lado mostrando as variações de concentração durante a reação e determinar a concentração de N_2O_4 no equilíbrio.

No equilíbrio, temos que:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \Rightarrow K_c = \frac{(5,86 \text{ mol} \cdot L^{-1})^2}{(17,07 \text{ mol} \cdot L^{-1})} \Rightarrow K_c = 2 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

ou simplesmente $K_c = 2$

Em alguns casos, o valor da constante de equilíbrio nos permite saber se no equilíbrio as concentrações dos “produtos” são maiores do que as dos “reagentes” e vice-versa.

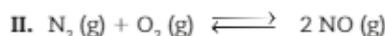
Para entender essa relação, vamos estudar dois equilíbrios a 25 °C.



$$K_c = \frac{[HBr]^2}{[H_2][Br_2]} = 1,9 \cdot 10^{19}$$

Representações de modelos moleculares fora de escala e em cores fantasia.

O valor $1,9 \cdot 10^{19}$ é muito grande, o que nos permite concluir que a concentração em mol/L de HBr (numerador) é maior do que as concentrações em mol/L de H_2 e Br_2 (denominador).



$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]} = 4,1 \cdot 10^{-31}$$

Representações de modelos moleculares fora de escala e em cores fantasia.

O valor de K_c muito pequeno indica que a concentração dos “reagentes” (denominadores) é maior que a dos “produtos” (numeradores), indicando que a reação inversa prevalece sobre a direta.

$N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2$		
Início	20,00 mol	0
Proporção	gasta 2,93 mol	forma 5,86 mol
Equilíbrio	17,07 mol	5,86 mol

- Note que nos dois experimentos envolvendo o mesmo equilíbrio, na mesma temperatura, o valor da K_c é o mesmo. O valor da constante para dado equilíbrio varia somente com a temperatura.
- No Ensino Superior, a dedução da K_c envolve conceitos termodinâmicos mais profundos, que evidenciam que K_c é adimensional (não tem unidade). Por isso, você notará que a K_c aparecerá em vários exercícios como um número puro.

ATIVIDADES



5. Em condições adequadas de pressão, temperatura e catalisador apropriado, o gás N_2 reage com o gás H_2 , produzindo gás amônia.

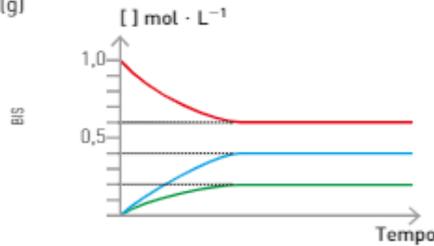
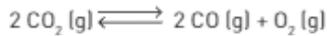


À temperatura de 500 °C a constante do equilíbrio representado é igual a $1,0 \cdot 10^2$.

Sabendo-se que nessa temperatura as concentrações do NH_3 e H_2 são, respectivamente, $1 \cdot 10^{-2}$ mol/L e $1 \cdot 10^{-1}$ mol/L, calcule a concentração em mol/L do N_2 .

Sabendo que no equilíbrio existe 0,12 mol de NO_2 e utilizando a tabela, responda às questões 6 e 7.

6. Determine os valores de x , y e z .
7. Determine o valor da K_c .
8. Utilize o gráfico a seguir e determine o valor de K_c para o equilíbrio:

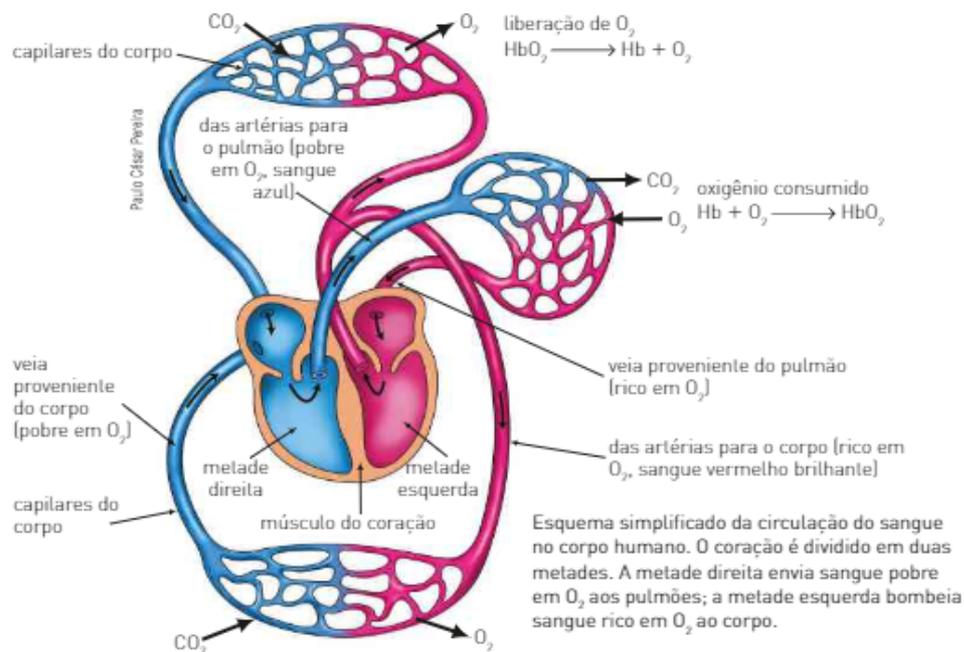
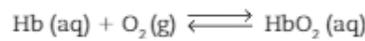


	$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{NO}_2 (\text{g})$
Início	1,50 mol/L		x
Proporção	y		2y
Equilíbrio	z		0,12

CONEXÃO Saúde

Metabolismo

O transporte do gás oxigênio atmosférico a várias partes do organismo é um processo reversível. Esse transporte é feito por uma molécula de estrutura complexa encontrada no sangue, denominada **hemoglobina** (Hb). A hemoglobina combina-se com o gás oxigênio nos pulmões, formando a oxiemoglobina, que é transportada pelo sistema circulatório a todas as partes do corpo nas quais o oxigênio é usado nos processos metabólicos.



Refleta



Depois que os mouros dominaram a Península Ibérica, no século VIII, os espanhóis – originalmente de pele bem branca – passaram a ter filhos mais morenos, como a maioria de sua população atual, devido à miscigenação com os invasores. A aristocracia, no entanto, orgulhava-se de não ter se misturado àquele povo de pele quase negra e apontava para as próprias veias, onde parecia correr sangue azul, como se isso fosse prova de uma ascendência mais nobre. De fato, o sangue venoso tem aspecto azulado se visto através da superfície da pele, ainda mais se esta for clara, acentuando o contraste de cores. Daí em diante, a expressão “sangre azul” percorreu o planeta como sinônimo de nobreza. Essa, pelo menos, é a versão mais aceita, encontrada em World Wide Words, do inglês Michael Quinion, bíblia da etimologia mundial.

Fonte: De onde vem a expressão “sangue azul”? Superinteressante, edição 164, maio 2001. Disponível em: <http://super.abril.com.br/superarquivo/2001/conteudo_180264.shtml>. Acesso em: dez. 2012.

1. O sangue azul era associado às pessoas mais ricas, porém, considerando a quantidade de O_2 dissolvido no sangue, o sangue azul (venoso) é mais rico ou mais pobre que o sangue vermelho (arterial)?
2. Qual dos dois tipos de sangue transporta gás oxigênio dos pulmões para todas as partes do organismo?
3. Escreva a expressão da constante de equilíbrio em função da concentração (K_c) e da pressão (K_p) para o equilíbrio mencionado no texto.

3. DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

Princípio de Le Chatelier

Quando um sistema está em equilíbrio, a rapidez da reação direta é igual à rapidez da reação inversa, e as concentrações molares de todos os participantes permanecem constantes. Se, sobre esse equilíbrio, não ocorrer a ação de nenhum agente externo, ele tende a permanecer nessa situação indefinidamente. Porém, se for exercida uma ação externa sobre esse equilíbrio, ele tende a reagir de maneira a minimizar os efeitos dessa ação.

Esse é o tema do **Princípio de Le Chatelier**, publicado em 1884.

O Princípio de Le Chatelier é fácil de ser entendido quando se considera que a **constante de equilíbrio** depende somente da **temperatura**.

A constante de equilíbrio não se altera com variações das concentrações dos participantes, do volume nem com a pressão exercida.

Os fatores que podem afetar a **condição de equilíbrio** de um sistema são: concentração, pressão, temperatura.

A seguir, vamos analisar a influência de cada um dos fatores que podem afetar o equilíbrio.

SPL/Julian Stock



Henry Louis Le Chatelier (1850-1936) foi um dos primeiros cientistas a relacionar os princípios da termodinâmica às reações químicas. Dedicou-se intensamente ao estudo das maneiras de produzir deslocamentos nos equilíbrios químicos, o que é fundamental para a indústria, permitindo a produção de maior quantidade de determinado produto mais rapidamente e com menor custo.

P. Barreto



Os “galinheiros do tempo”, típicos de Portugal, são revestidos de material absorvente impregnado de cloreto de cobalto ($CoCl_2$). Esse composto tem a propriedade de mudar de cor quando entra em contato com água: em ambiente seco, tem coloração azul; já em ambiente úmido, fica rosa. Trata-se de um processo reversível: se o mudarmos para um ambiente com umidade diversa, ele muda de cor novamente.

Por suas propriedades, o cloreto de cobalto tem aplicação na fabricação de alguns tipos de cartões indicadores de umidade. Esses cartões são úteis, por exemplo, para garantir que embalagens contendo produtos eletrônicos tenham sido armazenadas de forma apropriada, em ambiente livre de umidade, antes da venda. Entretanto, compostos contendo cobalto são potencialmente tóxicos para o sistema respiratório e a pele. Por isso, as diretrizes europeias têm recomendado sua substituição por outros indicadores.

Concentração

Considere o seguinte equilíbrio:



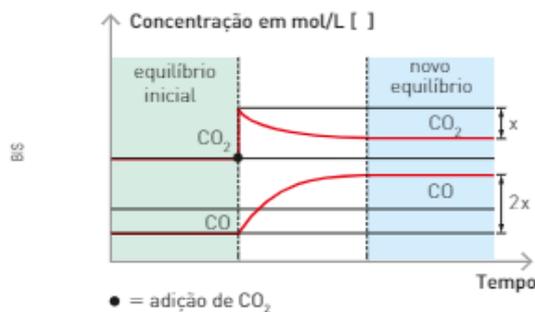
Ele servirá de exemplo para nosso estudo, e iremos analisar o seu comportamento em três situações.

- **1ª situação — Adição de CO_2 (g)**

Quando adicionamos CO_2 (g) à mistura em equilíbrio, imediatamente ocorre um aumento em sua concentração, o que acarreta conseqüente aumento do número de choques entre o C (s) e o CO_2 (g). Reagindo a essa mudança de condição, há um aumento na rapidez da reação direta, favorecendo a formação de CO (g), ou seja, o equilíbrio se desloca para o lado direito.

Com o decorrer da reação, a concentração de CO_2 (g) diminui, ao passo que a concentração de CO (g) aumenta até o sistema atingir uma nova situação de equilíbrio.

O gráfico abaixo pode representar essa situação.



Outra maneira de entendermos o deslocamento desse equilíbrio se dá por meio de uma análise da expressão da K_c .

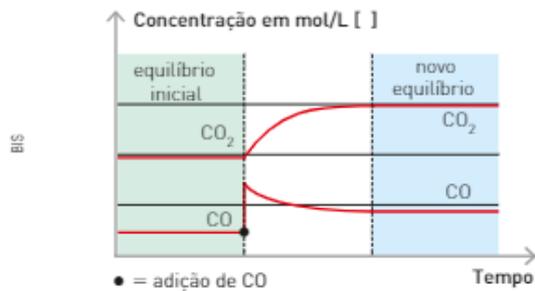
$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$$

Ao introduzirmos CO_2 (g) à mistura em equilíbrio, estamos aumentando sua concentração ($[\text{CO}_2] \uparrow$) e, como a constante K_c não varia, a concentração do CO ($[\text{CO}] \uparrow$) também deve aumentar para manter a igualdade matemática.

Se tivéssemos adicionado C (s) ao equilíbrio, não haveria alteração, pois a concentração de um sólido é constante e não depende de sua quantidade.

- **2ª situação — Adição de CO (g)**

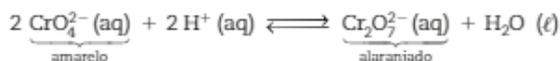
Quando adicionamos CO (g) à mistura em equilíbrio, imediatamente ocorre um aumento em sua concentração, transformando-o parcialmente em CO_2 (g) e em C (s). Nesse caso, o equilíbrio se desloca para a esquerda. Veja a representação gráfica abaixo.



• 3ª situação — Remoção de CO (g)

Quando retiramos parte do CO (g) presente no sistema em equilíbrio, imediatamente ocorre uma diminuição de sua concentração, e, como consequência, a rapidez da reação inversa diminui. Logo, a rapidez da reação direta será maior, favorecendo a formação de CO (g), ou seja, o equilíbrio se desloca para a direita. Veja a representação gráfica ao lado.

Se considerarmos, agora, o equilíbrio a seguir em meio aquoso:



a cor da solução será dada pelo íon que estiver presente em maior concentração molar. Portanto, quando:

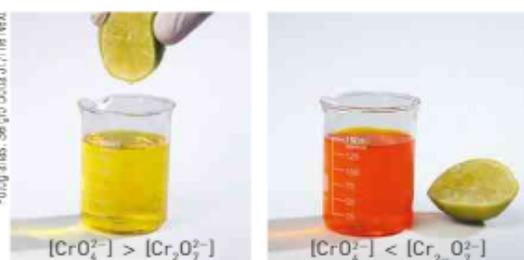
- $[\text{CrO}_4^{2-}] > [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]$, prevalece a cor amarela;
- $[\text{CrO}_4^{2-}] < [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]$, prevalece a cor alaranjada.

Nesse caso, o deslocamento do equilíbrio é perceptível visualmente pela mudança de cor.

Suponha, por exemplo, que em equilíbrio predomine a coloração amarela, dada pelo $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$. Quando adicionamos ao sistema algumas gotas de limão ou outra solução ácida qualquer, temos uma mudança de cor, conforme mostram as fotografias abaixo.

Como qualquer ácido libera H^+ em meio aquoso, com a sua adição aumentamos a concentração de H^+ do meio, o que provoca um deslocamento do equilíbrio para a direita. Nessa nova situação, o equilíbrio em solução apresenta cor alaranjada devido ao aumento da concentração de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

Fotografias: Sábajo Datta Jr. / The Next



A acidez do limão provoca o deslocamento do equilíbrio e, consequentemente, a mudança de cor do sistema.

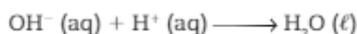


A adição de uma base (NaOH) provoca um novo deslocamento, e o sistema volta à cor amarela inicial.

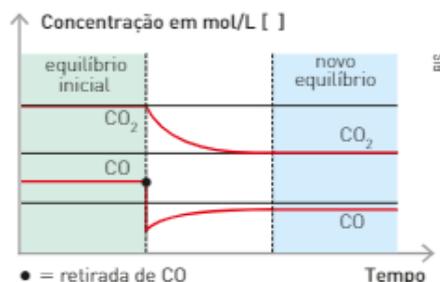
Nesse caso particular de deslocamento de equilíbrio, foi adicionada uma substância que originou um íon já presente no equilíbrio, um íon comum: o H^+ . A esse fato damos o nome de **efeito do íon comum**.

Quando adicionamos uma solução aquosa de soda cáustica (NaOH) a essa mistura em equilíbrio, ocorre um novo deslocamento.

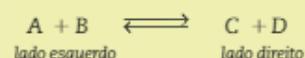
Na solução aquosa de NaOH, existem íons OH^- que consomem os íons H^+ presentes no equilíbrio:



A remoção dos íons H^+ da mistura em equilíbrio provoca um deslocamento para a esquerda, resultando na cor amarela da solução.



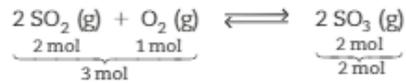
Quando nos referirmos a um “deslocamento para a direita”, queremos dizer que, durante um certo tempo, a rapidez da reação direta aumenta, favorecendo a formação dos componentes do lado direito do equilíbrio:



Pressão

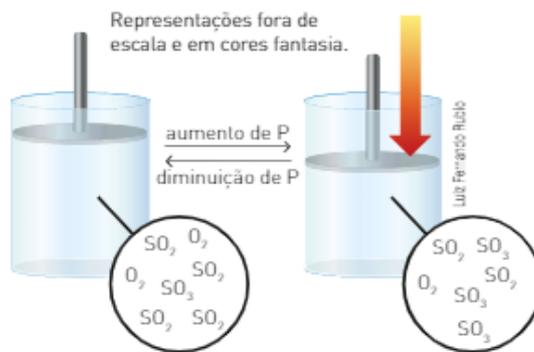
De acordo com o Princípio de Le Chatelier, um sistema em equilíbrio, quando submetido a uma ação externa, reage no sentido de minimizar os efeitos dessa ação. Quando, a uma temperatura constante, aumentamos a pressão sobre o equilíbrio gasoso, ele se desloca no sentido da reação capaz de diminuir essa pressão e vice-versa.

A fim de verificarmos os efeitos da variação de pressão em um equilíbrio, vamos considerar o equilíbrio seguinte, a uma temperatura constante:



Se aumentamos a pressão, o equilíbrio se desloca para a direita, favorecendo a formação do $\text{SO}_3 (\text{g})$, porque nesse sentido há uma diminuição do número de mol de gás e, conseqüentemente, uma diminuição da pressão.

Se, no entanto, ocorre uma diminuição da pressão, o equilíbrio se desloca para a esquerda, favorecendo a formação de $\text{SO}_2 (\text{g})$ e $\text{O}_2 (\text{g})$, porque nesse sentido há um aumento do número de mol e, conseqüentemente, da pressão.



Observação

Se adicionamos um gás inerte, ou seja, um gás que não reage a um sistema em equilíbrio, ocorre aumento da pressão total do sistema. No entanto, como não há variação da concentração nem das pressões parciais de cada gás componente do equilíbrio, a adição do gás inerte não afeta o equilíbrio.

Temperatura

A temperatura é o único fator responsável por alterações na constante de equilíbrio (K_c), além de provocar um deslocamento do equilíbrio.

Em um sistema em equilíbrio, sempre temos duas reações: a endotérmica, que absorve calor; e a exotérmica, que libera calor. Quando aumentamos a temperatura, favorecemos a reação que absorve calor, a fim de minimizar seus efeitos. Como conseqüência, quando há diminuição da temperatura, favorecemos a reação que libera calor. Observe o que ocorre com os dois equilíbrios dados como exemplos:

1º exemplo

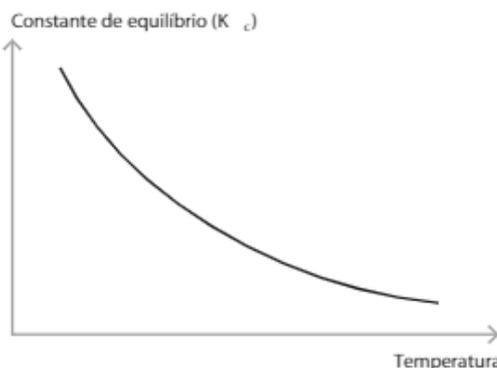


Ao aquecer o sistema, a reação que absorve calor (endotérmica) será favorecida e o equilíbrio se desloca para a esquerda. Se o sistema for resfriado, a reação exotérmica será favorecida e o equilíbrio se desloca para a direita.

Se também desejamos relacionar a variação da temperatura com a constante de equilíbrio (K_c), devemos considerar que uma elevação da temperatura favorece a reação endotérmica. Então, $[N_2]$ e $[H_2]$ aumentam, e $[NH_3]$ diminui:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2 \downarrow}{[N_2] \cdot [H_2]^3 \uparrow} \Rightarrow K_c \text{ diminui}$$

O gráfico ao lado mostra a variação da K_c em função da temperatura para a reação:



T [K]	K_c [mol ⁻² · L ²]
300	$2,6 \cdot 10^8$
400	$3,9 \cdot 10^4$
500	$1,7 \cdot 10^2$
600	4,2
700	$2,9 \cdot 10^{-1}$
800	$3,9 \cdot 10^{-2}$
900	$8,1 \cdot 10^{-3}$
1000	$2,3 \cdot 10^{-3}$

Catalisadores

Você já sabe que catalisadores são substâncias que aumentam a rapidez das reações químicas pela diminuição da energia de ativação (E_{AT}). Em um equilíbrio, a diminuição da energia de ativação produzida pelo catalisador tem o mesmo valor para a reação direta e para a inversa.

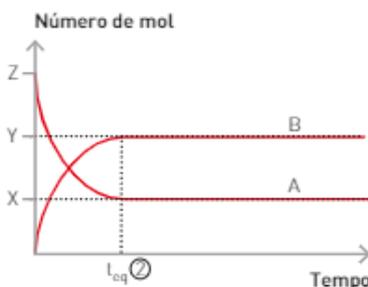
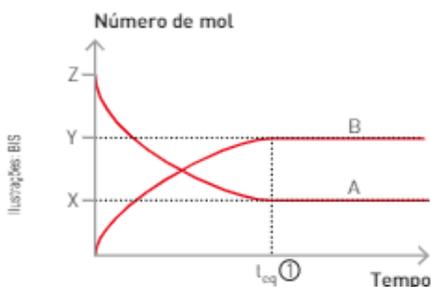
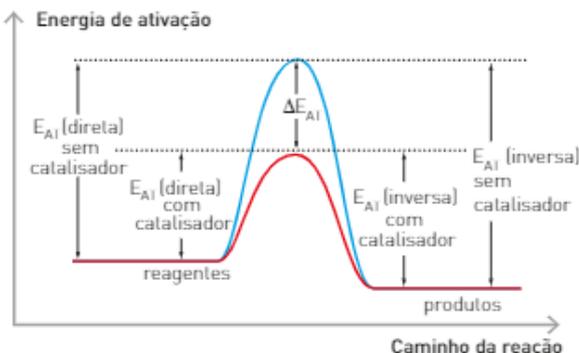
Uma reação genérica está representada pela equação abaixo e pelo gráfico ao lado:



Como o aumento da rapidez da reação produzido pelo catalisador é o mesmo, tanto para a reação direta como para a inversa, ele não altera o equilíbrio.

Se o catalisador aumenta a rapidez das reações direta e inversa, o único efeito que ele provoca no equilíbrio é a diminuição do tempo necessário para que esse equilíbrio seja atingido.

Observe nos gráficos abaixo que, tanto em uma reação como na outra — sem e com catalisador —, o número de mol de A e de B, no equilíbrio, é igual:

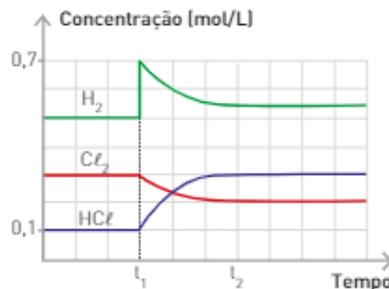


$$t_{eq} 2 < t_{eq} 1$$

ATIVIDADES



O diagrama abaixo se refere ao equilíbrio a seguir, ao qual se aplica o Princípio de Le Chatelier.



BIS

Responda às questões de 9 a 11.

9. Qual substância foi retirada ou adicionada no instante t_1 ? Como se comportou o sistema em equilíbrio?
10. O que aconteceu no instante t_2 ? Justifique.
11. O valor da constante do equilíbrio é maior, menor ou igual a 1? Justifique.
12. Considere o seguinte equilíbrio.



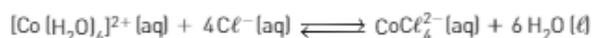
Como cada uma das seguintes variações afetará a mistura em equilíbrio?

- I. $\text{O}_2(\text{g})$ é adicionado ao sistema.
- II. A mistura em equilíbrio é aquecida.
- III. O volume do recipiente onde ocorre o equilíbrio é dobrado.
- IV. A pressão sobre os componentes do equilíbrio é dobrada.
- V. Parte do $\text{SO}_3(\text{g})$ é removido.
- VI. Foi adicionado ao sistema gás hélio.

Com base nas informações abaixo, responda às questões de 13 a 17.

A fotografia ao lado mostra a mesma mistura em equilíbrio em duas temperaturas diferentes.

Esse equilíbrio pode ser representado por:



As espécies responsáveis pela coloração são:



A temperatura é um fator que pode deslocar o equilíbrio de uma reação.

13. Quais as espécies presentes no frasco de solução azulada?
14. Quais as espécies presentes no frasco de solução rósea?
15. Escreva a expressão da constante de equilíbrio.
16. Em qual das duas situações, na temperatura ambiente e em um banho de gelo, a K_c apresenta maior valor? Justifique sua resposta.
17. A reação direta é endotérmica ou exotérmica?

Alguns tipos de equilíbrio

A palavra equilíbrio pode ser utilizada para descrever várias situações, como a manutenção de um corpo em uma determinada posição, o equilíbrio químico, o equilíbrio térmico, entre outros.

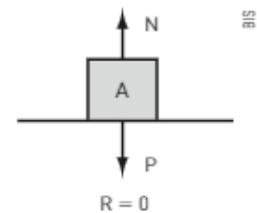
Neste texto, observaremos alguns dos tipos de equilíbrio encontrados na natureza, que são estudados pela Física (equilíbrios térmico e estático) e pela Química (equilíbrios químico e físico).

Equilíbrio estático

Um corpo em repouso, sob a ação de forças que se anulam reciprocamente, está em equilíbrio estático. Diz-se que a resultante (R), somatória das forças atuantes sobre esse corpo, é igual a zero. Para exemplificar, observe a figura ao lado.

Sobre um bloco em repouso numa superfície plana horizontal, como o ilustrado, as únicas forças atuantes são o peso (P) e a normal (N). O peso, força com que a Terra atrai o corpo, é representado por um vetor apontando para o centro do planeta. A normal (N), força que a superfície aplica no corpo, é representada por um vetor na direção perpendicular à da superfície em que o corpo está apoiado. As duas forças, de mesma intensidade, atuam na mesma direção e em sentidos opostos — por isso, a resultante (R), das forças P e N , é nula.

Nesse exemplo ilustrativo de equilíbrio, não ocorre alteração alguma no que diz respeito ao movimento do bloco, portanto, dizemos que ele está em equilíbrio estático.



Equilíbrio térmico

Um café recém-preparado e deixado em uma xícara sobre uma mesa tende a esfriar. Esse fenômeno acontece porque tanto o café como o meio que o circunda estão em diferentes temperaturas. Dessa maneira, o calor flui do material mais quente (de maior temperatura) para o mais frio (de menor temperatura). O processo se dá até que se igualem as temperaturas. No exemplo do café, quando isso finalmente acontece, a temperatura da bebida é estabilizada (não sofre mais alterações) e assim dizemos que há um equilíbrio térmico.

Equilíbrio físico (mudança de fase)

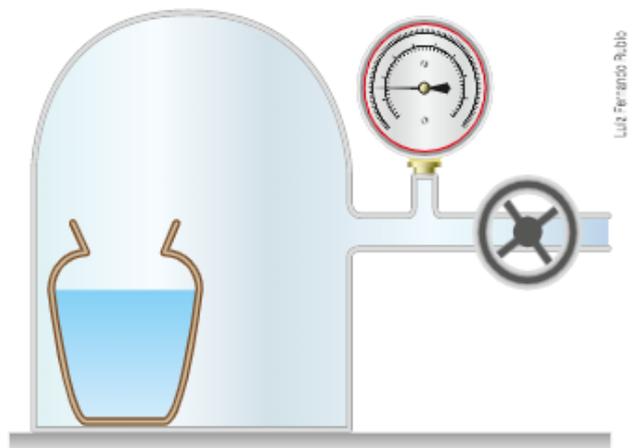
Um processo semelhante ao equilíbrio químico acontece quando temos uma mudança de fase de uma substância em um frasco fechado a uma dada temperatura. Para exemplificar, observe ao lado.

Nesse sistema, temos água líquida [$H_2O(l)$] passando para o estado vapor [$H_2O(v)$], e vapor passando para o estado líquido. Quando a rapidez de vaporização se iguala à rapidez de condensação, as quantidades de água líquida e vapor se mantêm constantes. Assim, o sistema está em equilíbrio. Quando o sistema atinge essa situação, tudo parece estático, mas em nível molecular existe um fluxo constante de vapor condensando e líquido vaporizando na mesma rapidez. Portanto, o equilíbrio físico é um equilíbrio dinâmico.

Podemos monitorar o momento em que o sistema entra em equilíbrio observando o valor mostrado pelo manômetro (instrumento usado para medir pressão): quando o equilíbrio é alcançado, não há variação de pressão.

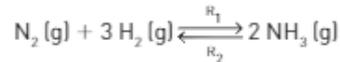
Equilíbrio químico

Existem algumas reações químicas que se processam de uma maneira completa. Os reagentes, ou pelo menos um deles, são completamente consumidos. Um exemplo é a queima de um pedaço de papel. Porém,



em outras reações químicas, isso não acontece. Nas chamadas reações reversíveis, as substâncias são formadas e consumidas ao mesmo tempo.

Na reação abaixo, o consumo de N_2 e H_2 para formação da NH_3 é representado pela reação direta e se processa a uma rapidez R_1 . Simultaneamente, ocorre a reação inversa: o NH_3 é consumido, formando N_2 e H_2 , processo que ocorre à rapidez R_2 .



Uma reação entra em equilíbrio químico quando a rapidez da reação direta (R_1) se iguala à da reação inversa (R_2). Como consequência dessa situação, não podemos mais notar mudanças nas concentrações dos componentes da mistura. Em outras palavras, as quantidades de cada substância permanecem constantes.

Quando analisamos esse tipo de equilíbrio macroscopicamente, não observamos alteração, isto é, a quantidade dos participantes não é alterada. Essa aparência estática esconde a verdadeira natureza desse equilíbrio: a não alteração nas concentrações não significa que a reação acabou. As duas reações, inversa e direta, continuam ocorrendo, só que à mesma rapidez. Dizemos, por isso, que o equilíbrio químico é um equilíbrio dinâmico.

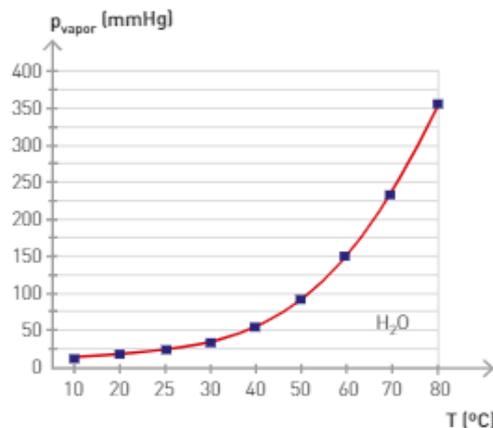
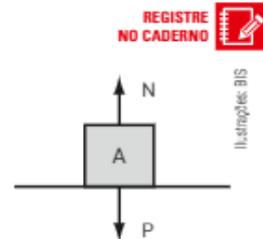
Refleta

- Podemos calcular o peso de um objeto por meio da equação $P = m \times g$, sendo que P é o peso em Newton, m é a massa em quilogramas e g é a aceleração da gravidade.

O bloco ilustrado ao lado possui massa de 2 kg e está em equilíbrio estático.

Calcule o valor da normal (N), em newton, sabendo que a aceleração da gravidade é de $9,8 \text{ m/s}^2$.

- Dentro de um calorímetro foram colocados dois objetos (**A** e **B**) em diferentes temperaturas. O objeto **A** está a $100 \text{ }^\circ\text{C}$, e o objeto **B** está a 100 K . Nessa situação, podemos dizer que os objetos estão em equilíbrio térmico? Justifique.
- Pressão de vapor é a pressão exercida pelo vapor quando está em equilíbrio com a fase líquida a uma dada temperatura. O gráfico abaixo mostra a variação de pressão de vapor-d'água em relação à temperatura.



- De acordo com o gráfico, como a pressão de vapor varia com a temperatura?
- Qual a pressão de vapor-d'água a $60 \text{ }^\circ\text{C}$?
- A vaporização é um processo endotérmico ou exotérmico? Justifique, utilizando o gráfico e seus conhecimentos de deslocamento de equilíbrio.

Capítulo 12

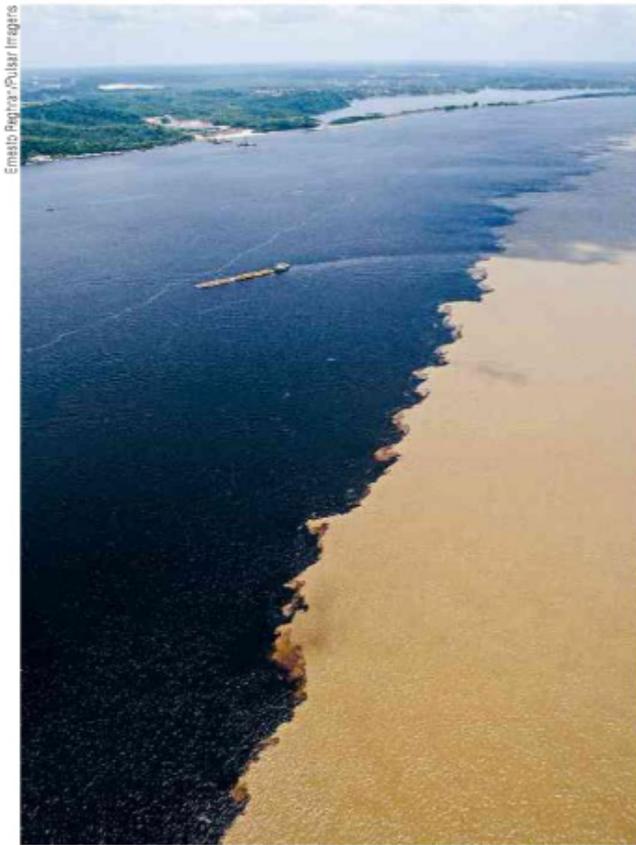
Equilíbrios iônicos

Os compostos iônicos, orgânicos ou inorgânicos, liberados no esgoto pelas atividades humanas domésticas, industriais ou agrícolas podem prejudicar a qualidade da água dos mananciais. Há, no entanto, maneiras de identificá-los e removê-los, combinando-os com outros íons. Propriedades como potabilidade e dureza da água dependem da presença e da quantidade de certas espécies, como íons.

Se pudéssemos purificar completamente a água, não encontraríamos moléculas de H_2O como únicas espécies presentes. Verificaríamos que a água sofre autoionização e entra em equilíbrio com seus íons, o qual, como todo equilíbrio, pode ser eventualmente alterado por fatores como a presença de íons externos.

É particularmente importante conhecer a concentração dos íons da água nas soluções, porque o excesso relativo de um deles implica o caráter ácido ou básico da solução. Damos o nome de pH à medida indireta de tais concentrações. Há substâncias cuja coloração varia de acordo com a faixa de pH: essa é uma maneira de sabermos, qualitativamente, se uma solução é ácida ou básica.

O pH e o conhecimento das espécies em equilíbrio regem uma grande quantidade de processos, como a estabilização do solo, da água do mar e da maioria dos processos bioquímicos de manutenção da vida.



Encontro das águas do rio Negro (à esquerda) com as do rio Solimões (à direita), que formam o rio Amazonas, antes de se misturarem, em foto aérea de 2009. Entre as diferenças das águas desses rios, como velocidade, temperatura e densidade, está também o pH: as águas do Negro têm pH entre 3,8 e 4,9, devido à presença de ácidos orgânicos provenientes da decomposição de vegetais. As águas do Solimões têm pH entre 6,2 e 7,2, praticamente neutro.

Um dos profissionais que é responsável pela potabilidade da água é o operador de águas e efluentes.

Mundo do trabalho

Operador de águas e efluentes



O operador de águas e efluentes é o profissional responsável por todas as funções operacionais das estações de tratamento de água e esgoto, certificando-se de que a água que chega à casa dos consumidores é adequada para o consumo e garantindo que o esgoto não provocará danos maiores ao meio ambiente.

O operador das estações de tratamento, entre outras funções, monitora o recebimento de resíduos industriais e urbanos, controla o processo de tratamento de água e efluentes, realiza amostragens de resíduos e efluentes, dosa soluções químicas. É também responsável por acionar equipamentos, acompanhando todos os processos de tratamento.

Para atuar nesse ramo é necessário curso técnico de formação específica na área. Nesse curso, são estudadas disciplinas como a evolução e a conceituação de qualidade, gestão ambiental, desenvolvimento sustentável, higiene e segurança no trabalho e, inclusive, noções de legislação relativas à segurança e saúde organizacional.

O mercado de trabalho envolve tanto empresas públicas como privadas, uma vez que quase todas as cidades possuem instalações para tratamento de água e esgoto, sendo que concursos públicos nessa área são frequentes. Grandes empresas, como complexos industriais, por exemplo, possuem suas próprias estações de tratamento de água e esgoto, e precisam de profissionais qualificados para gerenciá-las.

Fontes das informações: <<http://www.sp.senac.br/jsp/default.jsp?newsID=DYNAMIC,oracle.br.dataservers.CourseDataServer,selectCourse&course=4962&template=395.dwt&testeira=473>>; <http://www.pe.senai.br/cursos/detalhe/curso/56/#.VyO_vNQRrLIV>. Acessos em: 26 abr. 2016.

Nesta unidade, você já conheceu alguns equilíbrios químicos. Neste capítulo, um dos assuntos que veremos é a ionização de ácidos e bases e suas constantes de ionização. Estudaremos o equilíbrio químico que envolve a participação de íons, ou equilíbrio iônico. Antes, porém, é importante retomar alguns conceitos já vistos. Vamos a eles!

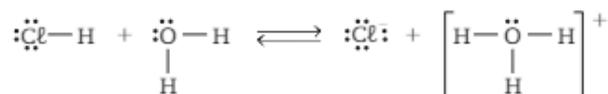
A primeira conceituação de ácido e de base foi dada por Arrhenius que, em 1887, a partir de seus estudos, assim os definiu:

- Ácidos: substâncias que, em solução aquosa, se ionizam originando o íon H^+ como único tipo de cátion.
- Bases: substâncias que, em solução aquosa, se dissociam originando o íon OH^- como único tipo de ânion.

Note que Arrhenius só definia ácidos e bases em meio aquoso.

Em 1923 o cientista dinamarquês Johannes Brønsted (1879-1947) e o cientista inglês Thomas Lowry (1874-1936) propuseram uma nova definição mais ampla para ácidos e bases. Essa teoria se baseia na transferência de próton (H^+) de uma espécie para outra.

Na reação entre o cloreto de hidrogênio (HCl) e a água, a molécula de HCl transfere o íon H^+ (próton) para a molécula de água. A reação que ocorre entre o HCl e a água, que origina o cátion hidrônio, ou hidroxônio, (H_3O^+) e o ânion cloreto (Cl^-), pode ser representada pela equação:



Note que na equação o HCl é o doador de próton (H^+) e a água (H_2O) é o receptor de próton. A noção de transferência de próton (doador e receptor) foi a ideia que levou Brønsted-Lowry a elaborar uma nova definição para ácidos e bases:

- Ácido é toda substância (molécula ou íon) que doa próton.
- Base é toda substância (molécula ou íon) que recebe próton.

Na reação entre o HCl e o H_2O , o HCl atua como ácido de Brønsted-Lowry, pois doa próton para a água (H_2O) e a água (H_2O) atua como base de Brønsted-Lowry, pois recebe próton do HCl.

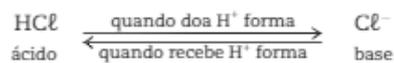
Se analisarmos a reação inversa, o íon hidroxônio (H_3O^+) doa próton (H^+) para o íon cloreto (Cl^-), atuando como ácido de Brønsted-Lowry e o íon cloreto atua como base de Brønsted-Lowry.

Assim, temos:

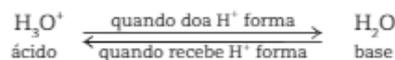


Repare que:

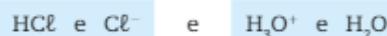
Quando o HCl doa um próton (H^+), origina o íon cloreto (Cl^-) e este, ao receber um próton (H^+), regenera o HCl.



De maneira semelhante ocorre com H_3O^+ e H_2O



As espécies



diferem entre si por apenas um próton (H^+); essas espécies são chamadas de pares conjugados.

O HCl é o ácido conjugado da base Cl^- e o Cl^- é a base conjugada do HCl. Enquanto que o H_3O^+ é o ácido conjugado da base H_2O ; H_2O é a base conjugada do ácido H_3O^+ .



Alguns ácidos são melhores doadores de prótons do que outros, assim como algumas bases são melhores receptoras de prótons do que outras.

Quanto maior a capacidade de um ácido doar próton, mais forte será o ácido e, conseqüentemente, mais fraca será sua base conjugada. O mesmo raciocínio vale para as bases: quanto maior a capacidade de uma base receber próton, mais forte será a base e, conseqüentemente, mais fraco será o ácido conjugado.

Uma das maneiras de se relacionar a força de ácidos e bases é através de suas constantes de ionização.

1. CONSTANTES DE IONIZAÇÃO DE ÁCIDOS E BASES

Considere um ácido genérico HA, cujo equilíbrio em solução aquosa pode ser representado por:



E, simplificadamente, por:



A expressão de sua constante de ionização pode ser expressa por:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{ou} \quad K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Analisando a expressão da constante, quanto maior a concentração de íons, maior será o valor do numerador da expressão e, conseqüentemente, maior o valor da constante de ionização. Por sua vez, quanto maior o denominador, maior será a concentração de moléculas e, conseqüentemente, menor o valor da constante de ionização.

Como já estudamos no 1º ano, um ácido fraco está pouco ionizado, originando, no equilíbrio, uma pequena concentração de íons e uma grande quantidade de moléculas do ácido não ionizado. Portanto, a sua constante de ionização é pequena.

Já o ácido forte está muito ionizado e quase a totalidade de suas moléculas se transforma em íons e sua constante de ionização é elevada.

Os valores das constantes de ionização de muitos ácidos já foram determinados experimentalmente e encontram-se tabelados à mesma temperatura. Por meio dos valores tabelados podemos comparar a força desses ácidos. Os valores não precisam ser memorizados. Consulte a tabela sempre que precisar.

Constante de ionização dos ácidos (K_a) em solução aquosa a 25 °C		
Ácido clorídrico	$\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	muito forte
Ácido sulfúrico	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$	muito forte
	$\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$1,2 \cdot 10^{-2}$ (*)
Ácido fosfórico	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7,5 \cdot 10^{-3}$
	$\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$ (*)
	$\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$4,4 \cdot 10^{-13}$ (*)
Ácido carbônico	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4,3 \cdot 10^{-7}$
	$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$5,6 \cdot 10^{-11}$ (*)
Ácido sulfídrico	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$	$1,1 \cdot 10^{-7}$
	$\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-19}$ (*)
Ácido cianídrico	$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$6,2 \cdot 10^{-10}$
Valores de K_a Classificação	10^{-7} 10^{-2} 10^3 ————— muito fraco fraco forte muito forte	

(*) Os valores destacados são obtidos na 2ª ou 3ª etapa de ionização dos poliacídios.

No caso de um ácido com mais de um hidrogênio ionizável, teremos duas ou mais constantes de ionização.

Note que o valor da constante da primeira ionização (K_a) é muito maior que as constantes referentes à segunda e à terceira ionizações

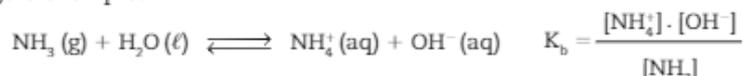
Isso é verificado para todos os ácidos que apresentam mais de um hidrogênio ionizável. Assim, devemos considerar que a concentração de íons H^+ presentes na solução aquosa de um poliacido é proveniente de sua 1ª ionização.

Para poliacidos, generalizando, temos:

$$K_1 \ggg K_2 \ggg (\dots)$$

Assim como definimos a constante de ionização para ácidos (K_a), também podemos definir a constante de dissociação, ou ionização, para as bases: K_b .

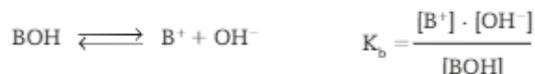
Veja o exemplo:



A 25 °C, a K_b para a amônia é igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$, o que nos permite concluir que essa é uma base fraca.

Note que a concentração da água, por ser uma constante, não aparece na expressão de K_b .

Para uma base qualquer (BOH), generalizando, temos:



Quanto maior é o valor da K_b , maior é a sua força e maior é a $[OH^-]$.

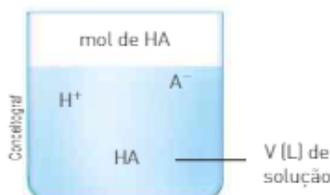
Lei de diluição de Ostwald

No final do século XIX, Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932), químico de origem russo-germânica, deduziu pela primeira vez uma expressão matemática relacionando a constante de ionização, a concentração em mol/L e o grau de ionização para monoácidos e monobases.

