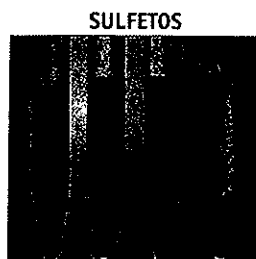
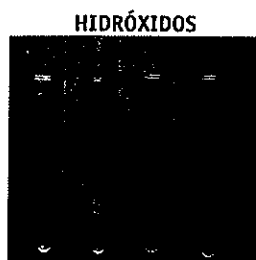


(a) Os nitratos são geralmente solúveis, assim como os cloretos (exceto AgCl). Em geral, os hidróxidos não são solúveis.



(b) Os sulfetos geralmente não são solúveis (as exceções incluem sais com NH₄⁺ e Na⁺).



(c) Os hidróxidos geralmente não são solúveis, a não ser quando o cátion é um metal do Grupo 1A.

COMPOSTOS SOLÚVEIS

Quase todos os sais de Na⁺, K⁺, NH₄⁺

Sais de nitrato, NO₃⁻
clorato, ClO₃⁻
perclorato, ClO₄⁻
acetato, CH₃CO₂⁻

Quase todos os sais de Cl⁻, Br⁻, I⁻

Compostos que contêm F⁻

Sais de sulfato, SO₄²⁻

COMPOSTOS INSOLÚVEIS

A maioria dos sais de carbonato, CO₃²⁻
fosfato, PO₄³⁻
oxalato, C₂O₄²⁻
cromato, CrO₄²⁻

A maioria dos sulfetos metálicos, S²⁻

A maioria dos hidróxidos e óxidos metálicos

EXCEÇÕES

Sal de AgNO₃ e AgCl

Hidróxido de NaOH, KOH, NH₄OH

Sulfeto de (NH₄)₂S, (NH₄)₂S

EXCEÇÕES

Sais de NH₄⁺ e dos cátions dos metais alcalinos

Sais de Na⁺, K⁺, NH₄⁺ e dos ânions dos metais alcalinos

Sais de Na⁺, K⁺, NH₄⁺ e dos ânions dos metais alcalinos

Sais de Na⁺, K⁺, NH₄⁺ e dos ânions dos metais alcalinos

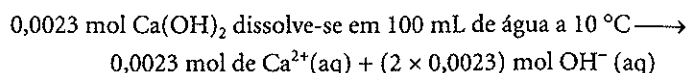
Sais de Na⁺, K⁺, NH₄⁺ e dos ânions dos metais alcalinos

Figura 5.3 Regras para prever a solubilidade de compostos iônicos. Se um composto contém um dos íons da coluna da esquerda, na sua parte superior, pode-se prever que ele será ao menos moderadamente solúvel em água. Existem algumas exceções, mostradas na coluna da direita. A maioria dos compostos iônicos formados pelos íons listados na parte inferior da figura é pouco solúvel (com exceção dos compostos de NH₄⁺ e dos cátions dos metais alcalinos).

• Regras de Solubilidade

As observações tais como as mostradas na Figura 5.3 foram usadas para criar as regras de solubilidade nessa figura. Note, entretanto, que essas são regras gerais e não leis que são seguidas sob quaisquer circunstâncias. Existem algumas exceções, mas as regras são um bom ponto de partida. Veja B. Blake, *Journal of Chemical Education*, vol. 80, p. 1348-1350, 2003.

quer um desses íons assegura-nos de que o composto será solúvel em água. Os compostos iônicos que se dissolvem em água são eletrólitos, o que significa que uma solução aquosa de AgNO₃ (Figura 5.3c) consiste também nos íons separados Ag⁺(aq) e NO₃⁻(aq). Em contraste, o hidróxido de cálcio é pouco solúvel em água (Figura 5.3c). Por exemplo, se uma colher de Ca(OH)₂ sólido é adicionada a 100 mL de água, somente 0,17 g, ou 0,0023 mol, se dissolverá a 10 °C. Pouquíssimos íons Ca²⁺ e OH⁻ estarão presentes na solução. Quase todo o Ca(OH)₂ permanece como um sólido.



Quando o Ca(OH)₂ sólido é colocado em água, praticamente seu todo permanece como um sólido, e o resultado é uma mistura heterogênea. Isso geralmente é verdadeiro para todos os hidróxidos metálicos (Figura 5.2), exceto para aqueles que contêm um cátion de metal alcalino (Figura 5.3c).

Exemplo 5.1 Regras de Solubilidade

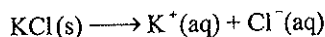
Problema • Preveja se cada um dos seguintes compostos iônicos será solúvel em água. Liste os íons presentes em solução para os compostos solúveis.

- (a) KCl (b) MgCO₃ (c) Fe₂O₃ (d) Cu(NO₃)₂

Estratégia • Você deve primeiro reconhecer o cátion e o ânion envolvidos e então decidir a provável solubilidade em água com base nas regras apresentadas na Figura 5.3.

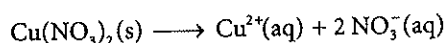
Solução •

- (a) O KCl é composto de íons K⁺ e Cl⁻. A presença de *qualquer um* desses íons significa que o composto KCl provavelmente será solúvel em água. A solução consiste em íons K⁺ e Cl⁻.



(A solubilidade do KCl é de aproximadamente 35 g em 100 mL de água a 20 °C.)

- (b) O carbonato de magnésio é composto de íons Mg²⁺ e CO₃²⁻. Sais contendo o íon carbonato são geralmente insolúveis, a menos que estejam combinados com íons tais como Na⁺ ou NH₄⁺. Portanto, espera-se que o MgCO₃ seja insolúvel em água. (A solubilidade experimental do MgCO₃ é menor que 0,2 g/100 mL de água.)
- (c) O óxido de ferro(III) é composto de íons Fe³⁺ e O²⁻. Os óxidos são solúveis somente quando o O²⁻ se combina com um metal alcalino. O Fe³⁺ é um íon metal de transição, portanto o Fe₂O₃ é insolúvel.
- (d) O nitrato de cobre(II) é composto pelos íons Cu²⁺ e NO₃⁻. Praticamente todos os nitratos são solúveis em água, de maneira que o Cu(NO₃)₂ é solúvel em água e produz cátions cobre(II) e ânions nitrato em água.



Comentário • Note que o Cu(NO₃)₂ fornece um íon Cu²⁺ e dois íons NO₃⁻ ao se dissolver em água.

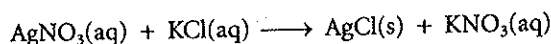
Exercício 5.2 Solubilidade de Compostos Iônicos

Preveja se cada um dos seguintes compostos iônicos deve ser solúvel em água. Em caso afirmativo, escreva as fórmulas dos íons presentes em solução aquosa.

- (a) LiNO₃ (b) CaCl₂ (c) CuO (d) NaCH₃CO₂

5.2 Reações de Precipitação

Uma **reação de precipitação** produz um produto insolúvel em água, conhecido como **precipitado**. Os reagentes dessas reações são geralmente compostos iônicos solúveis em água. Quando essas substâncias se dissolvem em água, consequentemente, dissociam-se para fornecer cátions e ânions apropriados. Se o cátion de um dos compostos puder formar um composto insolúvel com o ânion do outro composto na solução, ocorre a reação de precipitação. Por exemplo, a mistura de soluções de nitrato de prata e de cloreto de potássio, ambos compostos iônicos solúveis em água, formam o cloreto de prata insolúvel e o nitrato de potássio solúvel (Figura 5.4).



Reagentes	Produtos
Ag ⁺ (aq) + NO ₃ ⁻ (aq)	Insolúvel AgCl
K ⁺ (aq) + Cl ⁻ (aq)	K ⁺ (aq) + NO ₃ ⁻ (aq)

Fotos a, b, c e d: Charles D. Winters



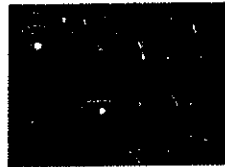
(a)



(b) Inicialmente, os íons prata (Ag^+ , cinza) e cloreto (Cl^- , verde) estão bastante separados.



(c) Os íons Ag^+ e Cl^- se aproximam e formam pares de íons.

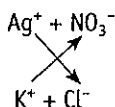


(d) À medida que mais e mais íons Ag^+ e Cl^- se juntam, forma-se um precipitado de AgCl sólido.

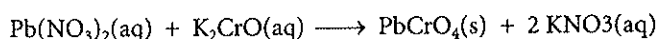
Figura 5.4 Precipitação de cloreto de prata. (a) A mistura de nitrato de prata aquoso com cloreto de potássio produz o cloreto de prata, AgCl , insolúvel. Em (b) até (d) você vê um modelo do processo.

• Reações de Troca

Note que quando dois compostos iônicos em solução reagem para formar um precipitado sólido, eles assim o fazem por meio da troca de íons. Por exemplo, os íons prata(I) trocam o nitrato por íons cloreto, e os íons potássio, íons cloreto por íons nitrato.

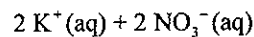
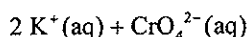
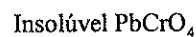
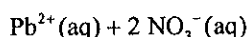


Muitas combinações de íons positivos e negativos formam substâncias insolúveis (Figuras 5.4 e 5.5). Por exemplo, o cromato de chumbo se precipita quando um composto de chumbo solúvel em água for combinado com um composto de cromato solúvel (Figura 5.4a).

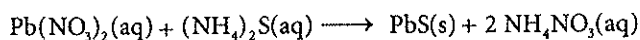


Reagentes

Produtos



Quase todos os sulfetos metálicos são insolúveis em água (Figura 5.5b). Se um composto do metal solúvel na natureza entra em contato com uma fonte de íons sulfeto (digamos, de um vulcão, um bolsão de gás natural na terra, ou uma chaminé de fumaça preta no oceano), o sulfeto metálico precipita-se.



Reagentes

Produtos

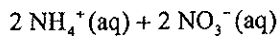
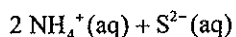
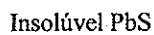
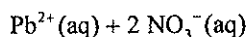


Figura 5.5 Reações de precipitação. Alguns compostos iônicos são insolúveis na água. Orientações para a predição da solubilidade são apresentadas na Figura 5.3.



(a) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e K_2CrO_4 produzem PbCrO_4 amarelo insolúvel e KNO_3 solúvel.



(b) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ produzem PbS preto insolúvel e NH_4NO_3 solúvel.



(c) FeCl_3 e NaOH produzem $\text{Fe}(\text{OH})_3$ vermelho insolúvel e NaCl solúvel.

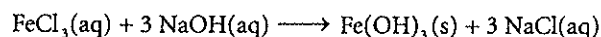


(d) AgNO_3 e K_2CrO_4 produzem Ag_2CrO_4 vermelho insolúvel e KNO_3 solúvel. Veja o Exemplo 5.2.

Fotos a, b, c e d: Charles D. Winters

Na verdade, esse processo é a forma pela qual acredita-se que os minerais que contêm enxofre, como a pirita de ferro (FeS_2), tenham se formado na natureza. A “fumaça” preta dos vulcões submarinos consiste de sulfetos metálicos precipitados oriundos dos ânions sulfeto e dos cátions metálicos nas emissões vulcânicas (veja a página 120).

Por fim, com exceção dos cátions dos metais alcalinos (e de Ba^{2+}), todos os cátions metálicos formam hidróxidos insolúveis. Assim, cloreto de ferro(III) solúvel em água e o hidróxido de sódio reagem para formar o hidróxido de ferro(III) insolúvel (Figuras 5.3c e 5.5c).



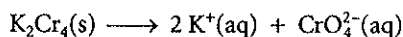
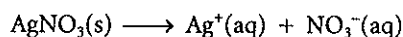
Reagentes	Produtos
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$	Insolúvel $\text{Fe}(\text{OH})_3$
$3 \text{Na}^{+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{aq})$	$3 \text{Na}^{+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$

Exemplo 5.2 Escrevendo a Equação para uma Reação de Precipitação

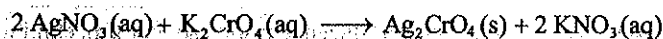
Problema • Um produto insolúvel é formado quando soluções aquosas de cromato de potássio e nitrato de prata são misturadas. Em caso afirmativo, escreva a equação balanceada.

Estratégia • Primeiro, decida quais íons são formados em solução quando os reagentes se dissolvem. Então use a informação na Figura 5.3 para determinar se o cátion de um reagente irá se combinar com o ânion do outro reagente para formar um composto insolúvel.

Solução • Ambos os reagentes – AgNO_3 e K_2CrO_4 – são solúveis em água, e os íons Ag^{+} , NO_3^{-} , K^{+} e CrO_4^{2-} são liberados na solução quando os compostos são dissolvidos.



Aqui, o Ag^{+} poderia combinar-se com o CrO_4^{2-} , e o K^{+} poderia combinar-se com o NO_3^{-} . A primeira combinação, Ag_2CrO_4 , é um composto insolúvel, ao passo que o KNO_3 é solúvel em água. Portanto, a equação balanceada para a reação entre nitrato de prata e cromato de potássio é (Figura 5.4d).



Exercício 5.3 Reações de Precipitação

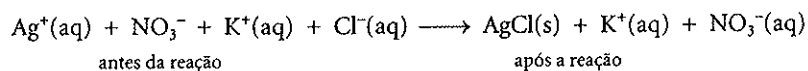
Em cada um dos seguintes casos, ocorre reação de precipitação quando soluções dos dois reagentes solúveis em água são misturadas? Dê a fórmula de quaisquer precipitados que se formem, e escreva uma equação química balanceada para as reações de precipitação que ocorrem.

- Carbonato de sódio é misturado com cloreto de cobre(II).
- Carbonato de potássio é misturado com nitrato de sódio.
- Cloreto de níquel(II) é misturado com hidróxido de potássio.

Escreva a equação química balanceada para as reações de precipitação que ocorrem.

EQUAÇÕES IÔNICAS LÍQUIDAS

Uma solução aquosa de nitrato de prata contém íons Ag^+ e NO_3^- . Uma solução aquosa de cloreto de potássio contém íons K^+ e Cl^- . Quando essas soluções são misturadas (Figura 5.3), o AgCl precipita-se e os íons K^+ e NO_3^- permanecem em solução.

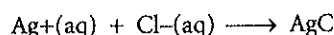


• Equações Iônicas Líquidas

1. Todas as equações químicas devem estar balanceadas. O mesmo número de átomos de cada tipo deve aparecer tanto do lado dos reagentes quanto do lado dos produtos. Ademais, a soma das cargas positivas e negativas deve ser a mesma de ambos os lados da equação.

2. Veja a Dica de Solução de Problemas 5.1, página 157.

Os íons K^+ e NO_3^- estão presentes em solução antes e depois da reação, e, portanto, aparecem tanto do lado dos reagentes quanto do lado dos produtos na equação química balanceada. Esses íons são frequentemente chamados de **íons espectadores**, porque eles não participam na reação líquida – eles apenas “observam das laterais do campo”. Pouca informação química será perdida se a equação for escrita sem eles; portanto, podemos simplificar a equação para



A equação balanceada que resulta da retirada dos íons espectadores é a **equação iônica líquida** da reação. *Somente os íons aquosos e os não eletrólitos* (que podem ser compostos insolúveis, compostos moleculares solúveis como o açúcar, ácidos fracos e bases fracas (página 150) ou os gases) *que participam de uma reação química necessitam ser incluídos na equação iônica líquida*.

A eliminação dos íons espectadores não implica que os íons K^+ e NO_3^- fiquem totalmente sem importância na reação entre AgNO_3 e KCl . De fato, os íons Ag^+ e Cl^- não podem existir sozinhos na solução; algum tipo de íon negativo deve estar presente balanceando a carga positiva do íon Ag^+ , por exemplo. Qualquer íon serve, entretanto, desde que forme um composto solúvel com o Ag^+ . Assim, poderíamos ter usado AgClO_4 em vez de AgNO_3 e NaCl em vez de KCl . A equação iônica líquida seria a mesma.

Finalmente, observe que deve sempre haver *um balanceamento das cargas*, assim como o balanceamento de massa em uma equação química balanceada. Portanto, na equação iônica líquida de Ag^+ e Cl^- , as cargas do cátion e do ânion à esquerda somam-se para dar uma carga total de 0 (zero), a mesma carga 0 do $\text{AgCl}(\text{s})$ à direita.

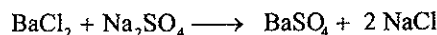
Exemplo 5.3 Escrevendo e Balanceando Equações Iônicas Líquidas

Problema • Escreva uma equação iônica líquida, balanceada, para a reação entre soluções aquosas de BaCl_2 e Na_2SO_4 para formar BaSO_4 e NaCl .

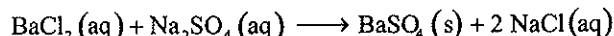
Estratégia • Escreva primeiro uma equação balanceada para a reação global. A seguir, decida quais compostos são solúveis em água (Figura 5.3) e determine quais íons esses compostos produzem em solução. Por fim, elimine os íons que aparecem tanto do lado dos reagentes quanto do lado dos produtos da reação.

Solução •

Etapa 1 • Escreva a equação balanceada



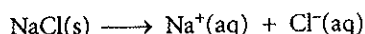
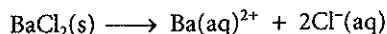
Etapa 2 • Decida a respeito da solubilidade de cada composto usando a Figura 5.1. Os compostos que contêm íons sódio são sempre solúveis em água, e aqueles que contêm íons cloreto são quase sempre solúveis. Os sais do sulfato são também geralmente solúveis, sendo uma exceção importante o BaSO_4 . Podemos escrever, portanto,



Etapa 3 • Identifique íons na solução. Todos os compostos iônicos solúveis dissociam-se para formar íons em solução aquosa. (Todos são eletrólitos.)

• Dissolução de Haletos

Quando um composto iônico com um íon haleto dissolve-se na água, os íons haleto são liberados em solução aquosa. Assim, BaCl_2 produz um íon Ba^{2+} e dois íons Cl^- para cada íon Ba^{2+} (e não Cl_2 ou íons Cl_2^{2-}).



Dica de Solução de Problemas 5.1

Escrevendo Equações Iônicas Líquidas

Equações iônicas líquidas são geralmente escritas para reações químicas em solução aquosa porque descrevem a espécie química real envolvida em uma reação. Para escrever as equações iônicas líquidas, devemos saber quais compostos existem como íons em solução.

1. Os ácidos fortes, as bases fortes solúveis, e os sais solúveis existem como íons em solução. Exemplos incluem os ácidos HCl e HNO_3 , uma base como o NaOH , e sais como o NaCl e o CuCl_2 (Figuras 5.1-5.3).
2. Todas as outras espécies devem ser representadas por suas fórmulas completas. Os ácidos fracos tais como o ácido acético ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$) existem em solução predominantemente como moléculas (Seção 5.3). Os sais insolúveis tais como $\text{CaCO}_3(\text{s})$ ou as bases insolúveis tais como $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$ não devem ser escritos na forma iônica, ainda que sejam compostos iônicos.

A melhor maneira de abordar a representação das equações iônicas líquidas é seguir precisamente um conjunto de etapas.

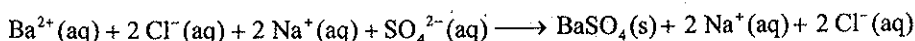
1. Escreva uma equação completa, balanceada. Indique o estado de cada substância (aq, s, l, g).
2. Reescreva a equação, escrevendo todos os ácidos fortes, bases fortes solúveis e sais solúveis como íons. (Observe cuidadosamente as espécies rotuladas com um sufixo "aq".)
3. Alguns íons podem permanecer inalterados na reação (os íons que aparecem na equação tanto na forma de reagentes como de produtos). Esses íons espectadores não são parte da química que está acontecendo. Você pode cancelá-los de cada lado da equação.

Seguem três equações iônicas líquidas gerais das quais é útil recordar:

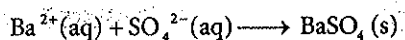
- A equação iônica líquida para a reação entre qualquer ácido forte e qualquer base forte solúvel é $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
- A equação para a reação de todo o ácido fraco HX (tal como o HCN , o HF , o HOCl , o $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$) e uma base forte solúvel é $\text{HX}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{X}^-(\text{aq})$ (Seção 5.3).
- A equação iônica líquida para a reação da amônia com todo o ácido fraco HX é $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{HX}(\text{aq}) \longrightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{X}^-(\text{aq})$ e com um ácido forte é $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq})$ (Seção 5.3).