Para compreendermos a expressão proposta por Ostwald, vamos elaborar o seguinte raciocínio: ao adicionarmos um ácido à água, podemos relacionar o número de mol adicionado com o número de mol ionizado.

$$\alpha = \frac{n^{\circ} \text{ de mol ionizado}}{n^{\circ} \text{ de mol inicial (n)}}$$

$$n^{\circ} \text{ de mol ionizado} = \alpha \cdot n$$



	HA	\rightleftharpoons	H ⁺ + A ⁻
Início	n mol	0	0
Proporção	gasta $\alpha \cdot n$		forma $\alpha \cdot n$
Equilíbrio	$n - \alpha \cdot n$		$\alpha \cdot n$

Assim, no equilíbrio temos:

$$HA = n - \alpha n \text{ ou } n(1 - \alpha) \text{ mol}$$

$$H^+ = \alpha n \text{ mol}$$

$$A^- = \alpha n \text{ mol}$$

Friedrich W. Ostwald



Ostwald foi um defensor vigoroso da Teoria da dissociação eletrolítica de Arrhenius. Destacou-se pelos trabalhos pioneiros sobre catalisadores, rapidez das reações e equilíbrio químico, com os quais ganhou o Prêmio Nobel de Química em 1909. Desenvolveu um processo de obtenção de ácido nítrico a partir da amônia usando como catalisador a platina (1902), de grande importância para a indústria, até ser substituído pelo processo de Haber-Bosch, que tornou a produção de amônia mais econômica. Foi também pintor e responsável por desenvolver a Química da cor.

Logo, suas concentrações em mol/L são:

$$[\text{HA}] = \frac{n(1-\alpha)}{V} \text{ mol/L} \quad [\text{H}^+] = \frac{\alpha \cdot n}{V} \text{ mol/L} \quad [\text{A}^-] = \frac{\alpha \cdot n}{V} \text{ mol/L}$$

Usando esses valores, vamos determinar o valor da K_i :

$$K_i = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow K_i = \frac{\frac{\alpha \cdot n}{V} \cdot \frac{\alpha \cdot n}{V}}{\frac{n(1-\alpha)}{V}} \Rightarrow K_i = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot \frac{n}{V} \Rightarrow K_i = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot m$$

Quando trabalhamos com monoácidos ou monobases fracas, com $\alpha \leq 5\%$, esse valor é muito pequeno em relação a 1. Portanto, o valor $(1 - \alpha)$ pode ser considerado aproximadamente igual a 1.

ATIVIDADES



Considere as informações a seguir e responda às questões de 18 a 21.

As ilustrações ao lado representam três soluções aquosas (a água foi omitida, para maior clareza) de três ácidos monoproticos, HX, HY e HZ, e suas ionizações podem ser representadas genericamente por:



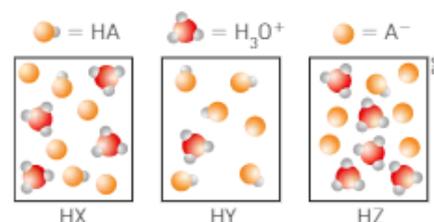
18. Qual das soluções apresenta maior condutibilidade elétrica?

19. Indique a ordem crescente de K_a para os três ácidos.

20. Qual deles pode ser considerado um ácido forte?

21. Em qual solução a concentração de H_3O^+ é maior?

22. A respeito dos ácidos mencionados na tabela a seguir.



Representação de modelos fora de escala e em cores fantasia.

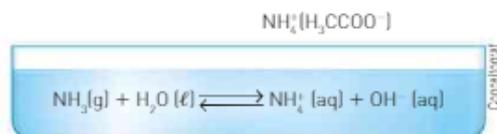
Equação química	Constante de ionização, a 25°C
$\text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_2^-(\text{aq})$	$4,5 \cdot 10^{-4}$
$\text{HCN}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{CN}^-(\text{aq})$	$7,2 \cdot 10^{-10}$

a) Indique o qual é ácido mais forte e mais fraco.

b) Quais são as bases conjugadas mais forte e mais fraca?

c) Equacione a reação de transferência de próton entre o ácido mais forte e a base conjugada mais forte.

23. A uma solução aquosa de amônia foi adicionado acetato de amônio, conforme ilustrado abaixo.



Responda:

a) O grau de ionização da base aumenta, diminui ou não se altera?

b) A concentração de OH^- aumenta, diminui ou não se altera?

c) A constante de ionização (K_b) aumenta, diminui ou não se altera?

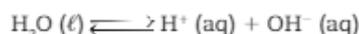
d) O cheiro de amônia, $\text{NH}_3(\text{g})$, aumenta, diminui ou não se altera?

2. PRODUTO IÔNICO DA ÁGUA E PH

Medidas experimentais de condutibilidade elétrica e outras evidências mostram que a água, quando pura ou quando usada como solvente, ioniza-se em uma extensão muito pequena, originando o equilíbrio:

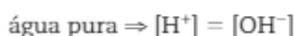


Simplificadamente:



Na água pura, a concentração de íons H^+ é sempre igual à concentração de íons OH^- , pois cada molécula de água ionizada origina um íon H^+ e um íon OH^- .

Em diferentes temperaturas, a condutibilidade da água varia, ou seja, um aumento da temperatura provoca aumento da ionização. Embora a quantidade de íons H^+ e OH^- presentes no equilíbrio sofra variação em função da temperatura, as suas concentrações serão sempre iguais entre si.



A 25 °C, as concentrações em mol/L de H^+ e OH^- na água pura são iguais entre si e apresentam valor igual a $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



Manter o pH da água da piscina entre os valores de 7,0 a 7,4 permite que os compostos de cloro atuem mais eficazmente como bactericida. Além disso, se o pH estiver abaixo de 7,0 pode causar irritação na pele e nos olhos, e provocar corrosão mais intensa nos equipamentos. Outra situação em que o controle do pH é importante é na preservação de peixes de água doce em aquários, já que a maioria deles vive em águas com pH entre 6,0 e 8,0.

Produto iônico da água

Considerando o equilíbrio da água, podemos escrever a expressão da sua constante de equilíbrio.



$$K_c = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}, \text{ em que } [\text{H}_2\text{O}] = \text{constante}$$

$$K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

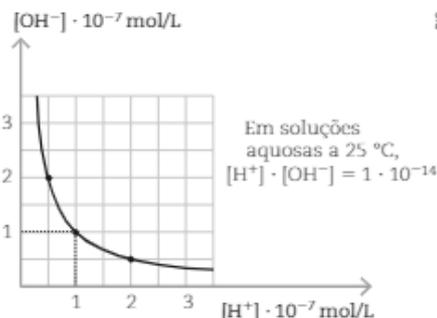
Na expressão acima, K_w corresponde à **constante de ionização da água**, cujo valor pode ser calculado, a 25 °C, pois já conhecemos os valores de $[\text{H}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ a essa temperatura.

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$K_w = (10^{-7}) (10^{-7})$$

$$K_w = 10^{-14}$$

- O produto iônico da água (K_w) sempre apresenta um valor constante a dada temperatura, tanto em água pura como em soluções. Mesmo em soluções nas quais as concentrações em mol/L de H^+ e OH^- não são iguais entre si, o seu produto deverá permanecer constante. Se conhecemos a concentração em mol/L de H^+ de uma solução aquosa qualquer, podemos determinar a concentração em mol/L de OH^- .
- Como podemos perceber pelo gráfico, à medida que ocorre aumento de $[\text{H}^+]$, ocorre diminuição de $[\text{OH}^-]$.

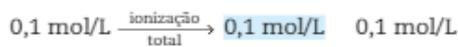
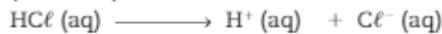


- A variação de K_w , que só ocorre em função da temperatura, é apresentada na seguinte tabela:

VARIACÃO DE K_w	
T (°C)	K_w
10	$0,29 \cdot 10^{-14}$
20	$0,68 \cdot 10^{-14}$
25	$1,00 \cdot 10^{-14}$
30	$1,47 \cdot 10^{-14}$
40	$2,92 \cdot 10^{-14}$
60	$9,40 \cdot 10^{-14}$

Vamos analisar duas soluções e relacioná-las com K_w a 25 °C.

- Solução 0,1 mol/L de HCl, considerando que o ácido esteja totalmente ionizado ($\alpha = 100\%$).



Logo: $[\text{H}^+] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Como: $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$

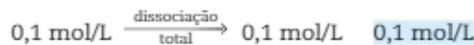
$$10^{-14} = 0,1 \cdot [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{0,1}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-13} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Nessa solução: $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, o que evidencia que ela é **ácida**.

- Solução 0,1 mol/L de NaOH, considerando que a base esteja totalmente dissociada ($\alpha = 100\%$).



Logo: $[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Como: $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$

$$10^{-14} = [\text{H}^+] \cdot 0,1$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{0,1}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-13} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Nessa solução: $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$, o que evidencia que ela é **básica** (alcalina).



As flores das hortênsias podem ser azuis ou rosadas, dependendo das características do solo em que são cultivadas. Em solo ácido, as suas flores são azuis; em solo básico (alcalino), são rosadas.

Dependendo das concentrações em mol/L de H^+ e OH^- , temos:

Solução neutra	$[H^+] = [OH^-]$
Solução ácida	$[H^+] > [OH^-]$
Solução básica	$[H^+] < [OH^-]$

No entanto, como essas concentrações normalmente são indicadas por números de base decimal com expoente negativo (por exemplo: 10^{-3} , 10^{-7} , 10^{-14}), trabalhar com esses números pode acarretar dificuldades matemáticas, fazendo com que um conceito simples de acidez ou basicidade pareça muito complicado.

Em 1909, Soren Sorensen (1868-1939), bioquímico dinamarquês, propôs uma nova notação, mais conveniente para trabalhar com as concentrações hidrogeniônicas $[H^+]$.

Nessa notação, utilizada até hoje e conhecida como **escala de pH** (potencial hidrogeniônico), as concentrações de $[H^+]$ são expressas em cologarítmos na base 10.

Assim, o pH é definido como sendo o cologarítmo da concentração em mol/L de H^+ .

$$pH = \text{colog}_{10} [H^+] \text{ ou } pH = -\log [H^+] \text{ ou } pH = \log \frac{1}{[H^+]}$$

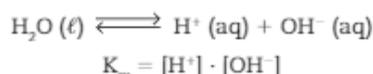
De maneira semelhante, podemos determinar o **pOH (potencial hidroxiliônico)** de uma solução.

$$pOH = \text{colog}_{10} [OH^-] \text{ ou } pOH = -\log [OH^-]$$

$$\text{ou } pOH = \log \frac{1}{[OH^-]}$$

Veja no exemplo 2 como calcular o pOH de uma solução conhecendo a sua concentração hidroxiliônica $[OH^-]$.

Se aplicarmos essa escala ao equilíbrio iônico da água, teremos:



Aplicando log:

$$\log K_w = \log [H^+] + \log [OH^-]$$

Multiplicando por (-1):

$$(-\log K_w) = (-\log [H^+]) + (-\log [OH^-])$$

$$pK_w = pH + pOH$$

A 25 °C, a constante de ionização da água (K_w) vale 10^{-14} . Assim:

$$pH + pOH = 14$$

Na água e nas soluções neutras, a 25 °C, temos:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$pH = pOH = 7$$

Logo, soluções neutras apresentam $pH = 7$.

Soren Petersen Lauritz Sorensen

Soren Sorensen começou a estudar Medicina na Universidade de Copenhague, transferindo-se depois para a Química, em que se doutorou em 1881. Realizou diversas experiências em Bioquímica relacionadas a aminoácidos, proteínas e enzimas. A percepção da importância da concentração hidrogeniônica nas reações enzimáticas despertou seu interesse em desenvolver um novo tratamento matemático, levando-o à descoberta da medição do pH (*pondus hydrogenii* = potencial do hidrogênio).



Sorensen nasceu em Havrebjerg e morreu em Copenhague (Dinamarca).

O nome **potencial hidrogeniônico** foi usado por Sorensen para indicar que as $[H^+]$ são expressas em **potências** de 10.

Fonte: HILL, John W.; PETRUCCI, Ralph. *General Chemistry*. 4. ed. New Jersey: Prentice Hall, 2005. p. 627.

Genericamente, usa-se em Química o termo **p**, para indicar o $-\log_{10}$ de várias grandezas, como:

$$pH = -\log [H^+]$$

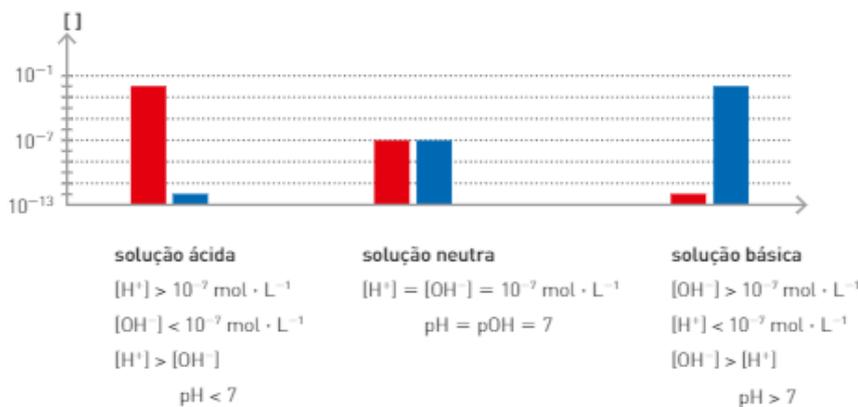
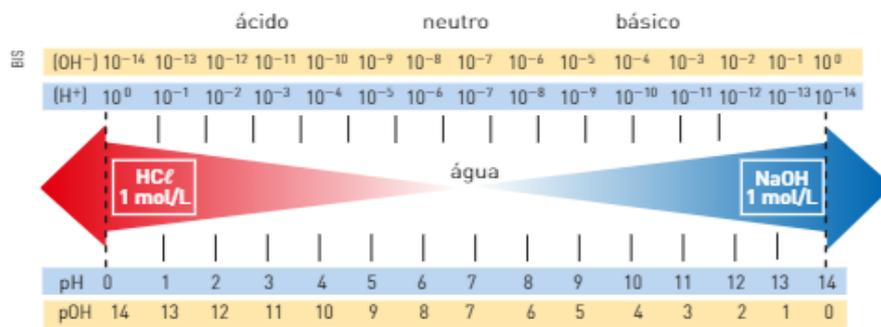
$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pK_w = -\log K_w$$

A tabela ao lado apresenta o pH de materiais comuns do dia a dia.

A escala de pH apresenta normalmente valores que variam de 0 a 14. O esquema a seguir mostra uma relação entre os valores de pH e as concentrações de H^+ e OH^- em água, a 25 °C.



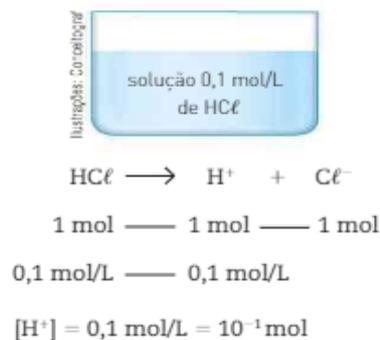
Material	pH
Água do mar	8,5
Água potável	7,2
Água pura	7,0
Alvejantes	12,0
Banana	4,5 a 4,7
Batata	5,8
Bebidas gaseificadas	3,0
Bite	8,0
Café	5,0
Clara de ovo	7,0 a 8,0
Detergente	8,0 a 9,0
Leite	6,4
Leite de magnésia	10,5
Pão	5,5
Saliva	6,5 a 7,5
Sangue	7,4
Suco de laranja	3,5
Suco de limão	2,0
Suco gástrico	1,6
Tomate	4,0
Urina	6,0
Vinagre	2,8

Determinação de $[H^+]$ e $[OH^-]$ nas soluções

Soluções ácidas

Nesse tipo de solução, o íon predominante característico é o H^+ . Devemos, portanto, conhecer a sua concentração em mol/L para determinar, em seguida, o pH da solução.

Veja, a seguir, um exemplo no qual o grau de ionização é 100% (ácido totalmente ionizado).



Indicadores e pH

Uma maneira muito comum, mas menos precisa, de determinar o pH de uma solução é pelo uso de **indicadores**, substâncias que mudam de cor em função da $[H^+]$ e da $[OH^-]$, ou seja, de acordo com o pH.

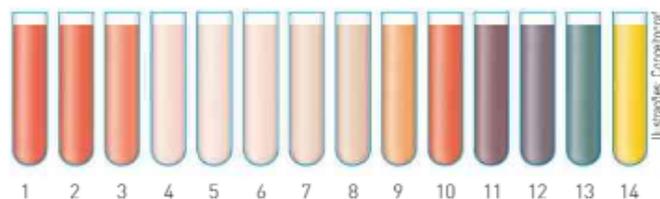
Existem vários indicadores ácido-base; muitos deles são naturais, por exemplo, o suco de repolho-roxo, que, em uma solução neutra, apresenta coloração roxa. No entanto, quando o pH muda, a sua coloração pode variar do vermelho ao amarelo-claro. Outros indicadores naturais são a amora, a jabuticaba e o jambolão.



As soluções presentes na fotografia (da esquerda para a direita) apresentam pHs respectivamente próximos de 1, 4, 7, 10 e 13.



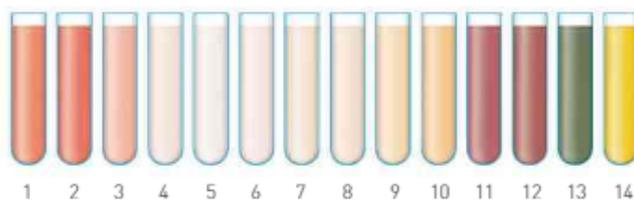
Amora.



Escala de cores para diferentes pHs, obtida com o extrato de amora.



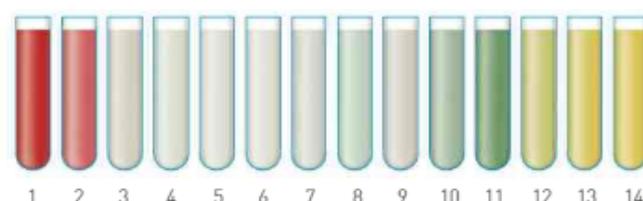
Jabuticaba.



Escala de cores para diferentes pHs, obtida com o extrato de jabuticaba.



Jambolão.

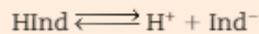


Escala de cores para diferentes pHs, obtida com o extrato de jambolão.

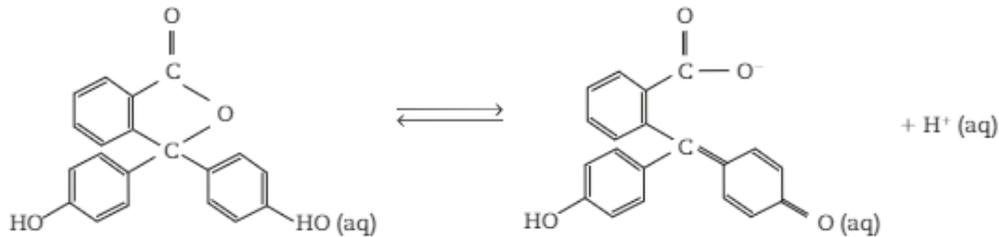
Imagens fora de proporção entre si.

Os indicadores mais comumente empregados em laboratório são sintéticos, como a fenolftaleína, que, como todos eles, quando dissolvida em água, se ioniza e origina íons, estabelecendo um equilíbrio. O indicador e a sua forma ionizada apresentam cores diferentes.

Genericamente, o comportamento de um indicador pode ser representado por:



Quando o indicador não está ionizado (HInd), ele apresenta uma coloração característica de cada indicador; quando ele está ionizado (Ind⁻), apresenta uma nova coloração. Vamos considerar, por exemplo, a fenolftaleína, que em solução aquosa estabelece o seguinte equilíbrio:



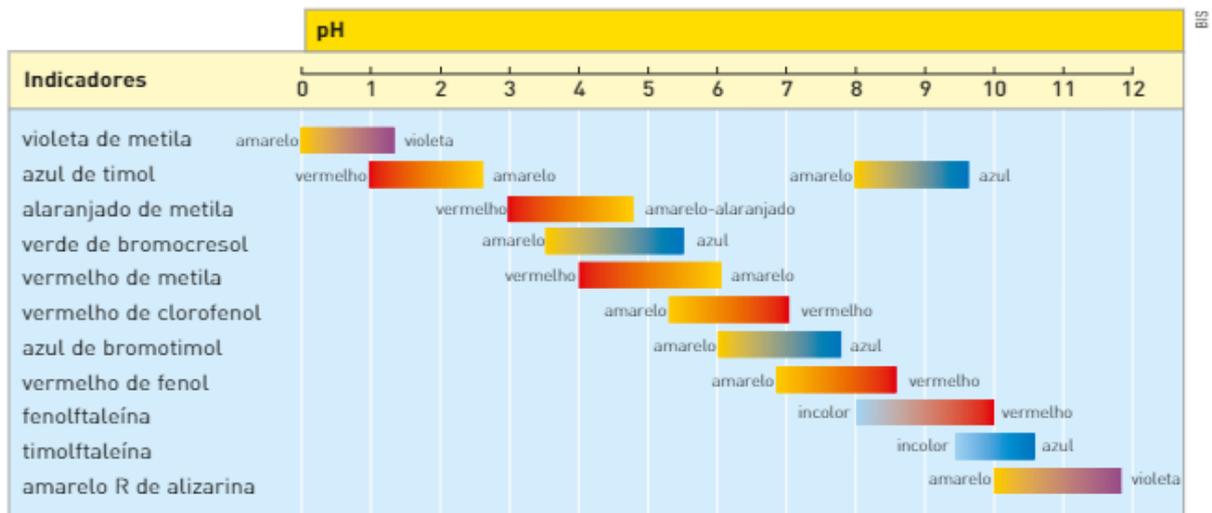
Quando no equilíbrio predomina a forma não ionizada, a solução é incolor, ao passo que, se predominar a forma ionizada, a solução tem cor rósea.

Se a esse equilíbrio adicionamos:

- **um ácido**, o aumento da concentração de H⁺ desloca o equilíbrio para a esquerda, e a solução torna-se incolor.
- **uma base**, os íons OH⁻ retiram H⁺ do equilíbrio, que se desloca para a direita, e a solução torna-se vermelha.

A mudança de cor ocorre em determinados intervalos de pH, denominados **faixa** ou **intervalo de viragem**. Quando o valor do pH é inferior ao intervalo de viragem, temos uma cor; quando o valor é superior ao intervalo, temos outra cor; na faixa de viragem, temos uma cor intermediária às duas cores.

O quadro a seguir mostra alguns indicadores com os valores numéricos das suas faixas de viragem.



LEMAY JR., H. E. et alii. *Chemistry Connections to our Changing World*. Upper Saddle River: Prentice Hall, 1996. p. 632.

Existem indicadores que apresentam cores diferentes para cada valor de pH. Estes são denominados indicadores universais.

Atividade prática

Preparando um indicador a partir da amora

Através da utilização dos indicadores naturais mencionados, como o suco de repolho-roxo, o suco de amora ou suco de jabuticaba, podemos verificar a acidez e a basicidade de alguns produtos.

Objetivo

Preparar indicadores e medir a acidez e a basicidade de produtos caseiros sem precisar de um laboratório químico convencional.

Material necessário:

- Uma xícara de amoras maduras
- Uma vasilha para macerar
- Água
- Coador de pano ou papel filtro
- Copos ou tubos de ensaio

Seja SEMPRE as orientações do(a) professor(a) ou técnico(a) de laboratório.

Procedimento

Macere (amasse as amoras). Adicione água e deixe em repouso por 10 minutos, agitando de vez em quando.

Filtre a mistura, utilizando o coador de pano ou o papel filtro. Ao final, divida o filtrado obtido em vários copos ou tubos de ensaio.

Observe a cor do filtrado e compare com as da ilustração que apresenta uma escala de cores do suco de amora para diferentes pH (página 189).

Discussão

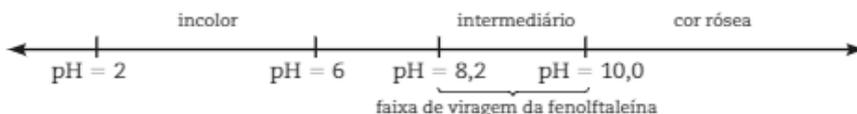
Agora explore qual deve ser o caráter (ácido, básico ou neutro) de produtos encontrados em sua casa como, por exemplo, a soda limonada, vinagre branco, leite, leite de magnésia e fermento em pó. Adicione pequenas quantidades desses produtos em cada um dos copos previamente separados com o suco de amora. Observe as cores que cada solução assume, anote e compare as cores das misturas obtidas com as da figura da página 189.

Repita o experimento utilizando suco de repolho roxo, beterraba, jabuticaba no lugar do suco de amora e compare seus resultados com o de seus colegas.

Escolha do indicador

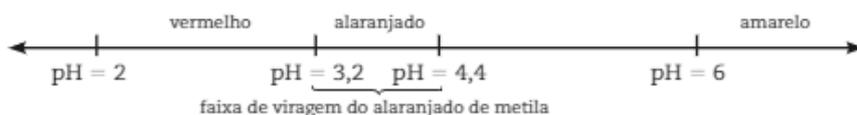
O uso de um indicador em particular depende de sua faixa de viragem. Supondo que temos duas soluções, x e y, uma delas com $\text{pH} = 2$ e a outra com $\text{pH} = 6$, e que dispomos dos indicadores fenolftaleína e alaranjado de metila para identificá-las, qual indicador devemos usar?

Quando gotejamos fenolftaleína nas duas soluções, não ocorre nenhuma mudança de cor, pois a sua faixa de viragem corresponde a um pH superior ao das duas soluções.



Nesse caso, a fenolftaleína não é o indicador apropriado.

Quando gotejamos alaranjado de metila nas soluções, ocorrem alterações de cor. Observe o esquema.



Em laboratórios, a maneira mais precisa de se determinar o pH de uma solução é por meio da utilização de um aparelho elétrico denominado **pHmetro**.



O pHmetro digital indica que o pH da amostra de refrigerante é 3,16. Todas as bebidas gaseificadas apresentam $\text{pH} < 7$.

Como a faixa de viragem do alaranjado de metila se encontra entre 3,2 e 4,4, a solução com pH = 2 adquire uma coloração vermelha, e a solução de pH = 6 torna-se amarela.

Portanto, entre esses dois indicadores, o mais apropriado para identificar as soluções x e y é o alaranjado de metila.

CONEXÃO Saúde

Alterações no pH do sangue

Nas células do corpo humano, o CO_2 é continuamente produzido como um produto terminal do metabolismo. Parte desse CO_2 se dissolve no sangue, estabelecendo o equilíbrio:



Esse é um exemplo dos diversos equilíbrios que mantêm o pH do nosso sangue entre 7,3 e 7,5. A gasometria é o exame que avalia o pH do sangue.

Quando a respiração é deficiente, essa hipoventilação acarreta o aumento da concentração de CO_2 no sangue, o que provoca o deslocamento do equilíbrio para a direita, aumentando a concentração de H^+ e diminuindo o pH sanguíneo. Essa situação é denominada **acidose**.

Alguns sintomas: falta de ar, diminuição ou supressão da respiração, desorientação com possibilidade de coma.

Algumas causas: ingestão de drogas, enfisema, pneumonia, bronquite, asma, alterações no sistema nervoso central, **overdose** de medicamento à base de ácido acetilsalicílico.

Uma crise de ansiedade pode levar uma pessoa a respirar muito rapidamente. Essa hiperventilação acarreta a perda de uma quantidade maior de CO_2 pelos pulmões, o que provoca o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, diminuindo a concentração de H^+ e aumentando o pH do sangue. Essa situação é denominada **alcalose**.

Alguns sintomas: respiração ofegante, entorpecimento, rigidez muscular, convulsões.

Algumas causas: ingestão de drogas, cirrose, exercícios físicos excessivos, doenças pulmonares.

Fontes das informações: <<http://www.ufrgs.br>>; <<http://www.uff.br>>; <<http://www.medicina.ufmg.br>>; <<http://revistas.pucsp.br>>. Acessos em: 2 abr. 2013.

Um dos fatores que podem levar a um quadro de alcalose são as crises de ansiedade. É importante saber que a ansiedade é uma reação natural diante de situações que provoquem medo, dúvida ou expectativa. Um exemplo é a expectativa que antecede uma prova, ou a realização de um procedimento cirúrgico. Há condições, porém, em que essa ansiedade assume níveis desproporcionais aos acontecimentos que a geraram, levando ao sofrimento. Nesse caso, é importante buscar ajuda de um profissional qualificado.



Peter Dambely/Protophotos/ChicoGatti/Imagens

Um procedimento médico bastante comum é fazer com que o paciente em crise de ansiedade respire seu próprio ar. Desse modo, o ar inspirado apresenta maior concentração de CO_2 .

Refleta

REGISTRE
NO CADERNO

1. Qual a substância oxidada pelo gás oxigênio durante a respiração celular, e que produz o CO_2 ? Escreva a reação de oxidação dessa substância.
2. O aumento de ânions bicarbonato no sangue deslocará o equilíbrio, conforme mencionado no texto, para a esquerda ou para direita? Isso acarretará uma alcalose ou uma acidose?

ATIVIDADES



24. Sabendo que a 25 °C o $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$ apresenta o valor 10^{-14} em cada um dos produtos a seguir, indique a concentração em mol/L do íon (H^+ ou OH^-) não mencionado e dê o caráter do meio.

- Refrigerante: $[H^+] = 10^{-3}$ mol/L.
- Café: $[H^+] = 10^{-5}$ mol/L.
- Solução de hidróxido de magnésio: $[OH^-] = 10^{-4}$ mol/L.

25. Calcule o pH de cada um dos produtos do exercício 24.

Considere as informações ao lado e responda às questões de 26 a 28.

25 °C $K_w = 10^{-14}$ |-----|-----|
pH = 0 pH = 7 pH = 14

26. Indique a concentração de H^+ e de OH^- para uma solução neutra na temperatura T .

T (temperatura) $K_w = 10^{-13}$ |-----|-----|
pH = 0 pH = 6,5 pH = 13

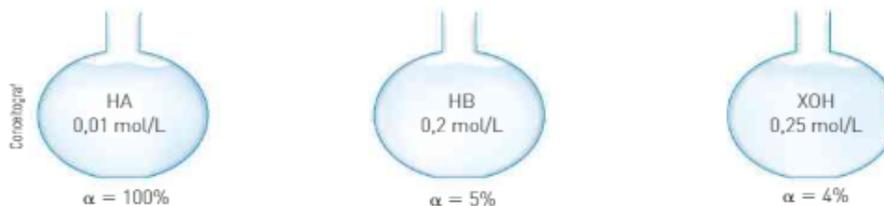
27. Uma solução que apresenta pH = 7 na temperatura T é ácida, básica ou neutra?

28. Na temperatura T , qual é o valor da soma do pH com o pOH?

29. No quadro abaixo, faça a associação correta entre os itens da coluna à esquerda e os da coluna à direita:

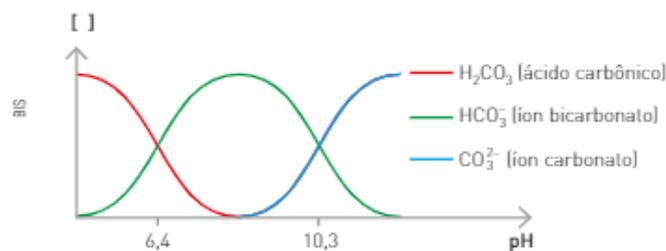
(I) limpa-forno	(A) pH = 7
(II) suco gástrico	(B) pH = 12,7
(III) amoníaco	(C) pH = 3
(IV) vinagre	(D) pH = 10
(V) salmoura	(E) pH = 1,8

30. Determine o pH das três soluções representadas abaixo.



A respeito do gráfico a seguir, responda às questões de 31 a 35.

O gráfico abaixo mostra as concentrações em mol/L das espécies químicas presentes em solução aquosa em função do pH.



- Indique a espécie que predomina em pH = 5.
- Indique a espécie que predomina em pH = 8.
- Indique a espécie que predomina em pH = 11.
- Indique o pH em que $[HCO_3^-] = [CO_3^{2-}]$.
- Indique o pH em que $[H_2CO_3] = [HCO_3^-]$.

3. HIDRÓLISE SALINA

Em laboratório, quando desejamos preparar uma solução aquosa ácida ($\text{pH} < 7$), podemos partir de um ácido ou de um óxido ácido.

Da mesma maneira, quando queremos produzir uma solução básica ($\text{pH} > 7$), podemos partir de uma base ou de um óxido básico.

Outra maneira de obtermos soluções ácidas ou básicas é a partir dos sais. Quando um sal se dissolve em água, ele se dissocia totalmente para produzir cátions e ânions, que podem reagir com a água através de um processo denominado **hidrólise salina**.

Segundo Brønsted-Lowry, os íons podem atuar como ácidos ou bases ao reagirem com a água doando ou recebendo próton. Assim, é possível preparar soluções ácidas e básicas por meio da dissolução de sais.

Ânions e sua reatividade com a água

Em geral, um ânion A^- em solução pode ser considerado uma base conjugada de um ácido. Por exemplo:



ácido
clorídrico
($\alpha = 100\%$)

base conjugada (cloreto)



ácido
acético

base conjugada (acetato)

A reação do ânion com a água para produzir OH^- depende da força da base conjugada. Se a base conjugada for fraca esta apresenta uma tendência muito pequena de produzir OH^- e não irá afetar o pH da solução.

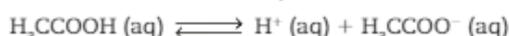


ácido
forte

base conjugada fraca

A presença de Cl^- em uma solução aquosa não produz OH^- e o pH da solução não é afetado.

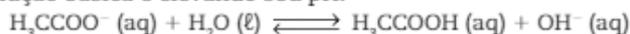
No caso do ácido acético, temos.



ácido fraco

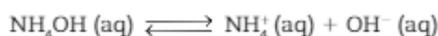
base conjugada forte

O íon acetato (H_3CCOO^-) que é uma base conjugada forte apresenta uma grande tendência de reagir com a água originando um ácido fraco e íons OH^- , tornando a solução básica e elevando seu pH.



Cátions e sua reatividade com a água

Em geral, um cátion C^+ em solução pode ser considerado um ácido conjugado de uma base. Por exemplo:



base fraca

ácido conjugado forte

O íon amônio que é um ácido conjugado forte e apresenta uma grande tendência de reagir com a água originando uma base fraca e íons H^+ , tornando a solução ácida e diminuindo seu pH.



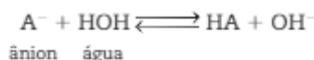
Assim, podemos generalizar.

A reação de hidrólise de um cátion genérico (X^+) com a água pode ser representada pela equação a seguir:



Note que ocorreu a formação de íons H^+ , o que caracteriza as soluções **ácidas**.

A reação de hidrólise de um ânion genérico (A^-) com a água pode ser representada pela equação a seguir:



Note que ocorreu a formação de OH^- , o que caracteriza as soluções **básicas**.

O pH da solução obtida pela dissolução do sal depende das concentrações em mol/L de H^+ e OH^- presentes na solução, as quais irão determinar se o pH será maior, menor ou igual a 7.

Vejam os casos de hidrólise salina.

Hidrólise de um sal de ácido forte e base fraca



O sal $\text{NH}_4^+\text{NO}_3^-$ é proveniente de $\left\{ \begin{array}{l} \text{HNO}_3 = \text{ácido forte} \\ \text{NH}_4\text{OH} = \text{base fraca} \end{array} \right.$

Nesse caso ocorre hidrólise do cátion (NH_4^+)



A presença do íon H^+ justifica a acidez da solução ($\text{pH} < 7$).

Outro exemplo, utilizado no tratamento de água, na etapa de floculação, é a hidrólise do cátion Al^{3+} que pode ser representada pela equação:



Note que a hidrólise foi do cátion, ou seja, do íon proveniente da base fraca.

Hidrólise de um sal de ácido fraco e base forte



O sal K^+CN^- é proveniente de $\left\{ \begin{array}{l} \text{KOH} = \text{base forte} \\ \text{HCN} = \text{ácido fraco} \end{array} \right.$

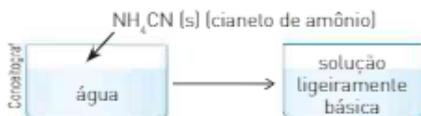
Nesse caso ocorre hidrólise do ânion (CN^-)



A presença do íon OH^- justifica a basicidade da solução ($\text{pH} > 7$).

Note que a hidrólise foi do ânion, ou seja, do íon proveniente do ácido fraco.

Hidrólise de um sal de ácido fraco e base fraca



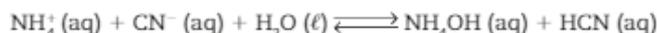
Veja o que ocorreu na preparação dessa solução:



Sal proveniente de:

- NH_4OH } são ambos fracos e encontram-se praticamente não ionizados
- HCN } (pouco ionizados).

Assim, a reação pode ser representada por:



No entanto, comparando as constantes de ionização do ácido (K_a) e da base (K_b), temos:

$$\text{HCN: } K_a = 4,9 \cdot 10^{-10} \quad \text{NH}_4\text{OH: } K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Como o K_b é maior que o K_a , podemos concluir que a base está mais ionizada do que o ácido; logo, a concentração de íons OH^- é maior, o que atribui a essa solução certo caráter básico.

Assim, soluções aquosas desse tipo de sal originam soluções ligeiramente ácidas ou básicas, dependendo do K_a e do K_b :

$$K_a > K_b \Rightarrow \text{solução ligeiramente ácida (pH} < 7)$$

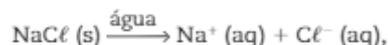
$$K_a < K_b \Rightarrow \text{solução ligeiramente básica (pH} > 7)$$

Note que os dois íons sofrem hidrólise, pois são provenientes de um ácido fraco e de uma base fraca.

Solução de sal de ácido forte e base forte



Quando dissolvemos $\text{NaCl}(\text{s})$ em água, ocorre a dissociação de seus íons:



sendo que nem os íons Na^+ nem os íons Cl^- sofrem hidrólise.

Note que, nesse caso, não ocorre hidrólise, pois tanto o cátion como o ânion são provenientes de base e ácido fortes. Como as concentrações de H^+ e OH^- são iguais entre si e iguais às da água, a solução é neutra (pH = 7).

CONEXÃO Agricultura

Hidrólise salina e solo

O pH do solo depende da sua composição. Terrenos pantanosos têm pH por volta de 3,5, devido à presença de grande quantidade de ácidos provenientes do húmus.

Terrenos sedimentares, formados por sílica (SiO_2), devido à formação em pequena quantidade de ácido silícico (H_4SiO_4), apresentam pH próximo de 6,0. Terrenos de origem vulcânica, ricos em silicatos de cálcio e de magnésio, devido à sua hidrólise, apresentam pH superior a 7.



Regiões de solo calcário (carbonatos de cálcio, magnésio etc.) apresentam pH muito maior, por volta de 9.



A casca de ovo é composta de CaCO_3 , que aumenta o pH do solo ácido.

Para corrigir a acidez dos solos, podemos adicionar CaO:



A adição de CaO é mais eficiente, porém, requer mais cuidado no seu manuseio e é mais caro. Por esses motivos, é utilizado o carbonato de cálcio, que produz efeito semelhante por sua hidrólise.

Cada tipo de planta cresce melhor em solos que possuem uma faixa específica de pH; fora dessa faixa, elas não se desenvolvem bem nem produzem a quantidade esperada de flores e frutos.

A tabela a seguir apresenta exemplos de faixa de "pH ótimo" para algumas plantas:

maçã: 5,0-6,5	ervilha: 6,0-7,5
morango: 5,0-6,5	rosa: 6,0-8,0
tomate: 5,5-7,5	feijão: 6,0-7,5

Assim, caso o pH do solo não se encontre adequado à planta cultivada, podemos alterá-lo e melhorar a colheita. Toda e qualquer alteração ou "correção" do solo, entretanto, deve ser feita sob orientação técnica por parte de um agrônomo, pois o manejo inadequado do solo usado para cultivo pode levar a desequilíbrios ambientais que venham a afetar a vegetação nativa.

Refleta



- Qual das culturas mencionadas no texto poderá ser mais favorecida pela adição de carbonato de cálcio no solo?
- É importante saber que, ainda que seu solo não possua condições ideais para cultivo, muitos ecossistemas têm suas espécies nativas adaptadas a suas condições específicas.

A elevada riqueza de espécies vegetais no bioma Cerrado é um fator que reforça a opinião de que os solos deste ecossistema não são pobres em nutrientes em relação às necessidades das plantas nativas. Atualmente, estão descritas e catalogadas mais de 12300 espécies nativas de plantas (...) e a porcentagem de espécies endêmicas (que não ocorrem em outros lugares) chega a 44% (...). Estes fatores contribuíram para que o bioma Cerrado fosse incluído entre os 34 ecossistemas prioritários para a conservação no planeta Terra (...).

Fonte: <<http://envolverde.com.br/ambiente/ciencia/qualidade-nutricional-dos-solos-do-cerrado-um-outro-ponto-de-vista/>>. Acesso em: 2 abr. 2013.

Pesquise mais informações sobre esse ecossistema brasileiro e como vem sendo feito o manejo de seu solo. Você pode visitar a página da Embrapa Cerrados: <<http://www.cpac.embrapa.br/#>>.

ATIVIDADES



Com base nos ácidos e nas bases listados no quadro abaixo, responda às questões 36 e 37.

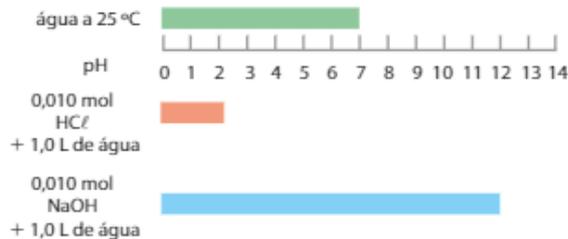
	Fortes	Fracos
Ácidos	HCl, HNO ₃ , H ₂ SO ₄	H ₂ CO ₃ , H ₃ CCOOH
Bases	NaOH, KOH, Ca(OH) ₂	NH ₄ OH, AgOH, Al(OH) ₃ , Mg(OH) ₂

36. Escreva a fórmula de cada um dos seguintes sais e indique se suas soluções aquosas apresentam pH igual, maior ou menor do que 7.
- | | | |
|-----------------------|-------------------------|-----------------------------|
| a) Cloreto de amônio. | c) Nitrato de potássio. | e) Bicarbonato de potássio. |
| b) Cloreto de sódio. | d) Nitrato de prata. | f) Acetato de cálcio. |
37. Equacione a hidrólise dos sais abaixo.
- | | | |
|----------------------|----------------------|-------------------------|
| a) Acetato de sódio. | b) Nitrato de prata. | c) Sulfato de alumínio. |
|----------------------|----------------------|-------------------------|

Solução-tampão

A adição de pequenas quantidades de ácido ou base à água pode provocar grandes variações de pH.

Veja as variações que ocorrem quando adicionamos separadamente, a 1,0 L de água a 25 °C, 0,010 mol de HCl e 0,010 mol de NaOH:



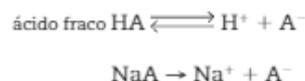
Existem soluções cujo pH não varia bruscamente com a adição de pequenas quantidades de ácido ou de base. Essas soluções são conhecidas por soluções-tampão.

Veja as variações de pH que ocorrem quando adicionamos separadamente, a 1,0 L de solução-tampão que apresenta pH = 4,6 a 25 °C, 0,010 mol de HCl e 0,010 mol de NaOH.

Esse tipo de solução é formado por duas substâncias:

- ácido fraco e um sal desse ácido (tampão-ácido);
- base fraca e um sal dessa base (tampão-básico).

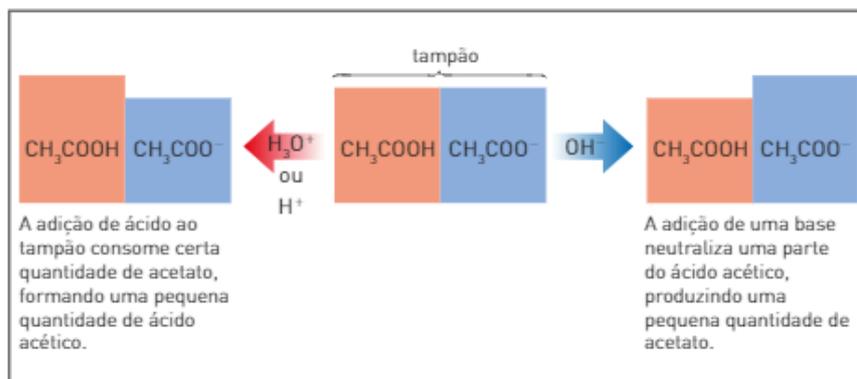
Para entender como funciona uma solução-tampão, vamos estudar uma solução genérica formada por um ácido fraco (HA) e por um sal desse ácido (NaA), que podemos representar assim:

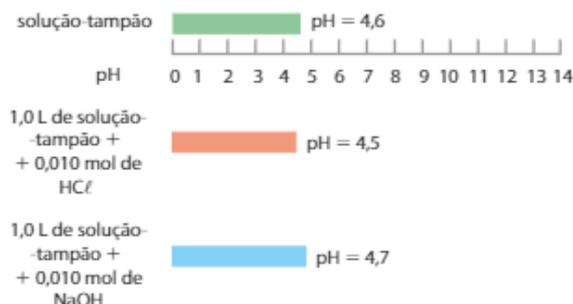


Se a ela **adicionarmos uma base**, estaremos introduzindo OH^- . Esse OH^- vai consumir o H^+ do equilíbrio, fazendo com que o ácido não ionizado se ionize, repondo o H^+ consumido e evitando grandes variações de pH.

Se a ela **adicionarmos um ácido**, estaremos introduzindo H^+ . Esse H^+ vai consumir A^- que provém principalmente do sal, originando o ácido não ionizado e evitando grandes variações de pH.

Um exemplo típico de solução-tampão que contém o ácido acético (H_3CCOOH) é o sal acetato de sódio ($\text{H}_3\text{CCOO}^- \text{Na}^+$). Esse tampão é formado por concentrações iguais de ácido acético e sua base conjugada, o íon acetato, proveniente do sal.





O pH de uma solução-tampão se mantém praticamente constante quando as quantidades de ácido ou base adicionadas forem menores que as concentrações dos componentes do tampão.

Em muitas soluções, inclusive nas presentes em nosso corpo, o pH deve ser mantido em determinada faixa de valores. Por exemplo: o nosso sangue deve apresentar pH entre 7,3 e 7,5.

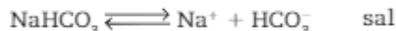
Se o pH sanguíneo variar acima ou abaixo dessa faixa, essa variação, mesmo sendo pequena, poderá causar sérios distúrbios ao organismo ou até mesmo levá-lo à morte.

O nosso sangue apresenta três soluções-tampão:

- 1) $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$;
- 2) $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$;
- 3) algumas proteínas.

Vamos estudar um dos tampões encontrados no sangue, formado por ácido carbônico (H_2CO_3) e bicarbonato de sódio (NaHCO_3).

A ação do tampão está relacionada aos equilíbrios existentes na solução. Observe:



Nessa solução, temos, simultaneamente, alta concentração de H_2CO_3 , e HCO_3^- proveniente da dissociação do sal.

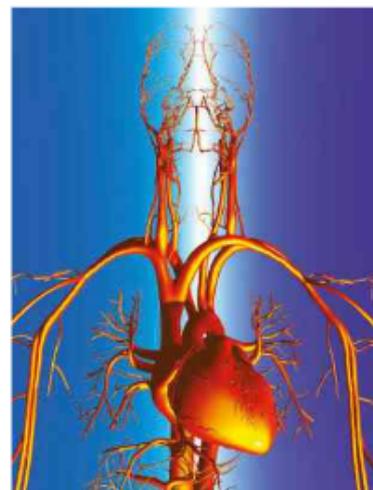
Vamos ver como a solução-tampão consegue controlar o pH quando ela sofre a adição de pequenas quantidades de ácido ou de base.

- a) **Adição de ácido:** suponha que certa quantidade de íons H^+ tenha sido introduzida no sangue. Esses íons vão se combinar com o ânion HCO_3^- proveniente do ácido e, principalmente, do sal, originando ácido carbônico (H_2CO_3) não ionizado.
- b) **Adição de base:** suponha agora que certa quantidade de íons OH^- tenha sido introduzida no sangue. Esses íons vão retirar H^+ do equilíbrio do ácido (H_2CO_3), fazendo com que esse ácido se ionize e produza quantidade de H^+ suficiente para neutralizar o OH^- introduzido.

Em nenhum dos casos ocorre variação significativa de pH.

Diferentes soluções-tampão atuam em diferentes valores de pH. Para calcular o pH desses tampões, a concentração do ânion do sal ou a concentração do ácido, usamos a equação de Henderson-Hasselbach:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{ânion do sal}]}{[\text{ácido}]}$$



O sangue transportado pelo sistema circulatório é mantido com pH de 7,4 pela ação de soluções-tampão. Imagem fora de escala e em cores fantasia.

Para a solução-tampão estudada no texto, teríamos:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

O pH de uma solução-tampão é controlado, primeiramente, pela força do ácido (K_a) e, num segundo momento, pelas quantidades relativas do ânion proveniente do sal e do ácido. Essa equação é válida quando a relação [ânion do sal]/[ácido] for maior que 0,1 e menor que 10.

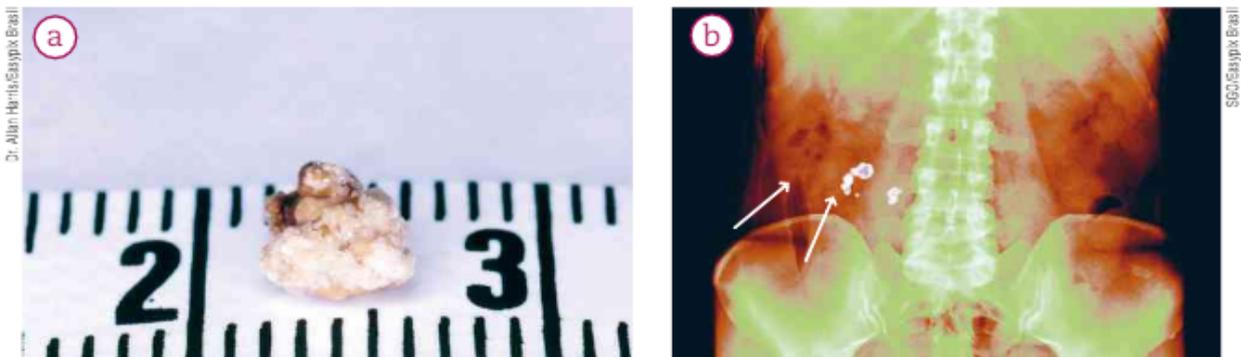
Para tampões formados por uma base fraca e um sal dessa base, o cálculo do pH da solução-tampão pode ser obtido pela expressão:

$$\text{pH} = \text{pK}_w - \text{pK}_a - \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]}$$

4. CONSTANTE DO PRODUTO DE SOLUBILIDADE (K_s)

Muitos processos naturais dependem da precipitação e da dissolução de sais pouco solúveis. Os rins, por exemplo, excretam continuamente substâncias pouco solúveis, tais como fosfato de cálcio e oxalato de cálcio. Quando a urina se torna saturada por essas substâncias, elas se cristalizam, originando os cálculos renais. O tempo médio para a formação de um cálculo renal é de dois a três anos.

Os urologistas recomendam às pessoas propensas a apresentar cálculos renais a ingestão diária mínima de oito copos de água, para evitar a saturação da urina.



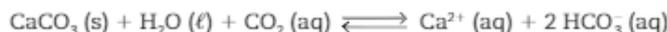
Na urina existem vários compostos dissolvidos em um equilíbrio que pode ser deslocado no sentido da formação de um precipitado ou da solubilização. Alguns fatores, como infecções, distúrbios metabólicos, baixa quantidade de água na urina, favorecem a precipitação e a consequente formação de cristais, por exemplo, o oxalato de cálcio, originando os chamados cálculos, como o mostrado na fotografia a e os indicados por setas na fotografia b (colorida artificialmente). Imagens fora de proporção entre si.

Outro processo natural relacionado com a precipitação de sais pouco solúveis é a formação de cavernas com estalactites e estalagmites, em regiões calcárias.

O calcário foi formado há milhões de anos a partir de depósitos de conchas no fundo do mar, que foram compactados e deslocados pelos movimentos da crosta terrestre.

O calcário é constituído principalmente por um sal pouco solúvel, o carbonato de cálcio (CaCO_3), cujo produto de solubilidade é pequeno: $3,8 \cdot 10^{-9}$. Esse sal, porém, é bastante solúvel em soluções ácidas.

Quando a água, contendo CO_2 e alguns ácidos provenientes da decomposição de vegetais, entra em contato com o calcário, presente no solo, ocorre a reação abaixo, que constitui um sistema reversível.



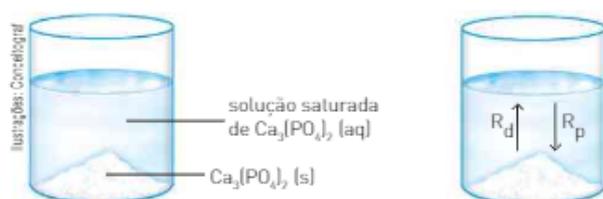
A água, contendo essas espécies em equilíbrio, se infiltra pelas fissuras do solo e goteja pelo teto das cavernas. Com a evaporação da água, o equilíbrio se desloca para a esquerda, ocorrendo a liberação do CO_2 para o ar e a precipitação do CaCO_3 , originando formações com aspecto visual característico no teto das cavernas: as estalactites.



Foto Colombini

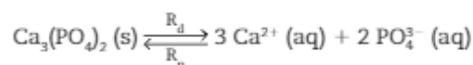
No solo da caverna, as estalagmites se formam a partir de gotas de água contendo HCO_3^- (aq) e Ca^{2+} (aq) que caem das estalactites. O deslocamento do equilíbrio para a esquerda precipita o CaCO_3 (s). Tanto as estalactites como as estalagmites aumentam seu tamanho em 1 cm a cada 300 anos. Caverna em Villedafranche-de-Conflent, França, 2011.

Produto de solubilidade



Vamos considerar um sistema contendo uma solução saturada de fosfato de cálcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, e um corpo de fundo desse mesmo sal.

Por mais que agitemos a solução, à temperatura constante, a quantidade de corpo de fundo não se altera porque está estabelecido um equilíbrio entre o corpo de fundo e os íons presentes na solução:



- R_d = rapidez de dissolução
- R_p = rapidez de precipitação

Em um equilíbrio, a rapidez de dissolução (reação direta) é igual à rapidez de precipitação (reação inversa), por isso a quantidade de corpo de fundo não se altera.

A constante desse equilíbrio heterogêneo é denominada **constante do produto de solubilidade** e é representada por K_s . Sua expressão, para a solução do exemplo, é dada por:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

Uma vez que a concentração de sólidos não consta da expressão da constante de equilíbrio, é importante observar que as concentrações das espécies relacionadas a K_s estão presentes na solução saturada e não dependem da quantidade de corpo de fundo. Assim, temos o **princípio do produto de solubilidade**:

Em qualquer solução aquosa saturada de sal ou base (composto iônico) pouco solúvel, o produto das concentrações dos íons — cada um elevado a um expoente igual a seu coeficiente na equação devidamente balanceada — é uma constante representada por PS, K_{ps} ou K_s .

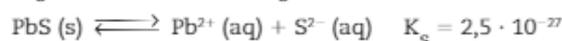
O valor numérico de K_s , como qualquer constante de equilíbrio, deve ser obtido experimentalmente e, uma vez determinado, pode ser tabelado para utilização posterior. A tabela a seguir indica os valores de K_s de algumas substâncias, a 25 °C.

CONSTANTE DO PRODUTO DE SOLUBILIDADE (K_s), A 25 °C		
Substância	Fórmula	K_s
hidróxido de alumínio	$Al(OH)_3$	$4,6 \cdot 10^{-33}$
cromato de bário	$BaCrO_4$	$1,2 \cdot 10^{-10}$
fluoreto de bário	BaF_2	$1,0 \cdot 10^{-6}$
sulfato de bário	$BaSO_4$	$1,1 \cdot 10^{-10}$
oxalato de cádmio	CdC_2O_4	$1,5 \cdot 10^{-8}$
sulfeto de cádmio	CdS	$8 \cdot 10^{-27}$
carbonato de cálcio	$CaCO_3$	$3,8 \cdot 10^{-9}$
fluoreto de cálcio	CaF_2	$3,4 \cdot 10^{-11}$
oxalato de cálcio	CaC_2O_4	$2,3 \cdot 10^{-9}$
fosfato de cálcio	$Ca_3(PO_4)_2$	$1 \cdot 10^{-28}$
sulfato de cálcio	$CaSO_4$	$2,4 \cdot 10^{-5}$
sulfeto de cobalto II	CoS	$4 \cdot 10^{-21}$
hidróxido de cobre II	$Cu(OH)_2$	$2,6 \cdot 10^{-19}$
sulfeto de cobre II	CuS	$6 \cdot 10^{-36}$
hidróxido de ferro II	$Fe(OH)_2$	$8 \cdot 10^{-16}$
sulfeto de ferro II	FeS	$6 \cdot 10^{-18}$
hidróxido de ferro III	$Fe(OH)_3$	$2,5 \cdot 10^{-39}$
arseniato de chumbo II	$Pb_3(AsO_4)_2$	$4 \cdot 10^{-36}$
cloreto de chumbo II	$PbCl_2$	$1,6 \cdot 10^{-5}$
cromato de chumbo II	$PbCrO_4$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
iodeto de chumbo II	PbI_2	$6,5 \cdot 10^{-9}$
sulfato de chumbo II	$PbSO_4$	$1,7 \cdot 10^{-8}$
sulfeto de chumbo II	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$

Fonte: EBBING, Darrell; GAMMON, Steven D. *General Chemistry*. 9. ed. New York: Houghton Mifflin Company, 2009. p. 703.

Conhecendo o valor da constante do produto de solubilidade (K_s) a uma dada temperatura, podemos determinar a solubilidade de uma substância na mesma temperatura.

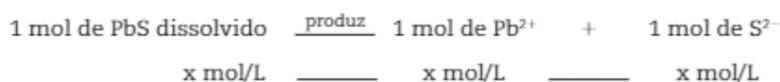
Veja, por exemplo, como determinar a solubilidade do sulfeto de chumbo II (PbS) a partir do valor de K_s presente na tabela ($K_s = 2,5 \cdot 10^{-27}$).



A expressão de K_s é:

$$K_s = [Pb^{2+}] \cdot [S^{2-}]$$

A concentração dos íons $Pb^{2+}(aq)$ e S^{2-} , no equilíbrio, corresponde à concentração de PbS dissolvido.



em que x mol/L é a solubilidade do PbS (s).

Assim, temos:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$$

$$2,5 \cdot 10^{-27} = x \cdot x$$

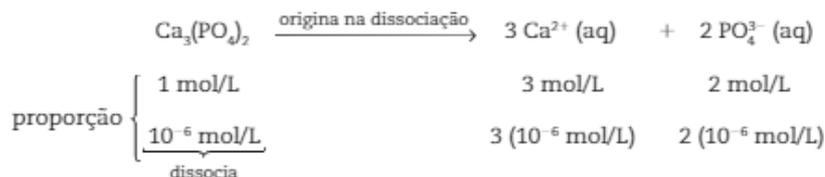
$$25 \cdot 10^{-28} = x^2$$

$$x = \sqrt{25 \cdot 10^{-28}}$$

$$x = 5 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$$

A quantidade de $5 \cdot 10^{-14}$ mol de PbS satura 1,0 L de água, ou seja, sua solubilidade é $5 \cdot 10^{-14}$ mol/L.

Conhecendo a solubilidade do sal, podemos determinar a sua K_s . Vamos considerar, por exemplo, que a solubilidade do $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, a 25 °C, vale 10^{-6} mol/L. Isso indica que, em uma solução saturada, há 10^{-6} mol do sal dissolvido para cada litro de solução. Logo:



A expressão da K_s desse sal é:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

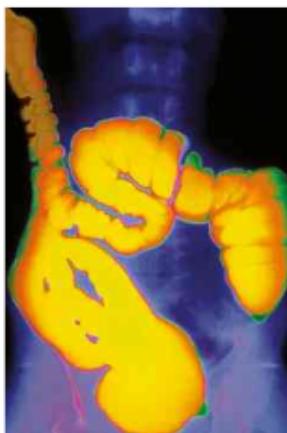
$$K_s = (3 \cdot 10^{-6})^3 \cdot (2 \cdot 10^{-6})^2$$

$$K_s = 1,08 \cdot 10^{-28}$$

ATIVIDADES



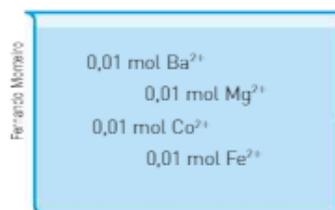
38. O sulfato de bário é utilizado como contraste em radiografias gastrintestinais (fotografia abaixo). Sabendo que a solubilidade do BaSO_4 , em certa temperatura, é $1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L, determine a sua K_s .



Radiografia com contraste do intestino grosso, que tem em média 1,5 m de comprimento.

39. Uma solução aquosa saturada de fluoreto de bário (BaF_2), a 25 °C, contém uma concentração de íons bário igual a $7,6 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Calcule o valor do produto de solubilidade do BaF_2 .

40. Observe a ilustração e a tabela abaixo.



Sal	K_s
BaCO_3	$5 \cdot 10^{-9}$
CoCO_3	$8 \cdot 10^{-13}$
MgCO_3	$4 \cdot 10^{-5}$
FeCO_3	$2 \cdot 10^{-11}$

Se adicionarmos, gota a gota, uma solução aquosa de Na_2CO_3 , qual sal precipitará primeiro? Justifique sua resposta.

41. A constante do produto de solubilidade (K_s) para o sal carbonato de chumbo II (PbCO_3) é igual a $1,6 \cdot 10^{-13}$, a 25 °C.

Calcule o volume mínimo de água, em litros, que é necessário para dissolver 2,67 g desse sal.

Dado: Massa molar $\text{PbCO}_3 = 267 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Gota = precipitação

Tanto a gota como a formação de pedras nos rins estão relacionadas a substâncias presentes em nosso organismo, cujas concentrações excedem seus produtos de solubilidade e, como consequência, se precipitam, transformando-se em depósitos sólidos.

A gota, que afeta principalmente homens após os 40 anos de idade, ocorre quando a concentração de ácido úrico no plasma sanguíneo excede 7 mg por 100 mg de plasma sanguíneo a 37 °C. Formam-se depósitos insolúveis de cristais na forma de agulhas nas cartilagens, nos tendões e nos tecidos macios, incluídos os rins, provocando dores intensas na pessoa portadora desse mal.



Mão de uma pessoa com gota, doença que causa artrite e provoca muita dor.

Elevados níveis de ácido úrico (hiperuricemia) observados quando a produção desse ácido ultrapassa a capacidade que os rins têm de eliminá-lo. Essa produção excessiva pode decorrer de uma dieta muito rica em carne vermelha, peixe, cogumelo, aspargo e feijão, alimentos que apresentam altos teores de purina. No organismo, a purina é metabolizada com a formação de ácido úrico. Bebidas alcoólicas também contribuem para a produção excessiva desse ácido.

No tratamento da gota, além da mudança de hábitos alimentares, são empregados medicamentos que bloqueiam a produção e/ou aumentam a excreção de ácido úrico.

Refleta



- Qual a classe de alimentos que pode gerar uma maior produção de ácido úrico?
 - Carboidratos
 - Gorduras
 - Proteínas
 - Vitaminas
 - Fibras
- O volume médio de sangue para uma pessoa adulta de 70 kg é 5 L. Sabe-se que a taxa normal de ácido úrico para essa pessoa é de 2,5 mg a 7 mg para cada 100 mL de plasma. Considerando que o plasma corresponda a 55% do volume sanguíneo e que a sua densidade é igual a 1 g/mL, responda:
 - Qual a massa esperada de ácido úrico em 100 mg de plasma para uma pessoa adulta que tenha hiperuricemia?
 - Qual a concentração normal esperada de ácido úrico no sangue dessa pessoa, em g/L, admitindo-se que ela se encontra com o valor máximo considerado para os padrões de normalidade?

CONEXÃO Odontologia

O pH, a solubilidade e a deterioração dos dentes

Os dentes são constituídos principalmente de um mineral conhecido por hidroxiapatita, cuja fórmula é $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$. A hidroxiapatita é insolúvel em água e parcialmente solúvel em soluções ácidas, que podem favorecer a deterioração dos dentes.

A carboidrato-proteína, mais conhecida por **mucina**, forma uma película sobre o dente denominada **biofilme (placa)**. Se essa proteína não for removida pela escovação, o crescimento do biofilme (placa) retém as partículas dos alimentos, que irão nutrir as bactérias que fermentam carboidratos, os quais produzem ácido láctico. Como a saliva não consegue dissolver a placa, a produção de ácido láctico continua. Com isso, o pH fica abaixo de 4,5 (meio ácido). Os íons H^+ do meio reagem com a hidroxiapatita, neutralizando seus íons OH^- e transformando os íons PO_4^{3-} em HPO_4^{2-} . Veja a reação a seguir:



O sal formado é solúvel em água e, por esse motivo, parte da hidroxiapatita se dissolve.

Se esse processo não for controlado, surgirão pequenas cavidades nos dentes, as cáries. A cárie é uma doença infectocontagiosa, assim, pode ser transmitida de um indivíduo para outro pela saliva. Os fatores que propiciam o aparecimento da cárie são: má higiene bucal, dieta alimentar incorreta, fluxo salivar, microrganismos etc.

A corrosão dos dentes é mais rápida em pessoas com bulimia — distúrbio caracterizado pela ingestão de grandes quantidades de alimentos seguida de vômito provocado.

O ácido clorídrico do estômago, eliminado com o vômito, faz com que o pH da boca chegue ao redor de 1,5.

Além da escovação adequada e de consultas periódicas ao dentista, a adição de íons fluoreto (F^-) à água potável e a cremes dentais é um reforço importante no combate à deterioração dos dentes. O fluoreto transforma a hidroxiapatita em fluorapatita:



A fluorapatita é menos solúvel em ácidos do que a hidroxiapatita. Com isso, a deterioração dos dentes é menor.

Fontes das informações: <<http://bvsmms.saude.gov.br>>; <<http://qnint.snq.org.br>>; <<http://www.ascom.ufg.br>>; <<http://www.correiobrasileiro.com.br>>. Acessos em: 2 abr. 2013.



Os dentes são estruturas essenciais para a mastigação dos alimentos e, portanto, para a sobrevivência do ser humano. Por isso, devem ser muito bem cuidados.

Refleta

[Dados: massas molares: $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH} = 502 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{NaF} = 42 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{F} = 19 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.]

1. Considere que 5,02 mg de hidroxiapatita estejam dissolvidos em 2 litros de água. Determine a concentração dessa solução em g/L e mol/L.
2. Uma amostra de água apresenta concentração de fluoreto (F^-) de 5 ppm. Determine a massa de fluoreto existente em 1 litro da amostra.
3. As duas equações apresentadas no texto são de oxirredução? Justifique.
4. Os íons fluoreto utilizados no tratamento da água são provenientes, principalmente, do fluoreto de sódio (NaF). Equacione a eletrólise ígnea desse sal.
5. A fadiga muscular é causada por acúmulo de ácido. Esse ácido foi mencionado no texto. Identifique-o.
6. Considere o equilíbrio:

$$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH} (\text{s}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightleftharpoons 5 \text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + 3 \text{HPO}_4^{2-} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \quad \Delta H < 0$$
 - a) Dê a expressão da K_c e da K_p .
 - b) O que acontecerá com o equilíbrio se:
 - I. for aumentada a pressão?
 - II. for aumentada a temperatura?
 - III. for adicionado um ácido?
 - IV. for adicionada uma base?
 - V. for adicionado um catalisador?
7. No texto foram mencionados dois valores de pH. Indique para cada um deles os valores de pOH, $[\text{OH}^-]$ e $[\text{H}^+]$.

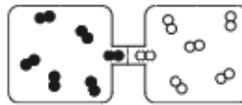
REGISTRE
NO CADERNO



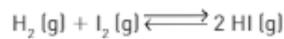
INTEGRANDO CONCEITOS



1. (UFMG) A figura representa dois recipientes de mesmo volume, interconectados, contendo quantidades iguais de I_2 (g) e H_2 (g), à mesma temperatura. Inicialmente, uma barreira separa esses recipientes, impedindo a reação entre os dois gases.



Retirada essa barreira, os dois gases reagem entre si, até que o sistema atinja um estado de equilíbrio, como descrito na equação:



Considerando o conceito de equilíbrio químico e as propriedades de moléculas gasosas, indique a alternativa que contém a representação mais adequada do estado de equilíbrio nessa reação.

Ilustrações: BIS

a)

b)

c)

d)

2. A trimerização do acetileno produz benzeno.



A tabela abaixo indica as concentrações em mol/L no início e no equilíbrio à temperatura constante.

	Início	Equilíbrio
$[C_2H_2]$	1 mol/L	0,1 mol/L
$[C_6H_6]$	0	x

Com base nos dados, calcule o valor da constante de equilíbrio.

3. Veja o equilíbrio abaixo.

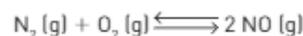


Ele admite os valores vistos abaixo para a constante de equilíbrio K .

t (°C)	125	325	525	725	925
K	0,05	0,10	0,5	1,0	1,75

Partindo de uma mistura contendo o mesmo número de mol de NO_2 e O_2 :

- a) Quais compostos predominam a 125 °C?
 b) Em qual das temperaturas mencionadas a concentração de todos os participantes do equilíbrio é igual?
4. O óxido neutro (NO) pode ser produzido pela reação entre os gases nitrogênio e oxigênio.

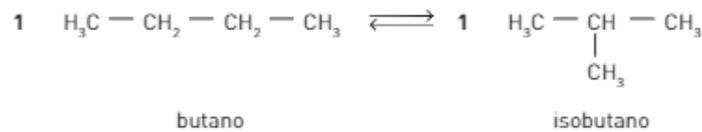


Em uma determinada temperatura, as pressões parciais dos gases em equilíbrio são:

$$P_{NO} = 0,1 \text{ atm}; P_{N_2} = 0,2 \text{ atm}; P_{O_2} = 0,01 \text{ atm}$$

Nessas condições, calcule a K_p (constante de equilíbrio em termos de pressão).

5. Considere o equilíbrio abaixo.



Foi realizada uma experiência à temperatura constante, em que se partiu de butano puro e foram obtidos os resultados de concentração do butano em função do tempo.

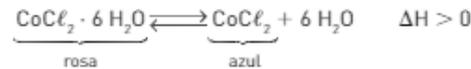
- a) Determine a concentração do isobutano e construa uma tabela desses valores para todos os tempos mencionados.

tempo (min)	0	10	20	50	100	200	300
[butano] (mol/L)	10	9	8	6	5	5	5
[isobutano] (mol/L)							

- b) Calcule o valor da constante de equilíbrio.

6. (UFMG) O "galinho do tempo", é um objeto que indica as condições meteorológicas, pois sua coloração muda de acordo com a temperatura e a umidade do ar.

Nesse caso, a substância responsável por essa mudança de coloração é o cloreto de cobalto, CoCl_2 , que, de acordo com a situação, apresenta duas cores distintas — azul ou rosa —, como representado nesta equação:



Considerando-se essas informações, é correto afirmar que as duas condições que favorecem a ocorrência, no "galinho do tempo", da cor azul são:

- a) alta temperatura e alta umidade. c) baixa temperatura e alta umidade.
 b) alta temperatura e baixa umidade. d) baixa temperatura e baixa umidade.
7. (Udesc) Com relação à transformação do dióxido de carbono em monóxido de carbono



é possível afirmar:

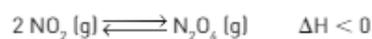
I. A expressão da constante de equilíbrio para a reação é $K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{C}]}$.

II. Se ocorrer um aumento na temperatura em que a reação acontece, haverá um aumento na produção de monóxido de carbono.

III. O equilíbrio não será afetado se o sistema sofrer uma compressão.

Indique a alternativa correta.

- a) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras. d) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
 b) Somente a afirmativa I é verdadeira. e) Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.
 c) Somente a afirmativa II é verdadeira.
8. (UFPR) O dióxido de nitrogênio (NO_2), em um sistema fechado, entra imediatamente em equilíbrio com a sua forma dimérica, o tetróxido de dinitrogênio (N_2O_4), a uma temperatura T_1 , segundo a equação química a seguir:



Sobre esse assunto, faça o que se pede:

- a) Escreva a equação da constante de equilíbrio em termos de pressões parciais (K_p) para esse equilíbrio.
 b) Um aumento de temperatura até T_2 favorecerá a formação do NO_2 ou do N_2O_4 ?
 c) O valor de K_p em T_2 será maior ou menor que em T_1 ? Justifique sua resposta.

9. (Unimontes-MG) O dióxido de enxofre gasoso encontra-se em equilíbrio químico segundo a equação:



A constante de equilíbrio (K) varia com a temperatura como mostra a tabela abaixo.

Analisando-se as informações fornecidas, é *correto* afirmar que:

- a concentração de produto é maior a 700 K.
- as concentrações de SO_2 e SO_3 são iguais em qualquer temperatura.
- a reação é exotérmica no sentido direto.
- a decomposição do SO_3 é favorecida em temperaturas menores.

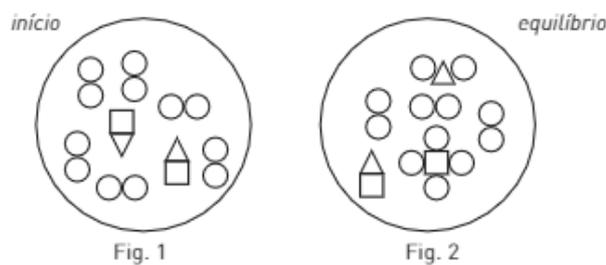
T (K)	K ($\text{mol}^{-1} \cdot \text{L}$)
298	$9,9 \cdot 10^{25}$
500	$1,0 \cdot 10^{12}$
700	$1,7 \cdot 10^6$

10. (UFRJ)

ATENÇÃO: os símbolos \square , \triangle , e \circ representam três elementos distintos.

Em um recipiente fechado e mantido à temperatura constante, foram adicionadas substâncias $\circ\circ$ e $\square\triangle$, formadas pelos elementos \square , \triangle , e \circ como mostra a Figura 1.

A mistura contida no recipiente foi posta para reagir até atingir o equilíbrio, como representado na Figura 2. Todas as substâncias estão no estado gasoso.



- Dê a equação balanceada que representa a reação.
 - Explique a influência do aumento de pressão no deslocamento do equilíbrio do sistema reacional que está representado na Figura 2.
11. (UFSC) Em grandes cidades, tais como São Paulo e Rio de Janeiro, a presença de milhões de veículos provoca um dos piores problemas de poluição atmosférica devido à emissão do monóxido de nitrogênio, dentre outros gases. No cilindro de um motor de automóvel de alta compressão, as temperaturas durante a queima do combustível podem ser da ordem de 2 400 K. Essas condições favorecem a combustão do nitrogênio, representada pela equação química abaixo:

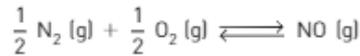


Sabe-se que a constante de equilíbrio para a formação de um mol de NO a 300 K é igual a 10^{-13} , enquanto que à temperatura de 2 400 K o valor da constante é 10^{13} vezes maior.

Com base nas informações fornecidas e na equação balanceada, assinale a(s) proposição(ões) CORRETA(S).

- A alta temperatura atingida pelos gases promove a redução do nitrogênio.
- A formação de monóxido de nitrogênio é um processo exotérmico.
- Um aumento da temperatura do sistema provocará um deslocamento do equilíbrio para a direita.
- À temperatura de 300 K pode-se afirmar que, no equilíbrio, as concentrações de N_2 , O_2 e NO são iguais.
- À temperatura de 2 400 K existe uma concentração menor de NO no equilíbrio.
- Um aumento na pressão favorece a formação de NO.
- Um catalisador automotivo eficiente transforma gases tóxicos em não tóxicos à temperatura de combustão dos gases expelidos.

12. (Unifesp) O monóxido de nitrogênio é um dos poluentes atmosféricos lançados no ar pelos veículos com motores mal regulados. No cilindro de um motor de explosão interna de alta compressão, a temperatura durante a combustão do combustível com excesso de ar é da ordem de 2400 K, e os gases de descarga estão ao redor de 1200 K. O gráfico representa a variação da constante de equilíbrio (escala logarítmica) em função da temperatura, para a reação de formação do NO, dada por:



Considere as seguintes afirmações:

- I. Um catalisador adequado deslocará o equilíbrio da reação no sentido da conversão do NO em N₂ e O₂.
- II. O aumento da pressão favorece a formação do NO.
- III. A 2400 K há maior quantidade de NO do que a 1200 K.
- IV. A reação de formação do NO é endotérmica.

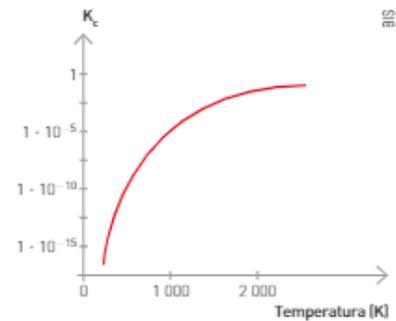
São corretas as afirmações contidas somente em:

- | | |
|------------------|--------------|
| a) I, II e III. | d) II e IV. |
| b) II, III e IV. | e) III e IV. |
| c) I e III. | |
13. O ácido acetilsalicílico, que representaremos por HAS, é um ácido orgânico fraco, cuja fórmula será representada por HAS. Uma solução aquosa é preparada dissolvendo-se 0,1 mol de HAS por litro. A concentração de H⁺ nessa solução é igual a 0,0057 mol/L. Calcule K_a para o HAS.
14. (Uniupe/PIAS-MG) Os ácidos podem ser classificados em fortes e fracos. Um ácido fraco é aquele que apresenta um baixo valor de constante de ionização (K_i). Os ácidos fortes são aqueles que se ionizam completamente, não possuindo, inclusive, constante de ionização. O ácido acético (CH₃COOH) é uma substância encontrada no vinagre, sendo responsável pelo seu gosto azedo. A reação de equilíbrio químico envolvida na ionização do ácido acético é a seguinte:



Sendo dado o valor da constante de equilíbrio desta reação a 25 °C: K_a = 1,8 · 10⁻⁵, responda qual é a alternativa correta:

- a) Após a adição de um ácido forte, a reação de equilíbrio sofre um deslocamento para a direita, aumentando a ionização do ácido acético.
 - b) A variação da temperatura do meio reacional não altera o valor da constante de equilíbrio da reação.
 - c) Na expressão matemática da constante de equilíbrio, não aparecem os termos de concentração dos produtos, mas, sim, apenas dos reagentes.
 - d) De acordo com o valor da constante de equilíbrio (K_a), o ácido acético pode ser classificado como um ácido fraco.
15. Faça a associação correta entre os itens ordenados numericamente e os que estão indicados por letras:
- | | | |
|---|--|---|
| I. [H ⁺] = [OH ⁻] | II. [H ⁺] > [OH ⁻] | III. [H ⁺] < [OH ⁻] |
| a) refrigerante | e) amoníaco | |
| b) água destilada | f) suco de laranja | |
| c) limpa-forno à base de soda cáustica | g) solução de bateria de automóvel | |
| d) suco gástrico | h) chuva ácida | |
16. O pH do suco de laranja pode variar entre 3,0 e 4,0, e o pH do suco de tomate, entre 4,0 e 4,4. Determine o valor da razão das concentrações de [H⁺] dos dois sucos, considerando os valores de maior acidez.
17. (PUC-RJ) No tratamento da água, a coagulação envolve a adição do sulfato de alumínio, visando à precipitação do Al(OH)₃ e ao conseqüente arraste das pequenas partículas em suspensão. No entanto, uma elevada concentração de alumínio na água pode ser nociva à saúde humana. Assim, eleva-se o pH da água tratada para assegurar a precipitação do Al(OH)₃. Se a [OH⁻] na água for de 1,0 · 10⁻⁶ mol/L, pode-se afirmar que o pH da água é:
- | | | |
|---------|---------|---------|
| a) 4,0. | c) 6,0. | e) 8,0. |
| b) 5,0. | d) 7,0. | |



18. As leis ambientais proíbem que as indústrias lancem, nos rios, efluentes com pH menor que 5 ou superior a 8, a 25 °C. Os efluentes de quatro indústrias apresentam as concentrações, em mol/L de H⁺ ou OH⁻, apresentadas no quadro abaixo.

Indústria	Concentração do efluente em mol/L
A	[H ⁺] = 10 ⁻²
B	[OH ⁻] = 10 ⁻³
C	[OH ⁻] = 10 ⁻⁸
D	[H ⁺] = 10 ^{-6,5}

Considerando apenas o pH, indique quais indústrias podem lançar seus efluentes nos rios sem tratamento prévio. Justifique.

19. (UFF-RJ) Nas células do nosso corpo, o dióxido de carbono é produto final do metabolismo. Uma certa quantidade desse composto é dissolvida no sangue, e a reação que se processa é:



Esses equilíbrios mantêm o valor do pH do sangue em torno de 7,5. Numa situação de incêndio, há um aumento na inalação de gás carbônico, acarretando elevação dos níveis de CO₂ no sangue. Nesse caso, o indivíduo sofre "acidose". O contrário é a "alcalose".

Com base nas informações, indique a opção correta.

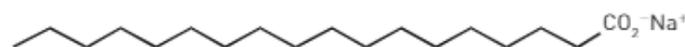
- O valor normal do pH do sangue é ácido.
- A acidose é provocada quando o equilíbrio se desloca para a direita.
- Tanto na alcalose quanto na acidose, a posição de equilíbrio não sofre alteração.
- A alcalose tem como responsável o aumento do [CO₂].
- O pH normal do sangue independe dos valores do [CO₂].

20. (UEL-PR) Indicadores ácido-base são substâncias capazes de interagir com os íons H⁺ ou OH⁻ de uma determinada solução e de sofrer mudanças estruturais a ponto de mudarem de cor. Assim, essas substâncias podem ser utilizadas quando se pretende reconhecer a característica ácida ou básica de uma solução. Considere a tabela ao lado e indique a alternativa correta:

Indicador ácido-base	Coloração
fenolftaleína	incolor em pH ≤ 8,0 rosa em pH ≥ 10,0
alaranjado de metila	vermelho em pH ≤ 3,1 amarelo em pH ≥ 4,4
vermelho de metila	vermelho em pH ≤ 4,4 amarelo em pH ≥ 6,2
azul de bromotimol	amarelo em pH ≤ 6,0 azul em pH ≥ 7,6
vermelho do congo	azul em pH ≤ 3,0 vermelho em pH ≥ 5,2

- Um refrigerante apresenta [H⁺] = 10⁻³ mol · L⁻¹ e coloração vermelha com alaranjado de metila.
- Uma solução aquosa de um produto de limpeza apresenta [OH⁻] = 10⁻¹⁰ mol · L⁻¹ e coloração rósea com fenolftaleína.
- Um efluente industrial apresenta [H⁺] = 10⁻² mol · L⁻¹ e coloração azul com azul de bromotimol.
- Uma água mineral apresenta em seu rótulo [OH⁻] = 10⁻⁴ mol · L⁻¹ e coloração azul com vermelho do congo.
- Um sabonete de boa qualidade apresenta [OH⁻] = 10⁻⁷ mol · L⁻¹ e coloração amarela com azul de bromotimol.

21. (Enem-MEC) Sabões são sais de ácidos carboxílicos de cadeia longa utilizados com a finalidade de facilitar, durante processos de lavagem, a remoção de substâncias de baixa solubilidade em água, por exemplo, óleos e gorduras. A figura a seguir representa a estrutura de uma molécula de sabão.



Em solução, os ânions do sabão podem hidrolisar a água e, desse modo, formar o ácido carboxílico correspondente. Por exemplo, para o estearato de sódio, é estabelecido o seguinte equilíbrio:



Uma vez que o ácido carboxílico formado é pouco solúvel em água e menos eficiente na remoção de gorduras, o pH do meio deve ser controlado de maneira a evitar que o equilíbrio acima seja deslocado para a direita.

Com base nas informações do texto, é correto concluir que os sabões atuam de maneira:

- a) mais eficiente em pH básico.
 - b) mais eficiente em pH ácido.
 - c) mais eficiente em pH neutro.
 - d) eficiente em qualquer faixa de pH.
 - e) mais eficiente em pH ácido ou neutro.
- 22.** (UFRGS-RS) O ano de 2011 foi proclamado como o Ano Internacional da Química, que abordou o tema "Química – a nossa vida, o nosso futuro", envolvendo vários projetos no mundo todo.

Um dos projetos desenvolvidos foi denominado "pH do planeta – Experimento global sobre a qualidade da água". Neste projeto, alunos do mundo inteiro foram convidados a coletar amostras de água em suas regiões, a fim de mapear as condições de água no planeta.

No quadro abaixo, são mostrados alguns dados coletados no Brasil.

Local	Rio Itajaí do Sul-SC	Dique do Tororó-BA	Baía de Guanabara-RJ	Rio São Francisco-AL	Praia do Pina-PE
Natureza da água	Fluvial	Manancial de água doce	Salgado	Fluvial	Salgada
pH	6,8	8,0	7,7	6,4	8,2

Sobre esses dados são feitas as seguintes afirmações.

- I. As águas fluviais analisadas apresentam concentrações de H^+ maiores que $10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.
- II. A água do dique do Tororó é imprópria para consumo humano, devido a sua excessiva acidez.
- III. As águas salgadas analisadas apresentam concentrações de H^+ menores que as concentrações de H^+ das águas fluviais analisadas.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
 - b) Apenas III.
 - c) Apenas I e II.
 - d) Apenas I e III.
 - e) I, II e III.
- 23.** (Ufam) Os intervalos de pH e as alterações de cor de três indicadores são dados abaixo.

Indicador	Intervalo de pH	Mudança de cor
alaranjado de metila	3,2–4,4	vermelho - amarelo
azul de tornassol	1,0–6,9	vermelho - azul-violeta
fenolftaleína	8,2–10,0	incolor - vermelho

Três tubos de ensaio (tubo 1, 2 e 3) contendo uma solução-tampão de pH igual a 7 foram testados com os indicadores acima. No tubo 1 foi adicionado alaranjado de metila, no tubo 2 azul de tornassol e no tubo 3 fenolftaleína.

Assinale a alternativa que apresenta as cores observadas no tubo 1, 2 e 3, após a adição dos indicadores, respectivamente.

- a) Amarelo, azul-violeta, incolor.
- b) Vermelho, vermelho, incolor.
- c) Amarelo, verde, vermelho.
- d) Laranja, azul-violeta, vermelho.
- e) Amarelo, vermelho, incolor.

29. (Unicamp-SP) Naná responde prontamente; afinal a danada é craque em Química. Veja só o experimento e as perguntas que ela propõe a Chuá:

– Quando em solução aquosa, o cátion amônio, NH_4^+ , dependendo do pH, pode originar cheiro de amônia, em intensidades diferentes. Imagine três tubos de ensaio, numerados de 1 a 3, contendo, cada um, porções iguais de uma mesma solução de NH_4Cl . Adiciona-se no tubo 1 uma dada quantidade de NaCH_3COO e agita-se para que se dissolva totalmente. No tubo 2, coloca-se a mesma quantidade em moles de Na_2CO_3 e também se agita até a dissolução. Da mesma forma se procede no tubo 3, com a adição de NaHCO_3 . A hidrólise dos ânions considerados pode ser representada pela seguinte equação:



Os valores das constantes das bases K_b para acetato, carbonato e bicarbonato são, na sequência: $5,6 \cdot 10^{-10}$, $5,6 \cdot 10^{-4}$ e $2,4 \cdot 10^{-8}$. A constante K_b da amônia é $1,8 \cdot 10^{-5}$.

- Escreva a equação que representa a liberação de amônia a partir de uma solução aquosa que contém íons amônio.
 - Em qual dos tubos de ensaio se percebe cheiro mais forte de amônia? Justifique.
 - O pH da solução de cloreto de amônio é maior, menor ou igual a 7,0? Justifique usando equações químicas.
30. (Unifesp) Um composto iônico, a partir da concentração de sua solução aquosa saturada, a 25 °C, pode ser classificado de acordo com a figura, quanto à solubilidade em água.



Um litro de solução aquosa saturada de PbSO_4 (massa molar 303 g/mol), a 25 °C, contém 45,5 mg de soluto. O produto de solubilidade do CaCrO_4 a 25 °C é $6,25 \cdot 10^{-4}$. Quanto à solubilidade em água a 25 °C, os compostos PbSO_4 e CaCrO_4 podem ser classificados, respectivamente, como:

- insolúvel e ligeiramente solúvel.
 - insolúvel e solúvel.
 - insolúvel e insolúvel.
 - ligeiramente solúvel e insolúvel.
 - ligeiramente solúvel e solúvel.
31. (UPE) Um sal BA de massa molar 125 g/mol, pouco solúvel em água, tem $K_{ps} = 1,6 \cdot 10^{-9}$. A massa em gramas desse sal, dissolvida em 800,0 mL, é igual a:
- $3,0 \cdot 10^{-3}$.
 - $4,0 \cdot 10^{-5}$.
 - $4,0 \cdot 10^{-3}$.
 - $5,0 \cdot 10^{-3}$.
 - $3,0 \cdot 10^{-4}$.