Finalmente, assim como as equações moleculares, as equações iônicas líquidas devem ser balanceadas. O mesmo número dos átomos aparece em cada lado da seta. Mas uma exigência adicional se aplica: a soma das cargas dos íons nos dois lados deve também ser igual.

Isso resulta na seguinte equação iônica:



Etapas 4 • Identifique e elimine os íons espectadores (Na^+ e Cl^-) para dar a equação iônica líquida.



Observe que a soma das cargas dos íons é a mesma em ambos os lados da equação. Na esquerda, $+2$ e -2 somam zero; na direita, a carga no BaSO_4 também é zero.

Comentário • As etapas seguidas neste exemplo representam uma aproximação geral à escrita de equações iônicas líquidas.

Exercício 5.4 Equações Iônicas Líquidas

Escreva equações iônicas líquidas balanceadas para cada uma das seguintes reações:

- (a) $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{AlPO}_4 + \text{NaCl}$ (não balanceada).
- (b) Soluções de cloreto de ferro(III) e hidróxido de potássio formam hidróxido de ferro(III) e cloreto de potássio. (Veja a Figura 5.5c).
- (c) Soluções de nitrato de chumbo(II) e de cloreto de potássio formam cloreto de chumbo(II) e nitrato de potássio quando combinadas.



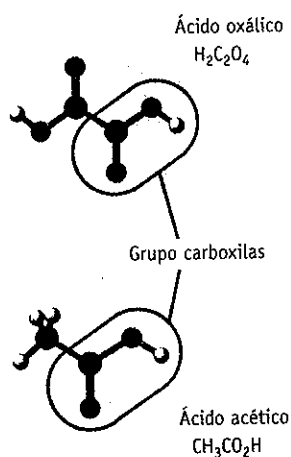
Reação de precipitação. A reação entre cloreto de bário e sulfato de sódio produz o sulfato de bário insolúvel e o cloreto de sódio solúvel em água. Veja o Exemplo 5.3.

5.3 Ácidos e Bases

Os ácidos e as bases, duas classes importantes de compostos, têm algumas propriedades em comum. Soluções de ácidos ou de bases, por exemplo, podem mudar a cor de pigmentos vegetais (Figura 5.6). Você talvez já tenha visto um ácido mudar a cor do tornassol, corante derivado de alguns tipos de líquen, de azul para vermelho. Se um ácido fez com que o papel de tornassol azul ficasse vermelho, a adição de uma base irá reverter o processo, tornando o papel azul outra vez. Assim, os ácidos e as bases parecem ser opostos. Uma base pode neutralizar o efeito de um ácido e um ácido pode neutralizar o efeito de uma base.

• Ácidos Fracos

Ácidos e bases comuns são listados na Tabela 5.2. Há muitos outros ácidos fracos e bases fracas, muitos dos quais são substâncias naturais. Os ácidos acético e oxálico estão entre eles. Todos estes ácidos naturais contêm grupos CO_2H . (O H deste grupo é perdido como H^+). Esta característica estrutural é típica de centenas de ácidos orgânicos. (Capítulo 11)



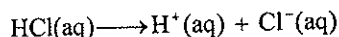
ÁCIDOS

Os ácidos têm propriedades características. Produzem bolhas do gás CO_2 quando adicionados a um carbonato metálico tal como CaCO_3 e reagem com muitos metais, produzindo o gás hidrogênio, H_2 (Figura 5.6). Embora *jamaiz* se deva experimentar o sabor de substâncias no laboratório, você já deve ter experimentado o sabor azedo de ácidos como o ácido acético (em vinagre), ou o ácido cítrico, normalmente encontrado em frutas e adicionado a doces e refrigerantes.

As propriedades dos ácidos podem ser interpretadas em termos de uma característica comum a todas as moléculas de ácidos.

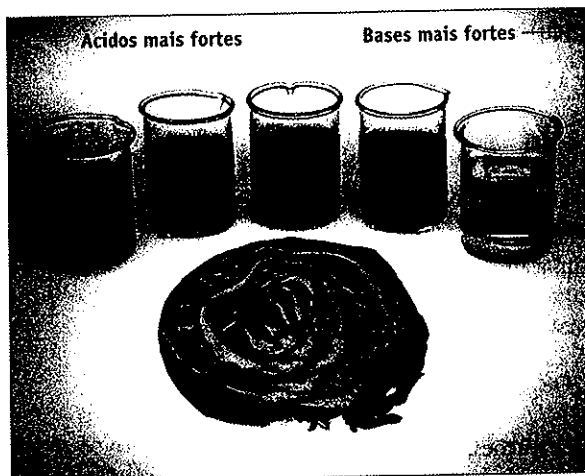
Um ácido é uma substância que, quando dissolvida em água, aumenta a concentração de íons hidrogênio, $\text{H}^+(\text{aq})$, na solução.

Um dos ácidos mais comuns é o ácido clorídrico, que se ioniza em água para formar um íon hidrogênio, $\text{H}^+(\text{aq})$, e um íon cloreto, $\text{Cl}^-(\text{aq})$.



ácido clorídrico,
eletrólito forte
= 100% ionizado

Por ser completamente convertido aos íons em solução aquosa, o HCl é um **ácido forte** (e um eletrólito forte). Veja outros ácidos comuns na Tabela 5.2.



(a) O suco de repolho roxo é normalmente roxo-azulado. Ao adicionarmos ácido, ele se torna mais vermelho. A adição de uma base produz uma cor amarela.



(b) Um pedaço de coral (em sua maior parte CaCO_3) dissolve-se em ácido, formando CO_2 gasoso.



(c) O zinco reage com o ácido clorídrico para produzir cloreto de zinco e gás hidrogênio.

Figura 5.6 Algumas propriedades de ácidos e bases. (a) As cores de certos corantes naturais, como o suco de repolho roxo, são afetadas por ácidos e bases. (b) Os ácidos reagem prontamente com a pedra calcária (CaCO_3) e outros carbonatos metálicos para produzir CO_2 gasoso e um sal. (c) Os ácidos reagem com muitos metais para produzir gás hidrogênio e um sal metálico.

PERSPECTIVAS EM QUÍMICA

Ácido Sulfúrico

Há muitos anos o ácido sulfúrico é o produto químico produzido em maior escala nos Estados Unidos (e em muitos outros países industrializados). Aproximadamente 40-50 milhões de toneladas são produzidas anualmente nos Estados Unidos. O ácido é tão importante para a economia das nações industrializadas que alguns economistas afirmaram que a produção de ácido sulfúrico é uma medida da força da indústria de uma nação.

O ácido sulfúrico é um líquido incolor, viscoso, com uma densidade de 1,84 g/mL e um ponto de ebulição de 337 °C. Ele tem diversas propriedades desejáveis, o que faz com que ele seja largamente utilizado: sua produção é mais barata do que a de outros ácidos, é um ácido forte, pode ser armazenado em recipientes de aço, reage prontamente com muitos compostos orgânicos para produzir produtos úteis, e reage prontamente com a cal (CaO), a base menos cara e de maior disponibilidade.

A primeira etapa na preparação industrial do ácido sulfúrico é combustão do enxofre em ar para formar o dióxido de enxofre.



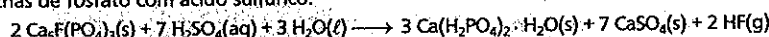
Este gás é combinado então com mais oxigênio, na presença de um catalisador, para formar o trióxido de enxofre.



que pode formar o ácido sulfúrico quando absorvido pela água.



Atualmente, mais de dois terços da produção são utilizados na indústria de fertilizantes à base de fosfato, que faz o fertilizante "superfosfato" por meio do tratamento de rochas de fosfato com ácido sulfúrico.



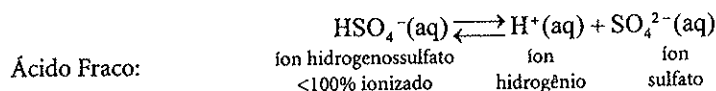
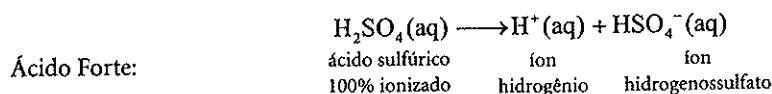
O restante é utilizado para fabricar pigmentos, explosivos, álcool, polpa de madeira e papel, detergentes e como um componente das baterias de armazenamento de energia.



Charles D. Winters

Alguns produtos dependem do ácido sulfúrico para sua manufatura ou uso.

Muitos ácidos, como o ácido sulfúrico, podem fornecer mais de 1 mol de H^+ por mol de ácido. Isto ocorre em duas etapas.



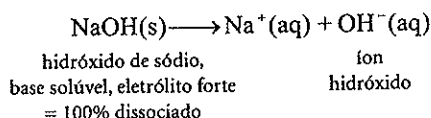
A primeira reação de ionização é essencialmente completa, de modo que o ácido sulfúrico é considerado um ácido forte (e, portanto, um eletrólito forte). Porém, o íon hidrogenossulfato (HSO_4^-), como o ácido acético (Figura 5.2), é apenas parcialmente ionizado em solução aquosa. O íon hidrogenossulfato e o ácido acético são consequentemente classificados como **ácidos fracos**.

BASES

O íon hidróxido é uma característica das bases, de modo que podemos imediatamente reconhecer hidróxidos metálicos como bases a partir de suas fórmulas. Embora a maioria de hidróxidos metálicos seja insolúvel (Figura 5.3c), alguns dissolvem-se em água, o que conduz a um aumento na concentração de íons OH^- em solução.

Uma base é uma substância que, quando dissolvida em água, aumenta a concentração de íons hidróxido, OH^- , na água.

Compostos que contêm íons hidróxido, tais como hidróxido de sódio ou hidróxido de potássio, são bases óbvias. Esses compostos solúveis em água são base fortes (e eletrólitos fortes).

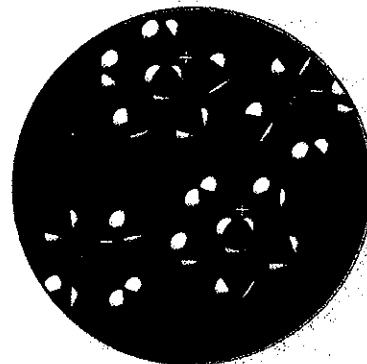
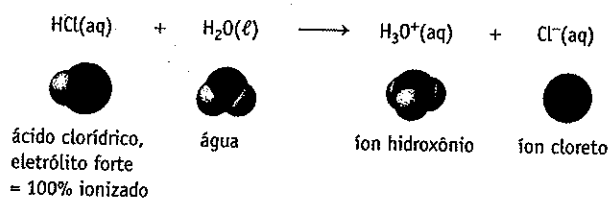


UM EXAME MAIS DETALHADO

Íons H^+ em Água

O íon H^+ é um átomo do hidrogênio que perdeu seu elétron. Somente o núcleo, um próton, permanece. Uma vez que o próton tem aproximadamente 1/100.000 do tamanho de um átomo ou do íon médio, moléculas de água podem se aproximar bastante, e o próton e as moléculas de água são fortemente atraídos. Na verdade, o íon H^+ em água é mais bem representado pela combinação de H^+ e H_2O , H_3O^+ , chamada de *íon hidrônio* ou *hidroxônio*. Esse íon é formado pela combinação de H^+ e H_2O . Experimentos mostram também que existem outras formas do íon em água, sendo um exemplo o $[H_3O(H_2O)_3]^+$.

Por simplicidade, usaremos $H^+(aq)$ neste texto para indicar a presença de íons hidroxônio e similares. Quando discutirmos as funções dos ácidos em detalhe, entretanto, usaremos H_3O^+ [Capítulos 17 e 18, vol. 2].



Quando um ácido ioniza-se em água, ele produz o íon hidroxônio, H_3O^+ , que é rodeado por moléculas de água.

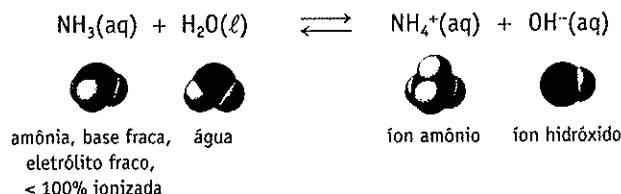
Tabela 5.2 Ácidos e Bases Comuns

Ácidos Fortes (Eletrólitos Fortes)		Bases Fortes (Eletrólitos Fortes)	
HCl	Ácido clorídrico	LiOH	Hidróxido de lítio
HBr	Ácido bromídrico	NaOH	Hidróxido de sódio
HI	Ácido iodídrico	KOH	Hidróxido de potássio
HNO ₃	Ácido nítrico		
HClO ₄	Ácido perclórico		
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico		

Ácidos Fracos (Eletrólitos Fracos)*		Bases Fracas (Eletrólitos Fracos)	
H ₃ PO ₄	Ácido fosfórico	NH ₃	Amônia
H ₂ CO ₃	Ácido carbônico		
CH ₃ CO ₂ H	Ácido acético		
H ₂ C ₂ O ₄	Ácido oxálico		
H ₂ C ₄ H ₄ O ₆	Ácido tartárico		
H ₃ C ₆ H ₅ O ₇	Ácido cítrico		
HC ₉ H ₈ O ₄	Aspirina		

* Estes são representativos das centenas de ácidos fracos.

A amônia, outra base comum, não tem um íon OH^- como parte de sua fórmula. Em vez disso, ela produz íons OH^- ao reagir com a água. Apenas uma pequena concentração de íons está presente; portanto, a amônia é uma base fraca.



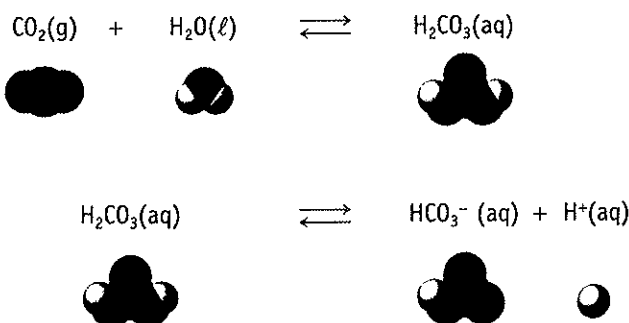
Apenas uma pequena concentração de íons amônio e hidróxido está presente em uma solução de NH_3 . Portanto, a amônia é uma **base fraca** (e um eletrólito fraco) (Figura 5.7).

Exercício 5.5 Ácidos e Bases

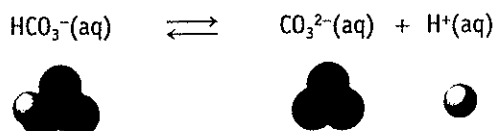
- Quais íons são produzidos quando o ácido nítrico é dissolvido em água?
- O hidróxido de bário é moderadamente solúvel em água. Quais íons são produzidos quando ele é dissolvido em água?

ÓXIDOS METÁLICOS E NÃO METÁLICOS

Cada ácido mostrado na Tabela 5.2 tem um ou mais átomos de H na fórmula molecular que dissocia(m) em água para formar íons H^+ . Existem, entretanto, compostos menos óbvios que formam soluções ácidas. Esses são óxidos não metálicos, como o dióxido de carbono e o trióxido de enxofre, que não têm nenhum átomo de H, mas que reagem com água para produzir íons H^+ . O dióxido de carbono, por exemplo, dissolve-se em água em pequena extensão, e parte das moléculas dissolvidas reage com água para formar o ácido fraco, ácido carbônico. Esse ácido ioniza-se então em extensão pequena para formar o íon hidrogênio, H^+ , e o íon hidrogenocarbonato (bicarbonato), HCO_3^- :



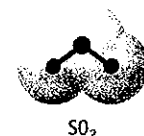
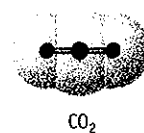
Assim como o íon HSO_4^- , o íon HCO_3^- também pode atuar como um ácido e pode ionizar-se para formar H^+ e o íon carbonato, CO_3^{2-} .



Essas reações são importantes em nosso ambiente e no corpo humano. O dióxido de carbono é encontrado normalmente em pequenas quantias na atmosfera, de modo que a água da chuva é sempre ligeiramente ácida. No corpo humano, o



Figura 5.7 Amônia, NH_3 , um eletrólito fraco e uma base fraca. A amônia, NH_3 , interage com a água para produzir um número muito pequeno de íons NH_4^+ e OH^- por mol de moléculas de amônia.



Alguns óxidos não metálicos comuns, que formam ácidos em água.

PERSPECTIVAS EM QUÍMICA

Holofotes² e Óxidos Metálicos

Na década de 1820, o tenente Thomas Drummond (1797-1840) da Royal Engineers estava envolvido em uma pesquisa sobre a Grã-Bretanha. Durante os invernos ele assistia às famosas aulas e demonstrações públicas feitas pelo grande químico Michael Faraday na Royal Institution em Londres. Lá, ele tomou conhecimento sobre a luz brilhante que é emitida quando um pedaço de cal, CaO, é aquecido a uma alta temperatura. Ocorreu-lhe que esse fenômeno poderia ser usado para tornar visíveis as estações de medidas distantes, especialmente durante a noite. Ele logo desenvolveu um instrumento em que uma esfera de cal era aquecida por uma chama de álcool em uma corrente de gás oxigênio. Relatava-se naquela época que a luz de uma "esfera de cal menor do que uma bolinha de gude" poderia ser vista em uma distância de 110 quilômetros! Tais luzes logo foram adaptadas aos faróis e ficaram conhecidas como luzes de Drummond.

Muitas invenções são logo adaptadas à guerra, e assim foi com as lâmpadas de cal, ou holofotes. Foram usados para iluminar alvos na batalha de Charleston, Carolina do Sul, durante a guerra civil dos Estados Unidos na década de 1860. O público passou a conhecer os holofotes, entretanto, somente quando eles passaram a ser usados nos teatros. Lâmpadas a gás eram usadas para iluminar o palco no início do século XIX, mas elas obviamente não eram adequadas. Pouco depois da invenção de Drummond, os atores passaram a representar "sob os holofotes".

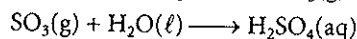
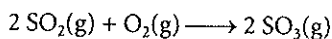


Charles D. Winters

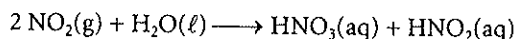
Holofotes ou luzes de cal. Óxidos metálicos tais como CaO e ThO₂ (óxido de tório(IV)) emitem uma luz brilhante quando aquecidos à incandescência.

dióxido de carbono está dissolvido nos líquidos de corpo onde os íons HCO₃⁻ e CO₃²⁻ executam uma importante ação de "tampamento" [Capítulo 18, vol. 2].

Óxidos como o CO₂, que podem reagir com água para formar íons H⁺, são conhecidos como **óxidos ácidos**. Outros óxidos ácidos incluem os de enxofre e nitrogênio, que podem estar presentes em quantias significativas no ar poluído e levar à formação de ácidos e outros poluentes. Por exemplo, o dióxido de enxofre, SO₂, de fontes humanas e naturais, pode reagir com o oxigênio para formar o trióxido de enxofre, SO₃, que por sua vez forma o ácido sulfúrico com a água.



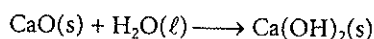
O dióxido de nitrogênio, NO₂, reage com a água para formar os ácidos nítrico e nitroso.



ácido nítrico ácido nitroso

Essas reações são a origem da chamada chuva ácida. Os óxidos ácidos se originam da queima de combustíveis fósseis, como o carvão e a gasolina nos Estados Unidos, no Canadá e em outros países industrializados. Os óxidos gasosos misturam-se com água e outros produtos químicos na troposfera, e a chuva que se forma é mais ácida do que se contiver somente o CO₂ dissolvido. Quando a chuva cai sobre áreas incapazes de suportar facilmente a sua acidez maior que a normal, como o nordeste dos Estados Unidos e as províncias do leste do Canadá, podem ocorrer sérios problemas ambientais.