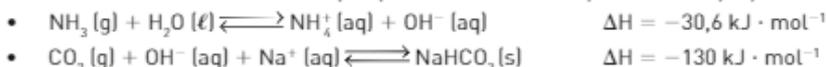
32. (UFF-RJ) Tanto o filme quanto o papel fotográfico possuem um revestimento denominado emulsão sobre base suporte que é sensível à luz. A emulsão consiste em uma gelatina contendo um ou mais haletos de prata (AgCl , AgBr e AgI). A preparação de emulsões fotográficas envolve a precipitação dos haletos de prata e o processo químico é bastante simples: uma solução de AgNO_3 é adicionada lentamente a uma solução que contém KBr (talvez com pequena porcentagem de KI) e pequena quantidade de gelatina. A reação que se processa é:



Com base na reação e considerando a K_{ps} do AgBr igual a $5,0 \cdot 10^{-13}$ a 25 °C, pode-se afirmar que:

- a solubilidade em $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ é exatamente a raiz cúbica da K_{ps} .
- na presença de KBr a solubilidade do AgBr diminui.
- quando o equilíbrio é alcançado, a $[\text{Ag}^+]$ é duas vezes maior do que a de $[\text{Br}^-]$.
- a $[\text{Br}^-]$ no equilíbrio é $2,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- a adição de AgNO_3 faz deslocar o equilíbrio para a esquerda.

33. (UFPR) O bicarbonato de sódio é um produto químico de grande importância. Ele possui diversas aplicações, sendo largamente utilizado como antiácido, para neutralizar a acidez estomacal, e como fermento químico, na produção de pães, bolos etc. Nos EUA, a produção industrial do bicarbonato de sódio utiliza o método de extração do mineral trona. Já no Brasil e em vários países da Europa, o bicarbonato de sódio é produzido industrialmente pelo processo Solvay, um dos poucos processos industriais não catalíticos. Esse processo consiste em duas etapas. Na primeira, a salmoura é saturada com amônia. Na segunda, injeta-se gás carbônico na salmoura saturada, o que provoca a precipitação do bicarbonato de sódio. As duas etapas podem ser descritas pelas duas equações a seguir:



Sobre essas etapas, responda:

- a) Por que se adiciona amônia na primeira etapa do processo?
 b) Utilizando as informações fornecidas e os conceitos do Princípio de Le Chatelier, que condições experimentais de temperatura e pressão favorecerão maior eficiência do processo nas duas etapas?
34. (FGV-SP) A produção de suínos gera uma quantidade muito grande e controlada de dejetos, que vem sendo empregada em bioconvertidores para geração de gás metano. O metano, por sua vez, pode ser utilizado para obtenção de gás H_2 . Em uma reação denominada reforma, o metano reage com vapor-d'água na presença de um catalisador formando hidrogênio e dióxido de carbono de acordo com o equilíbrio:



O deslocamento do equilíbrio no sentido da formação do H_2 é favorecido por:

- I. aumento da pressão; II. adição do catalisador; III. aumento da temperatura.

É correto apenas o que se afirma em:

- a) I. b) I e II. c) II. d) II e III. e) III.
35. (UFSM-RS) A maçã é apreciada pelos cantores, pois ajuda na limpeza das cordas vocais. O aroma da maçã pode ser imitado adicionando-se acetato de etila, $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$, aos alimentos. O acetato de etila pode ser obtido a partir da reação de esterificação:



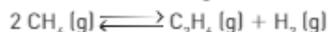
Na temperatura de 25°C , o valor da constante de equilíbrio, K_c , é 4,0. Julgue verdadeira (V) ou falsa (F) as seguintes afirmações:

- I. A adição de acetato de etila aumenta a K_c .
 II. A adição de um catalisador diminui a K_c .
 III. A adição de acetato de etila desloca o equilíbrio no sentido de formação dos reagentes.
 IV. A adição de ácido acético não desloca o equilíbrio.
 V. A adição de ácido acético não altera a K_c .

A sequência correta é:

- a) F - F - V - F - V b) V - V - F - F - V c) F - V - V - V - F d) V - F - F - F - V e) F - V - F - V - F
36. (UFTM-MG) Uma forma de obter ferro metálico a partir do óxido de ferro (III) é a redução deste óxido com monóxido de carbono, reação representada na equação: $\text{FeO}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\circ > 0$
- a) Escreva a expressão da constante de equilíbrio (K_c) da reação apresentada. Como varia essa constante em função da temperatura? Justifique.
 b) De que forma a adição de FeO e o aumento de pressão interferem no equilíbrio representado? Justifique.

37. (Unifesp) Sob condições experimentais adequadas, o gás metano pode ser convertido nos gases etano e hidrogênio:



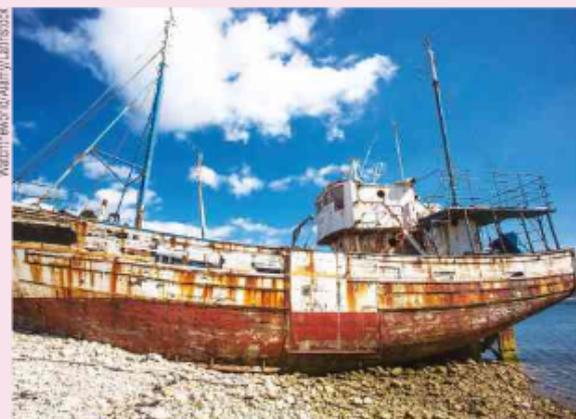
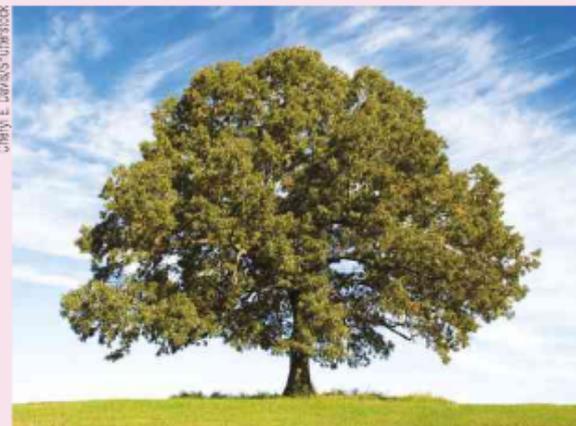
Para essa reação, a dependência da constante de equilíbrio com a temperatura é dada na tabela.

Temperatura (K)	Constante de equilíbrio
298	$9 \cdot 10^{-13}$
400	$8 \cdot 10^{-10}$
600	$6 \cdot 10^{-7}$

- a) A reação de conversão do gás metano para etano é uma reação endotérmica? No sistema em equilíbrio, a concentração de gás metano pode ser aumentada se houver um aumento de temperatura? Justifique suas respostas.
 b) No sistema em equilíbrio, qual deve ser o efeito na concentração do gás hidrogênio quando, separadamente, se adiciona um catalisador e quando há um aumento de pressão? Justifique suas respostas.

Unidade 6

Oxirredução



Imagens fora de proporção entre si.

Uma fogueira acesa, o crescimento das árvores e a realização de atividades físicas são processos químicos que se baseiam em princípios comuns. Pelo menos um desses princípios também rege a corrosão dos barcos e dos metais em geral.

Nos fenômenos representados, há um gás que participa de todos os processos. Que gás é esse?

NESTA UNIDADE, VAMOS ESTUDAR...

- conceitos de oxidação e redução;
- determinação do número de oxidação;
- balanceamento de reações de oxirredução;
- pilhas;
- eletrólise.

Capítulo 13

Número de oxidação e reações de oxirredução

Gênio do Renascimento, Leonardo da Vinci (1452-1519) é conhecido como pintor, arquiteto, músico e engenheiro militar; porém, seu interesse se estendia por várias áreas das ciências. Mesmo sem conhecer o gás oxigênio, descoberto em 1774 por Joseph Priestley, percebeu uma importante propriedade dessa substância. Isso pode ser entendido pela análise de sua frase:

Onde uma chama não pode arder, um animal que respira vive.

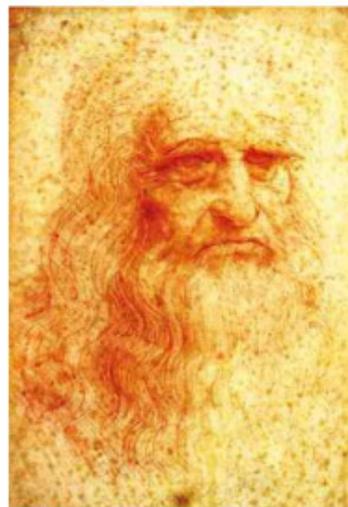
PEIXOTO, E.M.A. Nitrogênio. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc06/elemento.pdf>>. Acesso em: 28 mar. 2016.

Além de fundamental para a vida e para as combustões, o oxigênio participa de muitas reações.

O termo oxidação era usado originalmente para descrever reações nas quais uma substância se combina com o oxigênio. O processo oposto, redução, era usado para indicar a remoção de oxigênio de uma substância.

Atualmente, usamos os termos oxidação e redução para indicar reações que ocorrem com a transferência de elétrons – são as **reações de oxirredução**, muito comuns e importantes para entendermos o mundo que nos cerca e o funcionamento de nosso próprio organismo.

Um profissional que trabalha unindo os conceitos de química, inclusive em processos de oxidação, é o restaurador de obras artísticas.



Autorretrato de Leonardo da Vinci (entre 1512-1515).

Mundo do trabalho

Restaurador de obras



O restaurador é o profissional que trabalha com a recuperação de obras de arte, monumentos e documentos históricos, tais como quadros, esculturas, vitrais, pinturas em paredes e tetos, em imagens e em todos os tipos de trabalhos artísticos que necessitem de revitalização ou recuperação. Muitas vezes as alterações que ocorrem em algumas obras de arte estão relacionadas a processos de oxirredução. O trabalho do restaurador é muito importante, pode ser considerado artístico e, muitas vezes, histórico, pois ele realiza intervenções na obra, sempre buscando devolvê-la o mais próximo possível das condições e aspecto original, para tal o restaurador pesquisa sobre a época da produção da obra, os tipos de materiais, matérias-primas e técnicas utilizadas pelo autor, os tons das cores etc. É responsabilidade do restaurador conservar e manter a integridade da obra restaurada, bem como preservar o seu valor histórico e cultural. Geralmente, em grandes obras de restauração de patrimônios históricos, esses profissionais trabalham em grupos, acompanhados de historiadores, arquitetos, químicos, biólogos, entre outros profissionais e arqueólogos. Durante o trabalho de restauração, apesar dos tratamentos em sua maioria serem reversíveis, o restaurador deve trabalhar todos os detalhes minuciosamente.

Existem muitas opções de cursos técnicos, de pós-graduação ou de especialização em restauração/conservação, como o "Curso de especialização em restauração e conservação de bens culturais móveis",

“Curso de especialização em restauração de monumentos e conjuntos históricos”, “Curso de especialização em conservação de obras em papel”, “Curso técnico em restauração e conservação de obras de arte”, “Pós-graduação em arquitetura com ênfase em preservação e restauração do patrimônio” etc. Todos os cursos visam formar profissionais completos, prontos para atuar como restauradores, ou seja, que estejam aptos a reconhecer as características físicas da obra, analisá-las, pesquisá-las e elaborar o melhor tratamento de restauração.

[...]

O mercado de trabalho para os profissionais de restauração é amplo, mas não ainda quanto o necessário. O Brasil tem um acervo historiográfico e cultural muito grande, e grande parte dele não é tratado como deveria. O incentivo aos trabalhos de restauração e conservação é imprescindível para o resgate da identidade cultural de um povo, e deve ser feito não só pelo governo, como por empresas e instituições interessadas na parte social. Atualmente, o setor público e as ONGs (Organizações Não Governamentais) são os setores que mais empregam.

Fonte: Brasil Profissões. Disponível em: <<http://www.brasilprofissoes.com.br/profissao/restaurador/>>. Acesso em: 28 mar. 2016.

As fotografias apresentadas no início da unidade mostram situações em que ocorrem reações de oxirredução. A queima da madeira na fogueira necessita de oxigênio, assim como a queima do metano (CH₄), reação que pode ser representada por:



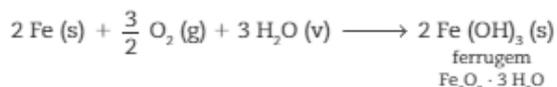
As árvores realizam o processo de fotossíntese, que também é uma reação de oxirredução:



Além desses processos, podemos representar ainda a utilização da glicose no organismo, indispensável para a realização de atividades físicas como a corrida e a própria manutenção da vida:



É importante conhecer também o processo de formação da ferrugem, responsável por grandes prejuízos:



Em todas as reações apresentadas participa o gás oxigênio, nos reagentes ou nos produtos.

Como já mencionado, reações de oxirredução envolvem transferências de elétrons, independente da presença do gás oxigênio.

Um exemplo deste fato ocorre quando os ácidos reagem com o ferro, produzindo gás hidrogênio. Veja, por exemplo, a reação do ferro com o ácido clorídrico:



Essa também é uma reação de oxirredução.

O processo de transferência de elétrons nas reações de oxirredução pode ser evidenciado por um experimento bastante simples. Ao introduzir um fio de cobre (Cu) em uma solução aquosa de nitrato de prata (AgNO₃), verificamos, após certo tempo, que ocorre a formação de um depósito de prata no fio e que a solução adquire a cor azul, característica dos íons Cu²⁺.



Combustão do gás metano (CH₄).



Prego de ferro imerso em uma solução de ácido clorídrico. As pequenas bolhas são constituídas de gás hidrogênio.

- **Compostos moleculares**

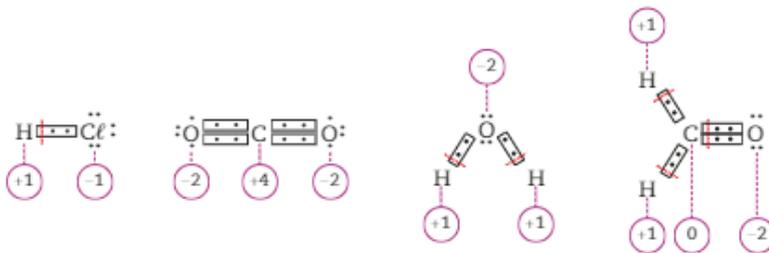
Vamos considerar agora a ligação covalente entre um átomo de hidrogênio (H) e um átomo de cloro (Cl), originando o cloreto de hidrogênio (HCl):



Na molécula de HCl, um par de elétrons é compartilhado pelos dois átomos. Como o átomo de cloro é mais eletronegativo que o átomo de hidrogênio, o par eletrônico compartilhado está acentuadamente deslocado no sentido do átomo de cloro:



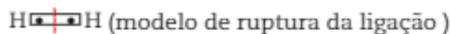
Devido a esse deslocamento, é como se o átomo de hidrogênio tivesse “perdido” um elétron, passando a apresentar carga positiva +1, e o átomo de cloro tivesse “recebido” um elétron, passando a apresentar carga negativa -1. Tais cargas correspondem aos seis respectivos Nox. Nos compostos moleculares, portanto, o Nox corresponde a uma carga elétrica hipotética atribuída a cada átomo nas substâncias em função das diferenças de eletronegatividade. Nos compostos moleculares, não existe transferência de elétrons. Assim, o Nox corresponde à carga elétrica que o átomo iria adquirir se a ligação fosse rompida. Desse modo, o átomo de maior eletronegatividade receberia os elétrons do outro átomo:



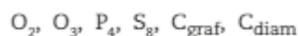
Determinação do Nox

Veremos a seguir um conjunto de exemplos que ilustram a determinação dos números de oxidação de uma maneira bastante simples, sem que seja necessário construir as fórmulas eletrônicas dos compostos.

1. Vamos determinar o Nox do átomo de hidrogênio na molécula do gás hidrogênio (H_2). Nesse caso, como os átomos apresentam a mesma eletronegatividade, em uma eventual quebra da ligação nenhum deles perde ou ganha elétrons.



Desse modo, o Nox de cada átomo de hidrogênio seria igual a zero. O mesmo ocorre para os demais casos de substâncias simples, o Nox dos átomos será sempre igual a zero. É o que ocorre nos casos a seguir:



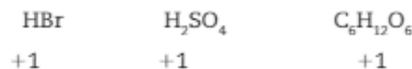
2. Ao observarmos a representação dos íons monoatômicos, podemos concluir que o número de oxidação será a própria carga do íon.



3. É importante saber que alguns elementos apresentam Nox fixo, qualquer que seja o composto do qual participam. A seguir, estão representados exemplos desses elementos.

	Nox	Exemplos
Metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)	+1	NaCl K ₂ SO ₄ +1 +1
Metais alcalinoterrosos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)	+2	CaO MgCl ₂ +2 +2
Zinco (Zn)	+2	ZnSO ₄ ZnO +2 +2
Prata (Ag)	+1	AgCl Ag ₂ SO ₄ +1 +1
Alumínio (Al)	+3	Al ₂ (SO ₄) ₃ Al ₂ O ₃ +3 +3

4. O Nox do elemento hidrogênio (H) nas substâncias compostas é geralmente +1.



Quando o hidrogênio estiver ligado a um metal, formando hidretos metálicos, seu Nox é -1.

5. O Nox do elemento oxigênio (O), na maioria dos seus compostos, é -2.

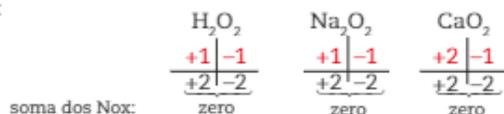


No composto fluoreto de oxigênio (OF₂), como o flúor é mais eletronegativo, o Nox do oxigênio é +2:

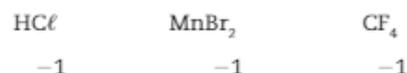


Nos peróxidos (O₂)²⁻, o Nox do oxigênio é -1.

Veja alguns exemplos de compostos, chamados **peróxidos**, que apresentam esse grupo:



6. Os halogênios apresentam Nox = -1 quando formam compostos binários (dois elementos), nos quais são mais eletronegativos.



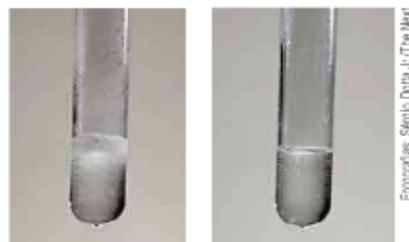
7. Os exemplos anteriores ilustram o fato de que a soma dos Nox de todos os átomos constituintes de um composto iônico ou molecular é sempre **zero**.



Com base nas informações a seguir, responda às questões de 4 a 9.

O magnésio reage com uma solução aquosa de ácido clorídrico, produzindo cloreto de magnésio e gás hidrogênio. As fotografias ao lado mostram a reação no início e no final:

4. Equacione a reação mencionada e faça seu balanceamento pelo método das tentativas.
5. O que aconteceu com o magnésio, [Mg (s)]?
6. Determine o Nox dos elementos nas espécies em que estão presentes.
7. Qual dos elementos teve aumento do Nox?
8. Qual dos elementos teve diminuição do Nox?
9. Ao final da transformação, é possível notar a presença de gotículas de água na parte superior interna do tubo de ensaio. Como você pode justificar esse fato?
10. Determine o Nox do elemento cloro nas espécies:



Dois momentos da reação de uma amostra de magnésio com solução aquosa de ácido clorídrico.

Fotografias: Sérgio Dotta Jr./The Next

2. REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO

Oxidação e redução

Introduzindo uma lâmina de zinco (Zn) em uma solução aquosa de sulfato de cobre (CuSO_4), que apresenta cor azul característica do íon Cu^{2+} (aq), após certo tempo observamos o aparecimento de uma substância avermelhada (cobre metálico) sobre a lâmina e uma mudança de cor na solução, que vai se tornando incolor à medida que a reação ocorre.



Nesse processo, ocorreu uma reação que pode ser representada por:



Imagens fora de proporção entre si.

Uma maneira mais adequada de representar a reação seria escrevê-la na forma iônica, que mostra as espécies que participaram da reação.



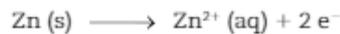
Note que os íons sulfato (SO_4^{2-}) não sofreram alteração, por isso podemos concluir que eles não participaram da reação.



Portanto, a reação que ocorreu pode ser representada assim:

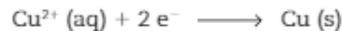


A transformação do Zn (s) em Zn^{2+} (aq) ocorreu através da perda de 2 elétrons por átomo de Zn (s):



Essa transformação é denominada **oxidação**. Oxidação é a perda de elétrons.

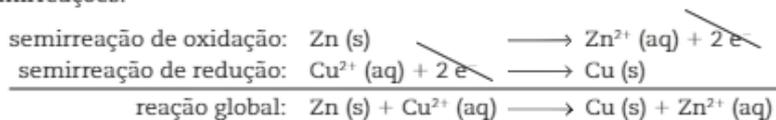
À medida que os átomos de Zn (s) são oxidados, os íons Cu^{2+} (aq) recebem 2 elétrons e se transformam em Cu (s):



Essa transformação é denominada **redução**. Redução é o ganho de elétrons.

Esses processos, envolvendo perda e ganho de elétrons, ocorrem simultaneamente, ou seja, conforme uma espécie se oxida, outra se reduz. Essas reações são chamadas reações de oxirredução, e uma de suas características é que o número total de elétrons perdidos por uma espécie é igual ao número total de elétrons recebidos pela outra.

Isso pode ser percebido em nosso exemplo, analisando conjuntamente as duas semirreações:

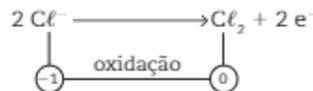


Oxidantes e redutores

Nas reações de oxirredução, temos sempre a participação de um agente redutor e um agente oxidante. O agente redutor é uma espécie química que perde elétrons, isto é, sofre oxidação e, como consequência, seu Nox aumenta. Veja alguns exemplos:



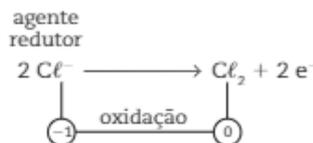
O Fe, ao se transformar em Fe^{2+} , perde 2 elétrons; por esse motivo, seu Nox passa de 0 para +2.



Quando 2 Cl^{-} se transformam em Cl_2 , ocorre perda de 2 elétrons (um de cada Cl^{-}); como consequência, o Nox de cada cloro aumenta algebricamente de -1 para 0.

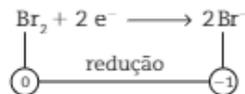
Como o processo de oxidação ocorre simultaneamente ao de redução, os elétrons perdidos pela espécie que se oxida serão recebidos pela que sofre redução. Isso significa que a espécie oxidada provoca a redução da outra espécie; por esse motivo, ela é denominada substância ou agente redutor. Agente redutor é a substância que sofre oxidação e provoca redução.

Retomando os exemplos dados, temos:

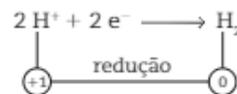


Já o agente oxidante é uma espécie química que ganha elétrons, isto é, sofre redução e, como consequência, seu Nox diminui.

Veja alguns exemplos:



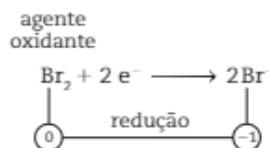
O Br_2 , ao se transformar em 2Br^- , recebe 2 elétrons (um para cada Br); como consequência, o Nox de cada bromo passa de 0 para -1 .



Os dois íons H^+ , ao receberem $2 e^-$, transformam-se em H_2 ; como consequência, o Nox de cada hidrogênio passa de $+1$ para 0.

Como o processo de redução ocorre simultaneamente ao de oxidação, os elétrons recebidos pela espécie que se reduz são cedidos pela que sofre oxidação. Isso significa que a espécie reduzida provoca a oxidação da outra espécie; por esse motivo, ela é denominada substância ou agente oxidante. Agente oxidante é a substância que sofre redução e provoca oxidação.

Retomando os exemplos dados, temos:



CONEXÃO Estética

Descolorindo o cabelo

É muito frequente vermos pessoas com o cabelo descolorido. Recomenda-se que a descoloração dos cabelos seja feita por profissionais em salões de beleza, usando a água oxigenada em concentrações apropriadas.

Quando a água oxigenada é aplicada, ela oxida a melanina, pigmento responsável pela cor escura dos cabelos.

A melanina oxidada perde sua cor e passa a apresentar um aspecto característico.

A água oxigenada, além da melanina, oxida também outros componentes do cabelo, como moléculas de proteínas que têm grupo $-\text{SH}$, transformando-as em moléculas com o grupo SO_3H , chamado ácido sulfônico.

Os grupos $-\text{SO}_3\text{H}$ são viscosos, fazendo com que o cabelo embarace mais facilmente, por isso é indicado às pessoas com cabelos descoloridos que usem condicionadores. Os condicionadores formam finíssimas camadas ao redor dos fios de cabelo, permitindo que eles sejam penteados mais facilmente.

Refleta

REGISTRE
NO CADERNO 

1. A água oxigenada deve ser armazenada em frascos opacos para evitar sua reação de decomposição. Equacione a decomposição da água oxigenada; essa é uma reação redox?
2. Água oxigenada, formol e amônia são algumas substâncias utilizadas em processos de descoloração, tinturas, relaxamentos e alisamentos do fio de cabelo. A aplicação desses produtos pode desnaturar as proteínas, constituintes essenciais do cabelo. Você sabe o que é uma desnaturação proteica? Quais são as consequências dessa desnaturação?

Balanceamento das equações de oxirredução

Nas reações de oxirredução ocorre transferência de elétrons, por isso, para balanceá-las devemos **igualar o número de elétrons perdidos e recebidos**. Assim, precisamos inicialmente determinar o número de elétrons perdidos ou recebidos para cada espécie química, que corresponde à variação do Nox (ΔNox).

A partir desse conhecimento, determinamos a quantidade necessária de cada espécie para obter a igualdade do número de elétrons. Veja alguns exemplos.



início

Lâmina de alumínio em solução aquosa de sulfato de cobre.



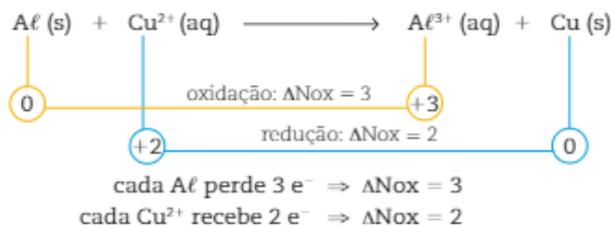
final

Deposição de cobre metálico sobre a lâmina de alumínio.

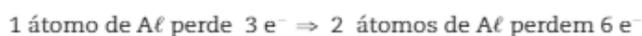
Essa reação pode ser representada, na forma iônica, da seguinte maneira:



Inicialmente, devemos determinar o Nox de cada espécie e suas variações:



A seguir, devemos igualar o número de elétrons:



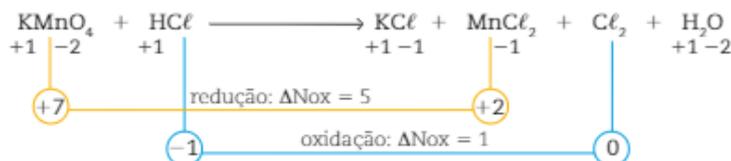
Esses números de átomos correspondem aos coeficientes dessas espécies; a partir deles, determinamos os coeficientes das outras espécies, obtendo a equação balanceada:



Vejamos, agora, quando uma solução aquosa de permanganato de potássio, KMnO_4 , de cor violeta, é gotejada sobre uma solução de ácido clorídrico, HCl , ela sofre descoloração, ou seja, torna-se incolor. Essa reação pode ser representada por:



Inicialmente, determinamos a variação do Nox, ΔNox , de cada elemento:



O número total de elétrons perdidos ou recebidos é igual ao produto do ΔNox da espécie pelo seu coeficiente:

$$n^\circ \text{ total de e}^- \text{ (perdidos ou recebidos)} = \Delta\text{Nox} \cdot \text{coeficiente}$$

Veja o exemplo:

	$\Delta\text{Nox} \cdot$ coeficiente	Nº total de e ⁻
Al	3 · 2	6
Cu ²⁺	2 · 3	6

Todo o manganês, Mn, presente no KMnO_4 se reduziu, originando o MnCl_2 :



O cloro presente no HCl originou KCl , MnCl_2 e Cl_2 , e somente uma parte dos seus átomos se oxidou, originando o Cl_2 , que é a parte que nos interessa:



Relacionando o ΔNox com a quantidade de Cl_2 formada, notamos que cada cloro que forma Cl_2 perde 1 elétron; como são necessários 2 átomos de cloro para formar cada Cl_2 , nessa formação foram perdidos 2 elétrons. Assim, temos:

- $\text{KMnO}_4 = \Delta\text{Nox} = 5$;
- $\text{Cl}_2 = 2 \cdot \Delta\text{Nox} = 2$.

Em seguida, determinamos os coeficientes para cada espécie em que houve variação do Nox, atribuindo o ΔNox de uma espécie como coeficiente da outra espécie. Assim, temos:

- $\text{KMnO}_4 = \Delta\text{Nox} = 5 \Rightarrow 5$ será o coeficiente do Cl_2 ;
- $\text{Cl}_2 = 2 \cdot \Delta\text{Nox} = 2 \Rightarrow 2$ será o coeficiente do KMnO_4 .

Na equação, temos:



Observe que o número total de elétrons perdidos é igual ao número total de elétrons recebidos:

e^- perdidos	e^- recebidos
$1 \text{Cl}_2 = 2 e^-$	$1 \text{KMnO}_4 = 5 e^-$
$5 \text{Cl}_2 = 10 e^-$	$2 \text{KMnO}_4 = 10 e^-$

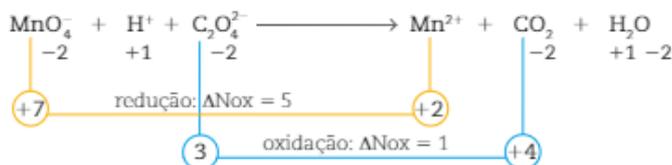
Agora, conhecendo os coeficientes do KMnO_4 e do Cl_2 , podemos determinar os outros pelo método das tentativas e teremos a equação balanceada:



Além das reações em que somente ocorre a participação de espécies neutras, vamos estudar como realizar também a determinação dos coeficientes de uma equação iônica:



Inicialmente, determinamos o Nox de cada espécie a fim de verificar quais delas apresentam variação, ou seja, quais se oxidaram e quais se reduziram:



Percebe-se que:

- Todo manganês presente no MnO_4^- se reduziu, originando Mn^{2+} :



- Todo carbono presente no $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ se oxidou, originando CO_2 :

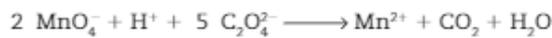


- Cada carbono perdeu 1 elétron; como no $C_2O_4^{2-}$ existem 2 carbonos, o número total de elétrons perdidos é igual a 2:



Agora, determinamos os coeficientes de cada espécie em que houve variação do Nox: basta atribuir o ΔNox de uma espécie como coeficiente da outra espécie. Assim, temos:

- $MnO_4^- = \Delta\text{Nox} = 5 \Rightarrow 5$ será o coeficiente do $C_2O_4^{2-}$
- $C_2O_4^{2-} = 2 \cdot \Delta\text{Nox} = 2 \Rightarrow 2$ será o coeficiente do MnO_4^-

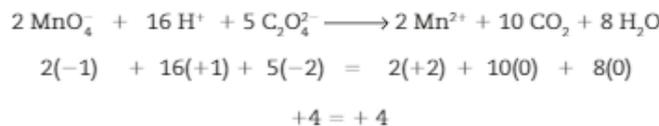


Os demais coeficientes são determinados a partir desses; temos, assim, a equação balanceada:



Nas reações iônicas, podemos verificar se o balanceamento está correto por meio da comparação do total de cargas no lado dos reagentes e no lado dos produtos. Esse total deve ser o mesmo nos dois lados da equação.

Observe essa comparação no exemplo estudado:



CONEXÃO **Fisiologia**

Respiração é “tudo igual”?

Não, existem dois tipos de respiração: a fisiológica e a celular.

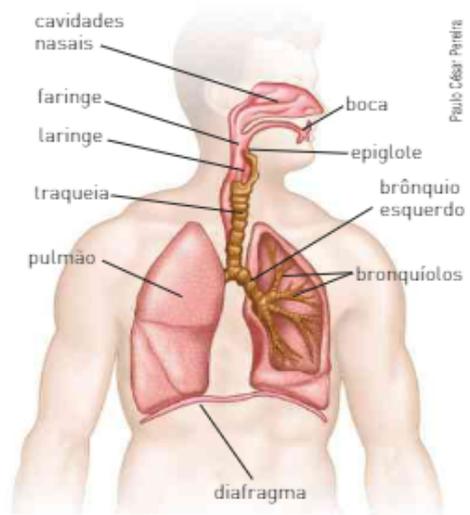
Respiração fisiológica

Quando mergulhamos, sempre paramos de respirar. Nesse momento estamos bloqueando a respiração fisiológica, isto é, a entrada e saída de ar (ventilação) pelas vias respiratórias. O caminho que o ar percorre nessas vias é o seguinte: cavidades nasais, faringe, laringe, traqueia, brônquios, bronquíolos e pulmões.

A ventilação se deve a uma diferença de pressão momentânea entre os pulmões e a atmosfera. Essa diferença é dada por uma variação do volume pulmonar.

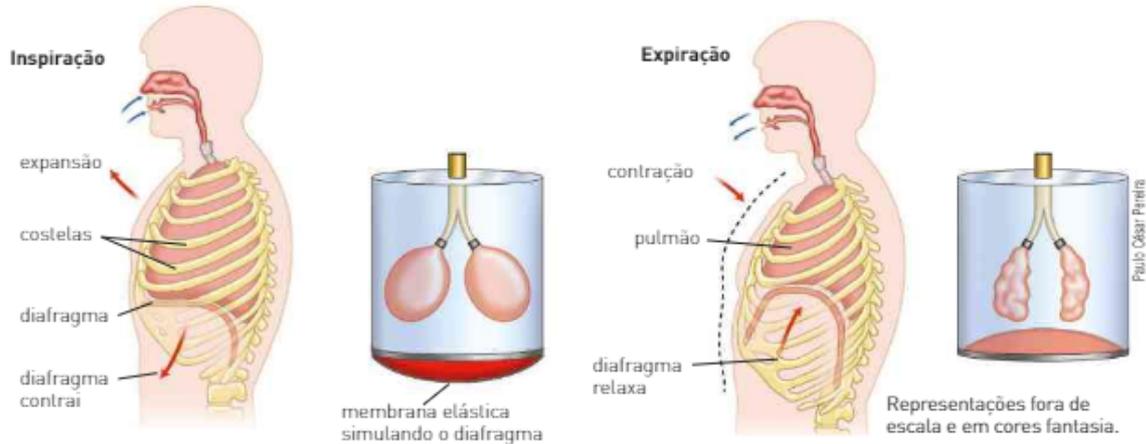
Na **inspiração**, os músculos intercostais (localizados entre as costelas) e o diafragma se contraem, aumentando o volume do pulmão. Nesse momento, a pressão intrapulmonar diminui em relação à atmosférica, e o ar entra.

Na **expiração** o processo se inverte. Ocorre um relaxamento dos músculos intercostais e do diafragma, diminuindo o volume pulmonar. Como consequência, a pressão interna aumenta em relação à pressão atmosférica, e o ar é expulso do pulmão.



Representação dos órgãos do corpo humano envolvidos na respiração fisiológica. Corte parcial para visualização de estruturas internas fora de escala e em cores fantasia.

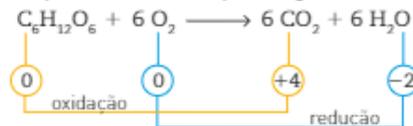
Observe o esquema abaixo representando a inspiração e a expiração.



Em repouso, um adulto saudável movimentava 500 mL de ar a cada respiração, e a sua frequência respiratória é da ordem de 12 vezes por minuto.

Respiração celular

A maioria dos seres vivos obtém energia por meio da respiração celular. Nesse processo a energia é obtida pela oxidação de moléculas orgânicas (glicose e ácidos graxos), em que o gás oxigênio é o agente oxidante. A reação global que representa a oxidação da glicose é:



Na respiração celular, a obtenção de energia é máxima, pois o carbono é oxidado até seu Nox máximo (+4). Sendo assim, o CO_2 não pode ser usado na obtenção de energia e é eliminado pelas vias respiratórias. A respiração celular não pode ser controlada pelo organismo, diferentemente da respiração fisiológica.

Fermentação

Na falta de oxigênio, os organismos obtêm energia por meio da fermentação, que pode ser de dois tipos: láctica e alcoólica.

Na fermentação láctica, a glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) é convertida em duas moléculas de ácido láctico ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$). Já na fermentação alcoólica, a glicose é convertida em duas moléculas de álcool etílico ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) e duas moléculas de CO_2 .

É importante destacar que alguns organismos, como as leveduras, podem fazer os dois tipos de fermentação, enquanto outros, como os vertebrados e as plantas, fazem apenas a fermentação láctica.

Fontes das informações: <<http://www.ibb.unesp.br>>; <<http://www.ufpe.br>>; <<http://www.icb.usp.br>>. Acessos em: 21 abr. 2016.

Refleta

REGISTRE
NO CADERNO

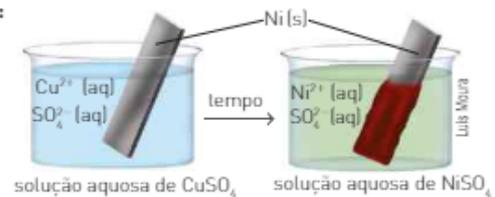
- A equação global que representa a fermentação alcoólica é: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \longrightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2 \text{CO}_2$. Nessa fermentação, a energia liberada pela oxidação da glicose é máxima? Justifique usando os números de oxidação dos carbonos.
- Em plantações de arroz existe uma bactéria (*Beggiatoa*) que utiliza o sulfeto de hidrogênio (H_2S) como fonte de energia, transformando-o em enxofre. O H_2S é uma substância tóxica para o arroz — portanto, essa bactéria exerce um importante papel ao removê-lo. A equação que representa a transformação mencionada é: $2 \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$. Qual é a substância oxidada pela bactéria e qual o seu agente oxidante? Justifique.
- Por que quando estamos fazendo alguma atividade física nossa frequência respiratória aumenta?
- No sangue humano encontramos as hemácias (ou eritrócitos), células responsáveis por transportar os gases da respiração, principalmente o gás oxigênio. Esse gás se liga à molécula de hemoglobina no interior da hemácia e é transportado até os tecidos. O monóxido de carbono, um gás tóxico produzido na queima de derivados do petróleo e do carvão, tem uma afinidade maior pela hemoglobina do que o gás oxigênio. Qual é a consequência imediata da inspiração do CO para a respiração celular?

ATIVIDADES



Observe as ilustrações ao lado e responda às questões de 11 a 15:

11. Qual é o íon responsável pela cor azul da primeira solução?
12. Qual é o íon responsável pela cor verde da segunda solução?
13. Qual metal é responsável pelo depósito avermelhado?
14. Escreva as semirreações de redução e de oxidação e a reação global.
15. Indique os agentes oxidante e redutor do experimento.

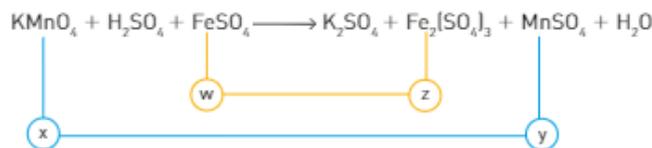


A respeito do experimento a seguir, responda às questões 16 a 20.

O permanganato de potássio em meio ácido, um excelente agente oxidante, é usado no estudo dos solos para determinar a presença e a quantidade de Fe^{2+} .

Uma grande concentração de íons Fe^{2+} atribui ao solo uma coloração esverdeada e, em solução aquosa, origina soluções de cor verde-pálido.

Uma reação envolvendo permanganato de potássio em meio ácido com um sal de ferro II pode ser representada pela equação:



O responsável pela coloração violeta da solução aquosa de permanganato de potássio é o íon permanganato, no qual o estado de oxidação do manganês é +7. O responsável pela coloração marrom-alaranjada na solução resultante é o íon Fe^{3+} .

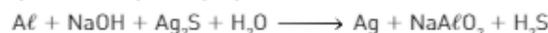
16. Que substância produzida nessa reação é responsável pela cor castanho-avermelhada?
17. Quais são os valores dos Nox indicados por x, y, w e z?
18. Que substância sofreu oxidação? E redução?
19. Indique os agentes oxidante e redutor.
20. Faça o balanceamento da equação, indicando a soma dos menores coeficientes inteiros.
21. A reação dos íons permanganato com os íons iodeto, em meio ácido, pode ser representada pela equação:



Indique a alternativa que apresenta os coeficientes corretos das espécies químicas, da esquerda para a direita, para a equação balanceada.

- a) 1; 4; 8 \longrightarrow 1; 2; 4
 - b) 1; 1; 1 \longrightarrow 2; 5; 1
 - c) 2; 10; 1 \longrightarrow 2; 5; 8
 - d) 2; 10; 1 \longrightarrow 2; 5; 1
 - e) 2; 10; 16 \longrightarrow 2; 5; 8
22. Talheres de prata comumente ficam escurecidos e sem brilho. Isso ocorre devido à formação de sulfeto de prata (Ag_2S), resultante da reação da prata com compostos contendo enxofre, presentes no ar e em certos alimentos. Uma das maneiras de limpar esses talheres seria colocá-los em uma panela de alumínio contendo água morna e uma solução diluída de soda cáustica, deixá-los submersos por aproximadamente duas horas e, em seguida, lavá-los com água corrente.

A reação que ocorre pode ser representada pela equação:



Sobre essa reação, pede-se:

- I. O agente oxidante e o agente redutor.
- II. O valor da soma dos menores coeficientes inteiros depois de devidamente balanceada.

Capítulo 14

Pilhas e potencial das pilhas

Uma das modalidades de energia de grande importância em nossa vida é a energia elétrica. A eletroquímica é a parte da Química que estuda não só os fenômenos envolvidos na produção de corrente elétrica a partir da transferência de elétrons, ocorrida em reações de oxirredução, mas também a utilização de corrente elétrica na produção dessas reações.

Cada um desses fenômenos ocorre em um tipo de dispositivo, chamado de célula (ou cela) eletroquímica. Em relação ao seu funcionamento, essas células são classificadas em galvânicas ou eletrolíticas.



Thinstock/Getty Images



Thinstock/Getty Images

Em nossa sociedade tecnológica, seria inimaginável viver sem a energia elétrica, seja ela proveniente de uma usina hidrelétrica, térmica ou nuclear, ou de pilhas e baterias usadas em vários equipamentos.

Célula galvânica é um dispositivo no qual reações espontâneas de oxirredução geram uma corrente elétrica. As pilhas e baterias são células galvânicas, enquanto a célula eletrolítica é um dispositivo no qual a energia elétrica fornecida por uma fonte externa causa reações de oxirredução não espontâneas.

Um profissional que trabalha diretamente com os processos envolvendo a energia elétrica é o engenheiro elétrico.

Mundo do trabalho

Engenheiro eletricista

O engenheiro eletricista é o profissional responsável pela geração, transmissão e distribuição de energia elétrica. Sua formação é também baseada na área eletrônica, possibilitando-lhe atuar nos dois campos. Portanto, ele trabalha projetando máquinas, instalações e equipamentos elétricos e eletrônicos. Na indústria, fabrica produtos elétricos e cuida de sua manutenção, planeja e implementa processos de automação industrial. Na área de infraestrutura, projeta e constrói usinas, estações, subestações, redes de geração de energia e amplia e mantém redes de alta-tensão. Na área da Informática, o engenheiro eletricista cria, fabrica e testa chips para sistemas de computação, telecomunicações e de entretenimento. O engenheiro pode, inclusive, exercer suas atividades na Engenharia Biomédica, gerenciando a utilização de equipamentos médico-assistenciais em hospitais, clínicas e laboratórios. Na área de Instrumentação, desenvolve equipamentos para realização de medidas e, no ramo das telecomunicações, elabora novos equipamentos e otimiza as formas de transmissão de dados, sons e imagens.



opacimenter/Shutterstock

Muito além da eletricidade vão os estudos da Engenharia Elétrica. Na graduação, o aluno recebe uma formação que abrange desde a aplicação da energia elétrica até o uso da eletrônica no desenvolvimento de novas tecnologias. Disciplinas como Engenharia dos Materiais, Circuitos Elétricos, Microprocessadores e Desenho para Engenharia fazem parte da integralização curricular. Ao sair da universidade, o estudante pode seguir uma dentre as várias áreas de especialização que a profissão oferece, como Sistemas de Energia Elétrica (geração, transmissão e distribuição de energia elétrica); Sistemas de Eletrônica de Potência (dispositivos eletrônicos de potência); Sistemas de Telecomunicações (telefonia analógica e digital); Sistemas de Computação (sistemas operacionais para computadores); Sistemas de Engenharia de Controle e Automação (controle de processos industriais por computador, automação industrial), dentre outras.