Os óxidos metálicos podem formar **óxidos básicos**, assim chamados porque formam soluções básicas caso se dissolvam apreciavelmente em água. Talvez o exemplo mais conhecido seja o óxido de cálcio, CaO, frequentemente chamado de *cal* ou *cal viva*. Aproximadamente 20 milhões de toneladas de cal virgem são produzidos anualmente nos Estados Unidos para uso nas indústrias metalúrgicas e na construção civil, no saneamento e controle da poluição, no tratamento de água e na agricultura. Esse óxido reage com água para formar o hidróxido de cálcio, geralmente chamado de *cal hidratada*. Esse último composto, embora seja apenas ligeiramente solúvel em água (0,17 g/100 g H₂O a 10 °C), é amplamente utilizado como base na indústria, além de ser barato.



cal

cal hidratada

² No original *limelights*, cuja tradução literal é "luz de cal", na língua inglesa é utilizada para designar "holofote", termo que utilizaremos nesta tradução. (NTT)

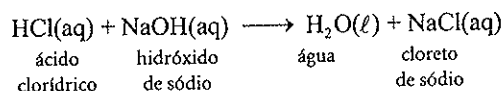
Exercício 5.6 Óxidos Ácidos e Básicos

Para cada uma das seguintes substâncias, indique se você espera uma solução ácida ou básica quando o composto dissolve-se em água. Lembre-se de que compostos baseados em elementos do mesmo grupo geralmente comportam-se de modo semelhante.

- (a) SeO_2 (b) MgO (c) P_4O_{10}

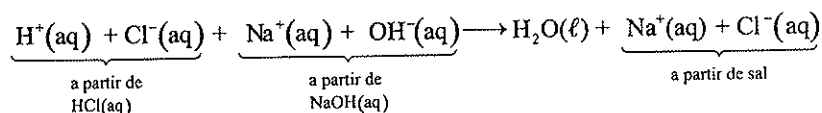
5.4 Reações de Ácidos e Bases

De maneira geral, os ácidos reagem com bases fortes para produzir sal e água. Por exemplo (Figura 5.8),

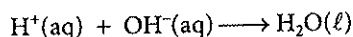


A palavra “sal” entra na linguagem da química para descrever todo composto iônico cujo cátion provém de uma base (aqui, Na^+ do NaOH) e cujo ânion provém de um ácido (aqui, Cl^- do HCl). A reação de alguns dos ácidos listados na Tabela 5.2 com algumas das bases que contenham hidróxido ali listadas produzem um sal e água. (A reação de um ácido com a base fraca NH_3 produz apenas um sal [Exemplo 5.4].)

O ácido clorídrico e o hidróxido de sódio são eletrólitos fortes em água (Figura 5.8 e Tabela 5.2), de modo que a equação iônica completa para a reação de HCl(aq) com NaOH(aq) deve ser escrita da seguinte forma:



Uma vez que os íons Na^+ e Cl^- aparecem em ambos os lados da equação, a *equação iônica líquida* é apenas a combinação dos íons H^+ e OH^- para formar água.



Esta é sempre a equação iônica líquida quando um ácido forte reage com uma base forte.

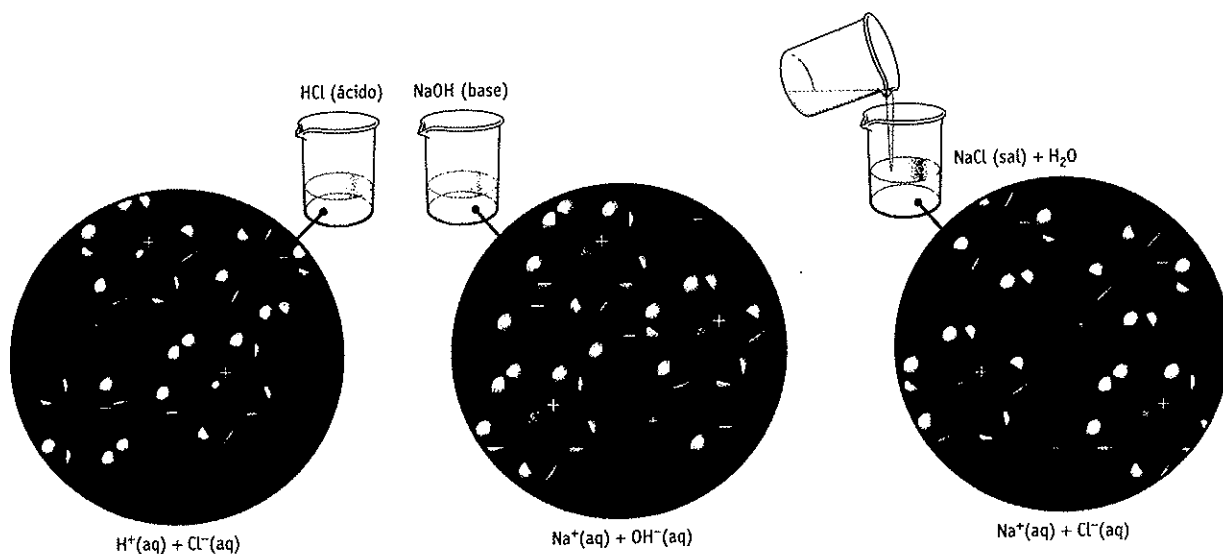
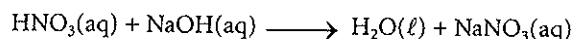
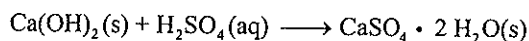


Figura 5.8 Uma reação ácido-base: HCl e NaOH . O ácido e a base consistem em íons em solução. Ao se misturarem, os íons H^+ e OH^- combinam-se para formar H_2O . Os íons Na^+ e Cl^- permanecem em solução.

As reações entre *ácidos fortes* e *bases fortes* são denominadas **reações de neutralização** porque, na conclusão da reação, a solução é neutra; não é ácida nem básica. Os outros íons (o cátion da base e o ânion do ácido) permanecem os mesmos. Se a água evapora, entretanto, o cátion e o ânion formarão um sal sólido. No exemplo precedente, NaCl pode ser obtido, enquanto o ácido nítrico, HNO_3 , e o NaOH formam o sal nitrato de sódio, NaNO_3 (e água).



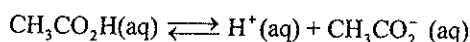
Uma das principais aplicações do óxido de cálcio básico (cal) é no controle de resíduos e de poluição. Certamente, um de seus principais usos está na “retirada” do enxofre dos gases de exaustão das usinas termelétricas abastecidas com carvão e óleo. Os óxidos de enxofre dissolvem-se na água para produzir ácidos (página 162), e esses ácidos podem reagir com uma base. A cal produz a base hidróxido de cálcio quando adicionada à água. Uma suspensão de cal em água é pulverizada na chaminé da usina, onde reage com ácidos tais como H_2SO_4 , formando $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.



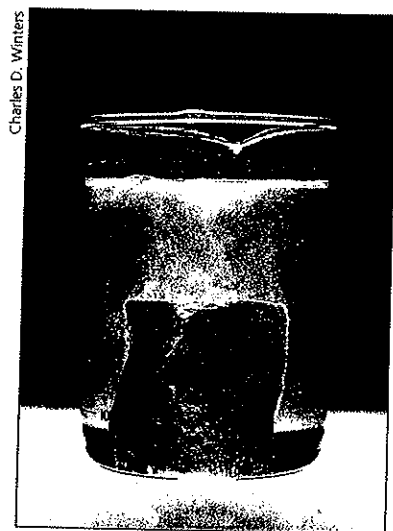
O composto $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, sulfato de cálcio hidratado, é também encontrado na terra como o mineral gipso. Partindo do princípio de que o gipso produzido em uma usina movida a carvão não esteja contaminado com compostos poluentes, é ambientalmente aceitável que seja descartado no ambiente.

O ácido acético, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, é um composto importante. Você o conhece como a substância que dá o sabor e o odor ao vinagre. A fermentação de carboidratos como o açúcar produz o etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$), e a ação das bactérias sobre o álcool resulta no ácido acético. Apenas uma quantidade-traço desse ácido vai arruinar o paladar de um vinho. Essa é a fonte do nome vinagre, que vem da frase francesa *vin aigre*, que significa “vinho azedo”. Além de seu uso em alimentos, como tempero para salada, maionese, pickles e em tinturas para cabelos, o ácido acético é usado na preparação do acetato de celulose, uma fibra sintética muito utilizada.

O ácido acético é um ácido fraco. Somente algumas moléculas de ácido acético são ionizadas para formar íons H^+ e CH_3CO_2^- em água (página 151).

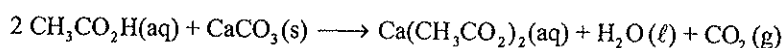


Apesar disso, assim como todos os ácidos, o ácido acético reage com os carbonatos de metal, como o carbonato de cálcio. Esse carbonato é um resíduo comum da água dura nos sistemas de aquecimento das casas e nos utensílios de cozinha;³ portanto, a lavagem com vinagre é uma boa solução para limpar esses utensílios, já que o carbonato insolúvel é transformado em acetato de cálcio, que é solúvel em água.

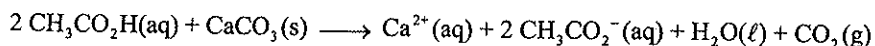


Charles D. Winters

Figura 5.9 Dissolução de pedra calcária (carbonato de cálcio, CaCO_3) em vinagre. Esta reação mostra por que o vinagre pode ser usado como produto doméstico de limpeza. Ele pode ser usado, por exemplo, para eliminar o depósito de carbonato de cálcio formado a partir da água dura no filtro de uma cafeteira elétrica.



Qual é a equação iônica líquida para essa reação? O ácido acético é um ácido fraco e, portanto, produz somente quantidades-traço de íons na solução. O carbonato de cálcio é insolúvel na água. Consequentemente, os dois reagentes são simplesmente $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$ e $\text{CaCO}_3(\text{s})$. O produto, acetato de cálcio, é solúvel em água e forma os íons cálcio e acetato.



Não há íons espectadores nessa reação. (Veja a Dica de Solução de Problemas 5.1, Escrevendo Equações Iônicas Líquidas, página 157.)

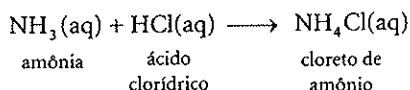
Exemplo 5.4 Equação Líquida de uma Reação Ácido-base

Problema • A amônia, NH_3 , é um dos produtos químicos mais importantes em economias industriais. É usada não apenas diretamente como fertilizante, mas também é a matéria-prima para a produção do ácido nítrico. Como base, reage com os ácidos, como o ácido clorídrico. Escreva uma equação iônica líquida, balanceada, para essa reação.

³ Embora não ocorra no Brasil, pois a água de nosso país geralmente contém muito pouco cálcio e magnésio, metais que tornam a água dura, esse é um problema comum nos Estados Unidos e outras regiões do planeta. (NTT)

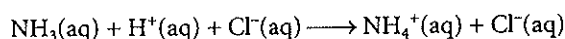
Estratégia • Primeiro, escreva uma equação completa balanceada para a reação. A seguir, indique se cada um dos reagentes ou dos produtos é um sólido, líquido, gás ou solúvel em água (aq). Então, escreva cada espécie solúvel em água ou quaisquer ácidos e bases fortes na forma dos íons que eles produzem em água. *Sólidos insolúveis e ácidos e bases fracas não são escritos na forma de íons.* Finalmente, elimine os íons espectadores para ficar com a equação iônica líquida.

Solução • A equação balanceada completa é

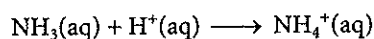


Observe que a reação produz um sal, NH_4Cl , mas não produz água. Um íon H^+ é transferido do ácido diretamente para a amônia, uma base fraca, formando o íon amônio.

Para escrever a equação iônica líquida comece com o fato de que o ácido clorídrico é um ácido forte e produz íons H^+ e Cl^- e que o NH_4Cl é um composto iônico solúvel.



Eliminando o íon espectador, Cl^- , temos



Comentário • A equação iônica líquida mostra que o aspecto importante da reação entre a base fraca amônia e o ácido forte HCl é a transferência de um íon H^+ do ácido ao NH_3 . Isso implica que qualquer ácido forte poderia ser usado aqui (HBr , HNO_3 , HClO_4 , H_2SO_4) e a equação iônica líquida seria a mesma.

Exercício 5.7 Reações Ácido-base

Escreva a equação global balanceada e a equação iônica líquida balanceada para a reação de hidróxido de magnésio com ácido clorídrico.

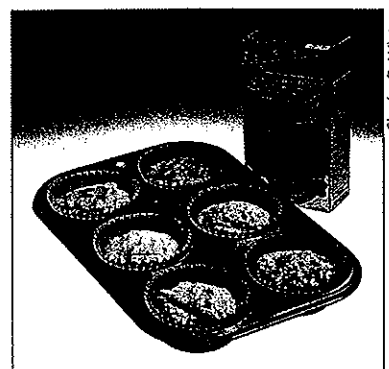
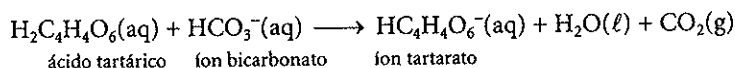


Figura 5.10 Os bolos crescem devido a uma reação que forma gás. O ácido e o bicarbonato de sódio no fermento em pó⁴ produzem o gás dióxido de carbono. O ácido usado em muitos fermentos em pó é CaHPO_4 , mas $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2$ também é comum. (O composto que contém alumínio forma uma solução ácida quando colocado em água (Capítulo 17, vol. 2).)

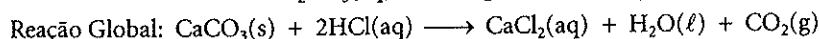
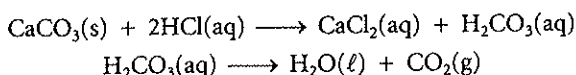
5.5 Reações Que Formam Gases

Você alguma vez já fez bolinhos ou biscoitos? À medida que se assa a massa, ela cresce no forno (Figura 5.10). Mas o que a faz crescer? Uma reação que forma gás ocorre entre alguns tipos de ácido e o hidrogenocarbonato de sódio (bicarbonato de sódio, NaHCO_3). Um ácido que pode ser usado é o ácido tartárico, um ácido fraco encontrado em muitos alimentos. A equação iônica líquida para uma reação típica seria:



No fermento químico seco, o ácido e o NaHCO_3 são mantidos separados utilizando-se o amido como carga. Quando misturados para formar a massa úmida, entretanto, o ácido e o íon bicarbonato se dissolvem e entram em contato. Agora eles podem reagir para produzir CO_2 , e então a massa cresce.

Diversos tipos de reação química levam à formação de gases (Tabela 5.3), mas as mais comuns são aquelas que levam à formação de CO_2 . Todos os carbonatos metálicos (e os bicarbonatos) reagem com ácidos para produzir o ácido carbônico, H_2CO_3 , que, por sua vez, decompõe-se rapidamente em dióxido de carbono e água (Figura 5.6b).



• Reações Que Formam Gases



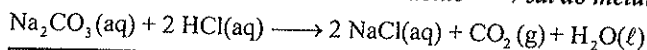
Todos os carbonatos metálicos reagem com ácidos para produzir um sal e o gás CO_2 (Figura 5.6).

4 Também conhecido como fermento químico no Brasil. (NTT)

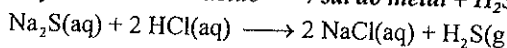
O ácido carbônico produzido em tais reações é instável e rapidamente convertido em água e gás CO_2 . Se a reação for realizada em um béquer aberto, a maior parte do CO_2 borbulha para fora da solução.

Tabela 5.3 Reações que Formam Gases

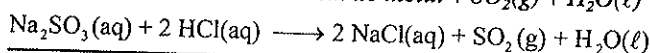
Carbonato ou bicarbonato metálico + ácido \longrightarrow *sal do metal* + $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$



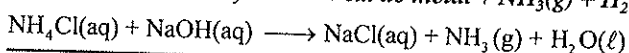
Sulfeto metálico + ácido \longrightarrow *sal do metal* + $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$



Sulfito metálico + ácido \longrightarrow *sal do metal* + $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$



Sal de amônio + base forte \longrightarrow *sal do metal* + $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$

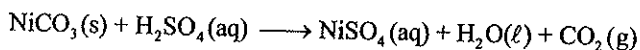


Exemplo 5.5 Reações que Formam Gases

Problema • Escreva uma equação balanceada para a reação que ocorre quando o carbonato de níquel(II) é tratado com o ácido sulfúrico.

Estratégia • Primeiro, identifique os reagentes e escreva suas fórmulas (neste caso NiCO_3 e H_2SO_4). Em seguida, observe que esta é uma típica reação de formação de gás (Tabela 5.3) entre um carbonato e um ácido. De acordo com a Tabela 5.3, os produtos são água e CO_2 , assim como um sal do metal. O ânion do sal do metal é o ânion do ácido (SO_4^{2-}) e o cátion provém do carbonato metálico (Ni^{2+}).

Solução • A equação balanceada completa é:

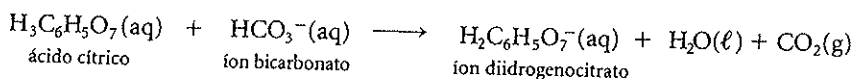


Exercício 5.8 Uma Reação que Forma Gás

- (a) O carbonato de bário, BaCO_3 , é muito utilizado em fábricas de tijolos, de cerâmica, de vidro e na indústria química. Escreva uma equação balanceada que mostre o que acontece quando o carbonato de bário é tratado com ácido nítrico. Dê o nome de cada um dos produtos da reação.
- (b) Escreva uma equação balanceada para a reação entre sulfato de amônio e hidróxido de sódio.

5.6 Classificação das Reações em Solução Aquosa

Um dos objetivos deste capítulo é explorar os tipos mais comuns de reação química que podem ocorrer em solução aquosa. Isso o ajuda a decidir, por exemplo, que uma reação formadora de gás ocorre quando um comprimido de Alka-Seltzer (que contém ácido cítrico e NaHCO_3) é colocado na água (Figura 5.11).



ácido cítrico

ion bicarbonato

ion diidrogenocitrato

reali-

Reações em solução aquosa são importantes não apenas porque fornecem um meio de obter produtos úteis, mas também porque esses tipos de reação ocorrem na terra, nas plantas e nos animais. Portanto, é útil procurarmos por padrões comuns de reação para ver quais poderiam ser as suas "forças motrizes" e como prever quais serão os produtos. A maioria das reações descritas até agora neste capítulo é **reação de troca**, na qual os íons dos reagentes trocam de parceiro.



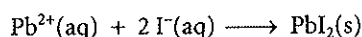
A percepção de que cátions trocam de ânions nos fornece uma boa maneira de prever os produtos das reações de precipitação, ácido-base, e que formam gases.

Reações de Precipitação (Figura 5.5): os íons combinam-se em solução para formar um produto de reação insolúvel.

Equação Global



Equação Iônica Líquida

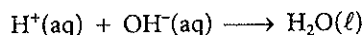


Reações Ácido-base (Figura 5.6): A água é o produto de uma reação ácido-base, e o cátion da base e o ânion do ácido formam um sal.

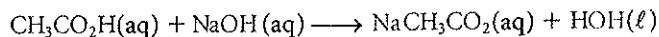
Equação Global para a reação entre um Ácido Forte e uma Base Forte



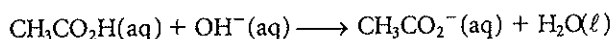
Equação Iônica Líquida para a Reação entre um Ácido Forte e uma Base Forte



Equação Global para a Reação entre Um Ácido Fraco e uma Base Forte

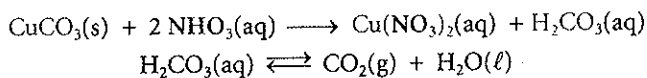


Equação Iônica Líquida Para a Reação Entre um Ácido Fraco e Uma Base Forte

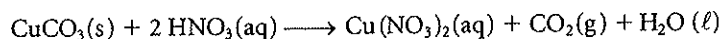


Reações Que Formam Gases (Figuras 5.9 e 5.11): os exemplos mais comuns envolvem carbonatos e ácidos (mas existem outras reações; veja a Tabela 5.3). Um dos produtos quando se tem um carbonato metálico é sempre o ácido carbônico, H_2CO_3 , cuja maior parte decompõe-se em H_2O e CO_2 . O gás carbônico é o gás nas bolhas que você vê durante essa reação.

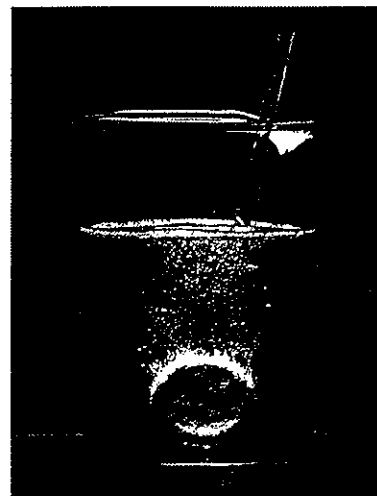
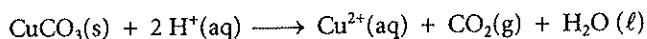
Equação Global



Equação Global



Equação Iônica Líquida



Charles D. Winters

Figura 5.11 Um comprimido de Alka-Seltzer contém ácido cítrico e bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$), os reagentes de uma reação formadora de gás.

SUMÁRIO DAS FORÇAS MOTRIZES DAS REAÇÕES

Três “forças motrizes comuns” responsáveis pelas reações em solução aquosa foram brevemente descritas. Uma quarta, a ser discutida na seção seguinte (Seção 5.7), é a transferência de elétrons de uma substância para outra. Tais reações são chamadas de processos de oxirredução.

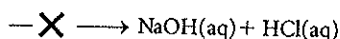
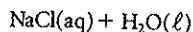
UM EXAME MAIS DETALHADO

Reações com Formação Favorecida de Produtos ou Reagentes

A força motriz de uma reação de precipitação, ácido-base, ou que forma gás é, em cada caso, a formação de um produto que remove íons da solução: um precipitado sólido, uma molécula de água ou uma molécula de gás. Essas e todas as outras reações que ocorrem da esquerda para a direita da forma que a equação química é escrita, e nas quais os reagentes são totalmente ou em sua maior parte convertidos em produtos, são denominadas reações com **formação favorecida de produtos**.

O oposto de uma reação com formação favorecida de produtos é uma reação que tem a **formação favorecida de reagentes**. Essas reações conduzem à conversão de pouco ou nenhum dos reagentes aos produtos. Um exemplo seria a formação do ácido clorídrico e do hidróxido de sódio em uma solução de cloreto de sódio em água.

Favorecimento da formação de reagentes:

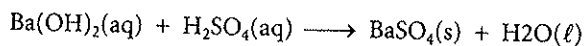


Essa reação, que não ocorre em nenhuma extensão mensurável, é naturalmente o oposto de uma reação ácido-base.

O título deste livro é *Química Geral e Reações Químicas*. Um aspecto da reatividade química, e um dos objetivos deste livro, é poder prever se uma reação química irá favorecer a formação de produtos ou de reagentes. Até agora você aprendeu que determinadas reações comuns geralmente favorecem a formação de produtos, e retornaremos a essa discussão muitas outras vezes neste livro, especialmente nos Capítulos 6 e 16-19 (vol. 2).

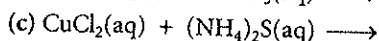
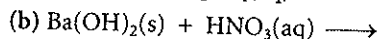
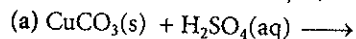
Tipo de Reação	Força Motriz
Precipitação	Formação de um composto insolúvel (Seção 5.2)
Ácido-base; neutralização	Formação de sal e água; transferência de próton (Seção 5.4)
Formadora de gás	Liberação de gás insolúvel em água, tal como CO_2 (Seção 5.5)
Oxirredução	Transferência de elétrons (Seção 5.7)

Esses quatro tipos de reações são geralmente fáceis de reconhecer, mas tenha em mente que uma reação pode ter mais de uma força motriz. Por exemplo, o hidróxido de bário reage prontamente com o ácido sulfúrico para formar sulfato de bário e água, uma reação que é tanto de precipitação como ácido-base.



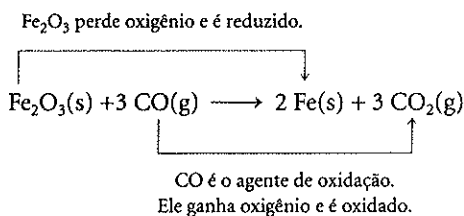
Exercício 5.9 Classificando Reações

Classifique cada uma das seguintes reações como uma precipitação, uma reação de ácido-base ou uma reação formadora de gás. Prediga os produtos da reação, e então balanceie a equação completa. Escreva a equação iônica líquida para cada uma delas.



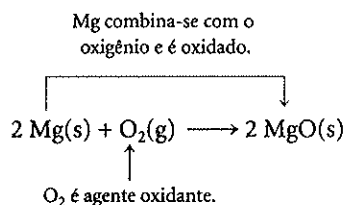
5.7 Reações de Oxirredução

Os termos “oxidação” e “redução” vêm de reações que são conhecidas há séculos. As civilizações antigas aprenderam a transformar óxidos e sulfetos metálicos em metais, isto é, a “reduzir” o minério ao metal. Um exemplo moderno é a redução do óxido de ferro(III) com o monóxido de carbono para formar o ferro metálico (Figura 5.12a).



Nessa reação o monóxido de carbono é o agente que causa a redução do minério de ferro a ferro metálico, de modo que o monóxido de carbono é chamado **agente redutor**.

Quando Fe₂O₃ é reduzido pelo monóxido de carbono, o oxigênio é removido do minério de ferro e adicionado ao monóxido de carbono, que é “oxidado” pela adição do oxigênio para formar o dióxido de carbono. *Todo o processo em que o oxigênio é adicionado a uma outra substância é uma oxidação.* Na reação do oxigênio com magnésio, por exemplo (Figura 5.9), o oxigênio é o **agente oxidante** porque é o agente responsável pela oxidação do magnésio.

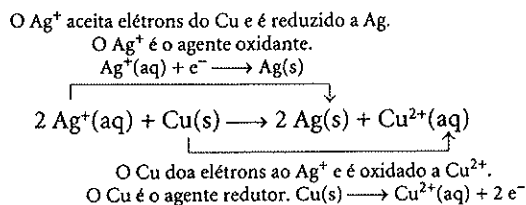


As observações experimentais esboçadas aqui apontam para várias conclusões importantes:

- Se uma substância for oxidada, outra substância na mesma reação deve ser reduzida. Por esse motivo, essas reações são chamadas frequentemente de reações de oxirredução ou oxidação-redução, ou, para abreviar, **reações redox**.
- O agente redutor é oxidado, e o agente oxidante é reduzido.
- A oxidação é o oposto da redução. Por exemplo, a remoção do oxigênio é redução, e a adição do oxigênio é oxidação.

REAÇÕES REDOX E TRANSFERÊNCIA DE ELÉTRONS

Nem todas as reações redox envolvem o oxigênio, mas *todas as reações de oxidação e de redução envolvem a transferência de elétrons entre substâncias*. Quando uma substância aceita elétrons, dizemos que ela é **reduzida** porque há uma redução na carga positiva em um átomo da substância. Na equação iônica líquida para a reação de um sal de prata com cobre metálico, por exemplo, os íons Ag⁺ carregados positivamente são reduzidos a átomos de prata não carregados quando aceitam elétrons do cobre metálico (Figura 5.13).



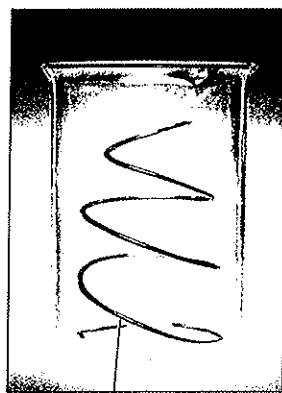
(a)



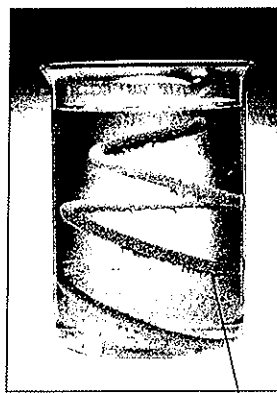
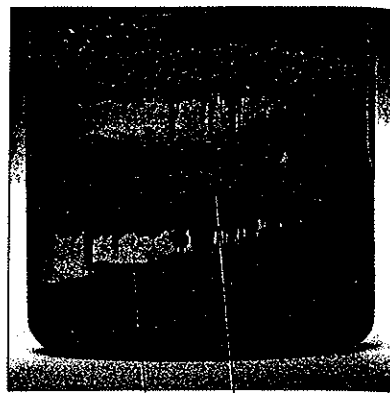
(b)

Figura 5.12 Oxirredução. (a) Minério de ferro, que consiste principalmente em Fe₂O₃, é reduzido a ferro metálico com monóxido de carbono em um alto-forno, processo realizado em larga escala. (b) A oxidação do magnésio converte o magnésio metálico em óxido de magnésio.

Figura 5.13 A oxidação de cobre metálico por íons prata. Um pedaço limpo de fio de cobre é colocado em uma solução de nitrato de prata, AgNO_3 . Com a passagem do tempo, o cobre reduz os íons Ag^+ formando cristais de prata, e o cobre metálico é oxidado a íons Cu^{2+} . A coloração azul da solução deve-se à presença de íons cobre(II) em solução.



Fio de cobre puro

Fio de cobre em solução diluída de AgNO_3 ; após várias horasColoração azul devida à formação de íons Cu^{2+} na reação redox

Cristais de prata formados após várias semanas

Fotos a, b e c: Charles D. Winters

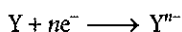
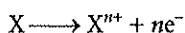
Uma vez que o cobre fornece os elétrons para a prata e faz com que os íons Ag^+ sejam reduzidos, o Cu é o *agente redutor*.

Quando uma substância *perde elétrons*, a carga positiva em um átomo da substância aumenta. Dizemos que a substância foi **oxidada**. Em nosso exemplo, o cobre libera elétrons ao passar para Cu^{2+} , portanto o metal é oxidado. Para que isso aconteça, algo deve estar disponível para receber os elétrons oferecidos pelo cobre. Nesse caso, o Ag^+ é o receptor de elétrons, e sua carga é reduzida a zero na prata metálica. Assim, o Ag^+ é o “agente” que causa a oxidação do cobre metálico, ou seja, Ag^+ é o agente oxidante. Em cada reação de oxirredução, um reagente é reduzido (e, consequentemente, é o agente oxidante) e outro é oxidado (e, consequentemente, é o agente redutor). Podemos mostrar isso dividindo a reação redox geral $\text{X} + \text{Y} \rightarrow \text{X}^{n+} + \text{Y}^{n-}$ em duas partes ou semirreações.

• Balanceamento de Equações de Reações Redox

A noção de que uma reação redox pode ser dividida em uma parte referente à oxidação e outra referente à redução levará a um método para balancear as equações mais complexas para as reações redox, descritas no Capítulo 20, vol. 2.

Semirreação



Transferência de Elétrons

X transfere elétrons para Y

Y aceita elétron(s) de X

Resultado

X é oxidado a X^{n+}

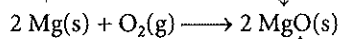
X é o agente redutor

Y é reduzido a Y^{n-}

Y é o agente oxidante

Na reação entre magnésio e oxigênio (Figura 5.12b), o oxigênio é reduzido porque ganha elétrons (quatro elétrons por molécula) ao passar para óxido. Portanto, o O_2 é o agente oxidante.

Mg libera 2e^- por átomo. Mg é oxidado a Mg^{2+} e é o agente redutor.



O_2 ganha 4e^- por molécula para formar 2O^{2-} .
O O_2 é reduzido e é o agente oxidante.

Na mesma reação, o magnésio é o agente redutor porque libera dois elétrons por átomo ao ser oxidado ao íon Mg^{2+} (e portanto dois átomos de Mg são necessários para fornecer os quatro elétrons exigidos por uma molécula de O_2). Todas as reações redox podem ser analisadas de forma semelhante.

NÚMEROS DE OXIDAÇÃO

Como se pode constatar que uma reação é de oxirredução? Como se pode determinar qual substância ganhou, ou perdeu, elétrons, e dessa forma determinar qual substância é o agente oxidante (ou redutor)? Algumas vezes isso é óbvio. Por exemplo, se um elemento não combinado passa a fazer parte de um composto (Mg torna-se parte de MgO , por exemplo), com certeza trata-se de um processo redox. Caso não seja óbvio, então a resposta é *procurar por uma variação no número de oxidação de um elemento no curso da reação*. O **número de oxidação** de um átomo em um íon ou molécula é definido como a carga que um átomo tem, ou aparenta ter, conforme determinado pelas seguintes regras de atribuição dos números de oxidação. Essas regras são:

1. Cada átomo em um elemento (ou substância simples) apresenta número de oxidação igual a zero. O número de oxidação do Cu no cobre metálico, assim como para cada átomo em I_2 ou S_8 , é 0.
2. Para íons monoatômicos, o número de oxidação é igual à carga do íon. Elementos dos grupos periódicos 1A-3A formam íons monoatômicos com uma carga positiva e número de oxidação igual ao número do grupo. O magnésio forma Mg^{2+} , e, portanto, seu número de oxidação é +2 [Seção 3.3].
3. O flúor sempre tem número de oxidação -1 em compostos com todos os outros elementos.
4. Cl, Br e I sempre têm número de oxidação -1 em compostos, exceto quando combinados com oxigênio ou flúor. Isso significa que o Cl tem número de oxidação -1 em NaCl (no qual Na é +1, conforme previsto pelo fato de que ele é um membro do Grupo 1A). Porém, no íon ClO^- , o Cl tem número de oxidação +1 (e o oxigênio tem número de oxidação -2; veja a Regra 5).
5. O número de oxidação do H é +1 e do O é -2 na maioria de seus compostos. Embora essa regra se aplique a um enorme número de compostos, existem exceções importantes.
 - Quando o H forma um composto binário com um metal, o metal forma um íon positivo e o H torna-se um íon hidreto, H^- . Portanto, em CaH_2 , o número de oxidação do Ca é +2 (igual ao número do grupo) e o do H é -1.
 - O oxigênio pode ter número de oxidação -1 em uma classe de compostos chamada de peróxidos. Por exemplo, em H_2O_2 , peróxido de hidrogênio, o H recebe seu número de oxidação normal, +1, portanto o O é -1.
6. A soma algébrica dos números de oxidação em um composto neutro deve ser zero; em um íon poliatômico, a soma deve ser igual à carga do íon. Por exemplo, no $HClO_4$, atribui-se +1 ao átomo de H e -2 ao átomo de O. Isto significa que o átomo de Cl deve ser +7. Exemplos adicionais podem ser encontrados no Exemplo 5.6.

• Por Que Usar os Números de Oxidação?

O motivo de se aprender os números de oxidação, nesse ponto, é para ser capaz de identificar quais reações são de oxirredução, qual é o agente oxidante e qual é o agente redutor em uma reação. Para uma discussão mais detalhada das reações redox, veja o Capítulo 20, vol. 2.

UM EXAME MAIS DETALHADO

Os Números de Oxidação são "Reais"?

Os números de oxidação refletem a carga elétrica real sobre um átomo em uma molécula ou íon? A exceção dos íons monoatômicos como o Cl^- ou o Na^+ , a resposta é não.

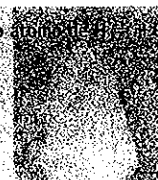
Os números de oxidação pressupõem que os átomos em uma molécula são íons positivos ou negativos, o que não é verdade. Por exemplo, em H_2O , os átomos de H não são íons H^+ , e os átomos de O não são íons O^{2-} . Isso não quer dizer, entretanto, que os átomos nas moléculas não possuem uma carga elétrica de algum tipo. Na água, por exemplo, cálculos indicam que o átomo de O tem uma carga de aproximadamente -0,4 (ou 40% da carga do elétron), e os átomos de H têm uma carga de +0,2 cada.

Então, por que usar números de oxidação? Os números de oxidação fornecem um meio de dividir os elétrons em uma molécula ou íon poliatômico. Em uma reação redox, essa distribuição dos elétrons se altera. Usamos isso como uma maneira de determinar se uma reação redox de fato ocorreu, para distinguir os agentes de oxidação e redução e, conforme se verá no Capítulo 20 do vol. 2, como forma de balancear equações de reações redox.

carga no átomo de O = -0,4



carga no átomo de H = +0,2



Exemplo 5.6 Determinando Números de Oxidação

Problema • Determine o número de oxidação do elemento indicado em cada um dos seguintes compostos ou íons:

- (a) Alumínio no óxido de alumínio, Al_2O_3
- (b) Fósforo no ácido fosfórico, H_3PO_4
- (c) Enxofre no íon sulfato, SO_4^{2-}
- (d) Cada átomo de Cr no íon dicromato, $Cr_2O_7^{2-}$

Estratégia • Siga as regras apresentadas no texto, com especial atenção às regras 5 e 6.

Solução •

- (a) O Al_2O_3 é um composto neutro. Supondo que o O tenha seu número de oxidação comum de -2 , o número de oxidação do Al deve ser $+3$, de acordo com a sua posição na Tabela Periódica.

$$\text{Carga líquida em } \text{Al}_2\text{O}_3 = 0$$

$$= \text{soma dos números de oxidação dos átomos de Al} + \text{números de oxidação do O} \\ = 2(+3) + 3(-2)$$

- (b) O H_3PO_4 tem uma carga global igual a 0. Se cada átomo de oxigênio tem um número de oxidação -2 , e o número de oxidação do H é $+1$, então o número de oxidação do P tem de ser $+5$.

$$\text{Carga líquida no } \text{H}_3\text{PO}_4 = 0$$

$$= \text{soma dos números de oxidação dos átomos de H} + \text{número de oxidação do P} + \\ \text{soma dos números de oxidação dos átomos de O} \\ = 3(+1) + (+5) + 4(-2)$$

- (c) O íon sulfato, SO_4^{2-} , tem uma carga global igual a -2 . Já que esse composto não é um peróxido, atribui-se ao O número de oxidação -2 , o que significa que o S tem número de oxidação $+6$.

$$\text{Carga líquida no } \text{SO}_4^{2-} = -2$$

$$= \text{número de oxidação do S} + \text{soma dos números de oxidação dos átomos de O} \\ = (+6) + 4(-2)$$

- (d) A carga líquida no íon dicromato, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, é -2 . Atribuindo a cada O um número de oxidação -2 , temos que cada átomo de Cr possui um número de oxidação $+6$.

$$\text{Carga líquida no } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = -2$$

$$= \text{soma dos números de oxidação dos átomos de Cr} + \text{soma dos números de oxidação dos átomos de O} \\ = 2(+6) + 7(-2)$$

Exercício 5.10 Determinando Números de Oxidação**• Escrevendo Cargas em Íons**

A forma convencional de escrever íons é: número, sinal (Cu^{2+}), enquanto os números de oxidação são escritos como: sinal, número. Por exemplo, o número de oxidação do Cu^{2+} é $+2$.

Atribua o número de oxidação ao átomo sublinhado em cada um dos íons ou moléculas.

- (a) $\underline{\text{Fe}}_2\text{O}_3$ (b) $\text{H}_2\underline{\text{S}}\text{O}_4$ (c) $\underline{\text{C}}\text{O}_3^{2-}$ (d) $\underline{\text{N}}\text{O}_2^+$

Charles D. Winters

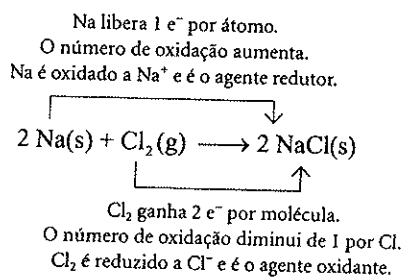


• **Reação Sódio/Cloro**
O sódio metálico reduz o gás cloro, o produto. Veja a Figura 1.7, página 17.

RECONHECENDO REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO

Você pode dizer se uma reação envolve oxidação e redução avaliando o número de oxidação de cada elemento e notando se qualquer um destes números varia no decorrer da reação. Em muitos casos, entretanto, essa análise não será necessária. Será óbvio que uma reação redox ocorreu se um elemento não combinado é convertido em um composto ou envolve algum tipo bem conhecido de oxidante ou redutor (Tabela 5.4).