Hoje em dia todo mundo tem celular. Há pessoas que possuem dois ou até três aparelhos. Segundo dados da Anatel, o país já conta com mais de 122 milhões de aparelhos. Bom para o engenheiro eletricista, que tem nessa área as melhores oportunidades de trabalho. Nas telecomunicações, ele trabalha a descoberta e aprimoramento de novas tecnologias de transmissão como redes de computadores, micro-ondas, fibras óticas e satélites. Outra área em franca expansão é a da Informática, no aprimoramento da transmissão de dados multimídia e na criação de redes inteligentes de computador. Empresas de telefonia fixa e móvel e provedores de internet oferecem boas oportunidades no Brasil e até no exterior, onde há uma grande demanda por profissionais da área. Revelam-se ainda possibilidades de atuação nas áreas de infraestrutura, geração, distribuição e recepção de energia elétrica, sistemas de acionamento e controle de máquinas elétricas e desenvolvimento de circuitos elétricos. Com foco nas questões ambientais, uma área que tem atraído novos olhares é a pesquisa de fontes alternativas de energia, como a solar ou a eólica. O engenheiro, portanto, trabalha em empresas de energia elétrica, de radiodifusão, indústrias, hidrelétricas, termoeletricas, empresas de exploração de petróleo e hospitais. Com a chegada da TV digital, uma área em alta é a da Tecnologia da Informação [...]

Fonte: Universidade Federal do Ceará. Engenharia Elétrica. Disponível em: <<http://www.ufc.br/ensino/guia-de-profissoes/545-engenharia-eletrica>>. Acesso em: 18 fev. 2016.

1. PILHAS E BATERIAS

Pilhas e baterias são dispositivos nos quais uma reação espontânea de oxirredução produz corrente elétrica.



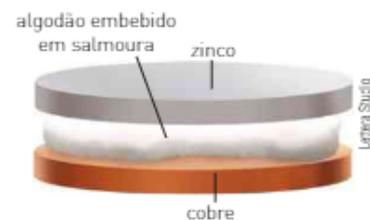
As pilhas recebem esse nome porque o primeiro dispositivo desse tipo era formado por discos metálicos empilhados. Usualmente um conjunto de pilhas é denominado bateria.



No interior da pilha ocorre uma reação de oxirredução que libera elétrons pelo polo negativo. A passagem de elétrons pelo filamento da lâmpada torna-o incandescente.

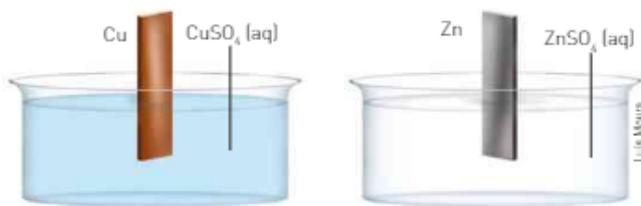
Construindo uma pilha

Esse procedimento foi utilizado pela primeira vez em 1800 pelo cientista italiano Alessandro Volta (1745-1827), que construiu a primeira pilha elétrica. Essa pilha era constituída por um conjunto de placas metálicas de zinco e cobre, colocadas alternadamente e separadas por algodão embebido em uma solução eletrolítica, ou seja, que conduz corrente elétrica. Cada uma das placas metálicas foi chamada de **eletrodo** (do grego: “percurso elétrico”).



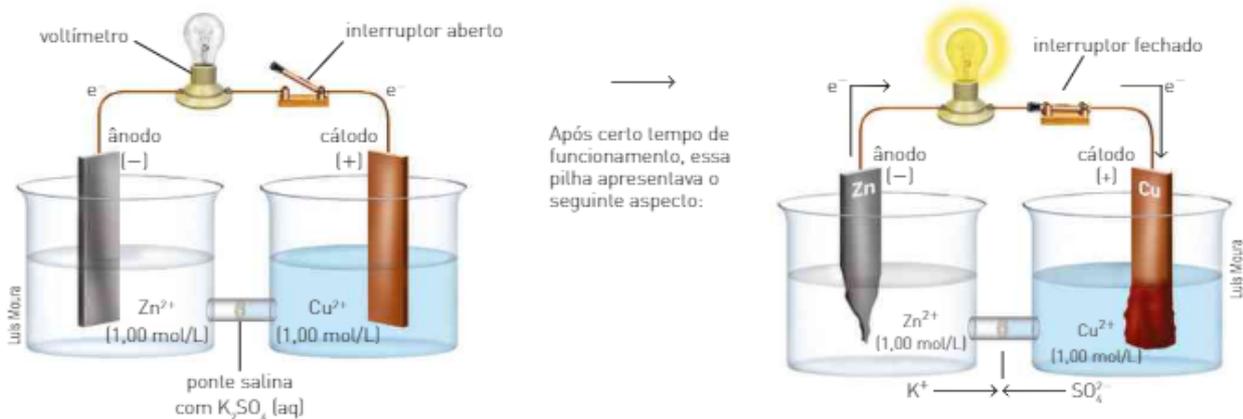
Cada conjunto formado por um disco de zinco, algodão embebido em salmoura e um disco de cobre constitui uma célula galvânica.

Essa descoberta foi aperfeiçoada em 1836 por John Frederic Daniell (1790-1845), que dividiu a cela eletrolítica de sua pilha em duas partes (duas semicelas):



Na pilha de Daniell, os dois eletrodos metálicos são unidos externamente por um fio condutor, e as duas semicelas são unidas por uma ponte salina, contendo uma solução saturada de K_2SO_4 (aq).

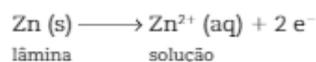
Inicialmente, o sistema apresentava o aspecto da representação abaixo, à esquerda. O fluxo de elétrons pelo fio condutor externo é o responsável por manter a lâmpada acesa.



A seguir detalhamos as observações nas duas semicelas e explicamos as reações que ocorrem:

Semicela de zinco

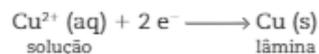
Na semicela de zinco, observamos a corrosão do eletrodo de zinco. Esse fato pode ser explicado pela seguinte semirreação de oxidação:



O eletrodo onde ocorre a oxidação é o ânodo. Nesse caso, ocorre uma diminuição da massa do eletrodo de zinco e, conseqüentemente, um aumento na concentração do Zn^{2+} na solução.

Semicela de cobre

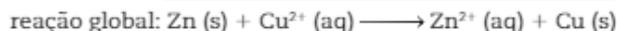
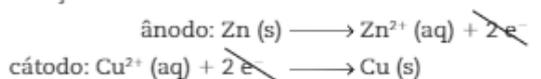
Na semicela de cobre, observamos um espessamento do eletrodo de cobre. Esse fato pode ser explicado pela seguinte semirreação de redução:



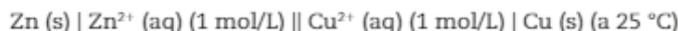
O eletrodo onde ocorre a redução é o cátodo. Há o aumento da massa da barra de cobre e também uma diminuição da concentração de Cu^{2+} na solução.

Pela análise dessas duas semirreações, podemos concluir que os elétrons fluem, no circuito externo, do eletrodo de zinco para o eletrodo de cobre, ou seja, os elétrons, por apresentarem carga negativa, migram para o eletrodo positivo (polo positivo), que, nesse caso, é a lâmina de cobre.

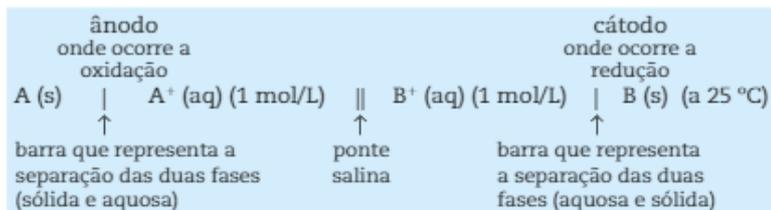
A equação global dos processos ocorridos nessa pilha pode ser obtida pela soma das duas semirreações:



A representação esquemática recomendada pela IUPAC para essa pilha é:



Genericamente representam-se pilhas semelhantes a essa da seguinte maneira:



As condições 25 °C e solução 1 mol/L são consideradas estado-padrão, porém podem ser construídas pilhas utilizando-se outras concentrações e em outras temperaturas.

CONEXÃO História

As primeiras pilhas

Por volta de 1780, o anatomista italiano Luigi Galvani (1737-1798) observou que os músculos da coxa de rãs recentemente dissecadas sofriam contrações quando em contato simultâneo com dois metais diferentes. Galvani concluiu que o fenômeno estava associado à presença de eletricidade, originária dos músculos (os metais serviam de condutores). Já o físico italiano Alessandro Volta interpretou o mesmo fato de maneira diferente. Ele julgou que a eletricidade tinha sua origem nos metais e, a partir disso, começou a realizar uma série de experimentos usando pares de diferentes metais. Os resultados desses experimentos logo comprovaram que ele tinha razão.

Em seus experimentos, Volta colocava um "condutor úmido" (solução aquosa salina) entre dois "condutores secos" (geralmente metais), ligando-os com um fio condutor. Assim, ele descobriu que se estabelece, segundo a força predominante, à direita ou à esquerda, uma corrente elétrica, uma circulação desse fluido, que cessa apenas ao se romper o circuito, e se restabelece logo, sempre que o circuito é restabelecido.

Como podemos perceber, Volta já tinha, naquele momento, a ideia da pilha e também notado que o sentido do fluxo da corrente elétrica dependia dos metais que formavam cada par de "condutores secos". Hoje, sabemos que o metal que libera os elétrons sofre oxidação e é aquele que tem o maior potencial de oxidação, ou seja, menor potencial de redução.

Em 1800, em uma carta ao cientista inglês Joseph Banks (1743-1820), Volta relata a construção de sua primeira pilha:

Coloco horizontalmente, sobre uma mesa ou uma base, um dos discos metálicos — de prata, por exemplo —, e sobre ele disponho um segundo disco de zinco; sobre este coloco um dos discos de flanela embebido em salmoura; depois outro disco de prata, seguido imediatamente por outro de zinco, sobre o qual pouso outra vez um disco umedecido. Continuo então da mesma maneira... até formar, com vários desses estágios, uma coluna tão alta que possa ainda se sustentar a si mesma sem cair.

Carta lida na Sociedade Real de Londres em 26 de junho de 1800 e publicada na revista *Philosophical Transactions*, n. 90, t. II, p. 403-31, 1800.

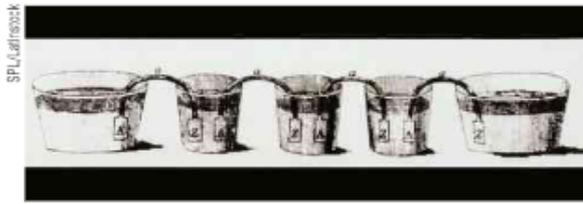
Os discos terminais eram constituídos por metais diferentes e conectados por um fio condutor.

Volta realizou experimentos usando pares de diferentes metais e verificou que a quantidade de corrente elétrica variava em função dos metais utilizados. Além disso, foi o primeiro a utilizar soluções eletrolíticas



Representação de um dos primeiros modelos de pilha elétrica de zinco e prata.

entre os eletrodos. Ele criou um dispositivo, denominado coroa de copos, formado por vários copos contendo soluções eletrolíticas, ligados entre si por uma haste metálica cujas extremidades eram compostas de metais diferentes.



Gravura da coroa de copos de Alessandro Volta (1800).



Esquema da coroa de copos de Volta.

Embora Volta não compreendesse muito bem o papel do condutor líquido, ele percebeu que, quanto maior o número de "estágios" de uma mesma pilha, maior a quantidade de corrente elétrica produzida.

Galvani defendeu seu ponto de vista até o fim de sua vida, o que lhe trouxe vários dissabores. Além de suas discussões com a comunidade científica, ele sofreu muito com a morte de sua esposa e com a perda da posição de professor na Universidade de Bolonha, por ter se recusado a jurar fidelidade ao governo invasor da Itália, de Napoleão Bonaparte. Galvani morreu na miséria.

Volta, por sua vez, indiferente aos problemas políticos, jurou fidelidade a Napoleão e, em 1801, realizou para ele uma demonstração de sua pilha na Academia de Ciências de Paris, tendo sido agraciado, em seguida, com uma medalha de ouro e com um prêmio de 2000 escudos de ouro. Em 1810, Volta foi elevado à posição de senador do reino da Itália, com o título de conde.



Alessandro Volta demonstra sua descoberta a Napoleão. Litografia do ano 1901.

Refleta

1. Justifique por que a corrente elétrica variava em função dos metais utilizados nos discos.
2. Sobre o esquema de Alessandro Volta, responda aos itens a seguir.
 - a) Por que Volta intercalava discos úmidos com soluções aquosas salinas entre os discos de metal?
 - b) Por que as soluções aquosas salinas são eletrolíticas?

REGISTRE
NO CADERNO

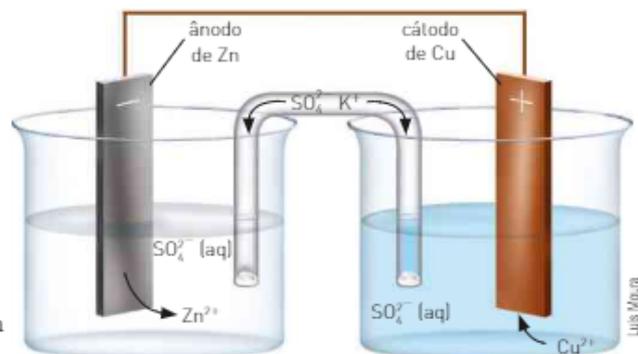
A ponte salina

A finalidade da ponte salina é manter as duas semicelas eletricamente neutras através da migração de íons (corrente iônica).

Na semicela de zinco da pilha de Daniell, devido à oxidação do Zn, a solução passa a apresentar excesso de cargas positivas, Zn^{2+} (aq), o que é neutralizado pela migração dos íons negativos SO_4^{2-} (aq), presentes na ponte salina, e de íons Zn^{2+} (aq), da solução aquosa.

Na semicela de cobre, devido à diminuição de íons Cu^{2+} (aq), a solução passa a apresentar excesso de cargas negativas SO_4^{2-} (aq), o que é neutralizado pela migração de íons positivos K^+ (aq), presentes na ponte salina.

A ponte salina pode ser substituída por uma placa de porcelana porosa.

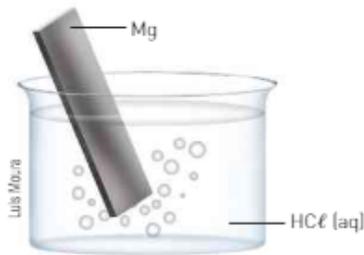


ATIVIDADES

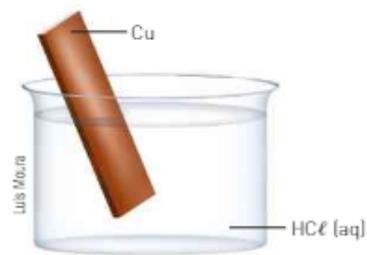


Utilizando as informações dadas e o esquema da pilha a seguir, responda às questões de 23 a 32.

Observe os seguintes experimentos:



O magnésio se oxida (perde elétrons) em presença de íons H^+ .



O cobre não se oxida em presença de íons H^+ .

23. Qual metal se oxida?
24. Qual metal se reduz?
25. Qual eletrodo é o ânodo?
26. Qual eletrodo é o cátodo?
27. Indique o sentido dos elétrons.
28. Indique os polos + e - .
29. Qual lâmina sofre corrosão?
30. Em qual lâmina ocorre deposição?
31. Escreva as semirreações de oxidação e de redução.
32. Escreva a reação global da pilha.
33. Em uma pilha constituída de níquel e chumbo ocorrem as seguintes semirreações:



Essa pilha pode ser representada pelo sistema ao lado. Nessa pilha:

- a) os cátions devem migrar para o eletrodo de níquel.
 - b) ocorre deposição de chumbo metálico sobre o eletrodo de níquel.
 - c) ocorre diminuição da massa do eletrodo de níquel.
 - d) os elétrons migram através da ponte salina do níquel para o chumbo.
 - e) o eletrodo de chumbo atua como ânodo.
34. A notação abaixo representa uma pilha.



A respeito dessa pilha, julgue cada item como verdadeiro ou falso.

- I. O eletrodo de zinco é o ânodo.
- II. Os elétrons migram do eletrodo de prata para o eletrodo de zinco.
- III. O eletrodo de prata é o polo negativo.
- IV. No eletrodo de zinco ocorre oxidação.
- V. A solução de Ag^+ tem sua concentração diminuída.



2. POTENCIAL DAS PILHAS

Potencial de redução e de oxidação

Na pilha de Daniell, os eletrodos são de zinco (Zn) e de cobre (Cu). Tanto os íons Zn^{2+} (aq) como os íons Cu^{2+} (aq) têm certa tendência de receber elétrons; porém, os íons Cu^{2+} (aq) são os que sofrem redução.

Podemos concluir, então, que a tendência do Cu^{2+} (aq) em sofrer redução é maior que a do Zn^{2+} (aq). Assim, dizemos que os íons Cu^{2+} têm maior potencial de redução (E_{red}).



Nessa pilha, como os íons Cu^{2+} sofreram redução, o zinco sofrerá oxidação, o que nos permite concluir que ele apresenta maior potencial de oxidação (E_{oxi}).



Em uma pilha, a espécie que apresenta maior E_{red} sofre redução e, portanto, a outra espécie, de maior E_{oxi} , sofre oxidação.

O potencial de uma pilha

Nas pilhas, os elétrons fluem do eletrodo onde ocorre oxidação (ânodo) para o eletrodo onde ocorre redução (cátodo), através do fio externo. Se colocarmos nesse fio um aparelho denominado voltímetro, conseguiremos medir a força eletromotriz (fem ou E) da pilha.

O valor indicado pelo voltímetro, em volts (V), corresponde à força eletromotriz da pilha. Nas pilhas comuns, esse valor aparece indicado na embalagem externa da pilha. Em Física, a equação característica de um gerador (pilha, bateria etc.) é:

$$U = E - r \cdot i$$

em que:

- U = diferença de potencial elétrico (ddp);
- E = força eletromotriz do gerador;
- r = resistência interna do gerador;
- i = intensidade da corrente elétrica.

Em Química, tratamos as pilhas como geradores ideais, isto é, aqueles cuja resistência interna é considerada desprezível em relação ao circuito elétrico que alimentam. Assim, para geradores ideais, a equação característica se reduz a:

$$U = E$$

ou seja, a fem da pilha é considerada igual à sua diferença de potencial ou ddp (ΔE). A diferença de potencial ou ddp (ΔE) de uma pilha depende das espécies químicas envolvidas, das suas concentrações e da temperatura. Por esse motivo, o ΔE é medido na chamada **condição-padrão**, que corresponde a espécies com concentração **1 mol/L** e possíveis gases envolvidos com pressão de **1 bar** a **25 °C**. Na condição-padrão, a diferença de potencial da pilha será representada por ΔE^0 .

O ΔE^0 de uma pilha corresponde à diferença entre os potenciais de redução das espécies envolvidas, e seu cálculo pode ser feito pela equação a seguir:

$$\Delta E^0 = E_{\text{red}}^0 (\text{cátodo}) - E_{\text{red}}^0 (\text{ânodo})$$

A força eletromotriz ou a diferença de potencial (ΔE) depende das semicelas. Não se consegue medir diretamente o potencial de redução de uma semicela, por isso tornou-se necessário estabelecer um padrão de referência. O padrão de referência escolhido arbitrariamente foi o eletrodo de hidrogênio, ao qual foi associado um $E_{\text{red}}^{\circ} = \text{zero}$. O eletrodo de hidrogênio é formado por um fio de platina (Pt) ligado a uma placa de platina em contato com o gás hidrogênio (H_2), adsorvido sobre a platina, a um 1 bar de pressão e a 25 °C, imerso em uma solução ácida com $[\text{H}^+] = 1 \text{ mol/L}$.

Quando o fio de platina recebe elétrons provenientes do circuito externo, ele se comporta como cátodo, e na sua superfície os íons H^+ se transformam em H_2 (g). A equação pode ser representada por:



Quando o eletrodo-padrão de hidrogênio funciona como ânodo, o gás hidrogênio é oxidado, formando íons H^+ (aq), de acordo com a equação:



Vamos agora construir o esquema de algumas pilhas, em que um dos eletrodos será o de hidrogênio, e assim poderemos determinar os E° das outras espécies.

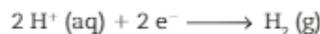
Pilha de zinco e hidrogênio

Quando um eletrodo padrão de hidrogênio é acoplado a uma semicélula com eletrodo de zinco, ele funciona como cátodo, onde ocorre redução.

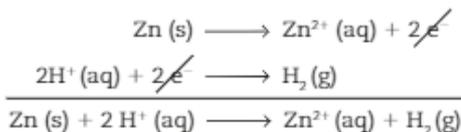
O eletrodo de zinco é o ânodo onde ocorre oxidação. Essa semirreação pode ser representada pela equação abaixo.



A semirreação que ocorre no eletrodo de hidrogênio é representada pela equação:



Somando as semirreações, temos:

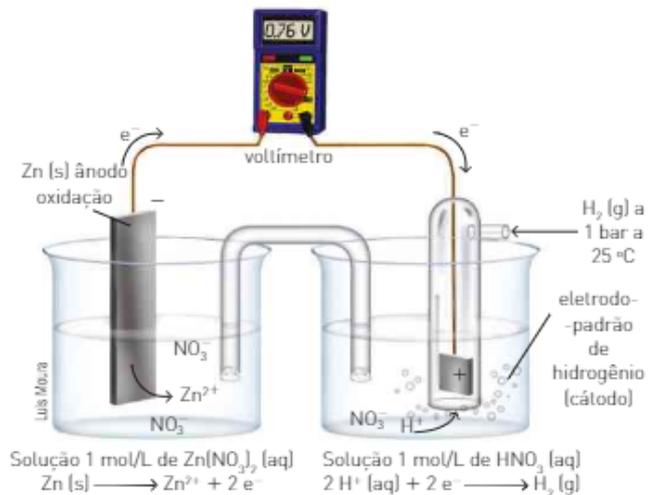


Essa pilha pode ser representada por:



Como o hidrogênio (H^+) se reduziu, seu potencial de redução é maior que o do Zn; aplicando o ΔE° indicado pelo voltímetro, temos:

$$\begin{aligned} \Delta E^{\circ} &= \underbrace{E_{\text{red}}^{\circ} (\text{cátodo})}_{\text{eletrodo-padrão de hidrogênio}} - \underbrace{E_{\text{red}}^{\circ} (\text{ânodo})}_{\text{eletrodo de zinco}} \\ \Delta E^{\circ} &= E_{\text{red}}^{\circ} (\text{H}^+ | \text{H}_2) - E_{\text{red}}^{\circ} (\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}^{\circ}) \\ 0,76 \text{ V} &= 0 - E_{\text{red}}^{\circ} (\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}^{\circ}) \\ E_{\text{red}}^{\circ} (\text{H}^+ | \text{H}_2) &= -0,76 \text{ V} \end{aligned}$$



Pilha de cobre e hidrogênio

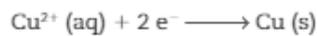
Quando o eletrodo-padrão de hidrogênio é acoplado a uma semicélula com eletrodo de cobre, ele funciona como ânodo, onde ocorre oxidação.

O eletrodo de cobre é o cátodo onde ocorre a redução.

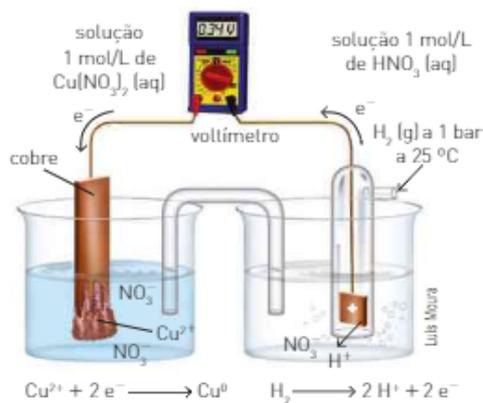
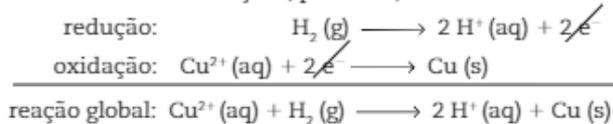
A semirreação pode ser representada pela equação:



Já a semirreação que ocorre no eletrodo de cobre é representada pela equação abaixo.



A soma das semirreações, portanto, é:



Essa pilha pode ser representada por:



Como o cobre (Cu^{2+}) se reduziu, seu potencial de redução é maior que o do H_2 ; aplicando o valor de ΔE^0 indicado pelo voltímetro à equação, temos:

$$\Delta E^0 = \underbrace{E_{\text{red}}^0 (\text{cátodo})}_{\text{eletrodo de cobre}} - \underbrace{E_{\text{red}}^0 (\text{ânodo})}_{\text{eletrodo-padrão de hidrogênio}}$$

$$\Delta E^0 = E_{\text{red}}^0 (\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}^0) - E_{\text{red}}^0 (\text{H}^+ | \text{H}_2)$$

$$0,34 \text{ V} = E_{\text{red}}^0 (\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}^0) - 0$$

$$E_{\text{red}}^0 (\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}^0) = +0,34 \text{ V}$$

A partir de vários experimentos semelhantes a esses, foram determinados os potenciais de redução de várias espécies químicas.

A tabela a seguir mostra esses potenciais e as semirreações de redução correspondentes.

POTENCIAIS DE REDUÇÃO (E°_{red}) COM SOLUÇÃO AQUOSA 1 mol/L A 25 °C E 1 BAR (EM V)		
$Li^+ (aq) + e^-$	\rightleftharpoons	$Li (s)$ -3,05
$K^+ (aq) + e^-$	\rightleftharpoons	$K (s)$ -2,95
$Ba^{2+} (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Ba (s)$ -2,91
$Ca^{2+} (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Ca (s)$ -2,87
$Na^+ (aq) + e^-$	\rightleftharpoons	$Na (s)$ -2,71
$Mg^{2+} (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Mg (s)$ -2,37
$Al^{3+} (aq) + 3 e^-$	\rightleftharpoons	$Al (s)$ -1,66
$Ti^{2+} (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Ti (s)$ -1,63
$Mn^{2+} (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Mn (s)$ -1,18
$Zn^{2+} (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Zn (s)$ -0,76
$Cr^{3+} (aq) + 3 e^-$	\rightleftharpoons	$Cr (s)$ -0,74
$Fe^{2+} (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Fe (s)$ -0,45
$Cr^{2+} (aq) + e^-$	\rightleftharpoons	$Cr^{2+} (aq)$ -0,41
$Cd^{2+} (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Cd (s)$ -0,40
$PbSO_4 (s) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Pb (s) + SO_4^{2-} (aq)$ -0,36
$Co^{2+} (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Co (s)$ -0,28
$Ni^{2+} (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Ni (s)$ -0,26
$Sn^{2+} (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Sn (s)$ -0,14
$Pb^{2+} (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Pb (s)$ -0,13
$2 H^+ (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$H_2 (g)$ 0,000
$Sn^{4+} (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Sn^{2+} (aq)$ +0,15
$SO_4^{2-} (aq) + 4 H^+ (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$SO_2 (g) + 2 H_2O (l)$ +0,15
$Cu^{2+} (aq) + e^-$	\rightleftharpoons	$Cu^+ (aq)$ +0,15
$Cu^{2+} (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Cu (s)$ +0,34
$Cu^+ (aq) + e^-$	\rightleftharpoons	$Cu (s)$ +0,52
$I_2 (s) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$2 I^- (aq)$ +0,53
$Fe^{3+} (aq) + e^-$	\rightleftharpoons	$Fe^{2+} (aq)$ +0,77
$Ag^+ (aq) + e^-$	\rightleftharpoons	$Ag (s)$ +0,80
$2 Hg^{2+} (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Hg_2^{2+} (aq)$ +0,80
$Br_2 (l) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$2 Br^- (aq)$ +1,07
$O_2 (g) + 4 H^+ (aq) + 4 e^-$	\rightleftharpoons	$2 H_2O (l)$ +1,23
$MnO_2 (s) + 4 H^+ (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$Mn^{2+} (aq) + 2 H_2O (l)$ +1,23
$Cr_2O_7^{2-} (aq) + 14 H^+ (aq) + 6 e^-$	\rightleftharpoons	$2 Cr^{3+} (aq) + 7 H_2O (l)$ +1,33
$Cl_2 (g) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$2 Cl^- (aq)$ +1,36
$Au^{3+} (aq) + 3 e^-$	\rightleftharpoons	$Au (s)$ +1,40
$MnO_4^- (aq) + 8 H^+ (aq) + 5 e^-$	\rightleftharpoons	$Mn^{2+} (aq) + 4 H_2O (l)$ +1,51
$PbO_2 (s) + SO_4^{2-} (aq) + 4 H^+ (aq) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$PbSO_4 (s) + 2 H_2O (l)$ +1,45
$Co^{3+} (aq) + e^-$	\rightleftharpoons	$Co^{2+} (aq)$ +1,92
$F_2 (g) + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$2 F^- (aq)$ +2,87

Fonte: GILBERT, Thomas R. et al. Chemistry: the science in context. 2. ed. New York: W. W. Norton & Company, Inc., 2009. p. A 26-27.

CONEXÃO

Corrosão e proteção de superfícies

Escurecimento da prata

É muito frequente acontecer de, com o tempo, os objetos de prata perderem seu aspecto brilhante, tornando-se escuros. Isso ocorre porque os átomos de prata da superfície do objeto reagem com outras substâncias (por exemplo, derivados de enxofre, presentes em vários alimentos e no próprio ar), formando uma película escura de sulfeto de prata. Essa película pode ser removida fundamentalmente por meio do uso de produtos para limpeza da prata e também pela redução da prata escura, que nessa película está na forma do cátion prata, colocando-a em contato com uma peça de alumínio, que reagirá com a prata, transformando-a no cátion alumínio e regenerando a prata metálica.

Isso pode ser feito colocando-se o objeto escurecido em uma panela de alumínio contendo solução de bicarbonato de sódio, NaHCO_3 , que é um meio básico e eletrolítico. Para tornar esse método mais rápido, aqueça o sistema.



Thales Trigo

Parte da película que cobria a bandeja de prata foi removida.

Refleta

REGISTRE
NO CADERNO

1. Considere que você decidiu utilizar um produto tipo "limpa-prata" para recuperar o brilho de uma corrente de prata que ficou escurecida com o passar dos anos. Após a limpeza, a massa da corrente será maior, menor ou igual à massa inicial?
2. Qual é a fórmula da substância constituinte da película escura que recobre a prata?
3. Se colocarmos a corrente escurecida em um copo contendo água, a corrente continuará escurecida, sem brilho. Diante disso, o que se pode concluir a respeito do sal que a recobre?
4. Para recuperar o brilho da corrente de prata, podemos também colocá-la em uma panela de alumínio contendo água e bicarbonato de sódio. A utilização desse método de limpeza provoca alteração na massa da corrente? Por quê?
5. Equacione, no caderno, as semirreações que ocorrem com o alumínio e a prata, mencionadas no texto.

Cálculo da voltagem (ΔE^0) das pilhas

O cálculo da diferença de potencial de uma pilha (ΔE^0) pode ser feito conhecendo-se os potenciais padrão de redução.

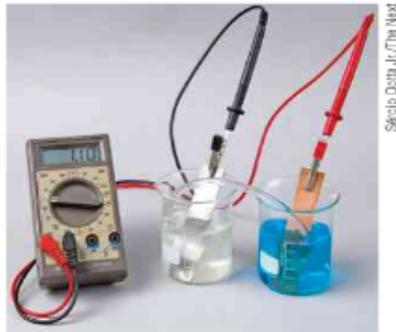
Vamos calcular o ΔE^0 de uma pilha de Zn – Cu, conhecendo-se os potenciais de redução.

$$E_{\text{red}}^0 (\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$$

$$E_{\text{red}}^0 (\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$$

Como já vimos, o ΔE^0 pode ser calculado pela expressão:

$$\begin{aligned} \Delta E^0 &= E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}} \\ \Delta E^0 &= E_{\text{espécie que se reduz}} - E_{\text{espécie que se oxida}} \\ \Delta E^0 &= E_{\text{espécie de maior potencial de redução}} - E_{\text{espécie de menor potencial de redução}} \\ \Delta E^0 &= (+0,34 \text{ V}) - (-0,76 \text{ V}) \\ \Delta E^0 &= +1,10 \text{ V} \end{aligned}$$



Pilha de Zn e Cu.

As reações envolvidas nessa pilha podem ser representadas pelas seguintes equações:

semirreações:



Veja outro exemplo, uma pilha de Al e Ag.

$$E_{\text{red}}^0 (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$$

$$E_{\text{red}}^0 (\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$$

Observando os potenciais, podemos perceber que a prata, por apresentar o maior potencial de redução, se reduz, e o eletrodo de **prata** será o **cátodo**.

O **alumínio**, por apresentar o menor potencial de redução, se oxida e constitui o **ânodo**.

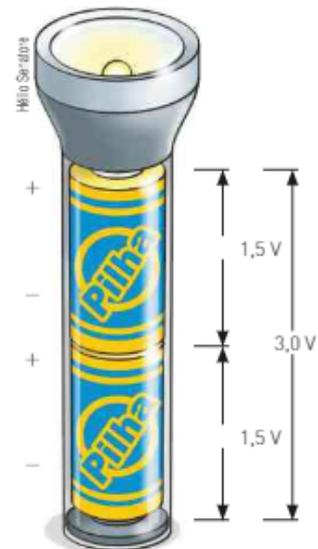
$$\begin{aligned} \Delta E^0 &= E_{\text{red}}^0 (\text{cátodo}) - E_{\text{red}}^0 (\text{ânodo}) \\ \Delta E^0 &= (+0,80 \text{ V}) - (-1,66 \text{ V}) \\ \Delta E^0 &= +2,46 \text{ V} \end{aligned}$$

Observando os dois exemplos nos quais foram calculados os ΔE^0 das pilhas, verificamos que ambos apresentam um $\Delta E^0 > 0$, o que caracteriza a espontaneidade de uma reação.

O $\Delta E^0 > 0$ caracteriza o funcionamento espontâneo de uma pilha.

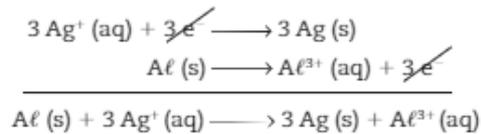
As semirreações dessas pilhas podem ser representadas por:

- semirreação de redução: $\text{Ag}^+ (\text{aq}) + 1 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag} (\text{s})$
- semirreação de oxidação: $\text{Al} (\text{s}) \longrightarrow \text{Al}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{e}^-$



Quando pilhas são ligadas em série, a força eletromotriz total corresponde à soma de cada força eletromotriz.

A equação global da pilha pode ser obtida pelo uso de coeficientes que igualem o número de elétrons cedidos e recebidos nas semirreações:



Note que os valores dos E^0 não dependem do número de mol das espécies envolvidas e são sempre constantes nas condições-padrão para cada espécie.

Espontaneidade das reações

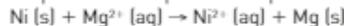
Já vimos que todas as pilhas são processos espontâneos, e apresentam sempre um $\Delta E^0 > 0$. Vamos analisar duas situações e prever qual delas é um processo espontâneo.



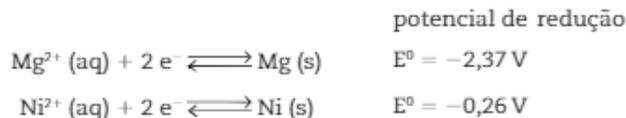
Teoricamente, se essa reação ocorresse, ela poderia ser representada por:



Teoricamente, se essa reação ocorresse, ela poderia ser representada por:



Para determinarmos qual dessas reações ocorre, devemos conhecer os potenciais-padrão de redução:

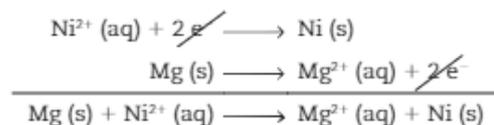


Pelos valores dos potenciais-padrão de redução devemos concluir que:

- O $\text{Ni}^{2+} (\text{aq})$, por ter maior E^0_{red} , sofre redução.
- Como, em processos de oxirredução, se uma espécie se reduz, a outra se oxida, o $\text{Mg} (\text{s})$ irá se oxidar.

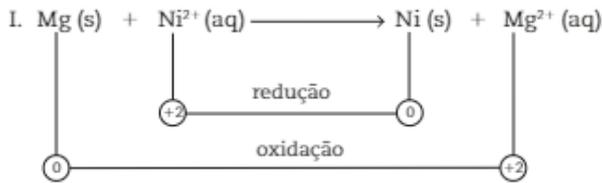


A soma das duas semirreações indica o processo espontâneo.



Isso nos permite concluir que o processo I é espontâneo, e que a reação II não ocorre espontaneamente.

Outra maneira de determinar a espontaneidade das reações seria calcular seus ΔE^0 .



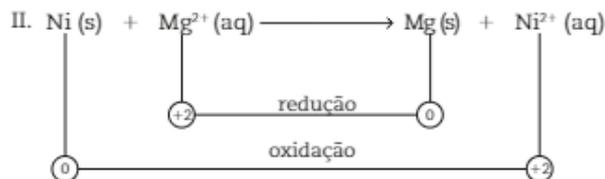
$$\Delta E^0 = \begin{matrix} E_{\text{red}}^0 \\ \text{da espécie} \\ \text{que se reduz} \end{matrix} - \begin{matrix} E_{\text{red}}^0 \\ \text{da espécie} \\ \text{que se oxida} \end{matrix}$$

$$\Delta E^0 = (-0,26 \text{ V}) - (-2,37 \text{ V})$$

$$\Delta E^0 = +2,11 \text{ V}$$

Como o $\Delta E^0 > 0$, esse processo é espontâneo.

No processo II, teoricamente temos:



$$\Delta E^0 = \begin{matrix} E_{\text{red}}^0 \\ \text{da espécie} \\ \text{que se reduz} \end{matrix} - \begin{matrix} E_{\text{red}}^0 \\ \text{da espécie} \\ \text{que se oxida} \end{matrix}$$

$$\Delta E^0 = (-2,37 \text{ V}) - (-0,26 \text{ V})$$

$$\Delta E^0 = -2,11 \text{ V}$$

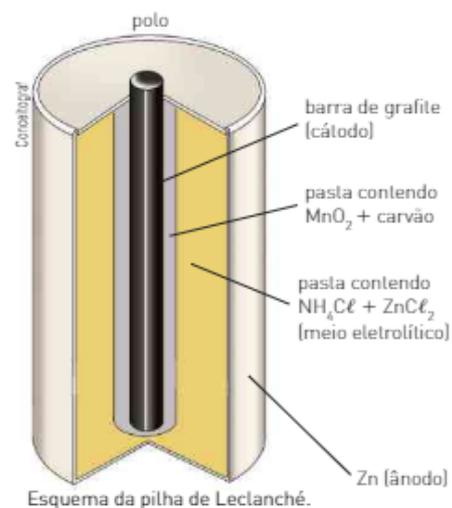
Como o $\Delta E^0 < 0$, o processo não é espontâneo.

3. PILHAS COMERCIAIS E BATERIAS

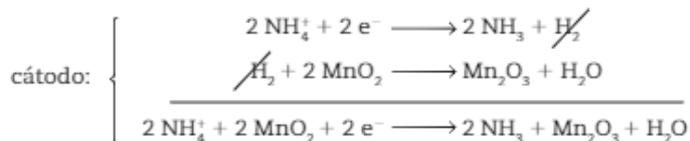
Pilha seca comum

Este tipo de pilha foi inventado em 1866 pelo engenheiro eletricitista francês George Leclanché (1839-1882) e é utilizado, atualmente, em rádios portáteis, brinquedos, relógios, lanternas etc.

A pilha de Leclanché é formada por um invólucro de zinco, que funciona como o ânodo da cela e é separado das demais espécies químicas presentes na pilha por um papel poroso. O eletrodo central, o cátodo, é formado de grafite e está envolvido por uma camada de dióxido de manganês (MnO_2), por carvão em pó (C) e por uma pasta úmida contendo cloreto de amônio (NH_4Cl), cloreto de zinco (ZnCl_2) e água (H_2O).



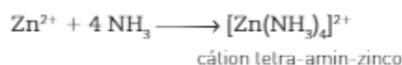
As reações que ocorrem quando o circuito está fechado são realmente complexas; porém, as mais prováveis são:



Uso diário das pilhas comuns

Se você deixar uma pilha dentro de um aparelho, o invólucro de zinco pode sofrer corrosão, acarretando vazamento da pasta úmida (eletrólito) e danificando o aparelho.

Quando você utiliza continuamente uma pilha, a amônia (NH_3) formada na semirreação do cátodo envolve o bastão de grafite, dificultando a descarga e, com isso, diminuindo a voltagem. Retirando essa pilha do aparelho, após certo tempo ela irá funcionar de novo relativamente bem, pois os íons Zn^{2+} removem o NH_3 :



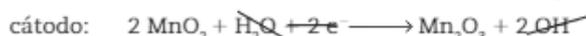
Colocando uma pilha já utilizada em um refrigerador, a diminuição da temperatura favorecerá a solubilidade da amônia que envolve a grafite na pasta úmida e, assim, a descarga ocorrerá mais facilmente, o que garante um melhor funcionamento temporário.

Essa pilha para de funcionar quando todo o MnO_2 se transforma em Mn_2O_3 , não sendo recarregável.

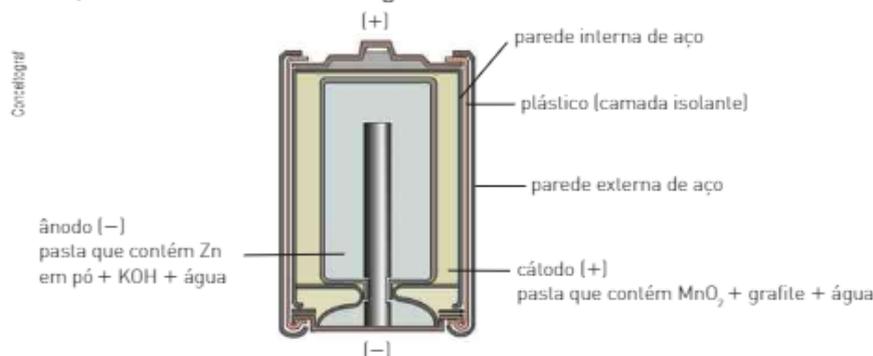
Pilha alcalina

Este tipo de pilha é semelhante à de Leclanché. A diferença é que a sua mistura eletrolítica contém hidróxido de potássio, uma base fortemente alcalina, que substitui o NH_4Cl das pilhas comuns.

As reações que ocorrem nesse tipo de pilha são:



A pilha alcalina apresenta uma durabilidade maior que as pilhas comuns, mas também não é recarregável.



Pilha de lítio

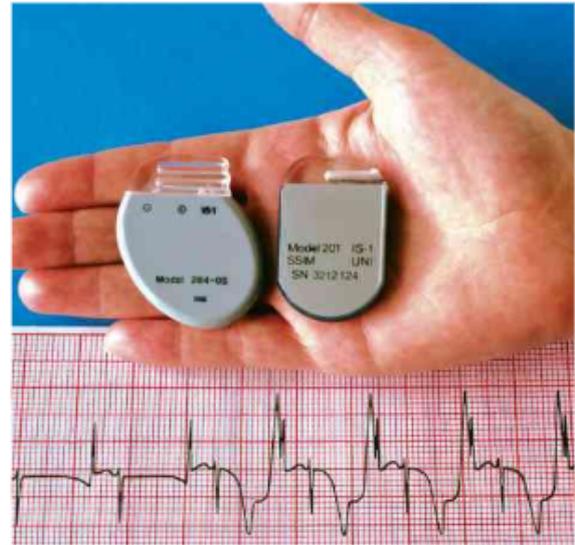
As pilhas de lítio são leves e originam uma grande voltagem ($\approx 3,4$ volts), sendo muito usadas em marca-passos.

O ânodo desse tipo de pilha é o lítio, enquanto o cátodo é uma mistura complexa de substâncias, entre elas o cloreto de sulfurila, SOCl_2 .

A reação global da pilha de lítio pode ser representada por:



Marca-passos são aparelhos que funcionam por meio de pilhas de lítio. Esses aparelhos são implantados no organismo e enviam impulsos elétricos ao coração, auxiliando o seu funcionamento adequado. O tamanho aproximado de um marca-passo é de 5 cm de comprimento.

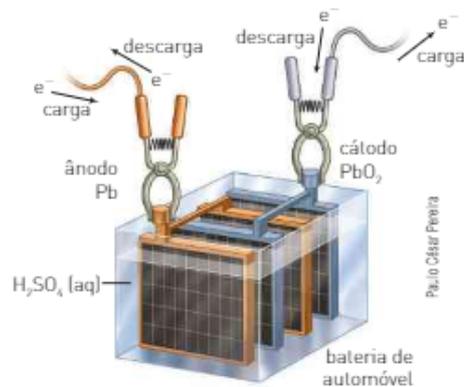


Emcon - Mc/duhy/SP - L.1411-9008

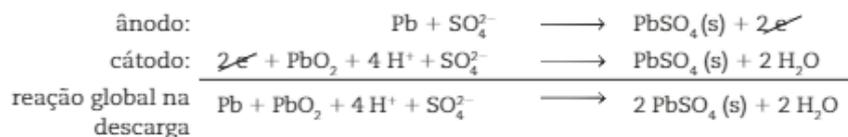
Baterias ou acumuladores de chumbo

A bateria comum de automóvel geralmente gera 6 ou 12 volts, dependendo do número de células usadas em sua construção. Internamente, a bateria contém certo número de células, ligadas em série, cada uma gerando 2 volts.

Nessa bateria o ânodo é feito de chumbo, e o cátodo, de óxido de chumbo IV, PbO_2 , ambos mergulhados em uma solução aquosa de ácido sulfúrico, H_2SO_4 (aq), de concentração igual a 30% em massa, o que corresponde a uma densidade de $1,28 \text{ g/cm}^3$.

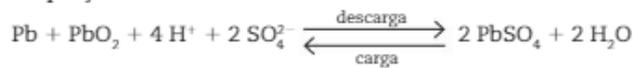


Quando o circuito externo está completo e a bateria está em operação (descarregando), ocorrem as seguintes reações:



Note que o ácido sulfúrico está sendo consumido durante a descarga e que, com isso, a concentração da solução diminui gradativamente. Além disso, o PbSO_4 deposita-se, aos poucos, sobre os eletrodos. A recarga da bateria é feita pela aplicação de uma diferença de potencial de outra fonte, invertendo-se os polos. Desse modo, grande parte do H_2SO_4 consumido na descarga será regenerado, o que é feito pelo dínamo ou alternador do automóvel.

A reação global que apresenta a descarga e a carga da bateria pode ser representada pela equação:



Para estimar o grau de descarga de uma bateria, mede-se a densidade da solução ácida. Caso a bateria esteja descarregada, essa solução apresentará uma densidade inferior a $1,20 \text{ g/cm}^3$. A medida da densidade pode ser feita com a utilização de um densímetro.

Quando a bateria está descarregada, ela pode ser recarregada usando-se uma corrente elétrica proveniente de uma fonte externa.

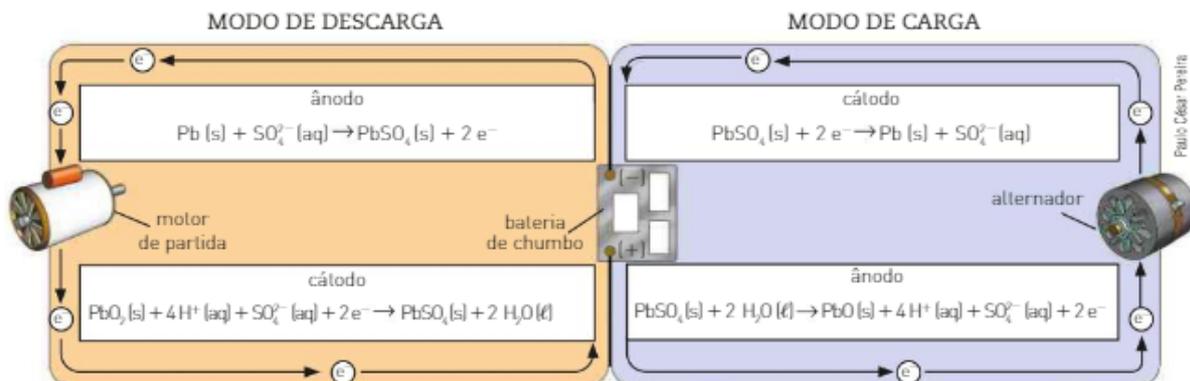


Para recarregar a bateria, pode-se recorrer a uma fonte externa de energia.



Mede-se a densidade da solução ácida introduzindo o densímetro em um vaso central e retirando uma amostra. A boia interna do densímetro indica o valor da densidade.

FUNCIONAMENTO DA BATERIA DE CHUMBO



Durante o funcionamento desse tipo de bateria, ocorre a decomposição de uma parte da água nos gases hidrogênio e oxigênio; por esse motivo, deve-se adicionar água destilada à bateria, para manter o nível e a concentração da solução adequados ao seu bom funcionamento.

Descarte responsável

O que você faz com as pilhas e as baterias velhas dos aparelhos elétricos que você tem em casa? Você costuma ler as informações das embalagens desses produtos?

Segundo dados de 2011, no Brasil são produzidas cerca de 800 milhões de pilhas comuns ao ano, cada uma delas com potencial de contaminação do solo por 50 anos.

Elementos como mercúrio, chumbo, níquel e cádmio, usados em pilhas e baterias, são altamente prejudiciais ao ambiente, aos seres humanos e a outros seres vivos. Alguns deles têm efeito cumulativo e permanecem por muito tempo nas cadeias alimentares.

É muito importante saber que existe uma legislação referente a isso. A Resolução Conama nº 401, de 4 de novembro de 2008, estabelece os limites máximos de chumbo, cádmio e mercúrio para pilhas e baterias comercializadas no país, sejam elas fabricadas aqui ou importadas. A resolução também define os critérios para coleta, reutilização, reciclagem, tratamento e descarte final desses dispositivos. Os revendedores têm a obrigação de manter postos de coleta à disposição do consumidor; os fabricantes têm a obrigação de cuidar das etapas seguintes até a destinação final.

E mais: em seu texto há instruções detalhadas sobre as informações que devem constar das embalagens de pilhas e baterias, para que o consumidor seja devidamente alertado sobre os riscos à sua saúde e ao ambiente e sobre a necessidade de encaminhar pilhas e baterias usadas aos revendedores e às assistências técnicas, para a devida coleta.

Quanto ao descarte, a resolução proíbe formas inadequadas de disposição ou destinação final das pilhas e baterias **de quaisquer tipos**, como lançamento a céu aberto ou em aterro não licenciado, queima a céu aberto ou incineração em instalações e equipamentos não licenciados, lançamento em rios, lagos, praias, manguezais, pântanos, terrenos baldios, poços, esgotos, áreas sujeitas a inundações, entre outros locais.

Da próxima vez que adquirir esses produtos, preste atenção nas informações da embalagem e siga as orientações.

Fontes das informações: Resolução Conama nº 401/2008 (disponível em: <<http://www.mma.gov.br/>>; <<http://super.abril.com.br/blogs/ideias-verdes/tag/pilhas-e-baterias/>>) (dados numéricos citados no texto). Acessos em: 21 abr. 2016.



À esquerda, símbolo que indica material que não deve ser descartado no lixo comum. À direita, símbolo de material reciclável.

Refleta



1. Busque na internet a Resolução Conama citada no texto. Leia-a na íntegra e discuta os principais pontos com seus colegas.
2. Muitas pessoas, por desconhecimento da legislação ou por hábito, descartam no lixo comum as pilhas usadas. Com seus colegas, pesquise mais informações sobre: danos ambientais e à saúde humana causados pela contaminação por chumbo, mercúrio e cádmio; descarte responsável de eletroeletrônicos; postos de coleta e reciclagem. Reúnam o material pesquisado e organizem, com a ajuda do(a) professor(a), uma campanha de esclarecimento na escola e, se for viável, na comunidade.

Algumas empresas fornecem ou orientam como descartar e recolher o denominado lixo eletrônico. Procure na internet se existe alguma empresa com postos de coleta próximos da sua casa.

Pilha de combustíveis

Este é um dispositivo muito importante para obtenção de energia elétrica, que utiliza combustíveis gasosos, como o gás hidrogênio (H_2) e o gás oxigênio (O_2), que irão reagir em um ambiente apropriado, podendo-se obter energia elétrica. É muito utilizado em veículos espaciais. As pilhas de combustíveis apresentam três compartimentos, separados uns dos outros por eletrodos porosos e inertes. O H_2 é injetado em um compartimento, e o O_2 é injetado em outro. Esses gases se difundem pelos eletrodos e reagem com uma solução eletrolítica de caráter básico contida no compartimento central.

As semirreações que ocorrem são:



Outra pilha de combustíveis, usada atualmente em veículos elétricos, utiliza gás hidrogênio e gás oxigênio proveniente do ar e apresenta uma membrana, entre os eletrodos, que permite a troca de prótons (íons H^+).

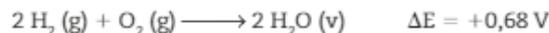
Nesse tipo de pilha, o gás hidrogênio, introduzido em uma câmara localizada ao lado do ânodo, passa através de uma parede porosa de platina, que irá acelerar a reação:



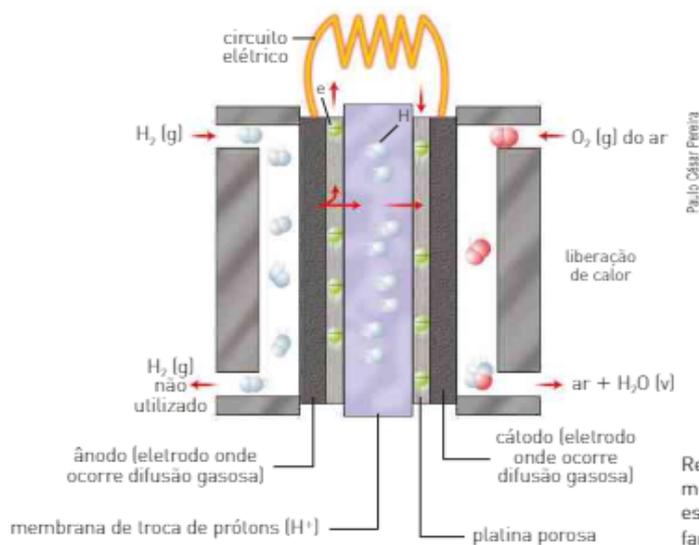
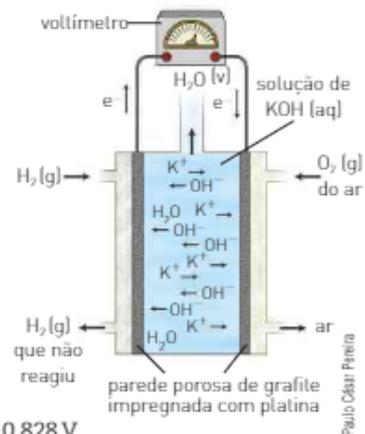
Os íons H^+ (aq) formados migram através da membrana de troca de prótons para o outro lado da célula onde ocorre a reação:



A reação global desse tipo de pilha pode ser representada pela equação:



Diferentemente das pilhas estudadas até agora, as pilhas de combustíveis podem funcionar por longos períodos de tempo, desde que recebam continuamente os reagentes.

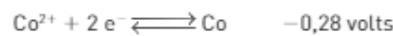
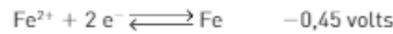


Representação de modelos fora de escala e em cores fantasia.

ATIVIDADES

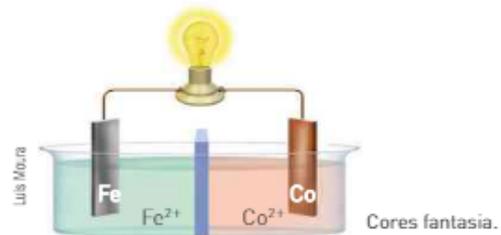


Conhecendo os potenciais



responda às questões de 35 a 41.

35. Os potenciais indicados são de oxidação ou de redução?
36. Dê os valores dos potenciais:
- $$\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \quad E = ?$$
- $$\text{Co} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \quad E = ?$$
37. Qual das espécies — Fe, Fe²⁺, Co e Co²⁺ — apresenta maior tendência em perder elétrons, ou seja, tem maior potencial de oxidação?
38. Qual das espécies — Fe, Fe²⁺, Co e Co²⁺ — apresenta maior tendência em ganhar elétrons, ou seja, tem maior potencial de redução?
39. Sabendo que a espécie que perde elétrons com maior facilidade apresenta maior potencial de oxidação, podemos afirmar que ela é o melhor agente oxidante ou redutor? Indique qual é essa espécie.
40. A espécie que ganha elétrons com maior facilidade (isto é, que tem maior potencial de redução) é o melhor agente oxidante ou o melhor redutor?
41. Considere a pilha ao lado e responda aos itens a seguir.
- Indique o sentido dos elétrons.
 - Indique os polos positivo e negativo.
 - Qual eletrodo é o cátodo?
 - Qual eletrodo é o ânodo?
 - Escreva em seu caderno as semirreações.
 - Escreva em seu caderno a reação global.
 - Calcule a força eletromotriz dessa pilha.



Atividade prática

Siga SEMPRE as orientações do(a) professor(a) ou técnico(a) de laboratório.

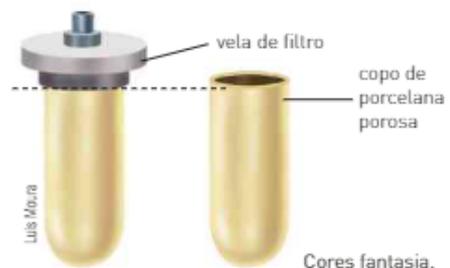
Uma pilha semelhante à de Daniell

A primeira pilha de Daniell, construída em 1836, apresentava um esôfago de boi no lugar da ponte salina, com a finalidade de separar as duas soluções salinas.

Vamos usar um recipiente de porcelana não vitrificada e uma vela de filtro de água comum. Para a montagem da pilha, devemos inicialmente serrar uma dessas velas, obtendo um copo de porcelana porosa.

Com a finalidade de obter uma maior diferença de potencial, vamos substituir o eletrodo de zinco pelo de magnésio. Esse eletrodo pode ser encontrado em lojas de materiais para piscinas e costuma ser conhecido por **eletrodo de sacrifício**.

Objetivo: utilizando materiais alternativos, observar os resultados obtidos por Daniell em 1836.



Material necessário

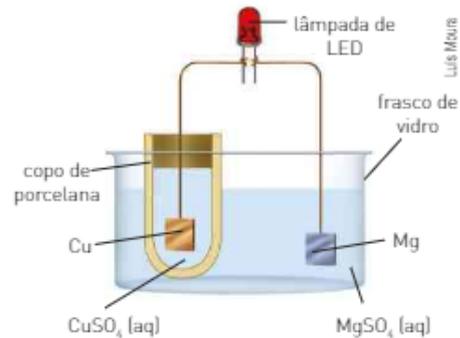
- frasco de vidro
- copo de porcelana
- 1,5 m de fio comum de cobre
- sistema formado por lâmina de Cu + barra de Mg + lâmpada pequena (de lanterna) ou LED — *Light Emitting Diode* (Diodo Emissor de Luz)
- solução de CuSO_4 , formada pela dissolução de aproximadamente 16 g do sal em água suficiente para 100 mL de solução
- solução de MgSO_4 , formada pela dissolução de aproximadamente 12 g do sal em água suficiente para 100 mL de solução

O CuSO_4 pode ser adquirido em lojas que vendem materiais para conservação de piscinas, e o MgSO_4 é encontrado em farmácias com o nome "sal amargo".

Procedimento

Coloque a solução de CuSO_4 (aq) no copo de porcelana até quase seu preenchimento e, no frasco de vidro, coloque a solução de MgSO_4 (aq). Feito isso, introduza o copo de porcelana no frasco de vidro.

A seguir, coloque o eletrodo de cobre na solução de CuSO_4 (aq) e o de magnésio na solução de MgSO_4 (aq), conectando-os à lâmpada conforme indicado na figura ao lado. Observe a lâmpada.



Cores fantasia.

Discussão

1. Conhecendo as massas atômicas:

$$O = 16; S = 32; Cu = 63,5; Mg = 24,3$$

calcule as concentrações em mol/L aproximadas das duas soluções e explique por que foram escolhidas as massas indicadas dos sais.

2. Dadas as equações das semirreações, com seus potenciais-padrão:



responda aos itens seguintes:

- a) No eletrodo de magnésio ocorre oxidação ou redução? Escreva em seu caderno a equação correspondente.
- b) Esse eletrodo é o polo positivo ou o negativo?
- c) Esse eletrodo é o ânodo ou o cátodo?
- d) No eletrodo de cobre ocorre oxidação ou redução? Escreva em seu caderno a equação correspondente.
- e) Escreva em seu caderno a equação que representa a reação global.
- f) Qual a representação oficial dessa pilha?
- g) Qual o sentido dos elétrons?
- h) O que ocorre com as lâminas de Mg e Cu?
- i) O que ocorre com as concentrações das duas soluções?
- j) Calcule o ΔE° da pilha.
- k) Sabendo que:



calcule o ΔE° de pilhas formadas por cobre e zinco, e por zinco e magnésio.

3. Se construíssemos uma bateria formada por 6 pilhas desse tipo, em série, qual seria o $\Delta E_{\text{bateria}}^{\circ}$?

Após a atividade, guarde as soluções; você pode reaproveitá-las em outros experimentos que utilizam sulfato de cobre.

Para saber mais sobre descarte responsável consulte: <<http://gpquae.iqm.unicamp.br/apresentacao/A14.pdf>>. Acesso em: 21 fev. 2016.

4. CORROSÃO E PROTEÇÃO DE METAIS

A deterioração de metais em reações de oxirredução é denominada corrosão. Dependendo das condições, esse processo tem efeitos indesejáveis.



As corrosões são comuns no nosso dia a dia: a formação de ferrugem em objetos de ferro, o escurecimento da prata, a formação do azinhavre [camada verde de carbonato de cobre que se forma sobre objetos de cobre] etc.

O processo de corrosão mais comum é o que ocorre com o ferro. Estima-se que aproximadamente 20% de todo o ferro produzido anualmente é utilizado para repor objetos de ferro corroídos.

Corrosão do ferro

A corrosão do ferro, bem como de outros metais, está relacionada com a capacidade que um metal tem de se oxidar (agente redutor) e com a capacidade de uma espécie, como o oxigênio (O_2), de se reduzir (agente oxidante). A temperatura e as concentrações dos reagentes afetam as reações de corrosão. Vamos considerar o experimento representado ao lado, em que um prego de ferro é introduzido em três tubos, cada qual contendo uma substância diferente: água, agente higroscópico (ou desidratante) e óleo, respectivamente.

Após certo tempo, notamos que:

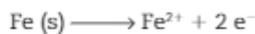
- no tubo 1 ocorreu corrosão do prego;
- no tubo 2 não ocorreu alteração no prego (corrosão do prego);
- no tubo 3 não ocorreu alteração no prego (corrosão do prego).

Após o término dos experimentos, podemos concluir que para que o prego de ferro sofra corrosão é necessário que ele esteja na presença de ar (O_2) e água (H_2O), pois o ferro se oxida facilmente quando exposto ao ar úmido.

As reações envolvidas na formação da ferrugem são:

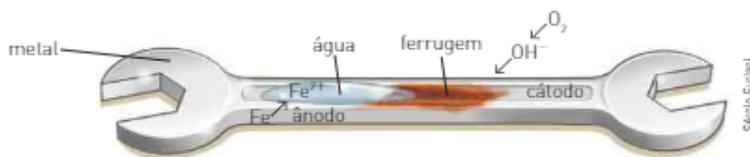
oxidação do ferro

(ânodo)

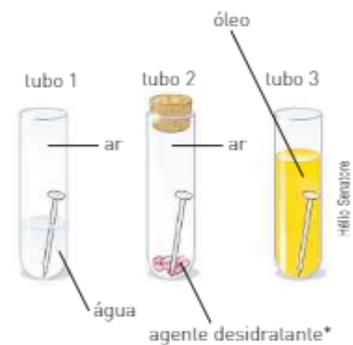


redução do oxigênio

(cátodo)



Cores fantasia.



* Absorve o vapor de água.

Cores fantasia.

A presença de íons dissolvidos na água facilita o fluxo de elétrons, favorecendo a formação da ferrugem. Isso explica por que em regiões litorâneas a ferrugem se forma mais rapidamente.

A reação global pode ser representada pela equação:



O $\text{Fe}(\text{OH})_2$ é normalmente oxidado a $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



Muitas vezes, a ferrugem é representada por $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$, alguns autores a representam pela fórmula $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (s).



A corrosão pode colocar em risco a vida de pessoas, uma vez que enfraquece estruturas internas de edifícios e de pontes, por exemplo.

Ponte enferrujada, Espanha. 2002.

Proteção contra a corrosão

A ferrugem pode ser evitada utilizando-se revestimentos de proteção, como tintas, graxas, óleos, esmaltes ou alguns metais mais resistentes à corrosão. Podem ser usados também metais que, apesar de serem mais reativos que o ferro, quando se oxidam, formam um óxido que adere ao ferro, revestindo-o e protegendo-o.

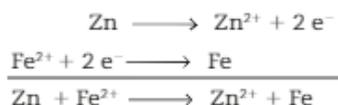
Revestimento do ferro com zinco

Uma maneira muito comum de proteger um metal da corrosão — normalmente ferro ou aço — é a aplicação de uma fina camada de outro metal para revestimento. O processo de revestimento feito com zinco sobre o ferro ou o aço é conhecido por **galvanização**.

O revestimento de zinco impede o contato direto do ferro com o ar e a água. Se o objeto galvanizado sofre algum "risco", o ferro fica exposto ao ar e se oxida:

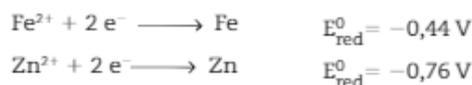


No entanto, imediatamente, o zinco do revestimento também se oxida, fazendo com que o íon Fe^{2+} se reduza a Fe:



Em contato com o ar e a água, o Zn^{2+} origina o $\text{Zn}(\text{OH})_2$, que se deposita sobre o ferro anteriormente exposto, impedindo que a corrosão do ferro prossiga.

O entendimento dessas reações pode ser feito pela análise dos potenciais de redução do ferro e do zinco representados pelas semirreações a seguir.



Podemos perceber que o zinco apresenta menor potencial de redução ($-0,76 \text{ V}$); portanto, sua oxidação é mais fácil de ocorrer, ou seja, ele perde elétrons com mais facilidade que o ferro.



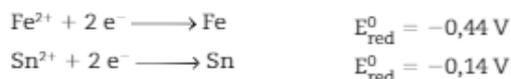
Pregos galvanizados.

Revestimento do ferro com estanho

Esse tipo de revestimento é usado para a fabricação da **folha de flandres** ou **lata**.

A finalidade do revestimento com estanho é, simplesmente, proteger o ferro, impedindo-o de ficar exposto ao ar e à água. Se a lata é riscada ou amassada, e parte do revestimento de estanho se perde, o ferro exposto ao ar se oxida, sofrendo corrosão rapidamente.

Observando os potenciais E_{red}^0 , temos:



Note que o potencial de redução do Fe^{2+} é menor que o do Sn^{2+} . Assim, o potencial de oxidação do ferro é maior que o do estanho, ou seja, o ferro perde elétrons mais facilmente, o que acarreta sua corrosão.



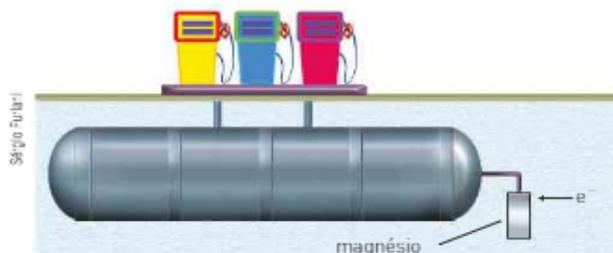
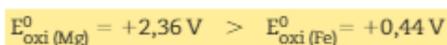
Silll Irregas/Getty Images

As latas de ferro de vários alimentos são revestidas internamente com estanho.

Proteção com eletrodo ou com metal de sacrifício

Para proteger o ferro ou o aço da corrosão, podemos utilizar outro metal que apresenta uma tendência maior de perder elétrons (maior potencial de oxidação). Esse metal se oxida e evita a corrosão do ferro, sendo, por isso, chamado de **metal de sacrifício**.

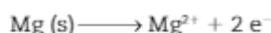
Um metal normalmente utilizado com essa finalidade é o magnésio.



Representação fora de escala e em cores fantasia.

Tanques de aço contendo combustível apresentam placas de magnésio que os protegem. Isso também acontece nos navios e oleodutos, por exemplo.

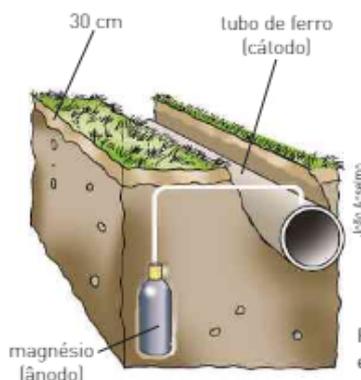
De acordo com a equação:



podemos perceber que o magnésio, quando se oxida, perde elétrons para o ferro, que permanece protegido. As placas de magnésio devem, portanto, ser substituídas por outras, esporadicamente.

Essa substituição é uma medida prática e econômica para proteger a tubulação do oleoduto, por exemplo, pois é bem mais barato colocar uma nova placa de magnésio do que substituir todo o oleoduto.

Além do magnésio, existem outros metais que podem ser utilizados como metais de sacrifício. A condição para que isso ocorra é que seu potencial de oxidação seja maior que o potencial de oxidação do metal a ser protegido.



Representação fora de escala e em cores fantasia.

ATIVIDADES

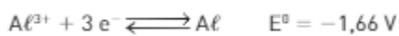


De acordo com as informações a seguir, responda às questões de 42 a 47.

Se adicionarmos uma solução aquosa de ácido clorídrico a duas panelas, uma de cobre e outra de alumínio, teoricamente podemos imaginar as reações:



Conhecendo os potenciais de redução:



42. Indique, da equação I, qual espécie se reduz e qual se oxida.

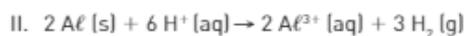


43. Calcule o ΔE° para a equação I.

$$\Delta E^{\circ} = \begin{array}{c} E_{\text{red}}^{\circ} \\ \text{da espécie que} \\ \text{se reduz} \end{array} - \begin{array}{c} E_{\text{red}}^{\circ} \\ \text{da espécie que} \\ \text{se oxida} \end{array}$$

44. Esse processo é ou não espontâneo?

45. Indique, da equação II, qual espécie se reduz e qual se oxida.



46. Calcule o ΔE° para a equação II.

$$\Delta E^{\circ} = \begin{array}{c} E_{\text{red}}^{\circ} \\ \text{da espécie que} \\ \text{se reduz} \end{array} - \begin{array}{c} E_{\text{red}}^{\circ} \\ \text{da espécie que} \\ \text{se oxida} \end{array}$$

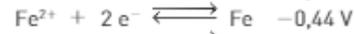
47. Esse processo é ou não espontâneo?

48. A panela de alumínio será corroída pelo ácido?

49. A ilustração ao lado mostra blocos de um metal acoplados ao casco de ferro de um navio.

Esses blocos de metal se oxidam, evitando a corrosão das chapas de ferro do casco do navio.

Utilizando os potenciais apresentados abaixo, indique qual(is) metal(is) pode(m) ser utilizado(s) para essa finalidade.



50. (Unimontes) Os potenciais-padrão de redução do ferro (Fe) e do cromo (Cr) são dados a seguir:



Atividade prática

Eletrodo de sacrifício

Eletrodo de sacrifício é o nome dado a um metal utilizado para evitar a corrosão de outro. Como vimos, os eletrodos de sacrifício são muito empregados para evitar, principalmente, a corrosão de peças e estruturas de ferro.

Objetivo: observar o modo como funciona um recurso muito utilizado em virtude de sua praticidade e economia.

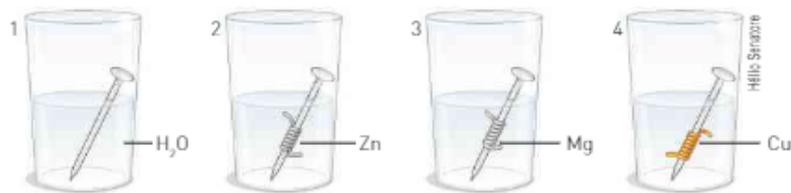
Material necessário

- 4 tubos de ensaio ou copos
- água
- 4 pregos de ferro (não galvanizados)
- lixa
- 1 fita de zinco
- 1 fita de magnésio
- 1 fio de cobre (fio elétrico desencapado)

Procedimento

Lixe a fita de zinco, a fita de magnésio, o fio de cobre e os pregos.

- Copo 1: Coloque um dos pregos em água suficiente para cobri-lo até a metade. Este tubo será usado como referencial de comparação para os outros experimentos e é denominado **controle**.
- Copo 2: Fixe a fita ao segundo prego e coloque água até a mesma altura do copo 1.
- Copo 3: Fixe a fita de magnésio ao terceiro prego e coloque água até a mesma altura dos demais.
- Copo 4: Enrole o fio de cobre no quarto prego e adicione água até a mesma altura dos demais.



Deixe os sistemas em repouso durante 10 dias e, ao final desse período, construa uma tabela em que conste:

- 1ª coluna: nº do copo;
- 2ª coluna: aparência inicial;
- 3ª coluna: aparência final.

Discussão



1. Considerando os copos 2, 3 e 4, responda, para cada copo, aos itens abaixo.
 - a) Qual metal sofreu oxidação?
 - b) Escreva em seu caderno a equação que representa essa semirreação.
 - c) O Fe é agente redutor ou oxidante?
2. Qual(is) metal(is) protegeu(ram) o Fe da oxidação?
3. Qual(is) metal(is) acelerou(aram) a oxidação do Fe?
4. Entre os metais Zn, Mg e Cu, qual deve ter o potencial de redução maior que o do Fe? Justifique sua resposta.
5. Procure, na tabela de potenciais-padrão (p. 239), os E_{red}^0 dos metais e verifique se suas respostas anteriores são coerentes com os valores encontrados.
6. Entre os metais Zn, Mg e Cu, qual é o melhor para ser utilizado como eletrodo de sacrifício para o Fe?

Capítulo 15

Eletrólises

Geralmente, metais não ocorrem livres na natureza. As formas mais comuns desses materiais são óxidos ou sais.

O sal mais abundante presente na água do mar é o cloreto de sódio, encontrado na forma dissociada: Na^+ (aq) e Cl^- (aq). Esse sal é usado para a produção do sódio metálico, Na, e do gás cloro, Cl_2 , que não são encontrados livres na natureza.

Para produzir o sódio metálico, é necessário que o cátion Na^+ seja transformado em Na. Paralelamente, a produção do gás cloro é feita a partir dos íons Cl^- . De que modo se combinam, industrialmente, esses dois processos?

A reação entre o cátion Na^+ e o ânion Cl^- que permite a obtenção de Na e Cl_2 pode ser representada pela equação



e não ocorre espontaneamente.



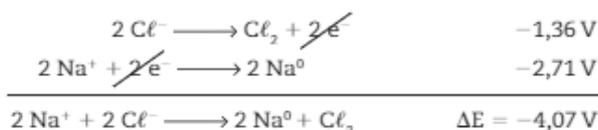
Sal de cozinha, cujo principal componente é o cloreto de sódio [NaCl].

1. ELETRÓLISE, UM PROCESSO NÃO ESPONTÂNEO

Para entender a não espontaneidade dessa reação, devemos lembrar que os íons Na^+ e Cl^- são mais estáveis que seus respectivos átomos (Na e Cl) e também conhecer os potenciais de redução dos íons Na^+ e Cl^- .



As semirreações que deveriam ocorrer para formar Na^0 e Cl_2 seriam:

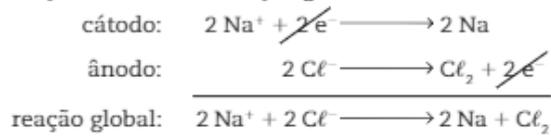


Como o ΔE é negativo (-4,07 V), a reação **não é espontânea**. No entanto, podemos provocá-la se submetermos o sistema a uma corrente elétrica proveniente de fonte externa, como, por exemplo, uma pilha, por meio de um processo chamado eletrólise.

Nas pilhas, ocorrem algumas reações químicas capazes de produzir espontaneamente corrente elétrica. O processo inverso, em que a passagem de corrente elétrica através de um sistema líquido onde existem íons produz reações químicas, não é espontâneo e é denominado eletrólise, tendo sido estudado pela primeira vez por Michael Faraday (1791-1867), em meados do século XIX. As eletrólises são realizadas em uma cela (ou célula) eletrolítica, na qual a corrente elétrica é produzida por um gerador (pilha), e os eletrodos são geralmente inertes: platina ou grafite (carvão).

Outro fato interessante a respeito dessas reações: o gás cloro pode ser obtido diretamente da água do mar, mas o sódio metálico, não. Na verdade, é difícil obter sódio metálico: sendo um processo eletroquímico, é grande a quantidade de eletricidade necessária para a sua produção, assim como a do alumínio.

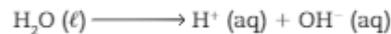
Estabelecendo a igualdade entre o número de elétrons perdidos e recebidos e somando as semirreações, obtemos a reação global da eletrólise:



Analisando a reação global, podemos concluir que a eletrólise ígnea do cloreto de sódio produz sódio metálico (Na) e gás cloro (Cl₂).

Eletrólise em meio aquoso

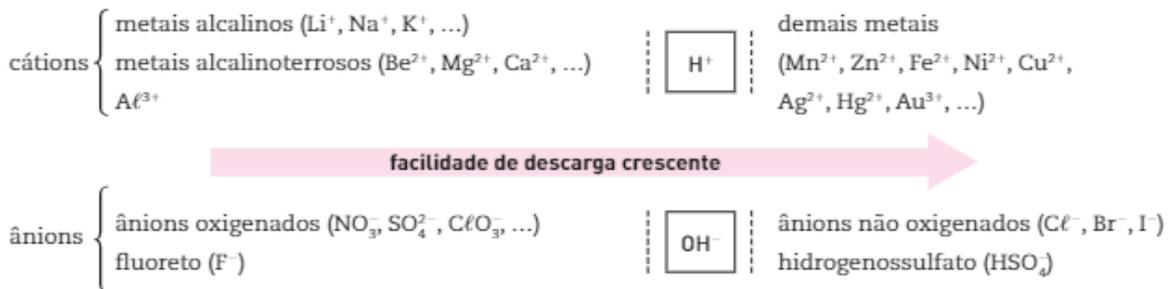
Na eletrólise em meio aquoso, devemos considerar não só os íons provenientes do soluto, mas também os da água, provenientes de sua ionização. A ionização da água pode ser representada simplificada por:



A dissociação do soluto irá originar cátions e ânions. Na solução, temos:

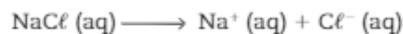
- cátions $\left\{ \begin{array}{l} \text{provenientes da água} = \text{H}^+ \\ \text{provenientes do soluto} \end{array} \right.$
- ânions $\left\{ \begin{array}{l} \text{provenientes da água} = \text{OH}^- \\ \text{provenientes do soluto} \end{array} \right.$

Verificou-se experimentalmente que existe uma prioridade de descarga de cátions e ânions.



Eletrólise aquosa do cloreto de sódio

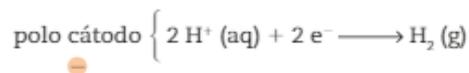
Na solução, temos:



Vamos inicialmente analisar as descargas dos cátions: Na⁺ (aq) e H⁺ (aq).

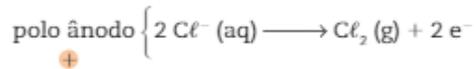
Pela tabela de prioridade de descarga, verificamos que o cátion H⁺ (aq) tem prioridade de descarga sobre o Na⁺ (aq).

Assim, o cátion H⁺ (aq) migra para o cátodo (polo \ominus), onde ocorre sua redução e descarga:

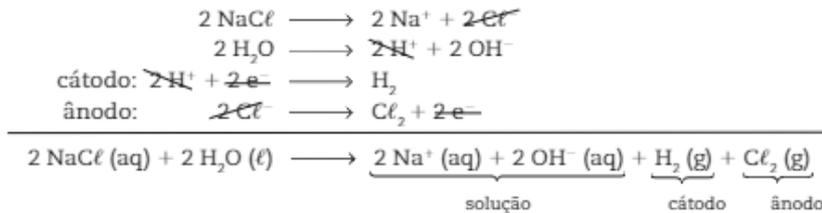


Estudando agora os ânions Cl^- (aq) e OH^- (aq), verificamos que o Cl^- (aq) tem prioridade de descarga em relação ao OH^- (aq).

Assim, o ânion Cl^- (aq) migra para o ânodo (polo \oplus), onde ocorre sua oxidação e sua descarga:

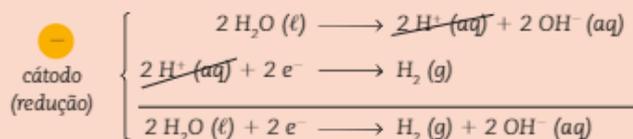


A partir das quatro equações representadas, podemos obter a equação global do processo:



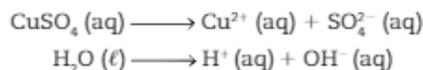
A eletrólise do NaCl (aq) é um processo que permite obter soda cáustica (NaOH), gás hidrogênio (H_2) e gás cloro (Cl_2).

Note que a presença de OH^- na solução final da eletrólise caracteriza soluções básicas. Em vez de escrever a descarga do H^+ proveniente da água, podemos escrever a descarga da própria água, cuja reação é dada por:



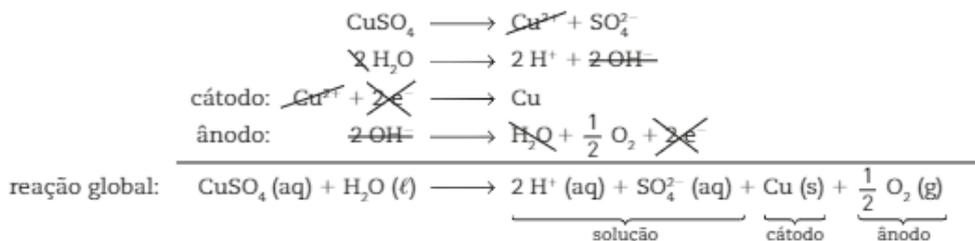
Eletrólise aquosa do sulfato de cobre II

Na solução, temos:

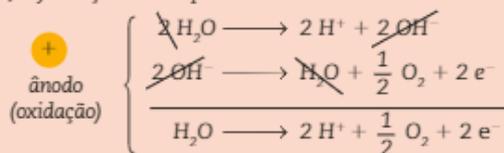


	Cátodo	Ânodo
Migração de íons	Cu^{2+} e H^+	OH^- e SO_4^{2-}
Facilidade de descarga	$\text{Cu}^{2+} > \text{H}^+$	$\text{OH}^- > \text{SO}_4^{2-}$
Semirreação	$\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{e}^- \xrightarrow{\text{redução}} \text{Cu} \text{ (s)}$	$2 \text{OH}^- \text{ (aq)} \xrightarrow{\text{oxidação}} \text{H}_2\text{O} \text{ (l)} + \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{e}^-$
Íons presentes na solução	H^+	SO_4^{2-}

Somando as quatro equações, temos:

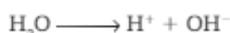


- Note que, pela eletrólise do CuSO_4 , obtivemos cobre metálico (Cu) e gás oxigênio (O_2) e que a solução final apresenta caráter ácido devido aos íons H^+ (aq).
- Em vez de escrever a descarga do OH^- proveniente da água, podemos escrever a descarga da própria água, cuja reação é dada por:



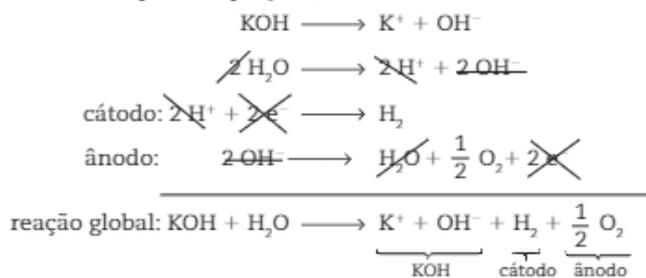
Eletrólise aquosa do hidróxido de potássio

Na solução, temos:



	Cátodo	Ânodo
Migração de íons	H^+ e K^+	OH^- da água e OH^- da base
Facilidade de descarga	$\text{H}^+ > \text{K}^+$	OH^-
Semirreação	$2\text{H}^+ (\text{aq}) + 2\text{e}^- \xrightarrow{\text{redução}} \text{H}_2 (\text{g})$	$2\text{OH}^- (\text{aq}) \xrightarrow{\text{oxidação}} \text{H}_2\text{O} (\ell) + \frac{1}{2}\text{O}_2 (\text{g}) + 2\text{e}^-$
Permanece na solução	K^+	OH^- da água

Somando as quatro equações, temos:



ou, simplificadamente: $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2$.

Note que o KOH não participa da eletrólise, que está realmente ocorrendo com a água, produzindo gás hidrogênio (H_2) e gás oxigênio (O_2). Logo, ao final da reação, a solução de hidróxido de potássio (KOH) estará mais concentrada do que no início.

ATIVIDADES

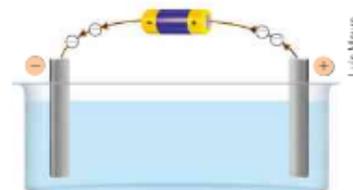
REGISTRE
NO CADERNO

Com base na ilustração ao lado, responda às questões de 51 a 57.

O esquema mostra uma representação da eletrólise ígnea do brometo de chumbo II (PbBr_2):



- Os cátions Pb^{2+} migram para o polo \ominus . Qual é o nome desse eletrodo?
- No polo \ominus ocorre uma oxidação ou redução?
- Equacione a descarga do Pb^{2+} .
- Os ânions Br^- migram para o polo \oplus . Qual é o nome desse eletrodo?

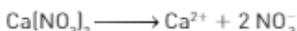


Representação fora de escala e em cores fantasia.

55. No polo \oplus ocorre oxidação ou redução?
 56. Equacione a descarga do Br^- .
 57. Equacione a reação global dessa eletrólise.

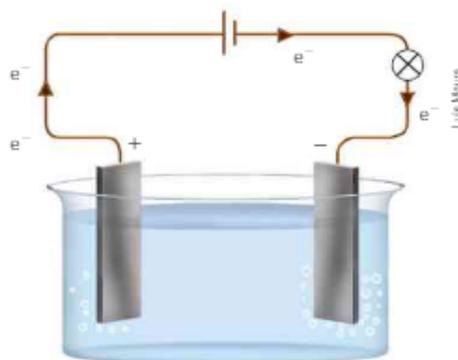
Com base nas informações abaixo, responda às questões de 58 a 64.

A ilustração ao lado mostra uma eletrólise em meio aquoso do nitrato de cálcio:



Prioridade de descarga: $\text{H}^+ > \text{Ca}^{2+}$; e $\text{OH}^- > \text{NO}_3^-$.

58. Quais espécies migram para o cátodo?
 59. Qual espécie se reduz no cátodo?
 60. Equacione a descarga que ocorre no cátodo.
 61. Quais espécies migram para o ânodo?
 62. Qual espécie se oxida no ânodo?
 63. Equacione a descarga que ocorre no ânodo.
 64. A solução ao final da eletrólise ficará mais diluída ou mais concentrada?



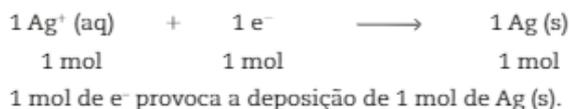
Aspectos quantitativos da eletrólise

Tanto em uma célula galvânica como em uma célula eletrolítica, os elétrons são liberados no ânodo, através de um circuito externo, e atingem o cátodo. O número de elétrons que sai do ânodo é igual ao número de elétrons que chega ao cátodo, ou seja, o número de elétrons perdidos por uma espécie será igual ao número de elétrons recebidos por outra.

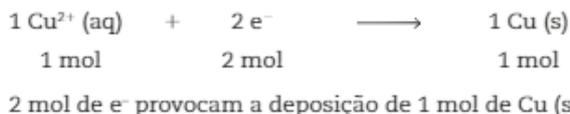
A relação entre o número de elétrons transferidos e a quantidade de matéria da espécie oxidada ou reduzida foi estabelecida experimentalmente em 1834 por Michael Faraday (1791-1867).

Para entendermos essa relação, veja dois exemplos:

1. Na eletrólise em meio aquoso de AgNO_3 ocorre a deposição do metal prata (Ag), segundo a semirreação:



2. Na eletrólise em meio aquoso de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ocorre a deposição do metal cobre (Cu), segundo a semirreação:



Os exemplos ilustram o seguinte fato: a quantidade de uma substância produzida por eletrólise é proporcional ao número de mol de elétrons que circula no circuito. Em 1909, Robert Andrews Millikan (1868-1953) determinou que a carga elétrica de um elétron é igual a $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ e, como sabemos que 1 mol de elétrons corresponde a $6,02 \cdot 10^{23} \text{ e}^-$, a quantidade de carga transportada pela passagem de 1 mol de elétrons é dada pelo produto entre esses dois valores, ou seja:

$$1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$$

Assim, $9,65 \cdot 10^4$ C ou 96 500 C é a quantidade de carga transportada por 1 mol de elétrons, e essa quantidade é denominada **constante de Faraday** (1 F):

$$1 \text{ mol de elétrons } (6,02 \cdot 10^{23} \text{ e}^-) \xrightarrow{\text{transporta}} 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} = 1 \text{ faraday} = 1 \text{ F}$$

A quantidade de carga (Q), expressa em coulomb (C), que circula em um circuito elétrico, está relacionada com a intensidade da corrente elétrica (i), expressa em ampère (A), e ao tempo, expresso em segundos (s).