Assim como o oxigênio, O_2 , os halogênios (F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2) são sempre agentes oxidantes nas suas reações com metais e não metais (veja a Figura 1.7).



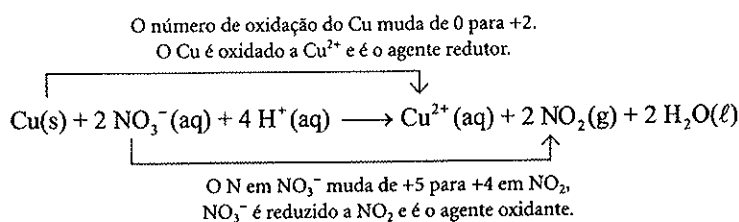
Uma molécula de cloro acaba se tornando dois íons Cl^- , tendo adquirido 2 elétrons (de dois átomos de Na) por molécula de Cl_2 . Dessa forma, o número de oxidação de cada átomo de cloro diminuiu de 0 para -1. Isso significa que o Cl_2 foi reduzido e é, portanto, o agente oxidante.

Tabela 5.4 Agentes Oxidantes e Redutores Comuns

Agente Oxidante	Produto de Reação	Agente Redutor	Produto de Reação
O_2 , oxigênio	O^{2-} , íon óxido ou O combinado em H_2O	H_2 , hidrogênio	$\text{H}^+(\text{aq})$, íon hidrogênio ou H combinado em H_2O ou outras moléculas
Halogênio, F_2 , Cl_2 , Br_2 ou I_2	Íon haleto, F^- , Cl^- , Br^- ou I^-	M, metais como Na, K, Fe e Al	M^{n+} , íons metálicos como Na^+ , K^+ , Fe^{2+} ou Fe^{3+} e Al^{3+}
HNO_3 , ácido nítrico	Óxidos de nitrogênio*, como NO e NO_2	C, carbono (usado para reduzir óxidos metálicos)	CO e CO_2
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, íon dicromato	Cr^{3+} , íon cromo(III) (em solução ácida)		
MnO_4^- , íon permanganato	Mn^{2+} , íon manganês(II) (em solução ácida)		

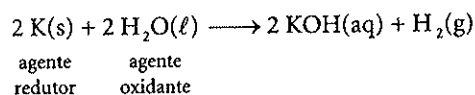
* NO é produzido com HNO_3 , ao passo que NO_2 é um produto do ácido concentrado.

A Figura 5.14 ilustra a química de outro agente oxidante excelente, o ácido nítrico, HNO_3 . Aqui, o cobre metálico é oxidado, formando nitrato de cobre(II) e o íon nitrato é reduzido ao gás marrom NO_2 . A equação iônica líquida para a reação é



O nitrogênio foi reduzido de +5 (no íon NO_3^-) a +4 (em NO_2); consequentemente, o íon nitrato na solução ácida é um agente oxidante. O cobre metálico, como todos os metais, é o agente redutor; aqui cada átomo do metal fornece dois elétrons para produzir o íon Cu^{2+} .

Nas reações do sódio com cloro e cobre com ácido nítrico, os metais são oxidados. Isso é típico dos metais, que em geral são bons agentes redutores. Certamente, os metais alcalinos e alcalino-terrosos são agentes redutores especialmente bons. Um outro exemplo disso é a reação do potássio com a água. Aqui o potássio reduz o hidrogênio da água ao gás H_2 (página 70).



O alumínio metálico, um bom agente redutor, e é capaz de reduzir o óxido de ferro(III) a ferro metálico em uma reação chamada *reação térmica*.

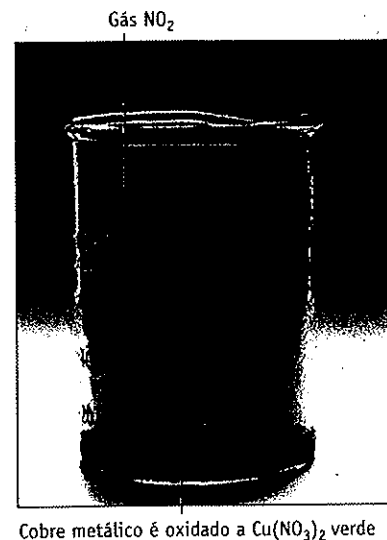
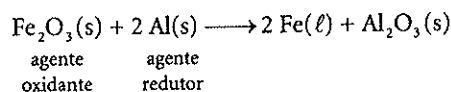


Figura 5.14 A reação de cobre com ácido nítrico. O cobre (agente redutor) reage vigorosamente com ácido nítrico concentrado, um agente oxidante, para formar o gás marrom NO_2 e uma solução verde de nitrato de cobre(II). Note que o ácido nítrico, um ácido comum, pode ser tanto um agente oxidante quanto um ácido.

Nessa reação, uma quantidade tão grande de calor é liberada que o ferro é produzido no estado fundido (Figura 5.15). As Tabelas 5.4 e 5.5 podem ajudá-lo a organizar seu raciocínio ao procurar por reações de oxirredução e a usar sua terminologia.

Tabela 5.5 Reconhecendo Reações de Oxirredução

	Oxidação	Redução
<i>Em termos do número de oxidação</i>	Aumento do número de oxidação de um átomo	Diminuição do número de oxidação de um átomo
<i>Em termos de elétrons</i>	Perda de elétrons por um átomo	Ganho de elétrons por um átomo
<i>Em termos de oxigênio</i>	Ganho de um ou mais átomos de O	Perda de um ou mais átomos de O

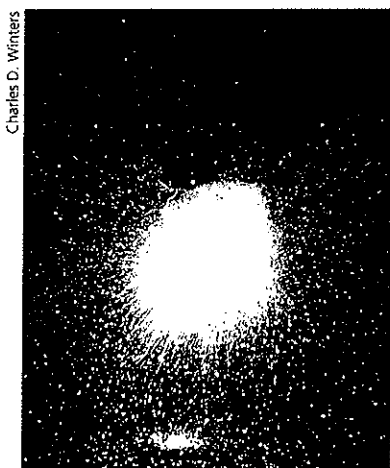


Figura 5.15 Reação térmica. Aqui o Fe_2O_3 é reduzido pelo alumínio metálico para produzir ferro metálico e óxido de alumínio.

Exemplo 5.7 Reação de Oxirredução

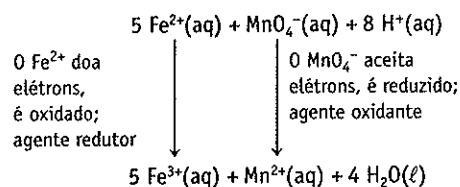
Problema • Para a reação do íon ferro(II) com permanganato em meio ácido aquoso,



decida quais átomos estão passando por mudanças em seus números de oxidação e identifique os agentes oxidante e redutor.

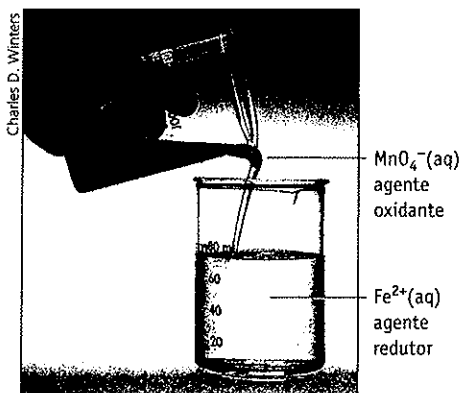
Estratégia • Defina o número de oxidação dos átomos em cada um dos íons ou moléculas envolvidos na reação. Decida quais átomos tiveram aumento de seu número de oxidação (oxidação) e quais tiveram redução em seu número de oxidação (redução).

Solução • O número de oxidação do Mn em MnO_4^{-} é +7, e ele diminui para +2 no produto, o íon Mn^{2+} . Assim, o íon MnO_4^{-} foi reduzido e é o agente oxidante (Tabela 5.4).



O número de oxidação do ferro aumentou de +2 para +3; portanto, o Fe^{2+} perdeu elétrons ao ser oxidado a Fe^{3+} (Tabela 5.5). Isso significa que o íon Fe^{2+} é o agente redutor.

Comentário • Se um dos reagentes em uma reação redox é frequentemente uma substância simples (nesse caso, o Fe^{2+}), e normalmente é evidente se seu número de oxidação aumentou ou diminuiu. Tendo estabelecido uma espécie como reduzida (ou oxidada), você saberá que uma outra espécie na reação foi oxidada (ou reduzida). Também é útil reconhecer os agentes oxidantes e redutores comuns (Tabela 5.4).



A reação entre o íon ferro(II) e o íon permanganato. A reação do íon permanganato, roxo (MnO_4^{-} , o agente oxidante), com o íon ferro(II) (Fe^{2+} , o agente redutor) em solução aquosa acidificada forma o íon quase incolor manganês(II) (Mn^{2+}) e o íon ferro(III), (Fe^{3+}).

Exemplo 5.8 Tipos de Reações

Problema • Classifique cada uma das seguintes reações como de precipitação, ácido-base, de formação de gás ou oxirredução.

continuamos a usar equações balanceadas e mols, mas medimos o volume de soluções, em vez da massa de sólidos, líquidos ou gases. A concentração de uma solução, expressa na forma de molaridade, relaciona o volume da solução em litros ou mililitros à quantia de substância em mols.

CONCENTRAÇÃO DE SOLUÇÕES: MOLARIDADE

• Molar e Molaridade

Os químicos usam o termo "molar" como adjetivo para descrever uma solução. "Molaridade" é usado como substantivo. Por exemplo, referimo-nos a uma solução 0,1 molar como tendo uma molaridade de 0,1 mol por litro.

O conceito de concentração é útil em diversos contextos. Por exemplo, aproximadamente 5.500.000 pessoas vivem no Estado de Wisconsin, que apresenta uma área terrestre de aproximadamente 56 mil milhas quadradas; portanto, a concentração média de pessoas é aproximadamente $(5,5 \times 10^6 \text{ pessoas}) / (5,6 \times 10^4 \text{ milhas quadradas})$ ou 96 pessoas/milha². Em química, a quantia de soluto dissolvido em determinado volume de solução, a concentração de uma solução, pode ser encontrada da mesma forma. Uma unidade útil de concentração de uma solução, c , é a **molaridade**, que é definida como a *quantia de soluto por litro de solução*.

• Balão Volumétrico

Um frasco especial com uma marca em seu pescoço (Figuras 5.14 e 5.15). Se o frasco for preenchido até essa marca (em determinada temperatura), vai conter exatamente o volume especificado de solução.

$$\text{Concentração } (c_{\text{molaridade}}) = \frac{\text{quantia de soluto (mol)}}{\text{volume de solução (L)}} \quad (5.1)$$

Por exemplo, se 58,4 g ou 1,00 mol de NaCl são dissolvidos em uma quantidade suficiente de água para fornecer um volume total de solução de 1,00 L, a concentração, c , é 1,00 mol/L, ou 1,00 molar. Frequentemente, isso é abreviado como 1,00 M, onde o M maiúsculo significa "mols por litro". Outra notação comum é colocar a fórmula do composto entre colchetes; isso implica que a concentração de soluto em mols de composto por litro de solução está sendo especificada.

$$c_{\text{molaridade}} = 1,00 \text{ M} = [\text{NaCl}]^5$$

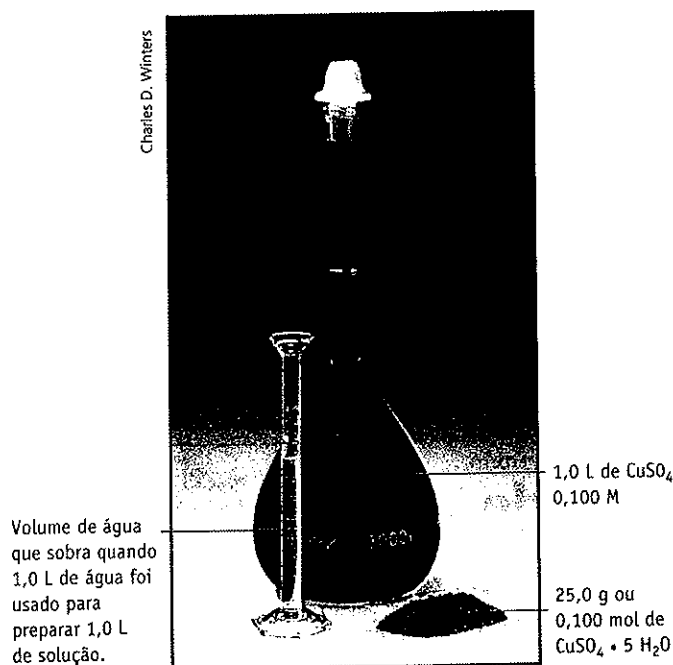
É importante notar que a molaridade refere-se à quantia de soluto por litro de *solução* e não por litro de *solvente*. Se um litro de água for adicionado a um mol de soluto, é provável que o volume final não seja exatamente 1 litro, e a concentração final não será exatamente um molar (Figura 5.17). Portanto, ao preparar soluções de uma determinada molaridade, quase sempre iremos dissolver o soluto em uma quantidade de solvente menor do que o volume desejado de solução, para então adicionar solvente até que se alcance o volume final da solução.

O permanganato de potássio, KMnO_4 , que já foi utilizado como germicida no tratamento de queimaduras, é um sólido brilhante roxo-escuro que se dissolve prontamente em água para dar soluções de um roxo intenso. Suponha que 0,435 g de KMnO_4 tenha sido dissolvido em água suficiente para dar 250, mL de solução (Figura 5.15). Qual será a concentração molar de KMnO_4 ? O primeiro passo é converter a massa do KMnO_4 em uma quantia de soluto:

$$0,435 \text{ g } \text{KMnO}_4 \times \frac{1 \text{ mol } \text{KMnO}_4}{158,0 \text{ g } \text{KMnO}_4} = 0,00275 \text{ mol } \text{KMnO}_4$$

Figura 5.17 Volume de solução versus volume de solvente. Para preparar uma solução 0,100 M de CuSO_4 , 25,0 g ou 0,100 mol de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$ (um sólido cristalino azul) foram colocados em um balão volumétrico de 1,00-L.

Para esta foto, medimos exatamente 1,00 L de água, que foi lentamente adicionada ao balão volumétrico contendo $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$. Quando adicionamos água suficiente para que o volume de solução fosse exatamente 1,00 L, restaram aproximadamente 8 mL de água (a quantia na pequena proveta) do 1,00 L original. Isso ressalta o fato de que as concentrações molares são definidas como mols de soluto por litro de solução e não por litro de água ou outro solvente.



⁵ A lupac recomenda o uso de mol/L como unidade de concentração molar. (NTT)

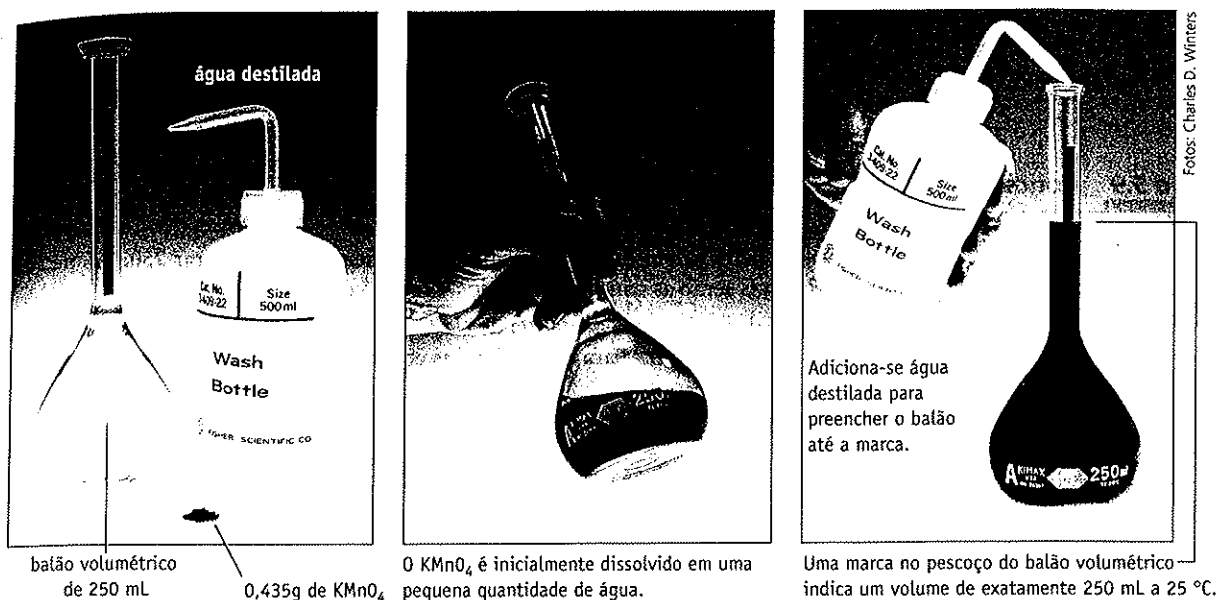


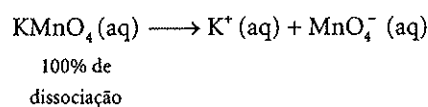
Figura 5.18 Preparando uma solução. Uma solução 0,0110 M de KMnO_4 é feita adicionando-se água suficiente a 0,435 g de KMnO_4 para preparar 0,250 L de solução.

Agora que a quantidade de substância é conhecida, podemos combiná-la com o volume da solução – que tem de ser em litros – para obter a molaridade. Uma vez que 250 mL equivalem a 0,250 L:

$$\text{Concentração de } \text{KMnO}_4 = \frac{0,00275 \text{ mol } \text{KMnO}_4}{0,250 \text{ L}} = 0,0110 \text{ M}$$

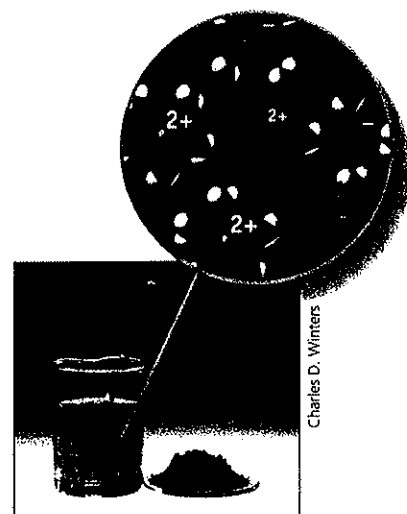
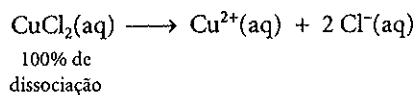
$$[\text{KMnO}_4] = 0,0110 \text{ M}$$

A concentração de KMnO_4 é 0,0110 molar, ou 0,0110 M. Essa informação é útil, mas frequentemente é também útil conhecermos a concentração de cada tipo de íon em solução. Assim como todos os compostos iônicos solúveis, o KMnO_4 dissocia-se completamente em íons K^+ e MnO_4^- ao se dissolver em água.



Um mol de KMnO_4 fornece 1 mol de íons K^+ e 1 mol de íons MnO_4^- . Dessa forma, 0,0110 M KMnO_4 fornece uma concentração de K^+ em solução de 0,0110 M; de modo semelhante, a concentração de íons MnO_4^- também é 0,0110 M.

Outro exemplo de concentração de íons é dado pela dissociação de um composto iônico como o CuCl_2 (veja os Objetivos do Capítulo):



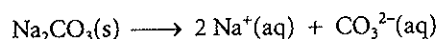
Concentração dos íons em um composto iônico solúvel. Aqui, 1 mol de CuCl_2 se dissocia em 1 mol de íons Cu^{2+} e 2 mol de íons Cl^- . Portanto, a concentração de Cl^- corresponde a duas vezes a concentração original de CuCl_2 .

Se 0,1 mol de CuCl_2 forem dissolvidos em uma quantidade de água suficiente para preparar 1 L de solução, a concentração de íons cobre(II) é $[\text{Cu}^{2+}] = 0,1 \text{ M}$. A concentração de íons cloreto, $[\text{Cl}^-]$, é 0,2 M porque o composto se dissocia para produzir 2 mol de íons Cl^- para cada mol de CuCl_2 .

Exemplo 5.9 Concentração

Problema • Se 25,3 g de carbonato de sódio, Na_2CO_3 , forem dissolvidos em água suficiente para preparar 250, mL de solução, qual será a concentração molar de Na_2CO_3 ? Quais serão as concentrações dos íons Na^+ e CO_3^{2-} ?

Estratégia • A concentração molar de Na_2CO_3 é definida como a quantia de Na_2CO_3 por litro de solução. Conhecemos o volume de solução (0,250 L); precisamos da quantia de Na_2CO_3 . Para determinar as concentrações dos íons individuais, note que o sal dissocia-se completamente.



Assim, uma solução 1 M de Na_2CO_3 é, na verdade, uma solução 2 M de íons Na^+ e 1 M de íons CO_3^{2-} .

Solução • Vamos primeiro definir a quantia de Na_2CO_3 :

$$25,3 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} = 0,239 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

e então a concentração molar de Na_2CO_3 :

$$\text{Concentração} = \frac{0,239 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{0,250 \text{ L}} = 0,955 \text{ M}$$

$$[\text{Na}_2\text{CO}_3] = 0,955 \text{ M}$$

As concentrações dos íons são determinadas a partir da concentração de Na_2CO_3 e do conhecimento de que cada mol de Na_2CO_3 produz 2 mols de íons Na^+ e 1 mol de íons CO_3^{2-} :

$$0,955 \text{ M Na}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \equiv 2 \times 0,955 \text{ M Na}^+(\text{aq}) + 0,955 \text{ M CO}_3^{2-}(\text{aq})$$

Ou seja, $[\text{Na}^+] = 1,91 \text{ M}$ e $[\text{CO}_3^{2-}] = 0,955 \text{ M}$.

Exercício 5.13 Concentração

O bicarbonato de sódio, NaHCO_3 , é utilizado no fermento químico e na produção de plásticos e cerâmicas, entre outras coisas. Se 26,3 g do composto forem dissolvidos em água suficiente para dar 200 mL de solução, qual será a concentração molar de NaHCO_3 ? Quais serão as concentrações dos íons em solução?

PREPARANDO SOLUÇÕES DE CONCENTRAÇÃO CONHECIDA

Uma tarefa que os químicos devem executar frequentemente é preparar determinado volume de uma solução de concentração conhecida. Há duas maneiras comuns de fazer isso.

Combinando uma Massa Determinada de Sóluto com o Solvente

Suponha que se deseja preparar 2,00 L de uma solução 1,50 M de Na_2CO_3 . Você tem Na_2CO_3 sólido, água e um balão volumétrico de 2,00-L (Figuras 5.17 e 5.18). Para preparar a solução, é preciso pesar a quantidade necessária de Na_2CO_3 de forma tão precisa quanto

possível, colocar cuidadosamente todo o sólido no balão volumétrico e, então, adicionar água para dissolver o sólido. Após sua dissolução completa, adiciona-se mais água até atingir o volume de 2,00 L. A solução terá então a concentração desejada e o volume especificado. Mas qual massa de Na_2CO_3 é necessária para obter 2,00 L de Na_2CO_3 1,50 M? Primeiro, calcule a quantidade necessária de substância:

$$2,00 \text{ L} \times \frac{1,50 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1,00 \text{ L solução}} = 3,00 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \text{ são necessários}$$

e, a seguir, a massa em gramas:

$$3,00 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{106,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 318 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

Assim, para preparar a solução desejada, é necessário dissolver 318 g de Na_2CO_3 em água suficiente para completar 2,00 L de solução.

Exercício 5.14 Preparando Soluções de Concentração Conhecida

Um experimento em seu laboratório requer 250, mL de uma solução 0,0200 M de AgNO_3 . Você recebe AgNO_3 sólido, água e um balão volumétrico de 250, mL. Descreva como preparar a solução requerida.

Diluindo uma Solução Mais Concentrada

Outro método para preparar uma solução de determinada concentração é *partir de uma solução concentrada e adicionar água até atingir a concentração mais baixa desejada* (Figura 5.19). Muitas das soluções preparadas para o seu curso de laboratório são provavelmente feitas por esse método de diluição. É mais eficiente armazenar um volume pequeno de uma solução concentrada e, então, quando necessário, adicionar água para obter um volume muito maior de uma solução diluída.

Suponha que você precise de 500, mL de uma solução 0,0010 M de dicromato de potássio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ para utilizar em uma análise química. Você tem uma solução 0,100 M de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ disponível. Para fazer a solução 0,0010 M requerida, coloque um volume medido da solução de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ mais concentrada em um balão e, então, adicione água até que o $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ esteja contido em um volume maior de água, isto é, até que esteja menos concentrado (ou mais diluído) (Figura 5.19).

Que volume de solução 0,100 M de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ deve ser diluído para preparar a solução 0,0010 M? Se o volume e a concentração de uma solução forem conhecidos, a quantidade de soluto também será conhecida. Consequentemente, a quantidade de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ que deve estar na solução diluída final é

$$\begin{aligned} \text{Quantia de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ na solução diluída} &= (0,500 \text{ L}) \left(\frac{0,0010 \text{ mol}}{\text{L}} \right) \\ &= 0,00050 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \end{aligned}$$

Uma solução mais concentrada que contém essa quantidade de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ deve ser colocada em um balão de 500, mL e então ser diluída ao volume final. O volume de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,100 M que deve ser transferido e diluído é 5,0 mL.

$$0,00050 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \times \frac{1,00 \text{ L}}{0,100 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,0050 \text{ L ou 5,0 mL}$$

Assim, para preparar 500, mL de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,0010 M, colocamos 5,0 mL de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,100 M em um balão e adicionamos água até atingir um volume de 500, mL (Figura 5.19).

Diluindo o H_2SO_4 Concentrado

A instrução de que uma pessoa pode preparar uma solução pela adição de água a uma solução mais concentrada é correta, exceto para soluções de ácido sulfúrico. Quando se misturam água e ácido sulfúrico, a solução resultante torna-se bastante quente. Se adicionarmos água ao ácido sulfúrico concentrado, a quantidade de calor liberada é tão grande que a solução poderá ferver e derramar ou queimar alguém que esteja por perto. Para evitar este problema, os químicos sempre adicionam o ácido sulfúrico concentrado à água para preparar uma solução diluída do ácido.

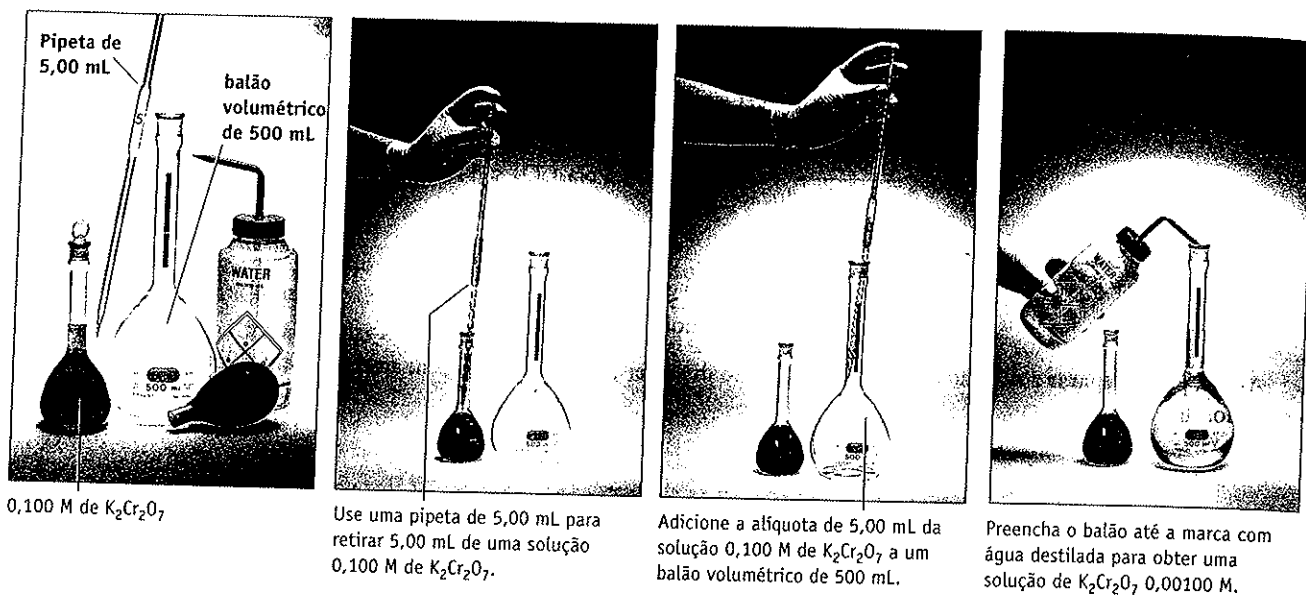


Figura 5.19 Preparando uma solução por diluição. Aqui, 5,00 mL de uma solução de $K_2Cr_2O_7$ são diluídos a 500 mL. O resultado é uma diluição por um fator de 100, de 0,100 M para 0,00100 M.

Dica de Solução de Problemas 5.2

Preparando uma Solução por Diluição

A preparação da solução $K_2Cr_2O_7$ e o Exemplo 5.10 sugerem uma maneira de fazer os cálculos para diluições. A ideia central é de que a quantidade de soluto na solução final, diluída, tem de ser igual à quantidade de soluto retirada da solução mais concentrada. Se c for a concentração (molaridade) e V for o volume (e os subscritos d e c identificam as soluções diluída e concentrada, respectivamente), então a quantidade de soluto em uma ou outra solução (no caso do exemplo de $K_2Cr_2O_7$ no texto) pode ser calculada como se segue:

$$\text{Quantia de } K_2Cr_2O_7 \text{ na solução final diluída} = c_d V_d = 0,00050 \text{ mol}$$

$$\text{Quantia de } K_2Cr_2O_7 \text{ retirada da solução concentrada} = c_c V_c = 0,00050 \text{ mol}$$

Uma vez que ambos os produtos cV são iguais à mesma quantidade de soluto, podemos usar a seguinte equação:

$$c_c V_c = c_d V_d$$

$$\text{Quantia de reagente na solução concentrada} = \text{quantia de reagente na solução diluída}$$

Essa equação é válida para todos os casos em que uma solução mais concentrada é usada para preparar uma solução mais diluída. Ela pode ser usada, por exemplo, para encontrar a molaridade de solução diluída, c_d , a partir dos valores de c_c , V_c e V_d .

Exemplo 5.10 Preparando uma Solução por Diluição

Problema • Você precisa de uma solução $2,36 \times 10^{-3}$ M do íon ferro(III). Um procedimento de laboratório sugere que isso pode ser feito colocando-se 1,00 mL de nitrato de ferro(III) 0,236 M em um balão volumétrico e diluindo-se a exatamente 100,0 mL. Mostre que esse método irá funcionar.

Estratégia • Primeiro, calcule a quantidade de íons ferro(III) na amostra 1,00-mL. A concentração do íon na solução final, diluída, é igual a essa quantidade de ferro(III) dividida pelo novo volume.

Solução • A quantidade de íons ferro(III) na amostra de 1,00-mL é:

$$c \times V = \frac{0,236 \text{ mol Fe}^{3+}}{\text{L}} \times 1,00 \times 10^{-3} \text{ L} = 2,36 \times 10^{-4} \text{ mol Fe}^{3+}$$

Essa quantia de íons ferro(III) está distribuída em 100,0 mL; portanto, a concentração final é:

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{2,36 \times 10^{-4} \text{ mol Fe}^{3+}}{0,100 \text{ L}} = 2,36 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Comentário • O procedimento experimental é ilustrado na Figura 5.19.

Exercício 5.15 Preparando uma Solução por Diluição

Em um de seus experimentos de laboratório, você recebe uma solução de CuSO_4 que apresenta uma concentração de 0,15 M. Se você misturar 6,0 mL dessa solução com água suficiente para ter um volume total de 10,0 mL, qual será a concentração de CuSO_4 nessa nova solução?

Exercício 5.16 Preparando uma Solução por Diluição

Uma experiência pede que você use 250, mL de NaOH 1,00 M, mas você recebe uma garrafa grande de NaOH 2,00 M. Descreva como preparar o volume desejado de NaOH 1,00 M.

5.9 pH: uma Escala de Concentração para Ácidos e Bases

Os ácidos produzem os íons hidrogênio, H^+ , em solução aquosa (Seção 5.3). Os ácidos de ocorrência natural e as soluções ácidas compartilham a característica de que a concentração do íon hidrogênio na solução aumenta quando o ácido se dissolve. O vinagre, que contém o ácido acético, um ácido fraco, tem uma concentração de íon hidrogênio de apenas $1,6 \times 10^{-3} \text{ M}$, e a água “pura” da chuva tem $[\text{H}^+] = 2,5 \times 10^{-6} \text{ M}$. Esses valores extremamente pequenos podem ser expressos usando-se a notação científica, mas isso é inadequado. Uma forma mais conveniente de expressar tais números é a escala logarítmica de pH.

O pH de uma solução é o negativo do logaritmo na base 10 da concentração de íon hidrogênio.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad (5.2)$$

Tomando o vinagre, a água pura, o sangue e a amônia como exemplos,

$$\begin{aligned} \text{pH do vinagre} &= -\log (1,6 \times 10^{-3} \text{ M}) = -(-2,80) = 2,80 \\ \text{pH da água pura (a } 25^\circ\text{C)} &= -\log (1,0 \times 10^{-7} \text{ M}) = -(7,00) = 7,00 \\ \text{pH do sangue} &= -\log (4,0 \times 10^{-8} \text{ M}) = -(-7,40) = 7,40 \\ \text{pH da amônia} &= -\log (1,0 \times 10^{-11} \text{ M}) = -(-11,00) = 11,00 \end{aligned}$$

você nota que os ácidos têm um pH relativamente baixo, enquanto a amônia, uma base comum, tem uma concentração *muito* baixa de íon hidrogênio. O sangue, que pelo bom senso deve ter um pH nem muito alto, nem muito baixo, tem um pH próximo de 7. De fato, para soluções a 25°C , podemos dizer que os ácidos terão um valor de pH menor do que 7, as bases terão um valor maior do que 7 e o pH 7 representa uma solução neutra (Figura 5.20).

Suponha que você conheça o pH de uma solução. Para encontrar a concentração de íons hidrogênio, você obtém o antilog do pH. Isto é,

• Logaritmos

Números menores do que 1 têm logs negativos. Portanto, ao definir o pH como $-\log [\text{H}^+]$, obtemos um número positivo. Veja o Apêndice A para uma discussão mais detalhada de logs.

• pH da Água Pura

A água altamente purificada, que dizemos ser “neutra”, tem um pH de exatamente 7, a 25°C . Essa é a “linha divisória” entre substâncias ácidas ($\text{pH} < 7$) e substâncias básicas ($\text{pH} > 7$).

• Sua Calculadora e os Logs

Todas as calculadoras científicas têm um botão marcado log. Para encontrar o antilog, use o botão marcado 10^x ou o inverso do log. Quando você digitar o valor de x para 10^x , certifique-se de que seja um valor negativo.

• Corantes Indicadores de pH

Muitas substâncias naturais mudam de cor em solução como mudanças de pH. Veja o extrato de repolho roxo na Figura 5.6a e de pétalas de rosas vermelhas na página 158. O chá muda de cor quando o suco ácido de limão é adicionado.

$$[H^+] = 10^{-pH} \quad (5.3)$$

Para o exemplo, o pH de um refrigerante dietético é 3,12, e a concentração de íons hidrogênio da solução é

$$[H^+] = 10^{-3,12} = 7,6 \times 10^{-4} \text{ M}$$

O pH aproximado de uma solução pode ser determinado usando-se uma variedade de corantes ou indicadores. O tornassol que se usa no laboratório contém um corante extraído de uma variedade de líquen, mas muitos outros corantes também estão disponíveis (Figura 5.21a). Medidas mais exatas do pH são feitas com um pHmetro, como o mostrado na Figura 5.21b. Aqui, um eletrodo de pH é mergulhado na solução a ser testada, e o pH é lido no instrumento.

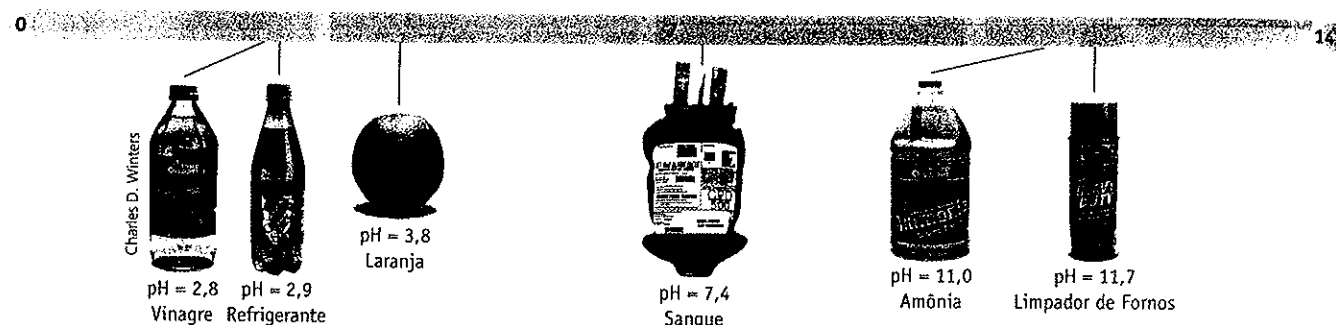


Figura 5.20 Valores de pH de algumas substâncias comuns. Aqui a “barra” está colorida de vermelho de um lado e de azul do outro, as cores do papel de tornassol, geralmente usado no laboratório para determinar se uma solução é ácida (o tornassol é vermelho) ou básica (o tornassol é azul).

Exemplo 5.11 pH de Soluções

Problema •

- (a) O suco de limão tem $[H^+] = 0,0032 \text{ M}$. Qual é seu pH?
 (b) A água do mar tem pH de 8,30. Qual é a concentração de íons hidrogênio dessa solução?
 (c) Uma solução de ácido nítrico tem $[HNO_3] = 0,0056 \text{ M}$. Qual é o pH dessa solução?

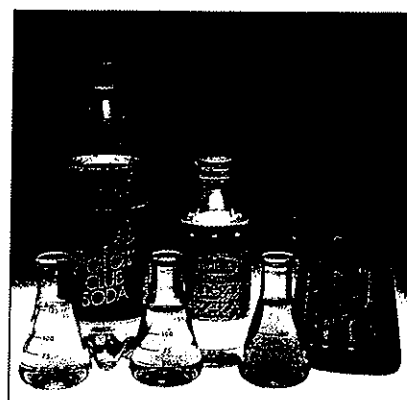
Estratégia • Use a Equação 5.2 para calcular o pH a partir da concentração de H^+ . Use a Equação 5.3 para encontrar $[H^+]$ a partir do pH.

Solução •

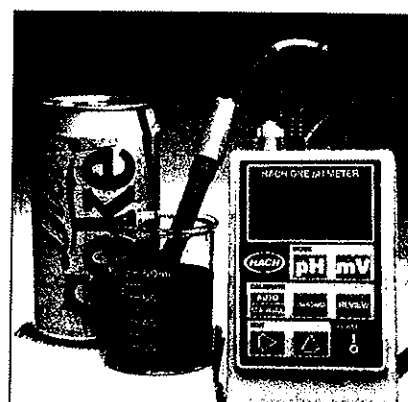
- (a) *Suco de limão:* Como a concentração de íons hidrogênio é conhecida, o pH é determinado usando-se a Equação 5.2.

Figura 5.21 Determinação do pH.

(a) Alguns produtos domésticos. Cada solução contém algumas gotas de um corante chamado indicador de pH (nesse caso, um “indicador universal”). Uma cor amarela ou vermelha indica um pH menor do que 7.
 (b) o pH de um refrigerante é medido com um pHmetro (peagâmetro) moderno. Os refrigerantes são geralmente bastante ácidos por causa do CO_2 dissolvido e de outros ingredientes.