A expressão matemática que mostra essa relação é:

$$\begin{aligned} Q &= i \cdot t \\ \text{carga} &= \text{corrente} \cdot \text{tempo} \\ (\text{C}) &= (\text{A}) \cdot (\text{s}) \end{aligned}$$

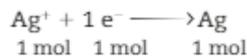
As situações a seguir estão relacionadas com os aspectos quantitativos da eletrólise.

1º exemplo

Uma peça de bijuteria recebeu um "banho de prata" (prateação) por um processo eletrolítico. Sabendo que nessa deposição o Ag^+ se reduz a Ag e que a quantidade de carga envolvida no processo foi de 0,01 faraday, qual é a massa de prata depositada? (Massa molar: $\text{Ag} = 108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)



Ao receber 1 mol de e^- , 1 mol de Ag^+ produz 1 mol de Ag.



$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol e}^- \xrightarrow{\text{transporta}} 96\,500 \text{ C} = 1 \text{ F} \\ 1 \text{ mol e}^- \text{ ----- } 1 \text{ mol Ag} \\ 1 \text{ faraday} \text{ ----- } 108 \text{ g} \\ 0,01 \text{ faraday} \text{ ----- } x \\ x = \frac{0,01 \text{ faraday} \cdot 108 \text{ g}}{1 \text{ faraday}} \\ x = 1,08 \text{ g de Ag} \end{array}$$

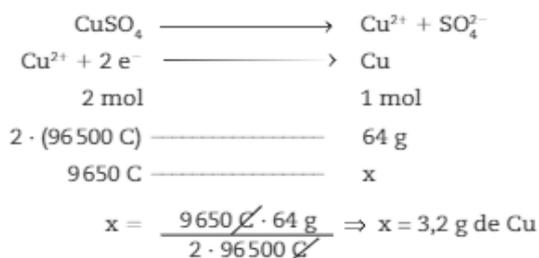


Tinsick/Getty Images

A prateação é feita, em geral, entre 60 °C e 80 °C, utilizando sais de prata, como o cianeto (AgCN). Com um custo mais baixo, é possível dar aparência de prata a diversos objetos.

2º exemplo

Se considerarmos que uma quantidade de carga igual a 9650 C é responsável pela deposição de cobre quando é feita uma eletrólise de CuSO_4 (aq), qual será a massa de cobre depositada? (Massa molar: $\text{Cu} = 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)



3º exemplo

Em uma pilha de flash antiga, o eletrólito está contido em uma lata de zinco, que funciona como um dos eletrodos. Que massa de Zn é oxidada a Zn^{2+} durante a descarga desse tipo de pilha, por um período de 30 minutos, envolvendo uma corrente de $5,36 \cdot 10^{-1} A$? (Massa molar: $Zn = 65 g \cdot mol^{-1}$)

Inicialmente, como foram fornecidos o tempo e a corrente, devemos calcular a carga que circulou.

$$Q = i \cdot t$$

\downarrow \downarrow \searrow
 carga corrente tempo
 C A s

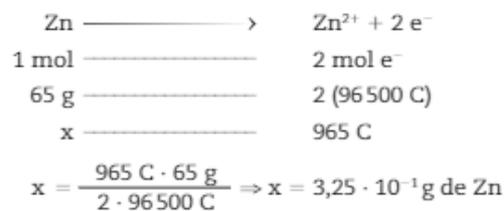
$$\begin{cases} t = 30 \text{ min} = 30 \cancel{\text{min}} \cdot \frac{60 \text{ s}}{\cancel{\text{min}}} = 1800 \text{ s} \\ i = 5,36 \cdot 10^{-1} \text{ A} \end{cases}$$

$$Q = 5,36 \cdot 10^{-1} \text{ A} \cdot 1800 \text{ s}$$

$$Q = 965 \frac{\text{A} \cdot \text{s}}{\text{C}}$$

$$Q = 965 \text{ C}$$

Vamos relacionar a quantidade de carga com os mol de elétrons da equação.

**ATIVIDADES**

REGISTRE
NO CADERNO

A respeito do processo abaixo, responda às questões de 65 a 67.

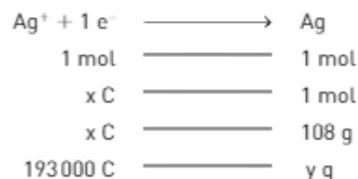
A ilustração mostra como um objeto pode ser recoberto por prata:



Representação
fora de escala e
em cores fantasia.

Uma das reações que ocorrem nesse processo pode ser representada por: $Ag^+ (aq) + 1 e^- \longrightarrow Ag (s)$

65. O esquema seguinte relaciona o número de mol, a carga e a massa nesse processo. (Massa molar $Ag = 108 g \cdot mol^{-1}$)



Determine os valores de **x** e **y**.

66. Foi feita uma prateação durante 1000 s utilizando uma corrente de 0,965 A. Determine a carga que circulou no sistema.
67. Calcule a massa de prata depositada na prateação descrita no exercício anterior.

Atividade prática

Cobreação

Objetivo: observar, por meio da prática, uma técnica que envolve eletrólise e que é usada em objetos do cotidiano.

Material necessário

- 2 baterias conectadas a dois fios de cobre cada
- sulfato de cobre (CuSO_4) – pode ser encontrado em lojas de material para piscinas
- 2 chaves
- frascos transparentes

Siga SEMPRE as orientações do(a) professor(a) ou técnico(a) de laboratório.

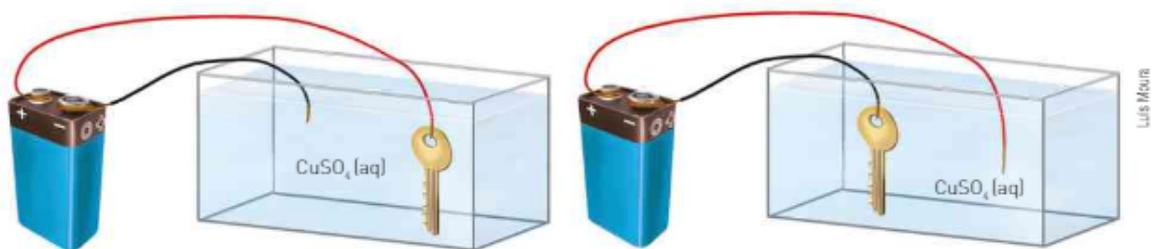
Procedimento

Em cada frasco, prepare uma solução de CuSO_4 o mais concentrada possível.

Usando os sistemas montados, realizaremos dois experimentos simultaneamente:

- 1ª – Ligue, por meio de um fio de cobre, uma chave ao polo positivo e introduza a ponta desencapada do outro fio na solução.
- 2ª – Ligue, por meio de um fio de cobre, a outra chave ao polo negativo e introduza a ponta desencapada do outro fio na solução.

Observe e anote o que ocorre nos dois experimentos e resolva as questões.



Representação fora de escala e em cores fantasia.

Discussão

1. A cobreação da chave ocorre quando ela está conectada ao polo positivo ou ao polo negativo da bateria? Por quê?
2. Descreva o que ocorreu com a parte desencapada do fio imerso na solução.
3. Descreva o que ocorreu com a chave.
4. Equacione a reação global do processo.
5. A concentração de Cu^{2+} (aq) sofreu alguma alteração? Fundamente sua resposta nas semirreações e na cor da solução.
6. Suponha que na cobreação da chave tenha ocorrido a deposição de 0,64 g de cobre, após um tempo de 30 minutos. Determine a quantidade da corrente, em ampères, que circulou nesse processo. (Massa molar: $\text{Cu} = 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Após a atividade, guarde as soluções; você pode reaproveitá-las em outros experimentos que utilizam sulfato de cobre.

Para saber mais sobre descarte responsável, consulte:

<<http://gpquae.iqm.unicamp.br/apresentacao/A14.pdf>>. Acesso em: 21 fev. 2016.

INTEGRANDO CONCEITOS



1. (UFSM) Para realizar suas atividades, os escoteiros utilizam vários utensílios de ferro, como grelhas, facas e cunhas. A desvantagem do uso desses materiais de ferro é a corrosão, resultado da oxidação do ferro que forma vários compostos, entre eles óxido de ferro. Com relação ao óxido de ferro, é correto afirmar:
- Pode existir na forma de óxido ferroso, FeO .
 - Pode existir na forma de óxido férrico, Fe_2O_3 .
 - O íon ferro possui estado de oxidação +2 e +3 no óxido ferroso e no óxido férrico, respectivamente.
- Está(ão) correta(s):
- apenas I.
 - apenas II.
 - apenas III.
 - apenas I e II.
 - I, II e III.
2. (Vunesp-SP) Compostos de crômio têm aplicação em muitos processos industriais, como, por exemplo, o tratamento de couro em curtumes e a fabricação de tintas e pigmentos. Os resíduos provenientes desses usos industriais contêm, em geral, misturas de íons cromato (CrO_4^{2-}), dicromato e crômio, que não devem ser descartados no ambiente, por causarem impactos significativos. Sabendo que no ânion dicromato o número de oxidação do crômio é o mesmo que no ânion cromato, e que é igual à metade desse valor no cátion crômio, as representações químicas que correspondem aos íons de dicromato e crômio são, correta e respectivamente,
- $\text{Cr}_2\text{O}_5^{2-}$ e Cr^{4+} .
 - $\text{Cr}_2\text{O}_9^{2+}$ e Cr^{4+} .
 - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ e Cr^{3+} .
 - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ e Cr^{3+} .
 - $\text{Cr}_2\text{O}_9^{2-}$ e Cr^{2+} .
3. (UFPR) O dióxido de carbono é produto da respiração, da queima de combustíveis e é responsável pelo efeito estufa. Em condições ambiente, apresenta-se como gás, mas pode ser solidificado por resfriamento, sendo conhecido nesse caso como gelo-seco. Acerca da estrutura de Lewis do dióxido de carbono, considere as afirmativas a seguir [se houver mais de uma estrutura de Lewis possível, considere a que apresenta mais baixa carga formal dos átomos, isto é, a mais estável segundo o modelo de Lewis]:
- Entre o átomo de carbono e os dois oxigênios há duplas ligações.
 - O Nox de cada átomo de oxigênio é igual a -2 .
 - O Nox do carbono é igual a zero.
 - O átomo de carbono não possui elétrons desemparelhados.
- Assinale a alternativa correta.
- Somente as afirmativas 1 e 2 são verdadeiras.
 - Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.
 - Somente as afirmativas 1, 2 e 4 são verdadeiras.
 - Somente as afirmativas 1, 3 e 4 são verdadeiras.
 - Somente as afirmativas 1 e 4 são verdadeiras.
4. (Feevale-RS) As plantas absorvem do solo o nitrogênio de que necessitam na forma de amônio ou nitrato. Algumas plantas, no entanto, têm a capacidade de absorver e fixar o nitrogênio gasoso da atmosfera. Em relação aos compostos nitrogenados citados, a sequência que define suas fórmulas e os números de oxidação do nitrogênio em cada composto é, respectivamente:
- N_2H_5 ; NO_2 ; N; +2; +4; 0
 - NH_4^+ ; NO_2^- ; N_2 ; -2 ; -4 ; +5
 - NH_4^+ ; NO_3^- ; N_2 ; -3 ; +5; 0
 - NH_3 ; NO_2^- ; N_2 ; +2; -4 ; -5
 - N_2H_5 ; NO_3^- ; N_2 ; -3 ; +4; 0
5. (Fatec-SP) Nas latinhas de refrigerantes, o elemento alumínio (número atômico 13) está presente na forma metálica e, na pedra-ume, está presente na forma de cátions trivalentes. Logo, as cargas elétricas relativas do alumínio nas latinhas e na pedra-ume são, respectivamente:
- 3^- e 3^+ .
 - 3^- e 0.
 - 0 e 3^+ .
 - 3^+ e 0.
 - 3^+ e 3^- .

e é convertida a nitrato, que pode sofrer um processo de desnitrificação e ser finalmente convertido a nitrogênio molecular, retornando à atmosfera. Sobre esses processos, analise e julgue as afirmações a seguir.

[0-0] Na reação de nitrificação, o nitrogênio é oxidado de -3 para $+3$.

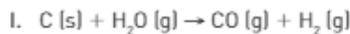
[1-1] A amônia é uma molécula volátil, porém em solos ácidos pode formar o íon amônio, não volátil.

[2-2] O nitrogênio molecular é muito estável por apresentar uma ligação tripla e, por isso, sua transformação em amônia, por meios sintéticos, requer grandes quantidades de energia.

[3-3] No processo de desnitrificação, o nitrogênio sofre uma redução de $+5$ para 0 .

[4-4] A maioria dos nitratos é solúvel em água.

12. (Uerj) As reações de oxirredução I, II, III, descritas a seguir, compõem o processo de produção do gás metano a partir do carvão, que tem como subproduto o dióxido de carbono. Nessas reações, o carvão está representado por C (s) em sua forma alotrópica mais estável.



Entre as vantagens da utilização do metano como combustível estão a maior facilidade de distribuição, a queima com ausência de resíduos e o alto rendimento térmico.

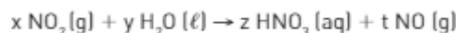
O alto rendimento térmico pode ser observado na seguinte equação termoquímica:



Identifique os agentes redutores nas equações II e III.

13. (Unifesp) Um dos processos do ciclo natural do nitrogênio, responsável pela formação de cerca de 5% do total de compostos de nitrogênio solúveis em água, essencial para sua absorção pelos vegetais, é a sequência de reações químicas desencadeada por descargas elétricas na atmosfera (raios), que leva à formação de NO_2 gasoso pela reação entre N_2 e O_2 presentes na atmosfera.

A segunda etapa do processo envolve a reação do NO_2 com a água presente na atmosfera, na forma de gotículas, representada pela equação química:



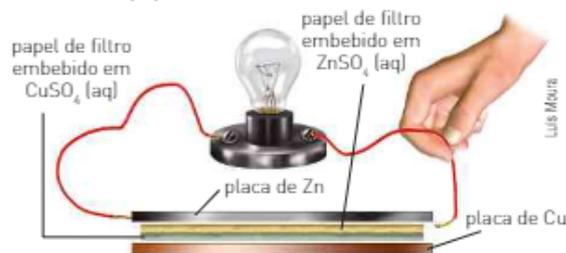
- a) O processo envolvido na formação de NO_2 a partir de N_2 é de oxidação ou de redução? Determine o número de mols de elétrons envolvidos quando 1 mol de N_2 reage.
- b) Balanceie a equação química da segunda etapa do processo de modo que os coeficientes estequiométricos x , y , z e t tenham os menores valores inteiros possíveis.
14. (PUC-RJ) $Na_3AsO_3 (aq) + Ce(SO_4)_2 (aq) + H_2O \rightarrow Na_3AsO_4 (aq) + Ce_2(SO_4)_3 (aq) + H_2SO_4 (aq)$

Dado: $M(Na_3AsO_3) = 192 \text{ g/mol}$

Considere a reação de oxirredução, em meio aquoso, representada pela equação não balanceada acima, as espécies que participam da reação e aquelas que são íons espectadores para responder o que se pede:

- a) faça o balanço de massa da equação com os menores números inteiros e, a seguir, responda apenas qual é o valor do coeficiente estequiométrico da substância que atua como agente oxidante.
- b) indique os íons que não participam da reação, ou seja, os íons espectadores.
- c) indique a espécie que atua como agente redutor.
- d) calcule o volume de solução aquosa, $0,100 \text{ mol/L}$ de $Ce(SO_4)_2$, que reage estequiometricamente com solução aquosa contendo $0,288 \text{ g}$ de Na_3AsO_3 .
15. (UFPE) A reação entre o íon permanganato $[MnO_4^-]$ e o íon oxalato $[C_2O_4^{2-}]$, em meio aquoso ácido, é utilizada para titulações em alguns laboratórios de análise química. Nesta reação encontram-se, além de outros produtos, o íon Mn^{2+} e o dióxido de carbono. A propósito dessa questão, avalie as afirmativas abaixo.
- I. Nesta reação o íon permanganato é o agente oxidante.
- II. O carbono é oxidado, perdendo 1 elétron.
- III. Para balancear corretamente a reação química em questão [com coeficientes estequiométricos possuindo os menores valores inteiros possíveis], devemos adicionar 16 mols de íons H^+ no lado dos reagentes.
- IV. O estado de oxidação do manganês no íon permanganato é $+5$.
- V. São produzidos 4 mols de moléculas de água para cada mol de íon permanganato consumido.

16. (UFMG) Na figura, está representado um circuito elétrico formado por uma bateria conectada a uma lâmpada. A bateria é construída com placas de zinco e de cobre, entre as quais são dispostas soluções aquosas de sulfato de zinco e de sulfato de cobre, embebidas em papel de filtro.



Considerando-se o funcionamento dessa bateria, é *incorreto* afirmar que:

- durante o funcionamento da bateria, energia química é convertida em energia elétrica.
 - durante o funcionamento da bateria, íons são transformados em átomos neutros.
 - se o circuito elétrico externo for fechado sobre a placa de zinco, a lâmpada não se acenderá.
 - se o circuito elétrico externo for fechado sobre a placa de cobre, haverá passagem de íons Cu^{2+} pelo fio.
17. (UFRRJ)

O que é feito com as baterias usadas de celular?

Quase nada – cerca de 1% – vai para a reciclagem, graças aos poucos consumidores que depositam as baterias usadas nos escassos postos de coleta apropriados.

HAKIME, Raphael. Lixo telefônico. In *Revista Superinteressante*, edição 243, set. 2007.

A qualidade de vida das futuras gerações depende de cuidados que as pessoas devem ter no presente. Um exemplo é a forma como são descartadas as pilhas e baterias. As baterias de celulares são pilhas de níquel-cádmio, que são muito fáceis de serem recarregadas. O ânodo dessa pilha é constituído de cádmio metálico (Cd), o cátodo apresenta óxido de níquel IV (NiO_2) e o eletrólito é uma solução de hidróxido de potássio (KOH).



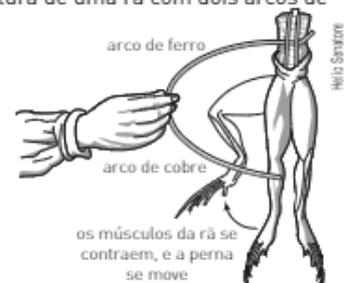
- Quais são os agentes redutor e oxidante existentes nessa pilha?
 - Qual é a reação global dessa pilha?
18. (FGV-SP)

Baterias de lítio são o principal componente dos mais recentes carros elétricos ou híbridos com motor a gasolina, que já estão em testes em São Paulo.

(Revista Pesquisa Fapesp, nº 199, pág. 72. Adaptado)

Sobre o funcionamento da bateria de lítio na geração de energia elétrica, é correto afirmar que no ânodo ocorre a reação de:

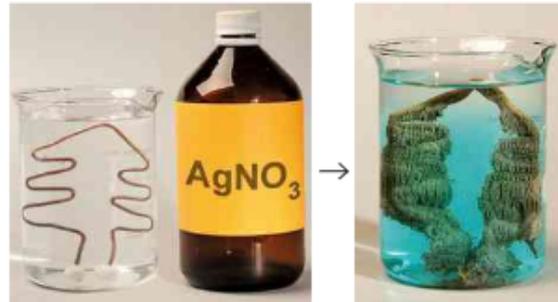
- redução; o polo positivo é o cátodo e a sua ddp é positiva.
 - redução; o polo negativo é o cátodo e a sua ddp é negativa.
 - oxidação; o polo negativo é o cátodo e a sua ddp é positiva.
 - oxidação; o polo positivo é o cátodo e a sua ddp é negativa.
 - oxidação; o polo positivo é o cátodo e a sua ddp é positiva.
19. (Fuvest-SP) Na década de 1780, o médico italiano Luigi Galvani realizou algumas observações, utilizando rãs recentemente dissecadas. Em um dos experimentos, Galvani tocou dois pontos da musculatura de uma rã com dois arcos de metais diferentes, que estavam em contato entre si, observando uma contração dos músculos, conforme mostra a figura ao lado.
- Interpretando essa observação com os conhecimentos atuais, pode-se dizer que as pernas da rã continham soluções diluídas de sais. Pode-se, também, fazer uma analogia entre o fenômeno observado e o funcionamento de uma pilha. Considerando essas informações, foram feitas as seguintes afirmações:
- Devido à diferença de potencial entre os dois metais, que estão em contato entre si e em contato com a solução salina da perna da rã, surge uma corrente elétrica.
 - Nos metais, a corrente elétrica consiste em um fluxo de elétrons.
 - Nos músculos da rã, há um fluxo de íons associado ao movimento de contração.
- Está correto o que se afirma em:



- I, apenas.
- III, apenas.
- I e II, apenas.
- II e III, apenas.
- I, II e III.

20. (UFPE) Uma pilha de uso comercial é baseada na reação de óxido de prata (Ag_2O) com um ânodo de zinco, produzindo prata metálica e óxido de zinco (ZnO). Esta pilha funciona em meio alcalino, e apresenta as seguintes características (indique os itens corretos):
- na reação da pilha, o Ag_2O recebe elétrons.
 - o zinco atua como agente oxidante.
 - a prata tem seu estado de oxidação decrescido de 2 unidades.
 - para cada mol de óxido de prata consumido, também são consumidos 2 mols de zinco.
 - no óxido de zinco, o estado de oxidação do zinco é +1.

21. (UFPB/PSS) É possível estudar Química de forma interessante e atraente. Por exemplo, se num copo contendo uma solução aquosa diluída de nitrato de prata, AgNO_3 (aq), for colocada uma árvore de fios de cobre descobertos, será observado que a solução antes incolor, aos poucos, vai ficando azul, conforme figuras ao lado.

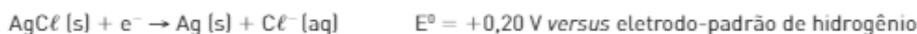


Analisando-se o que está acontecendo na solução e sabendo-se que $E^\circ \text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,80 \text{ V}$ e $E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34 \text{ V}$, é possível afirmar que este fenômeno ocorre porque:

- os íons Ag^+ , por serem oxidantes, provocam a oxidação do cobre para Cu^{2+} .
- o cobre, por ser agente redutor, reduz os íons Ag^+ presentes em solução.
- os íons Ag^+ , por serem redutores, levam à redução do cobre para Cu^{2+} .
- o cobre, por ser oxidante, se oxida, e os íons Ag^+ , por serem redutores, se reduzem.

Das afirmativas, está(ão) correta(s) apenas:

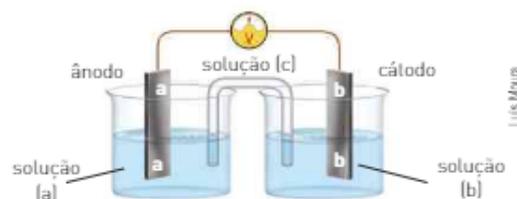
- a) I b) III c) I e II d) IV e) III e IV
22. (PUC-RJ) A partir dos valores de potencial-padrão de redução apresentados abaixo, o potencial-padrão do sistema formado por um ânodo de Zn/Zn^{2+} e um cátodo de Ag/AgCl seria:



- a) $-1,32 \text{ V}$ b) $-1,16 \text{ V}$ c) $-0,36 \text{ V}$ d) $+0,56 \text{ V}$ e) $+0,96$
23. (UFC-CE) Visando à montagem de uma célula eletroquímica, cuja voltagem produzida seja suficiente para acender uma lâmpada de $1,0 \text{ V}$, um estudante dispõe no laboratório, além de um frasco contendo solução aquosa saturada de KCl , dos seguintes materiais:

Eletrodo	Solução aquosa de	Potencial-padrão de redução, E° (em V)
Te	TeSO_4	$-0,84$
Cd	CdSO_4	$-0,40$
Cu	CuSO_4	$+0,34$

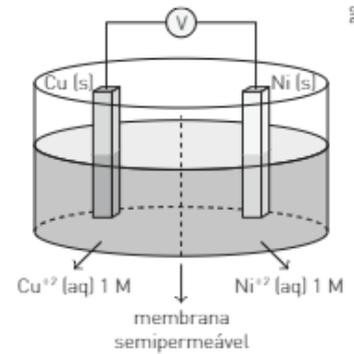
- Baseado nas informações contidas na tabela, escreva em seu caderno as equações das semirreações de oxidação e de redução relativas à configuração de uma célula eletroquímica cuja voltagem produzida seja maior ou igual a $1,0 \text{ V}$. Justifique numericamente.
- Identifique corretamente as soluções (a), (b) e (c), e os eletrodos (a) e (b) no diagrama da célula eletroquímica abaixo apresentado, considerando os materiais disponíveis (tabela e enunciado da questão) que satisfazem à solução do item (I):



24. (Vunesp-SP) Um estudante montou a célula eletroquímica ilustrada na figura, com eletrodos de Cu (s) e Ni (s) de massas conhecidas.

A 25 °C e 1 atm, quando as duas semicélulas foram ligadas entre si, a célula completa funcionou como uma célula galvânica com $\Delta E = 0,59$ V. A reação prosseguiu durante a noite e, no dia seguinte, os eletrodos foram pesados. O eletrodo de níquel estava mais leve e o eletrodo de cobre mais pesado, em relação às suas massas iniciais.

Considerando $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$ e $E_{\text{red}}^{\circ} = +0,34$ V, escreva a equação da reação espontânea que ocorre na pilha representada na figura e calcule o potencial de redução da semicélula de Ni^{2+}/Ni . Defina qual eletrodo é o cátodo e qual eletrodo é ânodo.



25. (UEM-PR) Um professor de laboratório de química preparou 4 experimentos diferentes, a 25 °C e 1 atm, descritos a seguir, para explicar reações de oxidação e redução e espontaneidade de reações.

1. Colocou um fio de cobre em um copo contendo uma solução de nitrato de prata 1 mol/L.
2. Colocou um fio de prata em um copo contendo uma solução de sulfato de cobre 1 mol/L.
3. Colocou uma fita de zinco metálico em um copo contendo uma solução de ácido sulfúrico 1 mol/L.
4. Colocou um prego enrolado por uma fita de Mg metálico em um copo contendo uma solução de ácido sulfúrico 1 mol/L.

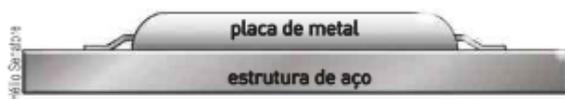
Tendo como base os potenciais-padrão de redução apresentados a seguir, assinale a(s) alternativa(s) que apresenta(m) uma *correta* descrição das reações feitas pelo professor.



01. Em somente um dos experimentos não haverá nenhuma reação de oxidação e de redução.
 02. No 1º e no 2º experimentos, ocorrerá a deposição de um metal sobre os fios de cobre e prata.
 04. No 3º e 4º experimentos, ocorrerá a evolução de um gás.
 08. No 4º experimento, somente ocorrerá a oxidação do prego após a completa oxidação da fita de magnésio ou após ocorrer a perda de contato elétrico entre os dois metais.
 16. No 1º experimento, a quantidade de massa dos materiais metálicos sólidos permanece constante durante o processo de oxidação e de redução.
26. (UFRJ) Plataformas de petróleo, navios e outras estruturas metálicas que ficam em contato permanente com a água do mar estão sempre sujeitas à corrosão. Uma das formas utilizadas para proteger estruturas de aço submersas consiste em prender uma placa de metal na estrutura, conforme ilustra a figura a seguir.

Dados:

Tabela de potenciais de redução (E_{red}°) em solução aquosa, a 25 °C:



$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76 V
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,41 V
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,34 V
$2\text{H}^{+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0,00 V

Utilizando o conceito de pilha e os potenciais de redução dados, identifique o metal que pode ser usado na placa, representando a pilha formada. Considere que a estrutura do aço não sofre corrosão.

27. (UFMG) Certos metais que se oxidam mais facilmente que o ferro podem ser usados na fabricação de eletrodos de sacrifício, que previnem a corrosão de objetos de ferro, como canos de água ou de esgoto. A proteção se baseia na oxidação preferencial desses metais no lugar do ferro. O quadro a seguir apresenta os potenciais-padrão de redução para algumas semirreações ($t = 25$ °C):

$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	$E^0 = -2,37\text{ V}$
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	$E^0 = -0,76\text{ V}$
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	$E^0 = -0,44\text{ V}$
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	$E^0 = -0,25\text{ V}$
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$	$E^0 = -0,14\text{ V}$
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	$E^0 = +0,77\text{ V}$
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	$E^0 = +0,80\text{ V}$

- a) Considerando-se que, numa primeira etapa da corrosão do ferro, ocorra a semirreação:



cite todos os metais do quadro apropriados para prevenir essa corrosão como eletrodo de sacrifício. Justifique a resposta.

- b) Calcule o ΔE^0 mais alto que se pode obter a partir da reação que envolve a redução do ferro (II) por um dos metais do quadro.
c) Escreva a equação química balanceada do processo.

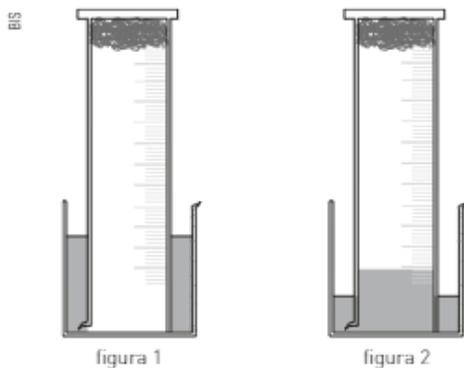
28. (Enem-MEC) O boato de que os lacres das latas de alumínio teriam um alto valor comercial levou muitas pessoas a juntarem esse material na expectativa de ganhar dinheiro com sua venda. As empresas fabricantes de alumínio esclarecem que isso não passa de uma "lenda urbana", pois, ao retirar o anel da lata, dificulta-se a reciclagem do alumínio. Como a liga da qual é feito o anel contém alto teor de magnésio, se ele não estiver junto com a lata, fica mais fácil ocorrer a oxidação do alumínio no forno. A tabela apresenta as semirreações e os valores de potencial-padrão de redução de alguns metais:

Semirreação	Potencial-padrão de redução (V)
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3,05
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2,93
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,36
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34

Disponível em: <www.sucatas.com>. Acesso em: 28 fev. 2012 (adaptado).

Com base no texto e na tabela, quais metais poderiam entrar na composição do anel das latas com a mesma função do magnésio, ou seja, proteger o alumínio da oxidação nos fornos e não deixar diminuir o rendimento da sua reciclagem?

- a) Somente o lítio, pois ele possui o menor potencial de redução.
b) Somente o cobre, pois ele possui o maior potencial de redução.
c) Somente o potássio, pois ele possui potencial de redução mais próximo do magnésio.
d) Somente o cobre e o zinco, pois eles sofrem oxidação mais facilmente que o alumínio.
e) Somente o lítio e o potássio, pois seus potenciais de redução são menores do que o do alumínio.
29. (UFMG) Para determinar a quantidade de O_2 (g) constituinte do ar atmosférico, um grupo de estudantes desenvolveu este experimento:
Um chumaço de palha de aço, embebido em vinagre, foi colocado no fundo de uma proveta. Em seguida, a proveta foi emborcada em um béquer contendo água, como indicado na figura 1.
Alguns minutos depois, a palha de aço apresentava sinais de oxidação e o nível da água no interior da proveta havia subido, como representado na figura 2.



- a) Considerando que a proveta tenha 25 cm de altura e que o nível da água em seu interior subiu 5 cm, calcule a porcentagem, em volume, de gás oxigênio contido no ar atmosférico. Suponha que o volume da palha de aço seja desprezível e que todo O_2 no interior da proveta tenha sido consumido.

Em presença de oxigênio e em meio ácido, a palha de aço, que é composta principalmente de ferro, sofre oxidação. Essa reação pode ser representada pela equação química:



- b) Calcule a massa, em gramas, de ferro oxidado na palha de aço, considerando a resposta ao item acima e sabendo, ainda, que:

- cada centímetro de altura da proveta corresponde a um volume de 7 cm^3 ;
- o volume molar de um gás a 25°C e 1 atm é igual a $24,5\text{ L}$.

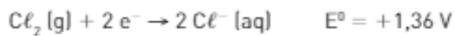
O mesmo experimento pode ser realizado utilizando-se um pedaço de palha de aço umedecida somente com água. Nesse caso, o processo levará alguns dias para ocorrer completamente. Neste quadro estão apresentados os potenciais-padrão de redução de três semirreações.

Semirreações	E° (V)
$O_2(g) + 4 H^+(aq) + 4 e^- \longrightarrow 2 H_2O(l)$	+1,23
$O_2(g) + 2 H_2O(l) + 4 e^- \longrightarrow 4 OH^-(aq)$	+0,40
$Fe^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Fe(s)$	-0,44

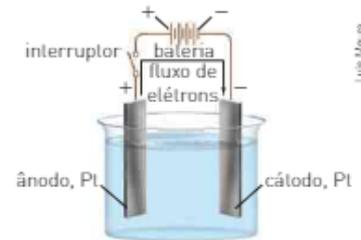
c) A partir dos dados desse quadro e de informações anteriormente fornecidas, escreva a equação química que representa a reação de oxidação do ferro sem a presença do ácido e calcule a diferença de potencial dessa reação.

30. (Ufscar-SP) A figura ao lado apresenta a eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de níquel (II), $NiCl_2$.

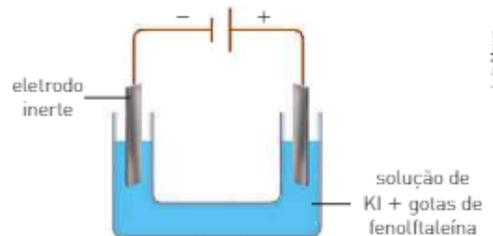
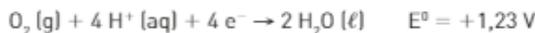
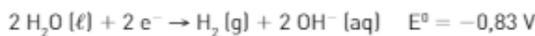
São dadas as semirreações de redução e seus respectivos potenciais:



- a) Indique as substâncias formadas no ânodo e no cátodo. Justifique.
b) Qual deve ser o mínimo potencial aplicado pela bateria para que ocorra a eletrólise? Justifique.



31. (Unifesp) A uma solução aquosa contendo KI suficiente para tornar o meio condutor, foram adicionadas algumas gotas do indicador fenolftaleína. A solução resultante foi eletrolisada com eletrodos inertes, no dispositivo esquematizado a seguir. São fornecidos os potenciais-padrão de redução das espécies químicas presentes na solução, que podem sofrer oxidação ou redução no processo.



Com base nesses dados, pode-se prever que, durante a eletrólise da solução, haverá desprendimento de gás:

- a) em ambos os eletrodos, e aparecimento de cor vermelha apenas ao redor do eletrodo negativo.
b) em ambos os eletrodos, e aparecimento de cor vermelha apenas ao redor do eletrodo positivo.
c) em ambos os eletrodos, e aparecimento de cor vermelha também ao redor dos dois eletrodos.
d) somente do eletrodo positivo, e deposição de potássio metálico ao redor do eletrodo negativo.
e) somente do eletrodo negativo, e aparecimento de cor vermelha apenas ao redor do mesmo eletrodo.

32. (UFC-CE) Observe o sistema eletroquímico indicado na figura 1, em que ocorre a reação espontânea:

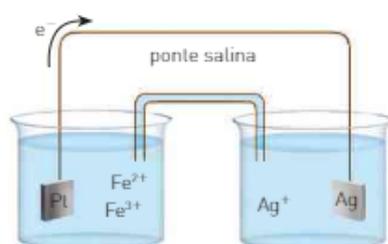


figura 1

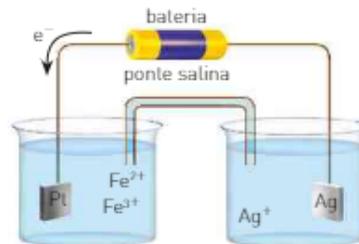
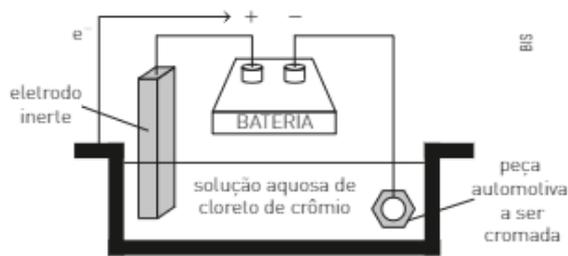


figura 2

- a) Explique o que acontece após instalar uma fonte externa de potencial elétrico maior que 0,028 V (figura 2).
b) Na reação espontânea, quem é o agente oxidante e por quê?

33. (Espcex-Aman) Algumas peças de motocicletas, bicicletas e automóveis são cromadas. Uma peça automotiva recebeu um "banho de cromo", cujo processo denominado cromagem consiste na deposição de uma camada de cromo metálico sobre a superfície da peça. Sabe-se que a cuba eletrolítica empregada nesse processo (conforme a figura abaixo), é composta de peça automotiva ligada ao cátodo (polo negativo), um eletrodo inerte ligado ao ânodo e uma solução aquosa de $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de CrCl_3 .



desenho ilustrativo — fora de escala

Supondo que a solução esteja completamente dissociada e que o processo eletrolítico durou 96,5 min sob uma corrente de 2 A, a massa de cromo depositada nessa peça foi de:



Dados: massas atômicas $\text{Cr} = 52 \text{ u}$ e $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$
1 faraday = $96\,500 \text{ C/mol de e}^{-}$

- a) 0,19 g b) 0,45 g c) 1,00 g d) 2,08 g e) 5,40 g
34. (UFRP) As baterias são indispensáveis para o funcionamento de vários dispositivos do dia a dia. A primeira bateria foi construída por Alessandro Volta em 1800, cujo dispositivo consistia numa pilha de discos de zinco e prata dispostos alternadamente, contentos espaçadores de papelão embebidos em solução salina. Daí vem o nome "pilha" comumente utilizado.

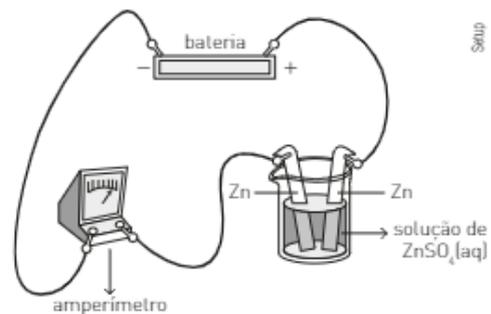
Dados:

	E^0 (V)
$\text{Ag}^{+} + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}$	0,80
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}$	-0,76

$1 \text{ A} = \text{C} \cdot \text{s}^{-1}$; $1 \text{ F} = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; Massa molar ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{Ag} = 108$; $\text{Zn} = 65$.

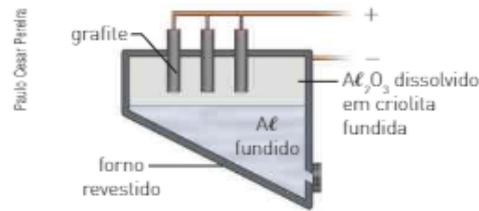
- a) De posse dos valores de potencial-padrão de redução (E^0), calcule o potencial-padrão da pilha de Zn/Ag.
b) Considere que, com uma pilha dessas, deseja-se manter uma lâmpada acesa durante uma noite (12h). Admita que não haverá queda de tensão e de corrente durante o período. Para mantê-la acesa, a corrente que passa pela lâmpada é de 10 mA. Calcule a massa de zinco que será consumida durante esse período.

35. (Fuvest-SP) A determinação da carga do elétron pode ser feita por método eletroquímico, utilizando a aparelhagem representada na figura ao lado. Duas placas de zinco são mergulhadas em uma solução aquosa de sulfato de zinco (ZnSO_4). Uma das placas é conectada ao polo positivo de uma bateria. A corrente que flui pelo circuito é medida por um amperímetro inserido entre a outra placa de Zn e o polo negativo da bateria. A massa das placas é medida antes e depois da passagem de corrente elétrica por determinado tempo. Em um experimento, utilizando essa aparelhagem, observou-se que a massa da placa, conectada ao polo positivo da bateria, diminuiu de 0,0327 g. Este foi, também, o aumento de massa da placa conectada ao polo negativo.



- a) Descreva o que aconteceu na placa em que houve perda de massa e também o que aconteceu na placa em que houve ganho de massa.
b) Calcule a quantidade de matéria de elétrons (em mol) envolvida na variação de massa que ocorreu em uma das placas do experimento descrito.
c) Nesse experimento, fluiu pelo circuito uma corrente de 0,050 A durante 1920 s. Utilizando esses resultados experimentais, calcule a carga de um elétron.

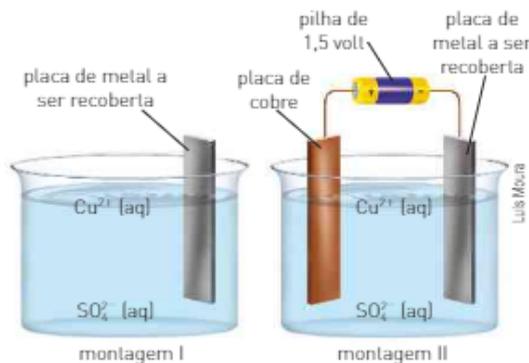
36. (UFPE) No processo Hall para a obtenção de alumínio a partir de seu óxido purificado (esquemático abaixo), bastões de grafite são ligados ao terminal positivo de uma ponte de corrente enquanto o recipiente é ligado ao terminal negativo. A eletrólise é feita numa mistura de criolita (Na_3AlF_6) e Al_2O_3 .



Com base nesse esquema, podemos dizer que é correta:

I	II	
0	0	O alumínio possui densidade menor que a mistura líquida de criolita e Al_2O_3 .
1	1	O alumínio é oxidado durante esse processo, pois o produto final é alumínio metálico.
2	2	A grafite funciona como ânodo e ali deve ocorrer a reação de oxidação.
3	3	A criolita é um composto covalente e, por isso, quando fundida, é um bom condutor de eletricidade.
4	4	2 700 kg de alumínio podem ser obtidos a partir de 7 500 kg de seu óxido.

37. (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 polo negativo da pilha de 1,5 volt; pelo polo 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	
Semirreação	Potencial (V)
$\text{Ni}^{2+} [\text{aq}] + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni} [\text{s}]$	-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.

- Indique se a montagem I pode ser usada para a deposição de cobre sobre uma placa de níquel. Justifique sua resposta com base nos potenciais padrão de redução.
- Indique se a montagem I pode ser usada para deposição de cobre sobre uma placa de prata. Justifique sua resposta com base nos potenciais padrão de redução.
- A montagem II pode ser usada para depositar cobre tanto sobre uma placa de níquel quanto sobre uma placa de prata. Considerando o caso da placa de prata, represente as equações balanceadas das semirreações de oxidação e redução que ocorrem nos eletrodos de cobre e de prata.

Segurança na escola

Cuide de sua integridade física

Ao realizar experimentos de Química, seja em sala de aula, seja no laboratório da escola, cada um de nós é responsável pela própria integridade física e pela integridade física dos colegas.



Brand: X/Getty Images

Leia com atenção item por item.

- Siga sempre as orientações do(a) professor(a).
- Conheça a localização dos equipamentos de segurança e informe-se sobre seu uso correto.
- Use sempre os equipamentos indicados para cada procedimento: luvas, avental, óculos de segurança.
- Se tiver cabelos longos, mantenha-os presos durante os experimentos.
- Brincos, anéis, pulseiras etc. devem ser tirados. Você pode se ferir ou ferir um colega com eles e ter suas luvas perfuradas.
- Não coma nem beba durante as atividades experimentais.
- Nunca teste um produto químico diretamente pelo olfato ou pela gustação.
- Lave bem as mãos antes e depois dos procedimentos experimentais.
- Mantenha silêncio durante as explicações do(a) professor(a) e durante os experimentos.
- Sobre a bancada devem estar apenas os materiais necessários para o procedimento.
- Siga as orientações do(a) professor(a) sobre o correto manuseio do equipamento, limpeza, armazenagem e descarte de reagentes.
- Ao término da atividade, o laboratório deve ser deixado limpo, com chão seco e aparelhos elétricos desconectados da rede elétrica.

Sugestão: colem essas orientações em lugar visível para sempre se lembrar delas.

Respostas das atividades

Unidade 1

Atividades

- c
- c
- a
- 32 u
- d
- d
- 0,02 mol
- $7 \cdot 10^{17}$ átomos
- O metal ferro apresenta o maior número de átomos.
- Fórmula molecular: $C_4H_8O_2$; massa molar = 86 g/mol
- $6 \cdot 10^{21}$ moléculas
- $3 \cdot 10^{23}$ átomos
- d
- c
- $3,6 \cdot 10^{24}$ moléculas
- a
- 40,9%
- $CaCO_3$
- C_3H_7N
- $C_2H_4O_2$
- a) frasco A; b) frasco A.
- a) O aumento da altitude implica diminuição da pressão atmosférica;
b) João Pessoa (PB); 1 atm.
c) 608 mmHg
- 5 dias
- | P (atm) | 4 | 1 | 0,5 | 0,5 | 8 |
|---------|---|---|-----|-----|---|
| V (L) | 2 | 8 | 16 | 16 | 1 |
- a) 9000 L
b) 1125 minutos ou 18 horas e 45 minutos
- b
- a

- Se o saco de batatas fritas fechado for colocado ao sol, irá se aquecer e o gás em seu interior irá se expandir, já que o volume e a temperatura absoluta são grandezas diretamente proporcionais.
 - Aquecendo as latas de aerossol, o gás em seu interior (ou ainda o líquido volátil que produz o gás propelente) irá sofrer grande aumento de pressão e o choque das partículas gasosas com as paredes do recipiente, em grande intensidade, podendo causar a explosão da lata.
- a = 4 atm; b = 327 °C; c = 1200 K; d = 927 °C; e = 150 K; f = 1 atm.
- $T_B = 500$ K; $T_C = 300$ K; $T_D = 300$ K.
 - A \longrightarrow B: isotérmica; B \longrightarrow C: isovolumétrica; C \longrightarrow D: isotérmica; D \longrightarrow A: isovolumétrica.
- A pressão dentro dos pulmões antes da tosse é de 1,23 atm; como a pressão interna é maior que a atmosférica, a liberação é rápida.
- Volume molar dos gases ideais em Vênus: 0,49 L.
- $P_I = P_{II} = P_{III} = \frac{1}{2} P_{IV}$, uma vez que, no frasco IV, há o dobro de partículas que nos frascos I, II, III.
- $P_A = 2P_B$. Nesses frascos, as pressões estão na razão inversa dos respectivos volumes.
- $P = 2000$ kPa
- 250 L
- CH_4 : II; gás menos denso do que o ar atmosférico; C_4H_{10} : I; gás mais denso do que o ar atmosférico.
- a) 80 u
b) $\frac{dx}{dt_2} = 40$
c) $\frac{dx}{dt_{ar}} = 2,76$
- a
- a
- $P_{CH_4} = 0,4$ atm; $P_{He} = 3,2$ atm; $P_{tot} = 3,6$ atm
- $P_{tot} = 760$ mmHg
 - $X_{He} = 0,2$; $X_{N_2} = 0,8$
 - $X_{He} = 20\%$ em volume; $X_{N_2} = 80\%$ em volume.
 - 2,4 g/mol
- b
- b
- 20 colheres de chocolate e 5 colheres de manteiga
- 20 latas de leite condensado, 40 colheres de chocolate em pó e 10 colheres de manteiga.

47. a
 48. d
 49. b
 50. c
 51. d
 52. a) Nove sanduíches; b) O componente limitante é o número de fatias de pão; c) 5 fatias de presunto em excesso.
 53. a) Óxido de cobre e carvão; c) 27,6 g de carvão sem reagir.
 b) Cobre e dióxido de carbono;
 54. a) 30 g de óxido de cobre e 2,4 g de carvão;
 b) 32,4 g de reagentes;
 c) A massa é conservada na reação química.
 55. a) LiH; b) 2 mol de H₂O em excesso; c) 100 L de H₂.
 56. 160 g de CaCO₃.
 57. $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
 58. 89,6 g de CaO
 59. 36,32 L de CO₂
 60. e
 61. d
 62. d
 63. 15,36 kg
 64. 43,2 L

Integrando conceitos

1. a) 3 152 kg; b) 74,55 mol de átomos de ouro
 2. $1,64 \cdot 10^{23}$ átomos de ouro
 3. $3,21 \cdot 10^{21}$ átomos de ouro
 4. $1,8 \cdot 10^{22}$ elétrons
 5. d
 6. d
 7. b
 8. b
 9. e
 10. e
 11. c
 12. c
 13. c
 14. d
 15. 4,5 atm
 16. 3 atm
 17. c
 18. I. Falso; II. Falso; III. Verdadeiro; IV. Falso.
 19. b
 20. c

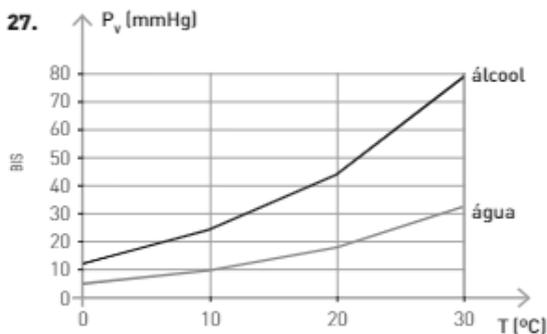
21. a
 22. Pressão no interior da lata: 0,8 atm;
 volume após a implosão: 0,28 L.
 23. d
 24. c
 25. c
 26. d
 27. e
 28. b
 29. 04
 30. c
 31. b
 32. d
 33. e
 34. a
 35. c
 36. a
 37. b
 38. e
 39. $x = 2$; $y = 1$; $z = 2$; 40,5 g de O₂.
 40. b
 41. d
 42. a) Reagente em excesso: anidrido acético, com 2,04 kg;
 b) 14 400 comprimidos.
 43. a
 44. d
 45. c
 46. d
 47. c
 48. d
 49. c
 50. a) pressão na faixa de 1 a 6; b) 4,2%

Unidade 2

Atividades

1. I. 20 g; II. 500 g; III. 5g/100 mL ou 5%
 2. I. Cálcio; no leite integral, 354 mg e, no leite desnatado, 372 mg; II. Leite desnatado; no leite integral, 90 mg e no leite desnatado, 0 mg; III. Mistura heterogênea; IV. Cálcio, em forma de íons Ca²⁺.
 3. 99,8 g
 4. 920 g e 800 mL.

5. a) 63 g
b) 37 g
c) 315 g de HNO_3 e 185 g de H_2O
d) $\tau = 0,63$
6. $3,0 \cdot 10^{-4}$ g de Hg
7. $5,0 \cdot 10^5$ ppb
8. 28 g
9. 0,02 mol/L Fe^{3+} e 0,03 mol/L SO_4^{2-}
10. A (115 mg/100 mL)
11. 0,005 mol/L
12. 0,06 g
13. 0,42 g/L
14. 45 mg de sódio; 12 mg de potássio; 42 mg de cloreto.
15. $45 \cdot 10^{-3}$ g/L de sódio, $12 \cdot 10^{-3}$ g/L de potássio e $42 \cdot 10^{-3}$ g/L de cloreto.
16. 4 g/L
17. I. sólido; II. líquido; III. gasoso; IV. gasoso.
18. B — A: sólido/gás; C — A: sólido/líquido; D — A: líquido/gás
19. Ponto triplo: 5,1 atm e $-56,6^\circ\text{C}$
20. O ponto triplo do CO_2 está acima de 1 atm.
21. A temperatura dos freezers não é suficientemente baixa.
22. Provavelmente, havia gás sob alta pressão sobre o líquido.
23. O líquido B deve ser o mais volátil, pois a pressão de vapor é maior.
24. O líquido A deve ter a maior temperatura de ebulição porque deve ter a menor pressão de vapor.
25. Líquido B, pois tem maior pressão de vapor.
26. c



28. A: água pura; B: solução de glicose; C: solução de sacarose.
29. Solução de sacarose.
30. Solução de sacarose.
31. Diminui.

32. X: água pura; Y: solução de NaCl; Z: solução de ureia. As maiores pressões de vapor estão relacionadas com o menor número de partículas dispersas no soluto.

33. Soluções B e C.

34. Sacarose: solução molecular 0,1 mol; KBr: solução iônica 0,2 mol; Na_2SO_4 : solução iônica 0,3 mol.

35. Solução C.

36. TE (sacarose) < TE (KBr) < TE (Na_2SO_4)

37. TC (Na_2SO_4) < TC (KBr) < TC (sacarose)

38. Situações de acordo com a ilustração: II, III e VI.

39. e

40. A água do meio externo atravessa, por osmose, a membrana semipermeável. Com o aumento do volume no espaço da solução saturada de NaCl, a membrana elástica se estica e empurra as moléculas do princípio ativo pelos orifícios da parede rígida.

Integrando conceitos

1. a) 78,6 g/L;
b) cloreto de potássio, citrato de sódio di-hidratado e cloreto de sódio: todos são iônicos, sofrendo dissociação em meio aquoso e, portanto, permitindo a condutividade de corrente elétrica.
2. 45 g/L
3. a) 600 cm^3 ;
b) A soma das massas dos ingredientes antes e depois do preparo da receita é a mesma, porém o mesmo não ocorre com os volumes.
4. b
5. 10454,5 mL
6. I: 0,9 g; II: $9 \cdot 10^{-4}$ g; III: $9 \cdot 10^{-4}$ g; IV: $5,4 \cdot 10^{-2}$ g
7. d
8. e
9. e
10. d
11. d
12. b
13. a
14. 0,027 mol/L
15. c
16. b
17. a
18. d
19. b
20. a) 500 L;
b) 10 L de soro por pessoa;
c) Quando a água do mar sofre evaporação, os sais permanecem na fase líquida. Apenas a água evapora.

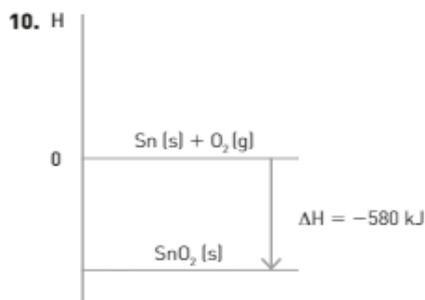
21. c
22. c
23. d
24. Quando a pressão de vapor de um líquido se iguala à pressão local (pressão atmosférica), o líquido entra em ebulição, mas a pressão atmosférica depende da altitude; assim, em um local onde a pressão atmosférica é menor que 1 atm, a água entra em ebulição em uma temperatura menor que 100 °C.
25. a) O feijão ficaria pronto em 20 minutos.
b) O feijão ficaria pronto em 60 minutos.
c) A 1300 m de altitude.
26. a
27. F - F - V - V.
28. a
29. a) Linha contínua — líquido puro; linha tracejada — solução. O solvente apresenta maior pressão de vapor do que a solução.
b) $P = 1 \text{ atm}$, $T_E = 80 \text{ °C}$.
30. d
31. a
32. a
33. a
34. a) Frasco X.
b) A temperatura de X aumenta e a de Y permanece a 100 °C.
35. a) $IV < II < I < III$; b) 5,8 g/L
36. e
37. a
38. d
39. V - F - V - F - V.
40. 01: incorreta; 02: correta; 04: incorreta; 08: correta.
Soma das corretas = 10.
41. a) $p = 771,9 \text{ kPa}$;
b) Não: a bebida é hipertônica devido à presença de carboidratos.

Unidade 3

Atividades

1. I: fusão; II: vaporização; III: solidificação; IV: condensação; V: sublimação.
2. Fusão, vaporização e sublimação: endotérmicas; condensação e solidificação: exotérmicas.
3. c
4. d
5. Exotérmica.

6. São liberados 1208 kJ.
7. São liberados 24 160 kJ.
8. Ocorre absorção de energia.
9. Ocorre absorção de 120,8 kJ.



11. Liberação de 2320 kJ de calor.
12. Liberação de 5800 kJ de calor.
13. $\Delta H = +2813 \text{ kJ}$
14. $\Delta H = +130 \text{ kJ}$
15. $\Delta H = -3200 \text{ kcal/mol}$
16. a) $\text{C}_2\text{H}_4 + 3 \text{ O}_2 \longrightarrow 2 \text{ CO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$
b) $\Delta H = -337,3 \text{ kcal/mol}$
17. a) $\text{P}_4\text{S}_3 \text{ (s) + 8 O}_2 \text{ (g) } \longrightarrow \text{P}_4\text{O}_{10} \text{ (s) + 3 SO}_2 \text{ (g)}$
b) $\Delta H = -3 679,4 \text{ kJ/mol}$
c) São liberados 735,88 kJ de calor.
18. I: correta; II: incorreta; III: correta; IV: correta; V: correta.
19. $x > 495 \text{ kJ}$; a quebra da ligação tripla requer mais energia que a quebra das ligações dupla ou simples.
20. $299 \text{ kJ} < a < 431 \text{ kJ}$; quanto maior a diferença de eletronegatividade dos átomos que se ligam, mais difícil é romper a ligação, e maior será a energia para rompê-la.
21. $\Delta H = -93 \text{ kJ/mol}$
22. $\Delta H = +70 \text{ kJ/mol}$
23. $\Delta H = -110,5 \text{ kJ}$
24. $\Delta H = -94,4 \text{ kcal}$
25. a) $\text{NH}_3 + 2 \text{ O}_2 \longrightarrow \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
b) $\Delta H = -447 \text{ kJ/mol}$
c) energia liberada: $908,2 \cdot 10^4 \text{ kJ}$

Integrando conceitos

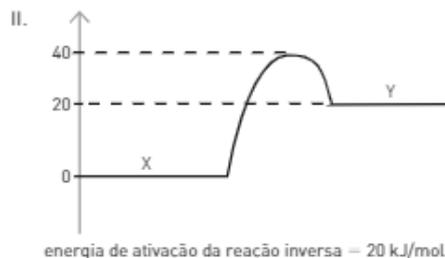
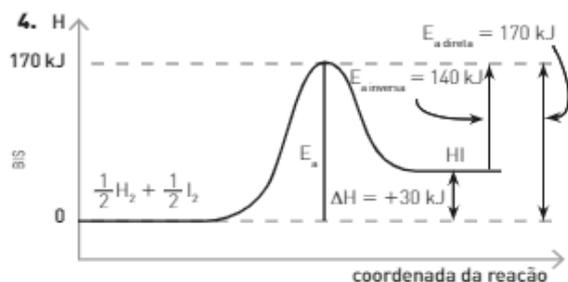
1. d
2. a
3. a
4. a) $1,9 \cdot 10^{11} \text{ kcal}$;
b) $5,7 \cdot 10^7 \text{ kg}$ de lenha
5. c

6. a) $106 \text{ CO}_2 + 16 \text{ NO}_3^- + \text{HPO}_4^{2-} + 122 \text{ H}_2\text{O} + 18 \text{ H}^+ \rightleftharpoons \text{C}_{106}\text{H}_{263}\text{O}_{110}\text{N}_{16}\text{P} + 138 \text{ O}_2$
 b) A reação ocorre com absorção de energia.
 c) Quanto maior formação do fitoplâncton, menor a quantidade de CO_2 presente na atmosfera, o que atenua o efeito estufa.
7. b
8. b
9. b
10. a) Liberação de 14 500 kJ; b) 250 L
11. c
12. d
13. 68 kJ/mol de H_2
14. a) Equação química balanceada da reação de combustão do metanol:
 $1 \text{ CH}_3\text{OH} (\ell) + \frac{3}{2} \text{ O}_2 (\text{g}) \longrightarrow 1 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{ H}_2\text{O} (\ell)$
 b) $\Delta H = -638,1 \text{ kJ/mol}$ (mol de metanol)
 c) $m_{\text{CO}_2} = 176 \text{ g}$
15. a) Equação química balanceada da reação de combustão de benzeno a C_{60} :
 $10 \text{ C}_6\text{H}_6 (\ell) + 15 \text{ O}_2 (\text{g}) \longrightarrow 30 \text{ H}_2\text{O} (\ell) + \text{C}_{60} (\text{s})$
 b) $\Delta H = -6743 \text{ kJ/mol}$ de C_{60}
 $\Delta H = -674,3 \text{ kJ/mol}$ de C_6H_6
16. b
17. b
18. a
19. a
20. $\Delta H = -284 \text{ kcal}$
21. $\Delta H = +492 \text{ kJ}$

Unidade 4

Atividades

1. I: SO_2 ; II: O_2 ; III: SO_3 .
2. I: $0,0375 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$; II: $0,008 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$; III: A rapidez média não é constante; uma vez que depende da concentração dos reagentes, se esta diminui, a rapidez da reação também diminui.
3. $1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{semana}^{-1}$



Ilustrações: BIS

6. Maior superfície de contato.
7. O volume de gás obtido foi o mesmo, pois a quantidade de reagentes foi a mesma.
8. Curva A – experimento 2; curva B – experimento 1.
9. Nos dois experimentos, pois em ambos o magnésio foi totalmente consumido.
10. No experimento X.
11. Não, a quantidade de gás nesses experimentos depende da quantidade de magnésio consumido, que foi a mesma.
12. Experimento X; maior temperatura.
13. A: experimento X; B: experimento Y.
14. A: Cl^- ; B: Mg^{2+} ; C: H^+
15. $R = k \cdot [\text{A}]$
16. $k = 0,2 \text{ min}^{-1}$
17. $R = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ 18. $R = k \cdot [\text{A}]^2$
19. I. Etapa lenta: $\text{B} \longrightarrow \text{C}$; II. a reação é exotérmica.

Integrando conceitos

1. d
2. I: incorreta; II: incorreta; III: correta; IV: correta.
3. [01]: incorreta; [02]: incorreta; [04]: correta; [08]: incorreta; [16]: correta; [32]: incorreta; [64]: correta. Soma dos números associados às afirmações corretas: $04 + 16 + 64 = 84$.
4. $2400 \text{ L} \cdot \text{s}^{-1}$
5. A palha de aço tem superfície de contato com o O_2 muito maior que a barra de aço.
6. Reações catalisadas: A e X.
7. Reação mais lenta: inversa sem catalisador (maior energia de ativação); reação mais rápida: direta com catalisador (menor energia de ativação).

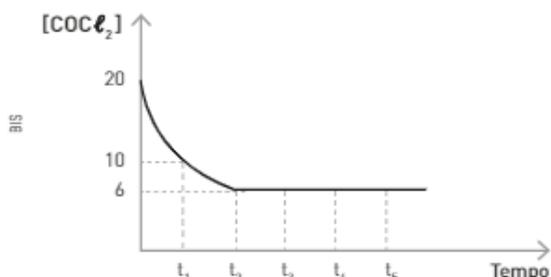
8. Não está correta. A presença do catalisador tem o efeito de reduzir o tempo de reação, apenas.
9. b
10. e
11. a) $1 \text{ MnO}_2(\text{s}) + 4 \text{ HCl}(\text{aq}) \longrightarrow 1 \text{ MnCl}_2(\text{aq}) + 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) + 1 \text{ Cl}_2(\text{g})$
- b) A velocidade não se altera.
- c) Considerando uma reação de primeira ordem para HCl, o volume de Cl_2 será de 4 mL.
12. $R = k \cdot [\text{CO}] \cdot [\text{O}_2]^2$
13. $R = [\text{ClO}_3] \cdot [\text{Cl}^-] \cdot [\text{H}^+]^2$
14. É a que vai de II para III, pois é a de maior energia de ativação.

Unidade 5

Atividades

1. I. Correta.
II. Incorreta.
III. Correta.
IV. Incorreta.
V. Correta.
2. I. $K_c = \frac{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]}$

Atingindo o equilíbrio, a concentração das substâncias permanece constante.



- II. O equilíbrio se estabelece a partir do instante 6 s, quando a concentração do COCl_2 não mais se altera.
3. a 4. e
5. $[\text{N}_2] = 10^{-3} \text{ mol/L}$
6. $x = 0$; $y = 0,06 \text{ mol}$; $z = 1,44 \text{ mol}$
7. $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 0,01$
8. $K_c = 0,128$
9. O H_2 foi adicionado no instante t_1 . Com a adição do gás hidrogênio, houve um deslocamento do equilíbrio para a direita, ou seja, no sentido de formação de HCl.
10. No instante t_2 um novo estado de equilíbrio foi atingido pelo sistema, a partir desse instante as concentrações dos participantes do equilíbrio não mais se alteram.

11. $K_{eq} = 0,067 < 1$
12. I. O equilíbrio é deslocado para a direita.
II. O equilíbrio é deslocado para a esquerda (sentido endotérmico).
III. O equilíbrio é deslocado para a esquerda (maior número de mol de gases).
IV. O equilíbrio é deslocado para a direita (menor número de mol de gases).
V. O equilíbrio é deslocado para a direita.
VI. A adição de um gás inerte ao sistema não provoca o deslocamento de equilíbrio.
13. No equilíbrio, todas as espécies estão presentes: $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, Cl^- , CoCl_4^{2-} e H_2O
Como a solução é azul, a concentração de CoCl_4^{2-} é maior que a concentração de $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.
14. No equilíbrio, todas as espécies estão presentes: $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, Cl^- , CoCl_4^{2-} e H_2O
Como a solução é rósea, a concentração de $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ é maior que a concentração de CoCl_4^{2-} .

$$15. K_c = \frac{[\text{CoCl}_4^{2-}]}{[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} [\text{Cl}^-]^4}$$

A água é solvente nessa reação e sua concentração é constante, não sendo considerada na expressão da constante de equilíbrio.

16. K_c maior na temperatura ambiente, pois a reação direta é endotérmica e favorece a formação de CoCl_4^{2-} .
17. Endotérmica.
18. A solução de HZ, pois apresenta a maior concentração de íons.
19. Quanto maior a quantidade de íons, maior o grau de ionização (α) e maior o valor de K_a .
 $K_a(\text{HY}) < K_a(\text{HX}) < K_a(\text{HZ})$
20. Um ácido pode ser considerado forte quando o valor de K_a é muito elevado.
HZ pode ser considerado um ácido forte.
21. Na solução de HZ (o ácido mais forte).
22. a) HNO_2 : ácido mais forte
HCN: ácido mais fraco
b) CN^- : base conjugada mais forte.
 NO_2^- : base conjugada mais fraca.
c) $\text{HNO}_2 + \text{CN}^- \longrightarrow \text{HCN} + \text{NO}_2^-$
23. a) O grau de ionização da base diminui.
b) Diminui.
c) Não se altera.
d) Aumenta.
24. a) $[\text{OH}^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
b) $[\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ mol/L}$
c) $[\text{H}^+] = 10^{-10} \text{ mol/L}$

25. a) $\text{pH} = 3$; b) $\text{pH} = 5$; c) $\text{pH} = 10$
26. $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-6.5} \text{ mol/L}$
27. Básica.
28. $\text{pH} + \text{pOH} = 13$
29. I. [B]; o limpa-forno é uma solução concentrada de soda cáustica (NaOH).
 II. [E]; o suco gástrico é formado por uma solução de ácido clorídrico (HCl) com outras substâncias.
 III. [D]; o amoníaco é uma solução de hidróxido de amônio (NH_4OH), uma base mais fraca que o NaOH.
 IV. [C]; o vinagre é uma solução aquosa de ácido acético (H_3CCOOH), um ácido mais fraco do que o HCl.
 V. [A]; a salmoura é uma solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl), um sal neutro.
30. HA: $\text{pH} = 2$
 HB: $\text{pH} = 2$
 XO: $\text{pH} = 12$
31. H_2CO_3
32. HCO_3^-
33. CO_3^{2-}
34. $\text{pH} = 10,3$
35. $\text{pH} = 6,4$
36. a) NH_4Cl ; $\text{pH} < 7$
 b) NaCl; $\text{pH} = 7$
 c) KNO_3 ; $\text{pH} = 7$
 d) AgNO_3 ; $\text{pH} < 7$
 e) KHCO_3 ; $\text{pH} > 7$
 f) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{CCOO})_2$; $\text{pH} > 7$
37. a) Acetato de sódio: NaH_2CCOO
 $\text{H}_3\text{CCOO}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{CCOOH} (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$
 b) Nitrato de prata: AgNO_3
 $\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons \text{AgOH} (\text{s}) + \text{H}^+ (\text{aq})$
 c) Sulfato de alumínio: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 $\text{Al}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 (\text{s}) + 3 \text{H}^+ (\text{aq})$
38. $K_a = 10^{-10}$
39. $K_a = 1,75 \cdot 10^{-6}$
40. Como todos os sais apresentados possuem a mesma proporção de um cátion para um ânion, podemos comparar a solubilidade desses sais diretamente pelo K_a , de modo que os sais de menor K_a serão os menos solúveis. Assim, o sal que precipitará primeiro, ou seja, o menos solúvel será o CoCO_3 .
41. $V = 25000 \text{ L}$

Integrando conceitos

1. d
2. $K_c = 300$

3. a) A 125°C o valor da constante de equilíbrio é menor do que 1; assim, predominam os compostos presentes no lado esquerdo da equação, ou seja, NO_2 e O_2 .
 b) Para a reação fornecida, a concentração de todos os participantes do equilíbrio será igual quando a constante for igual a 1, ou seja, na temperatura de 725°C .

4. $K_p = 5$

5. a)

tempo (min)	[butano] (mol/L)	[isobutano] (mol/L)
0	10	0
10	9	1
20	8	2
50	6	4
100	5	5
200	5	5
300	5	5

b) $K_c = 1$

6. b

7. c

8. a) $K_p = \frac{(\text{P}_{\text{N}_2\text{O}_4})}{(\text{P}_{\text{NO}_2})^2}$

b) O aumento de temperatura irá favorecer o sentido inverso da reação (endotérmico), favorecendo assim a formação de NO_2 (g).

c) O valor de K_p em T_2 será menor do que em T_1 . A constante de equilíbrio de um sistema é dependente da temperatura, assim, como a reação direta apresentada é exotérmica, o aumento da temperatura irá provocar uma diminuição no valor da constante de equilíbrio (favorecimento da reação inversa endotérmica).

9. c

10. a) A reação balanceada é:



b) Pelo Princípio de Le Chatelier, nesse sistema reacional o aumento da pressão deslocará o equilíbrio no sentido da formação de uma quantidade maior de produtos, pois a observação das duas figuras mostra que o avanço da reação ocasiona uma redução do número total de moléculas presentes.

11. 04 e 64

12. e

13. $K_a = 3,4 \cdot 10^{-4}$

14. d

15. a) II e) III
 b) I f) II
 c) III g) II
 d) II h) II

16. 10

17. e

18. C e D

19. b

20. a

21. a

22. d

23. a

24. d

25. b

26. e

27. c

28. a) Correta.

b) Correta.

c) Incorreta.

d) Incorreta.

29. a) I. $\text{NH}_4^+ \text{(aq)} + \text{H}_2\text{O} \text{(l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} \text{(aq)} + \text{H}^+ \text{(aq)}$ II. $\text{NH}_4\text{OH} \text{(aq)} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \text{(g)} + \text{H}_2\text{O} \text{(l)}$

b) Percebe-se cheiro mais forte de amônia no tubo 2.

A adição de Na_2CO_3 torna o meio mais básico (maior K_b), o que provoca maior consumo de H^+ , deslocando o equilíbrio I para a direita e favorecendo a formação de NH_4OH (aq), que, por sua vez, se decompõe, produzindo mais amônia (NH_3).

c) O cloreto de amônio é um sal de caráter ácido, pois é proveniente de um ácido forte (HCl) e uma base fraca (NH_4OH). Logo, a sua hidrólise salina origina uma solução ácida ($\text{pH} < 7$):



30. a

31. c

32. b

33. a) A adição de amônia desloca o primeiro equilíbrio para a direita. Consequentemente, aumenta a concentração do ânion hidróxido e o segundo equilíbrio também é deslocado para a direita, favorecendo a formação de NaHCO_3 .

b) A diminuição da temperatura favorece a reação exotérmica. Nesse caso, os dois equilíbrios são favorecidos e deslocados para a direita (reações exotérmicas). A elevação da pressão favorece o deslocamento de equilíbrio no sentido da reação que produz menor número de mols de gás, ou seja, menor volume. Nesse caso, os dois equilíbrios são favorecidos e deslocados para a direita.

34. e

35. a

36. a) $K_{\text{eq}} = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]}$

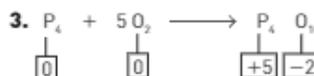
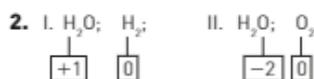
b) A adição de FeO não altera o equilíbrio, pois está no estado sólido e apresenta concentração constante. O aumento da pressão não interfere no equilíbrio, pois verifica-se a presença de 1 mol de CO (g) em equilíbrio com 1 mol de CO_2 (g), ou seja, os volumes são iguais.

37. a) Sim. Pela tabela dada, quanto maior a temperatura, maior a constante de equilíbrio. Quanto maior o valor de K, maiores as concentrações dos produtos.

b) A adição de catalisador não desloca o ponto de equilíbrio, mas sim afeta o tempo necessário para os participantes atingirem o equilíbrio. Logo, a adição de catalisador não afeta a concentração de hidrogênio.

Unidade 6

Atividades

5. Formou o sal solúvel MgCl_2 .

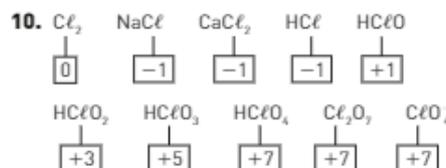
6. Mg: Nox = 0; HCl: Nox[H] = +1; Nox [Cl] = -1;

 MgCl_2 : Nox[Mg] = +2; Nox [Cl] = -1; H_2 : Nox [H] = 0

7. O magnésio.

8. O hidrogênio.

9. A reação é exotérmica, parte da água da solução evapora e parte condensa.

11. $\text{Cu}^{2+} \text{(aq)}$ 12. $\text{Ni}^{2+} \text{(aq)}$ 13. $\text{Cu}^0 \text{(s)}$ 14. $\text{Cu}^{2+} \text{(aq)} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^0 \text{(s)}$; $\text{Ni}^0 \text{(s)} \longrightarrow \text{Ni}^{2+} \text{(aq)} + 2 \text{e}^-$; $\text{Ni}^0 \text{(s)} + \text{Cu}^{2+} \text{(aq)} \longrightarrow \text{Ni}^{2+} \text{(aq)} + \text{Cu}^0 \text{(s)}$ 15. Oxidante: Cu^{2+} ; redutor: Ni^0 .16. $\text{Fe}_2\text{(SO}_4)_3$

17. x = +7; y = +2; w = +2; z = +3.

18. FeSO_4 sofreu oxidação; KMnO_4 sofreu redução.

19. Agente oxidante: KMnO_4 ; agente redutor: FeSO_4 .
20. $2 \text{KMnO}_4 + 8 \text{H}_2\text{SO}_4 + 10 \text{FeSO}_4 \longrightarrow 1 \text{K}_2\text{SO}_4 + 5 \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2 \text{MnSO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$;
soma dos menores coeficientes inteiros: 36.
21. b
22. I. agente oxidante: Ag_2S ; agente redutor: Al ; II. soma = 20.
23. Magnésio
24. Cobre
25. Eletrodo de magnésio
26. Eletrodo de cobre
27. Os elétrons se movem pelo fio, do eletrodo de magnésio para o eletrodo de cobre.
28. Mg: polo negativo; Cu: polo positivo.
29. A lâmina de magnésio sofre corrosão.
30. A deposição ocorre na lâmina de cobre.
31. Oxidação: $\text{Mg (s)} \longrightarrow \text{Mg}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{e}^-$;
Redução: $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu (s)}$
32. $\text{Mg (s)} + \text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} \longrightarrow \text{Cu (s)} + \text{Mg}^{2+} \text{ (aq)}$
33. c
34. I. verdadeiro; II. falso; III. falso; IV. verdadeiro; V. verdadeiro.
35. Redução.
36. $\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \quad E = +0,45 \text{ V}$
 $\text{Co} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^- \quad E = +0,28 \text{ V}$
37. Fe
38. Co^{2+}
39. Agente redutor: Fe
40. Agente oxidante: Co^{2+}
41. I. $\text{Fe} \longrightarrow \text{Co}$;
II. Co, Fe;
III. Co;
IV. Fe;
V. $\text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}$ (redução);
 $\text{Fe} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$ (oxidação);
VI. $\text{Co}^{2+} + \text{Fe} \rightleftharpoons \text{Co} + \text{Fe}^{2+}$;
VII. $\Delta E = 0,17 \text{ V}$.
42. O Cu^0 se oxida e o H^+ se reduz.
43. $\Delta E^0 = -0,34 \text{ V}$
44. Não espontâneo.
45. O Al se oxida e o H^+ se reduz.
46. $\Delta E^0 = +1,66 \text{ V}$
47. Processo espontâneo.
48. Sim
49. Poderão ser utilizados metais que apresentem potencial de redução inferior ao ferro, portanto magnésio e zinco.

50. a
51. Cátodo
52. Redução
53. $\text{Pb}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Pb (s)}$
54. Ânodo
55. Oxidação
56. $2 \text{Br}^- \text{ (aq)} \longrightarrow \text{Br}_2 \text{ (l)} + 2 \text{e}^-$
57. $\text{Pb}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{Br}^- \text{ (aq)} \longrightarrow \text{Pb (s)} + \text{Br}_2 \text{ (l)}$
58. H^+ ; Ca^{2+}
59. H^+
60. $2 \text{H}^+ \text{ (aq)} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2 \text{ (g)}$
61. OH^- ; NO_3^-
62. OH^-
63. $2 \text{OH}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{e}^-$
64. Mais concentrada, pois há consumo de H_2O (solvente).
65. $x = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$; $y = 216 \text{ g}$
66. $Q = 965 \text{ C}$
67. $m = 1,08 \text{ g}$

Integrando conceitos

1. e
2. d
3. c
4. c
5. c
6. e
7. Na camada superior, Nox do N = +5; na camada inferior, Nox do N = -3.
8. b
9. a
10. b
11. 0-0: falsa; 1-1: verdadeira; 2-2: verdadeira; 3-3: verdadeira; 4-4: verdadeira.
12. Agente redutor em II: CO (g) ; agente redutor em III: $\text{H}_2 \text{ (g)}$.
13. a) O nitrogênio sofre oxidação quando se transforma de N_2 para NO_2 . Nesse processo há 8 mols de elétrons para cada mol de N_2 .
b) $x = 3$; $y = 1$; $z = 2$; $t = 1$
14. a) O coeficiente estequiométrico do $\text{Ce}(\text{SO}_4)_3$ é 2.
b) Íons espectadores: Na^+ e SO_4^{2-} .
c) Agente redutor: Na_3AsO_3 .
d) 30 mL
15. I. correta; II. correta; III. correta; IV. incorreta; V. correta.
16. d

- 17.** a) Agente redutor: Cd; agente oxidante: NiO₂.
b) $\text{Cd} + \text{NiO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Cd(OH)}_2 + \text{Ni(OH)}_2$
- 18.** e
- 19.** e
- 20.** I. correta; II. incorreta; III. incorreta; IV. incorreta; V. incorreta
- 21.** c
- 22.** e
- 23.** I. semirreação de redução: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^0$
semirreação de oxidação: $\text{Te} \longrightarrow \text{Te}^{2+} + 2 \text{e}^-$
voltagem produzida: 1,18 V
II. Solução (a) = TeSO₄; solução (b) = CuSO₄; Solução (c) = KCl.
Eletrodo (a) = Te; eletrodo (b) = Cu.
- 24.** $\text{Ni (s)} + \text{Cu}^{+2} \text{(aq)} \longrightarrow \text{Ni}^{+2} \text{(aq)} + \text{Cu (s)}$
O potencial padrão de redução da semicélula de Ni⁺²/Ni é -0,25 V.
O eletrodo de cobre (Cu) é o cátodo.
O eletrodo de níquel (Ni) é o ânodo.
- 25.** 01: correta; 02: incorreta; 04: correta; 08: correta; 16: incorreta.
- 26.** Pode ser usado zinco na placa, pois seu potencial de redução é menor que o do ferro.
- 27.** a) Magnésio e zinco, pois seu potencial de redução é menor que o do ferro;
b) $\Delta E = +1,93 \text{ V}$
c) $\text{Mg} + \text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe} + \text{Mg}^{2+}$
- 28.** e
- 29.** a) 20%;
b) 0,16 g de ferro;
c) $2 \text{Fe (s)} + \text{O}_2 \text{(g)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)} \longrightarrow 2 \text{Fe}^{2+} \text{(aq)} + 4 \text{OH}^- \text{(aq)}$; diferença de potencial = 0,84 V
- 30.** a) No cátodo, forma-se níquel metálico (Ni); no ânodo, forma-se cloro gasoso (Cl₂);
b) $\Delta E_{\text{min}} = 1,60 \text{ V}$
- 31.** e
- 32.** a) Se o fluxo de elétrons for o inverso, o processo deixa de ser espontâneo;
b) Oxidante: Ag⁺, que se reduz, obrigando o Fe²⁺ a se oxidar.
- 33.** d
- 34.** a) $\Delta E = 1,56 \text{ V}$;
b) 0,145 g de zinco.
- 35.** a) Na placa de zinco acoplada ao polo negativo da bateria, temos aumento de massa e, na placa de zinco acoplada ao polo positivo da bateria, teremos diminuição de massa;
b) $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de elétrons;
c) $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- 36.** Correta: [2-2]
- 37.** a) Sim: para essa reação, $\Delta E = 0,57 \text{ V}$, e o processo é espontâneo.
b) Não: para essa reação, $\Delta E = -0,46 \text{ V}$, e o processo não é espontâneo.
c) Oxidação: $\text{Cu}^0 \text{(s)} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} \text{(aq)} + 2 \text{e}^-$;
redução: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^0 \text{(s)}$.

Referências bibliográficas

- AMERICAN CHEMICAL SOCIETY. *ChemCom: Chemistry in the community*. 6. ed. Washington DC: ACS, 2011.
- AQUARONE, E. et al. *Alimentos e bebidas produzidos por fermentação*. São Paulo: Blucher/Edusp, 1983.
- ASIMOV, I. *Cronologia das ciências e das descobertas*. Rio de Janeiro: Civilização Brasileira, 1993.
- ATKINS, P. W. *Moléculas*. São Paulo: Edusp, 2000.
- BLOOMFIELD, M. M.; STEPHENS, L. J. *Chemistry and the living organism*. 6. ed. Nova York: John Wiley and Sons Inc., 1996.
- BRADY, J. E.; HUMISTON, G. E. *Química geral*. 2. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1986.
- BROWN, T. et al. *Chemistry: The central science*. 13. ed. Boston: Pearson/Prentice Hall, 2015.
- CAMPOS, M. M. *Química orgânica*. São Paulo: Edusp, 1979.
- CAVALIERI, A. L. F.; EGYPTO, A. C. *Drogas e prevenção: a cena e a reflexão*. 6. ed. São Paulo: Saraiva, 2013.
- CHANG, R. *Chemistry*. 11. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2012.
- CHASSOT, A. *A ciência através dos tempos*. 2. ed. São Paulo: Moderna, 1994. (Col. Polêmica).
- _____. *Questões e desafios para a Educação*. 6. ed. Ijuí: Unijuí, 2014.
- COMPANION, A. L. *Ligação química*. São Paulo: Blucher/Edusp, 1970.
- CUEILLERON, J. *Histoire de la Chimie*. Paris: Presses Universitaires de France, 1979.
- EBBING, D. D.; GAMMON, S. D. *General Chemistry*. 10. ed. Nova York: Houghton Mifflin, 2012.
- FELLENBERG, G. *Introdução aos problemas de poluição ambiental*. São Paulo: Edusp, 1980.
- FERGUSON, J. E. *Inorganic Chemistry and the Earth: chemical resources, their extraction, use, and environmental impact*. Oxford: Pergamon Press, 1985.
- FIESER, L. F.; FIESER, M. *Química orgânica fundamental*. Barcelona: Reverté, 1984.
- FREEMANTLE, M. *Chemistry in action*. 2. ed. London: Macmillan Educations, 1995.
- GEBELEIN, C. G. *Chemistry and our world*. Dubuque: Wm. C. Brown Publishers, 1997.
- GENTIL, V. *Corrosão*. 6. ed. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 2011.
- GILBERT, T. R. et al. *Chemistry: the science in context*. 4. ed. Londres/Nova York: WW Norton, 2014.
- GLINCKA, N. *Química geral*. 6. ed. Moscou: Mir, 2010.
- HART, H.; SCHUETZ, R. D. *Química orgânica*. São Paulo: Campus, 1983.
- HARWOOD, P. et al. *Further Chemistry*. Londres: Collins Educational, 1997.
- HILL, J. W. *Chemistry for changing times*. 14. ed. Nova Jersey: Pearson Education, 2015.
- _____; PETRUCCI, R. H. *General Chemistry: an integrated approach*. 10. ed. Nova Jersey: Prentice Hall, 2010.
- HOLMAN, J. *The material world*. 2. ed. Walton-on-thames: Thomas Nelson International Thomson Publishing Company, 1996.
- HOLUM, J. R. *Fundamentals of general, organic, and biological Chemistry*. 6. ed. Nova York: John Wiley and Sons, 1998.
- KEENAN, C. et al. *General college Chemistry*. São Francisco: Harper & Row, 1980.
- KOROLKOVAS, A.; BURCKHALTER, J. H. *Química farmacêutica*. 2. ed. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 2008.
- LEMAY JR., H. E. et al. *Chemistry: connections to our changing world*. 2. ed. Nova Jersey: Prentice Hall, 2001.
- MANO, E. B. *Introdução a polímeros*. 2. ed. São Paulo: Blucher/Edusp, 1999.
- MASTERTON, W. L. et al. *Chemistry: principles & reactions*. 8. ed. Filadélfia: Saunders College, 2016.
- _____; *Princípios de Química*. 6. ed. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 1990.
- MCMURRY, J.; CASTELLION, M. E. *Fundamentals of general, organic, and biological Chemistry*. 7. ed. Nova Jersey: Pearson Education, 2012.
- _____; FAY, R. C. *Chemistry*. 7. ed. Nova Jersey: Pearson Education, 2011.
- MCQUARRIE, D. A.; ROCK, P. A. *General Chemistry*. 4. ed. Nova York: W. H. Freeman, 2010.
- MENGER, F. et al. *Química orgânica*. Califórnia: Fondo Educativo Interamericano, 1976.
- MOORE, W. J. *Físico-química*. São Paulo: Ao Livro Técnico/Edusp, 1968.
- MORTIMER, E. F.; VIEIRA, A. C. F. R. *Letramento científico em aulas de Química para o Ensino Médio: diálogo entre linguagem científica e linguagem cotidiana*. In: CUNHA, A. M. O. et al. (Orgs.). *Convergências e tensões no campo da formação e do trabalho docente: políticas e práticas educacionais*. Belo Horizonte: Autêntica, 2010. (Coleção Didática e Prática de Ensino). Disponível em: <https://www.fe.unicamp.br/TEMPORARIOS/tp-dialogo.PDF> Acesso em: 18 abr. 2016.
- PANICO, R. et al. *A guide to IUPAC nomenclature of organic compounds*. Oxford: Blackwell Science, 1993.
- PARTINGTON, J. R. *A short history of Chemistry*. 3. ed. Nova York: Dover Publications, 2011.
- RAMANATHAN, L. V. *Corrosão e seu controle*. 3. ed. São Paulo: Hemus, 1997.
- REGER, D. et al. *Chemistry: principles & practice*. 3. ed. Filadélfia: Saunders College, 2009.
- RICHEY JR., H. G. *Química orgânica*. Rio de Janeiro: Prentice Hall do Brasil, 1983.
- SCHWARTZ, A. T. et al. *Chemistry in context*. Nova York: American Chemical Society, 1997.
- SHREVE, R. N.; BRINK JR., J. A. *Indústrias de processos químicos*. 4. ed. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 1997.
- SKOOC, W.; HOLLER, D. A. *Fundamentals of analytical Chemistry*. 9. ed. Filadélfia: Saunders College, 2014.
- SNYDER, C. H. *The extraordinary Chemistry of ordinary things*. 4. ed. Nova York: John Wiley and Sons, 2002.
- SOLOMONS, T. W. G. *Organic Chemistry*. 12. ed. Nova York: John Wiley and Sons, 2016.
- TIMBERLAKE, K. C. *Chemistry: An introduction to General, Organic, and Biological Chemistry*. 12. ed. São Francisco: Pearson Education, 2015.
- TUNES, E. et al. *Ensino de conceitos em Química IV. Sobre a Estrutura Elementar da Matéria*. In: *Revista Química Nova*, 12(2), 1989. Disponível em: <http://quimicanova.sbc.org.br/imagebank/pdf/Vol12No2_199_v12_n2_%2816%29.pdf>. Acesso em: 1ª abr. 2016.
- TRO, N. J. *Chemistry: A molecular Approach*. 4. ed. Nova York: Pearson Education Inc., 2014.
- UCKO, D. A. *Química para as ciências de saúde*. 2. ed. São Paulo: Manole, 1992.
- USBERCO, J. et al. *A composição dos alimentos*. 3. ed. São Paulo: Saraiva, 2009.
- _____; *Química e aparência*. 3. ed. São Paulo: Saraiva, 2009.
- WEAST, R. C. (Org.). *Handbook of Chemistry and Physics*. 96. ed. Flórida: CRC Press, 2016.
- WILLIAMS, L. et al. *Introduction to Chemistry*. 3. ed. Califórnia: Addison-Wesley, 1981.
- WINGROVE, A. S.; CARET, R. L. *Organic Chemistry*. Nova York: Harper & Row, 1981.