(a)



(b)

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (3,2 \times 10^{-3}) = -(-2,49) = 2,49$$

(b) *Água do mar*: Aqui, o pH = 8,30. Portanto,

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-8,30} = 5,0 \times 10^{-9} \text{ M}$$

(c) *Ácido nítrico*: o ácido nítrico é um ácido forte comum (Tabela 5.2, página 160); ele é completamente ionizado em solução aquosa. Como $[\text{HNO}_3] = 0,0065 \text{ M}$, as concentrações dos íons são

$$[\text{H}^+] = [\text{NO}_3^-] = 0,0065 \text{ M}$$

$$\text{então } \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0,0065 \text{ M}) = 2,25$$

Comentário • Um comentário a respeito de logaritmos e Algarismos Significativos (Apêndice A) é útil. O número à esquerda da casa decimal em um logaritmo é chamado *característica*, e o número à direita é a *mantissa*. A mantissa tem tantos algarismos significativos quanto o número cujo log foi encontrado. Por exemplo, o logaritmo de $3,2 \times 10^{-3}$ (dois algarismos significativos) é 2,49 (dois números à direita da casa decimal).

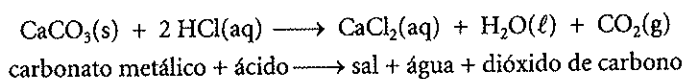
Exercício 5.17 pH de Soluções

- (a) Qual é o pH de uma solução de HCl em que $[\text{HCl}] = 2,6 \times 10^{-2} \text{ M}$?
 (b) Qual é a concentração de íons hidrogênio no suco de laranja, com um pH de 3,80?

5.10 Estequiometria das Reações em Solução Aquosa

SOLUÇÃO GERAL DE ESTEQUIOMETRIA

Suponha que queiramos saber qual é a massa de CaCO_3 necessária para reagir completamente com 25 mL de HCl 0,750 M. O primeiro passo para encontrar a resposta é escrever uma equação balanceada. Neste caso, temos uma reação de troca envolvendo um carbonato metálico e um ácido aquoso (Figura 5.22)



Esse problema pode ser resolvido da mesma maneira que todos os problemas de estequiometria que você já viu até agora, a não ser pelo fato de que a quantidade de um dos reagentes é dada em volume e unidades de concentração em vez de massa em gramas. A primeira etapa é encontrar a quantidade de HCl:

$$0,025 \text{ L HCl} \times \frac{0,750 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl}} = 0,019 \text{ mol HCl}$$

Esta é então relacionada à quantidade de CaCO_3 necessária.

$$0,019 \text{ mol HCl} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} = 0,0094 \text{ mol CaCO}_3$$

Finalmente, a quantidade de CaCO_3 é convertida em uma massa em gramas.

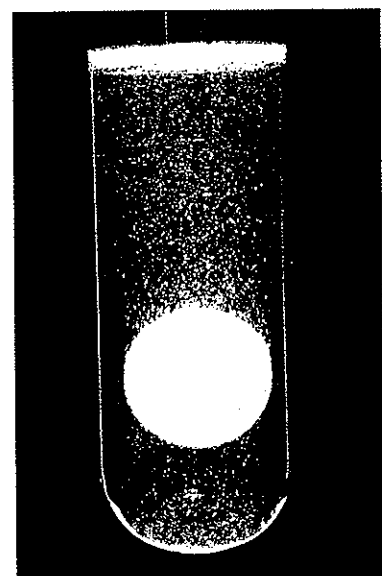


Figura 5.22 Um remédio comercial para excesso de acidez estomacal. O comprimido contém carbonato de cálcio, que reage com o ácido clorídrico, o ácido presente no sistema digestório. O produto mais óbvio é o gás CO_2 .

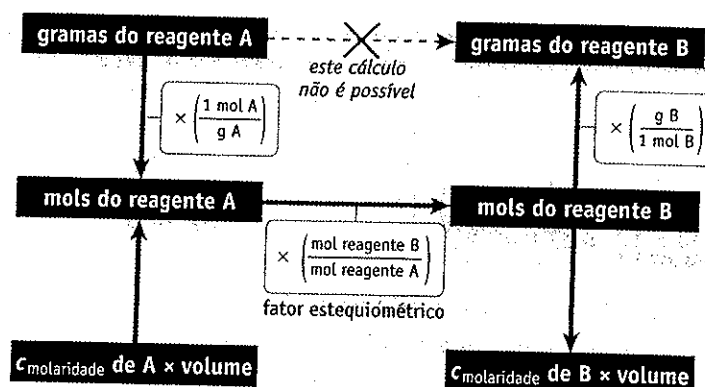
$$0,0094 \text{ mol-CaCO}_3 \times \frac{100, \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol-CaCO}_3} = 0,94 \text{ g CaCO}_3$$

Os químicos fazem tais cálculos muitas vezes no decorrer de seu trabalho em pesquisa e desenvolvimento de produtos. Se você seguir o esquema geral delineado na Dica de Solução de Problemas 5.3 e prestar atenção às unidades dos números, poderá fazer com sucesso qualquer tipo de cálculo estequiométrico envolvendo concentrações.

Dica de Solução de Problemas 5.3

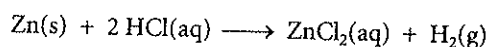
Cálculos Estequiométricos Envolvendo Soluções

Na Dica de Solução de Problemas 4.1, você aprendeu uma aproximação geral aos problemas de estequiometria. Podemos agora modificar esse esquema para uma reação tal como $x \text{ (aq)} + y \text{ (aq)} \rightarrow \text{produtos}$ que ocorrem em solução.



Exemplo 5.12 Estequiometria de uma Reação em Solução

Problema • O zinco metálico reage com o HCl aquoso e outros ácidos (Figura 5.6c).



Qual volume (mL) de HCl 2,50 M (em mililitros) é necessário para converter completamente 11,8 g de Zn aos produtos?

Estratégia • Aqui, a massa de zinco é conhecida, portanto calculamos primeiro a quantia de zinco. Em seguida, usamos um fator estequiométrico ($= 2 \text{ mol HCl} / 1 \text{ mol Zn}$) para relacionar uma quantia de HCl a uma quantia de Zn. Finalmente, calculamos o volume de HCl a partir da quantia de HCl e de sua concentração.

Solução • Comece pelo cálculo da quantia de Zn.

$$11,8 \text{ g-Zn} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,39 \text{ g-Zn}} = 0,180 \text{ mol Zn}$$

Use o fator estequiométrico para calcular a quantia de HCl necessária.

$$0,180 \text{ mol-Zn} \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol-Zn}} = 0,360 \text{ mol HCl}$$

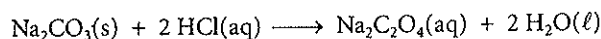
Use a quantia de HCl e a concentração da solução para calcular o volume.

$$0,360 \text{ mol-HCl} \times \frac{1,00 \text{ L solução}}{2,50 \text{ mol-HCl}} = 0,144 \text{ L HCl}$$

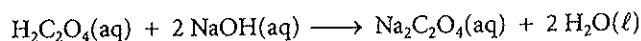
A resposta é pedida em unidades de mililitros; então, determinamos que 144 mL de HCl 2,50 M são necessários para converter completamente 11,8 g de Zn aos produtos.

Exercício 5.18 Estequiometria em Solução

Se você combinar 75,0 mL de HCl 0,350 M e um excesso de Na_2CO_3 , que massa de CO_2 (em gramas) deve ser produzida?

**TITULAÇÃO: UM MÉTODO DE ANÁLISE QUÍMICA**

O ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, é um ácido natural. Suponha que lhe peçam para determinar a massa desse ácido numa amostra impura. Sendo o composto um ácido, ele reage com uma base tal como o hidróxido de sódio (Seção 5.4)



Você pode usar essa reação para determinar a quantidade de ácido oxálico presente em determinada massa da amostra se as seguintes condições forem satisfeitas:

- Você pode determinar quando a quantia de hidróxido de sódio adicionada é justamente suficiente para reagir com todo o ácido oxálico na solução.
- Você conhece a concentração da solução de hidróxido de sódio e o volume exato que foi adicionado exatamente no ponto da reação completa.

Essas condições são cumpridas em uma **titulação**, procedimento ilustrado na Figura 5.23. A solução que contém o ácido oxálico é colocada em um **balão com um indicador ácido-base**, corante que muda de cor quando o pH da solução da reação muda. A prática comum é utilizar um corante que tem uma cor em solução ácida e outra cor em solução básica. O hidróxido de sódio aquoso, de concentração exatamente conhecida, é colocado em uma bureta. O hidróxido de sódio da bureta é adicionado

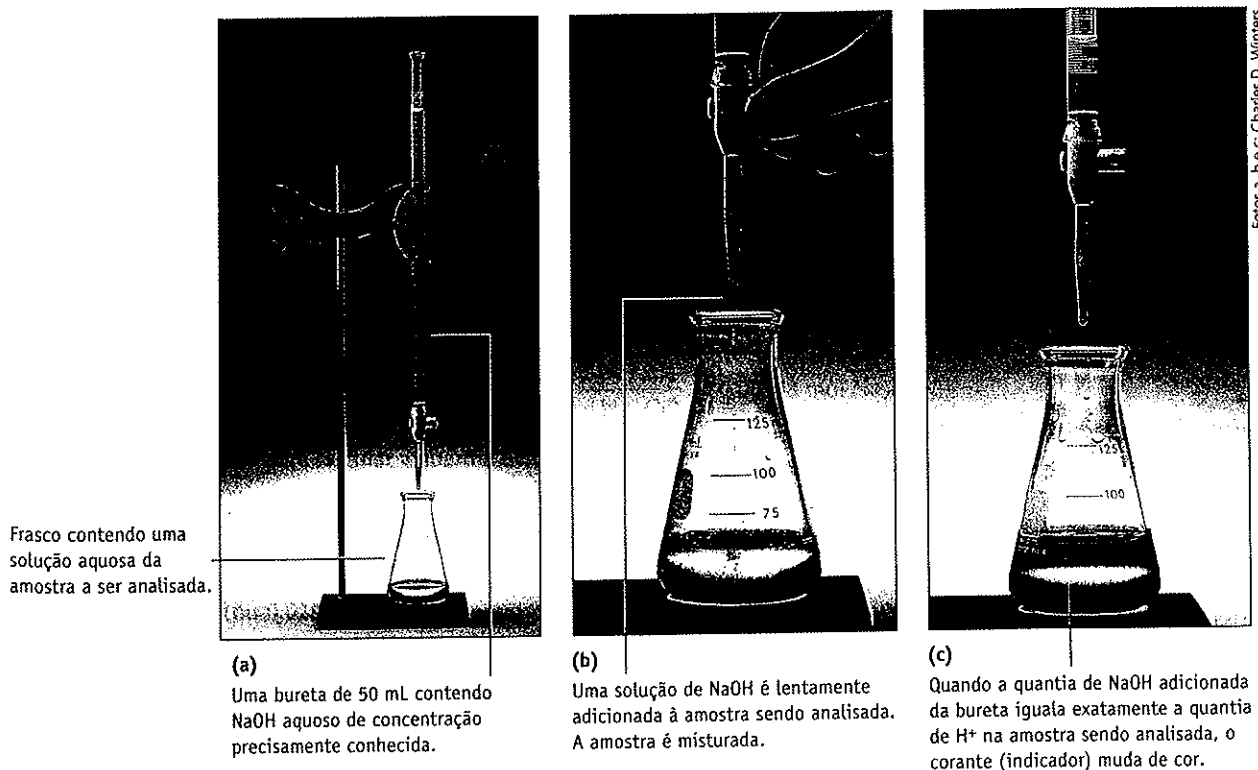
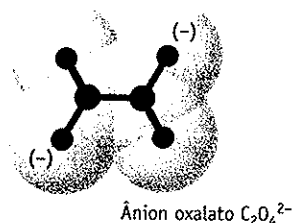
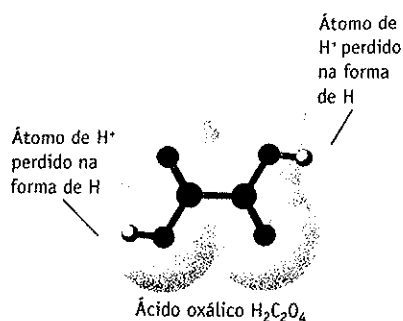


Figura 5.23 Titulação de um ácido em solução aquosa com uma base. (a) Uma bureta, dispositivo de medição volumétrica calibrado em divisões de 0,1 mL, é preenchida com uma solução aquosa de uma base de concentração conhecida. (b) A base é lentamente adicionada da bureta à solução contendo o ácido a ser analisado e um indicador. (c) Uma mudança na cor do indicador sinaliza o ponto de equivalência. (O indicador usado aqui é a fenolftaleína.)



Ácido oxálico. O ácido oxálico possui dois grupos capazes de fornecer um íon H^+ na reação com uma base. Segue que 1 mol do ácido requer 2 mol de $NaOH$ para uma reação completa.

lentamente à solução do frasco. Enquanto houver ácido presente na solução, toda a base fornecida pela bureta é consumida, a solução permanece ácida e a cor do corante permanece inalterada. Em algum ponto, entretanto, a quantidade de OH^- adicionada iguala-se exatamente à quantidade de H^+ que pode ser fornecida pelo ácido. Este é o chamado **ponto de equivalência**. Assim que o menor excesso de base é adicionado além do ponto de equivalência, a solução torna-se básica e o indicador muda de cor (Figura 5.23).

Quando o ponto de equivalência é alcançado em uma titulação, o volume de base adicionado é determinado lendo-se a bureta calibrada. A partir desse volume e da concentração da base, a quantidade de base consumida pode ser encontrada:

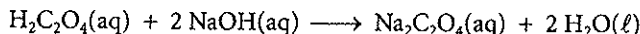
$$\text{Quantia de base adicionada (mol)} = \text{concentração da base (mol/L)} \times \text{volume de base (L)}$$

Então, usando o fator estequiométrico da equação balanceada, a quantidade de base adicionada é relacionada à quantidade de ácido presente na amostra original. No problema específico de encontrar a massa de ácido oxálico em uma amostra impura, converteríamos a quantidade de ácido à sua massa. Se a massa de ácido oxálico é dividida pela massa da amostra impura (e o quociente multiplicado por 100%), podemos expressar a pureza da amostra em termos de uma porcentagem em massa.

Exemplo 5.13 Titulação Ácido-base

Problema • Uma amostra de 1,034 g de ácido oxálico impuro é dissolvida em água e um indicador ácido-base é adicionado. A amostra requer 34,47 mL de $NaOH$ 0,485 M para alcançar o ponto de equivalência. Qual é a massa de ácido oxálico e qual é seu percentual em massa na amostra?

Estratégia • A equação balanceada para a reação do $NaOH$ e do $H_2C_2O_4$ é



A concentração de $NaOH$ e o volume usado na titulação são conhecidos e fornecem a quantidade de $NaOH$. Use um fator estequiométrico para relacionar a quantidade de $NaOH$ à quantidade de $H_2C_2O_4$. Por fim, a quantidade de $H_2C_2O_4$ é convertida à sua massa. A porcentagem em massa de ácido na amostra é então calculada. Veja a Dica de Solução de Problemas 5.3.

Solução • A quantidade de $NaOH$ é dada por:

$$c_{NaOH} \times V_{NaOH} = \frac{0,485 \text{ mol } NaOH}{L} \times 0,03447 L = 0,0167 \text{ mol } NaOH$$

A equação balanceada para a reação mostra que 1 mol de ácido oxálico requer 2 mols de hidróxido de sódio. Esse é o fator estequiométrico necessário para obter a quantidade presente de ácido oxálico.

$$0,0167 \text{ mol } NaOH \times \frac{1 \text{ mol } H_2C_2O_4}{2 \text{ mol } NaOH} = 0,00836 \text{ mol } H_2C_2O_4$$

A massa de ácido oxálico é encontrada a partir da quantidade do ácido.

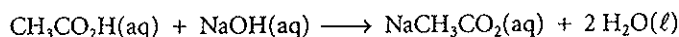
$$0,00836 \text{ mol } H_2C_2O_4 \times \frac{90,04 \text{ g } H_2C_2O_4}{1 \text{ mol } H_2C_2O_4} = 0,753 \text{ g } H_2C_2O_4$$

Essa massa de ácido oxálico representa 72,8% da massa total da amostra.

$$\frac{0,753 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{1,034 \text{ g amostra}} \times 100\% = 72,8\% \text{ H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

Exercício 5.19 Titulação Ácido-base

Uma amostra de 25,0 mL de vinagre (que contém o ácido acético, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, um ácido fraco) requer 28,33 mL de uma solução de NaOH 0,953 M para a titulação até o ponto de equivalência. Que massa (em gramas) de ácido acético está presente na amostra de vinagre, e qual é a concentração do ácido acético no vinagre?



Padronizando um Ácido ou Base

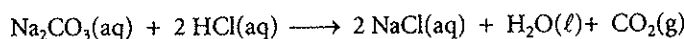
No Exemplo 5.13, a concentração da base usada na titulação foi dada. Na prática, essa concentração geralmente precisa ser determinada por meio de uma medida prévia. O procedimento através do qual a concentração de um reagente analítico é determinada exatamente é chamado de **padronização**, e há duas abordagens gerais.

Uma abordagem consiste em pesar exatamente uma amostra de um ácido sólido puro ou uma base sólida pura (conhecidos como **padrão primário**) e titular então essa amostra com uma solução da base ou do ácido a ser padronizado (Exemplo 5.14). Uma abordagem alternativa para padronizar uma solução consiste em fazer sua titulação com uma solução já padronizada (Exercício 5.20). Isso é frequentemente feito com soluções padrão compradas das empresas de produtos químicos.

Exemplo 5.14 Padronização de um Ácido por Titulação

Problema • Uma amostra de carbonato de sódio (Na_2CO_3 , 0,263 g) requer 28,35 mL de HCl aquoso para a titulação até o ponto de equivalência. Qual é a molaridade do HCl ?

Estratégia • A equação balanceada para a reação é escrita primeiro.



A quantia de Na_2CO_3 pode ser calculada a partir de sua massa e, então, usando o fator estequiométrico, a quantia de HCl em 28,35 mL pode ser calculada. A quantia de HCl dividida pelo volume da solução (em litros) fornece a sua concentração molar.

Solução • Converta a massa de Na_2CO_3 usado como padrão para a quantia da base.

$$0,263 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} = 0,00248 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

Use o fator estequiométrico para calcular a quantia de HCl em 28,35 mL.

$$0,00248 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{2 \text{ mol HCl requeridos}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \text{ disponível}} = 0,00496 \text{ mol HCl}$$

A amostra de 28,35 mL (ou 0,02835-L) de HCl aquoso contém 0,00496 mol de HCl , e, portanto, a concentração da solução de HCl é 0,175 M.

$$[\text{HCl}] = \frac{0,00496 \text{ mol HCl}}{0,02835 \text{ L}} = 0,175 \text{ M}$$

Comentário • Neste exemplo o Na_2CO_3 é um padrão primário. O carbonato de sódio pode ser obtido na forma pura, que pode ser pesado de forma exata, e que reage completamente com um ácido.

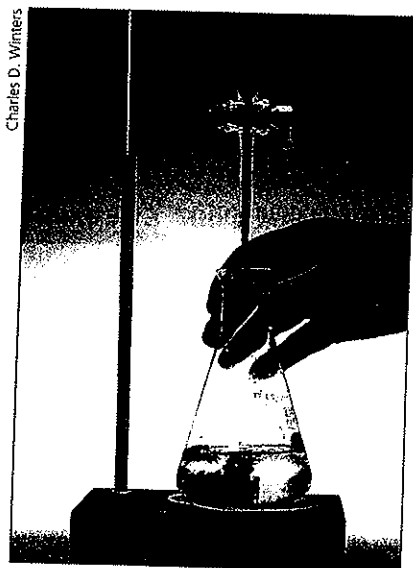
Exercício 5.20 Padronização de uma Base

O ácido clorídrico, HCl, pode ser comprado nas lojas de produtos químicos com uma concentração de 0,100 M, e esta solução pode ser usada para padronizar a solução de uma base. Se para titular 25,00 mL de uma solução de hidróxido de sódio até o ponto de equivalência são gastos 29,67 mL de HCl 0,100 M, qual é a concentração da base?

Determinando a Massa Molar por Titulação

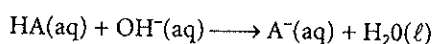
Nos Capítulos 3 e 4 usamos dados de análises para determinar a fórmula empírica de um composto. A fórmula molecular podia então ser derivada se a massa molar fosse conhecida. Se a substância desconhecida é um ácido ou uma base, é possível determinar a massa molar por titulação.

Exemplo 5.15 Determinando a Massa Molar de um Ácido por Titulação



Usando uma reação de oxirredução em análise por titulação. Aqui KMnO_4 aquoso violeta é adicionado a uma solução que contém Fe^{2+} . À medida que KMnO_4 goteja na solução, Mn^{2+} incolor e Fe^{3+} amarelo-pálido são formados. Aqui pode-se ver uma área da solução que contém KMnO_4 que ainda não reagiu. Quando a solução é agitada, essa cor desaparece até que o ponto de equivalência seja alcançado.

Problema • Para determinar a massa molar de um ácido orgânico HA, titulamos 1,056 g de HA com NaOH padronizado. Calcule a massa molar de HA supondo que o ácido reage com 33,78 mL de NaOH 0,256 M de acordo com a equação



Estratégia • A chave para este problema é reconhecer que a massa molar de uma substância é a razão entre a massa de amostra (g) e a quantia de substância (mol) na amostra. Aqui, a massa molar de HA = $1,056 \text{ g HA} / x \text{ mol HA}$. Como 1 mol de HA reage com 1 mol de NaOH neste caso, a quantia de ácido ($x \text{ mol}$) é igual à quantia de NaOH usada na titulação, que é dada por sua concentração e volume.

Solução • Vamos primeiro calcular a quantia de NaOH usada na titulação.

$$c_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}} = (0,256 \text{ mol/L})(0,03378 \text{ L}) = 8,65 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

A seguir, note que a quantia de NaOH usada na titulação é a mesma quantia de ácido titulada. Ou seja,

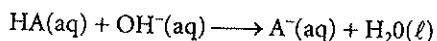
$$8,65 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH} \left(\frac{1 \text{ mol HA}}{1 \text{ mol NaOH}} \right) = 8,65 \times 10^{-3} \text{ mol HA}$$

Finalmente, calcule a massa molar de HA.

$$\text{Massa molar do ácido} = \frac{1,056 \text{ g HA}}{8,65 \times 10^{-3} \text{ mol HA}} = 122 \text{ g/mol}$$

Exercício 5.21 Determine a Massa Molar de um Ácido por Titulação

Um ácido reage com NaOH de acordo com a equação iônica líquida.



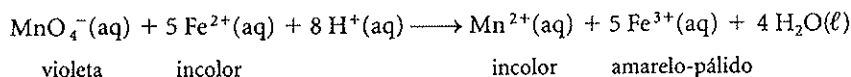
Calcule a massa molar de HA se 0,856 g do ácido necessitam de 30,08 mL de NaOH 0,323 M.

Titulações Que Utilizam Reações de Oxirredução

Reações de oxirredução (Seção 5.7) também podem ser usadas na análise química por titulação. Muitas dessas reações completam-se rapidamente em solução aquosa, e existem métodos para determinar seus pontos de equivalência.

Exemplo 5.16 Usando uma Reação de Oxirredução em uma Titulação

Problema • Deseja-se analisar um minério de ferro para determinar seu conteúdo de ferro. O ferro na amostra pode ser convertido quantitativamente em íon ferro(II), Fe^{2+} , em solução aquosa, e essa solução pode ser então titulada com permanganato de potássio aquoso, KMnO_4 . A equação iônica líquida balanceada para a reação que ocorre no decorrer dessa titulação é:



Uma amostra de 1,026-g do minério que contém ferro requer 24,35 mL de KMnO_4 0,0195 M para alcançar o ponto de equivalência. Qual é a porcentagem em massa de ferro no minério?

Estratégia • Já que conhecemos a concentração molar e o volume da solução KMnO_4 , a quantia de KMnO_4 usada na titulação pode ser calculada. Usando o fator estequiométrico, a quantia de KMnO_4 é relacionada à quantia de íon ferro(II). A quantia de ferro(II) é convertida em sua massa e a porcentagem em massa de ferro na amostra é determinada.

Solução • Primeiro, calcule a quantia de KMnO_4 :

$$\begin{aligned} c_{\text{KMnO}_4} \times V_{\text{KMnO}_4} &= \frac{0,0195 \text{ mol KMnO}_4}{\text{L}} \times 0,02435 \text{ L} \\ &= 0,000475 \text{ mol KMnO}_4 \end{aligned}$$

Use o fator estequiométrico para calcular a quantia de íon ferro(II):

$$0,000475 \text{ mol KMnO}_4 \times \frac{5 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol KMnO}_4} = 0,00237 \text{ mol Fe}^{2+}$$

A massa de ferro no minério pode agora ser calculada:

$$0,00237 \text{ mol Fe}^{2+} \times \frac{55,85 \text{ g Fe}^{2+}}{1 \text{ mol Fe}^{2+}} = 0,133 \text{ g Fe}^{2+}$$

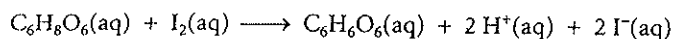
e finalmente a porcentagem em massa pode ser determinada:

$$\frac{0,133 \text{ g Fe}^{2+}}{1,026 \text{ g amostra}} \times 100\% = 12,9\% \text{ ferro}$$

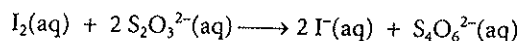
Comentário • Esta é uma reação analítica útil, porque é fácil detectar quando todo o ferro(II) reagiu. O íon MnO_4^- tem cor violeta intensa, mas quando reage com o Fe^{2+} a cor desaparece porque o produto da reação, o íon Mn^{2+} , é incolor. Assim, enquanto KMnO_4 é adicionado de uma bureta, a cor violeta desaparece enquanto as soluções se misturam. Quando todo o Fe^{2+} for convertido em Fe^{3+} , todo o KMnO_4 adicional dará à solução uma cor violeta permanente. Portanto, a solução KMnO_4 é adicionada da bureta até que a solução inicialmente incolor contendo Fe^{2+} torne-se ligeiramente violeta, sinal de que o ponto de equivalência foi alcançado.

Exercício 5.22 Usando uma Reação de Oxirredução em uma Titulação

A vitamina C, ácido ascórbico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$), é um agente redutor. Uma forma de determinar o índice de ácido ascórbico de uma amostra consiste em misturar o ácido com excesso de iodo:



e então titular o iodo, que *não* reagiu com o ácido ascórbico, com tiosulfato de sódio. A equação iônica líquida balanceada para a reação que ocorre no decorrer dessa titulação é:



Suponha que 50,00 mL de I_2 0,0520 M foram adicionados à amostra que contém o ácido ascórbico. Depois que a reação I_2 /ácido ascórbico foi completada, o I_2 não usado na reação precisou de 20,30 mL de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,196 M na titulação para atingir o ponto de equivalência. Calcule a massa de ácido ascórbico na amostra desconhecida.

Revisão dos Objetivos do Capítulo

Agora que você já estudou este capítulo, você deve perguntar a si mesmo se você atingiu os objetivos do capítulo. Especificamente, você deve ser capaz de

Compreender a natureza das substâncias iônicas dissolvidas em água

- Explicar a diferença entre eletrólitos e não eletrólitos e reconhecer exemplos de cada (Seção 5.1 e Figura 5.2).
- Predizer a solubilidade de compostos iônicos em água. (Seção 5.1 e Figura 5.3).
- Reconhecer quais íons são formados quando um composto ou um ácido iônico ou um ácido ou uma base dissolvem-se em água (Seções 5.1-5.3).

Reconhecer ácidos e bases comuns e compreender seu comportamento em solução aquosa (Seção 5.3 e Tabela 5.2)

- Conhecer os nomes e fórmulas de ácidos e bases comuns.
- Categorizar ácidos e bases como fortes ou fracos.

Reconhecer e escrever equações para os tipos comuns de reação em solução aquosa

- Prever os produtos de reações de precipitação (Seção 5.2), que envolvem a formação de um produto de reação insolúvel pela troca de ânions entre os cátions dos reagentes.
- Escrever equações iônicas líquidas e mostrar como chegar a essas equações para uma determinada reação (Seções 5.2 e 5.6).
- Prever os produtos das reações ácido-base que envolvem ácidos comuns e bases fortes (Seção 5.4).
- Compreender que a equação iônica líquida para a reação de um ácido forte com uma base forte é $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$ (Seção 5.4).
- Prever os produtos de reações formadoras de gases (Seção 5.5), as mais comuns das quais são aquelas entre um carbonato metálico e um ácido.
- Usar as ideias desenvolvidas nas Seções 5.2-5.7 como auxílio para reconhecer quatro dos tipos comuns de reação que ocorrem em solução aquosa e escrever equações balanceadas para essas reações (Seção 5.6).

Tipo de Reação	Força Motriz
Precipitação	Formação de um composto insolúvel
Ácido-base forte	Formação de um sal e água
Formadora de gás	Liberação de um gás tal como o CO_2
Oxirredução	Transferência de elétrons

Os três primeiros tipos de reação envolvem a troca de ânions entre os cátions envolvidos, e são portanto chamadas de reações da troca. O quarto tipo (reações redox) envolve transferência dos elétrons.

- Identificar reações reagente- e produto- favorecidas.

Reconhecer agentes oxidantes e redutores comuns e identificar reações de oxirredução

- Determinar os números de oxidação dos elementos em um composto e compreender que esses números representam a carga que um átomo tem, ou aparenta ter, quando os elétrons do composto são contados de acordo com um conjunto de regras (Seção 5.7).
- Identificar reações de oxirredução (reações redox) e identificar os agentes oxidante e redutor e as substâncias oxidadas e reduzidas na reação (Seção 5.7 e Tabelas 5.4 e 5.5).

Definir e usar molaridade na estequiometria de soluções

- Calcular a concentração de um soluto em uma solução em unidades de mols por litro (molaridade), e usar as concentrações em cálculos (Seção 5.8).
- Descrever como preparar uma solução de uma determinada molaridade a partir do soluto e de um solvente ou pela diluição de uma solução mais concentrada.
- Calcular o pH de uma solução que contém um ácido ou uma base forte e saber o que isso significa em termos da quantia relativa de íons hidrogênio na solução. Calcular a concentração de íons hidrogênio de uma solução a partir do pH (Seção 5.9).
- Resolver problemas de estequiometria usando a concentração de soluções (Seção 5.10).
- Explicar como é feita uma titulação, explicar o procedimento para a padronização, e calcular concentrações ou quantias de reagentes a partir dos dados da titulação (Seção 5.10).

Equações-chave

Equação 5.1 (página 176)

Definição da molaridade, uma medida da concentração de um soluto em uma solução.

$$\text{Concentração } (c_{\text{molaridade}}) = \frac{\text{quantia de soluto (mol)}}{\text{volume de solução (L)}}$$

Um forma útil dessa equação é :

$$\text{Quantia de soluto (mols)} = c_{\text{molaridade}} \times \text{volume de solução (L)}$$

Relacionado a essa equação está o “atalho” usado ao diluir uma solução concentrada para obter uma solução mais diluída. O produto entre a concentração e o volume de uma solução mais concentrada (c) deve ser igual àquele para a solução diluída (d).

$$c_c \times V_c = c_d \times V_d$$

Se quaisquer três desses parâmetros são conhecidos (digamos c_c , V_c e c_d), o quarto pode ser calculado (digamos, V_d).

Equação 5.2 (página 181)

O pH de uma solução é o logaritmo negativo da concentração de íons hidrogênio.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Equação 5.3 (página 182)

A equação para calcular a concentração de íons hidrogênio de uma solução a partir do pH da solução.

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Questões de Estudo

PRATICANDO HABILIDADES

Eletrólitos e Solubilidade dos Compostos

- O que é um eletrólito? Como você pode diferenciar experimentalmente um eletrólito fraco de um eletrólito forte? Dê um exemplo de cada.
- Qual composto ou compostos em cada um dos seguintes grupos você espera ser (serem) solúvel (solúveis) em água?
 - CuO , CuCl_2 e FeCO_3
 - AgI , Ag_3PO_4 e AgNO_3
 - K_2CO_3 , KI e KMnO_4
- Os compostos abaixo são solúveis em água. Que íons são produzidos por cada composto em solução aquosa?
 - KOH
 - K_2SO_4
 - LiNO_3
 - $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- Decida se cada um dos seguintes compostos é solúvel em água. Se for solúvel, diga quais são os íons produzidos.
 - Na_2CO_3
 - CuSO_4
 - NiS
 - BaBr_2

Reações de Precipitação

(Veja os Exemplos 5.2 e 5.3)

- Balanceie a equação para a seguinte reação de precipitação, e então escreva a equação iônica líquida. Indique o estado de cada espécie (s, l, aq, ou g).

$$\text{CdCl}_2 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 + \text{NaCl}$$
- Preveja os produtos de cada reação da precipitação, e balanceie a equação completa.
 - $\text{NiCl}_2(\text{aq}) + (\text{NH}_4)_2\text{S}(\text{aq}) \longrightarrow ?$
 - $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{NaOH} \longrightarrow ?$

Ácidos e Bases

(Veja os Exercícios 5.5 e 5.6)

- Escreva uma equação balanceada para a ionização do ácido nítrico na água.
- O ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ que é encontrado em determinadas plantas, pode fornecer dois íons hidrogênio

em água. Escreva equações balanceadas (como aquelas para o ácido sulfúrico na página 160) para mostrar como o ácido oxálico pode fornecer um e depois outro íon hidrogênio.

- Escreva uma equação balanceada para a reação do óxido de magnésio, um óxido básico, com água.

Reações de Ácidos e Bases

(Veja o Exemplo 5.4 e o Exercício 5.7)

- Complete e balanceie as seguintes reações ácido-base. Dê os nomes dos reagentes e produtos.
 - $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + \text{KOH}(\text{aq}) \longrightarrow$
 - $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{aq}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) \longrightarrow$

($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ é um ácido oxálico, capaz de doar 2 íons H^+).
- Escreva uma equação balanceada para a reação do hidróxido de bário com o ácido nítrico.

Escrevendo Equações Iônicas Líquidas

(Veja o Exemplo 5.3)

- Balanceie as seguintes equações, e então escreva as equações iônicas líquidas.
 - $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) \longrightarrow$
 $\text{CuCO}_3(\text{s}) + \text{NH}_4\text{NO}_3(\text{aq})$
 - $\text{Pb}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \longrightarrow \text{PbCl}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 - $\text{BaCO}_3(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \longrightarrow$
 $\text{BaCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CO}_2(\text{g})$
- Balanceie cada uma das seguintes equações, e depois escreva a equação iônica líquida. Mostre os estados para todos os reagentes produtos (s, l, g, aq).
 - A reação entre nitrato de prata e iodeto de potássio, formando iodeto de prata e nitrato de potássio.
 - A reação entre hidróxido de bário e ácido nítrico, formando nitrato de bário e água.
 - A reação entre fosfato de sódio e nitrato de níquel(II), formando fosfato de níquel(II) e nitrato de sódio.

Reações Formadoras de Gases

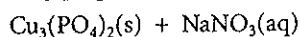
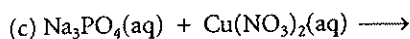
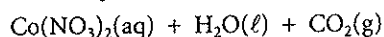
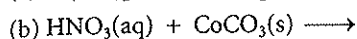
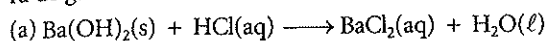
(Veja o Exemplo 5.5)

- A siderita é um mineral que consiste na maior parte em carbonato do ferro(II). Escreva uma equação global balanceada para a reação do mineral com ácido nítrico, e dê o nome de cada reagente e produto.

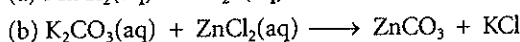
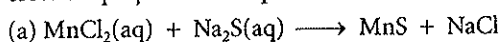
Tipos de Reações em Solução Aquosa

(Veja o Exercício 5.8 e o Exemplo 5.8)

15. Balanceie as seguintes reações e depois classifique cada uma delas como precipitação, ácido-base ou formadora de gás.

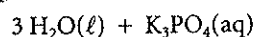
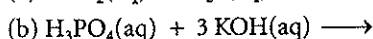
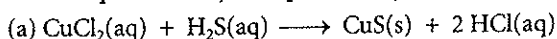


16. Balanceie as equações seguintes e, então, classifique cada uma delas como de precipitação, ácido-base, ou formadora de gás. Mostre os estados para os produtos (s, l, g, aq) e então balanceie a equação completa. Escreva a equação iônica líquida.



Reações com Formação Favorecida de Produtos ou Reagentes

17. Qual característica de cada uma das seguintes reações faz com que a formação de produto seja favorecida?



Números de Oxidação

(Veja o Exemplo 5.6)

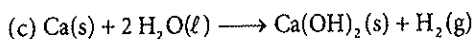
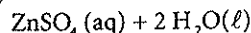
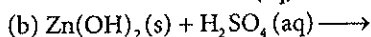
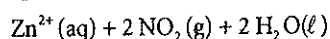
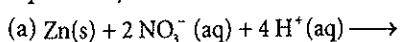
18. Determine o número de oxidação de cada elemento nos seguintes íons ou compostos:



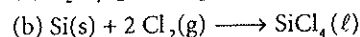
Reações de Oxirredução

(Veja o Exemplo 5.7)

19. Duas das seguintes reações são reações de oxirredução. Quais são? Explique sua resposta em cada caso. Classifique a reação restante.



20. Em cada uma das seguintes reações, decida qual reagente é oxidado e qual é reduzido. Aponte o agente oxidante e o agente redutor.



Concentração de Soluções

(Veja o Exemplo 5.9)

21. Se 6,73 g de Na_2CO_3 forem dissolvidos em água suficiente para obter 250 mL de solução, qual será a concentração molar de carbonato de sódio? Quais serão as concentrações molares dos íons Na^+ e CO_3^{2-} ?
22. Qual é a massa de soluto, em gramas, de soluto em 250 mL de uma solução 0,0125M de KMnO_4 ?
23. Que volume de NaOH 0,123 M, em mililitros, contém 25,0 g de NaOH ?
24. Para cada uma das soluções, identifique os íons que existem em solução aquosa e especifique a concentração de cada um deles.
- (a) 0,25 M $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- (b) 0,123 M Na_2CO_3
- (c) 0,056 M HNO_3

Preparação de Soluções

(Veja o Exercício 5.14 e o Exemplo 5.10)

25. Uma experiência em seu laboratório requer exatamente 500 mL de uma solução de Na_2CO_3 0,0200 M. Você recebe Na_2CO_3 sólido, água destilada e um balão volumétrico de 500 mL. Descreva como preparar a solução requerida.
26. Se você diluir 25,0 mL de ácido clorídrico 1,50 M a 500 mL qual será a concentração molar do ácido diluído?
27. Qual dos seguintes métodos você se usaria para preparar 1,00 litro de H_2SO_4 0,125 M?
- (a) Diluir 20,8 mL de H_2SO_4 6,00 M a um volume de 1,00 L.
- (b) Adicionar 950 mL de água a 50,0 mL de H_2SO_4 3,00 M.

pH

(Veja o Exemplo 5.11)

28. Um vinho de mesa tem um pH de 3,40. Qual é a concentração de íon hidrogênio no vinho? Ele é ácido ou básico?
29. Qual é a concentração de íon hidrogênio em uma solução 0,0013 M de HNO_3 ? Qual é seu pH?
30. Fazer as seguintes conversões. Em cada caso, diga se a solução é ácida ou básica.

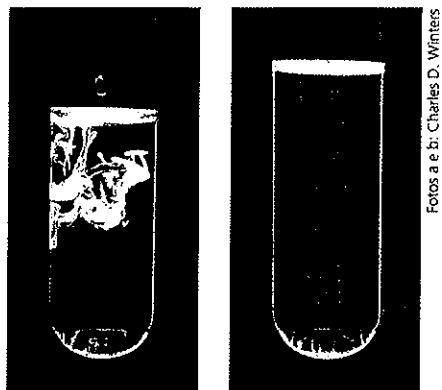
	pH	$[\text{H}^+]$
(a)	1,00	_____
(b)	10,50	_____
(c)	_____	$1,3 \times 10^{-5} \text{ M}$
(d)	_____	$2,3 \times 10^{-8} \text{ M}$

Estequiometria das Reações em Solução

(Veja o Exemplo 5.12)

31. Que volume de HNO_3 0,109 M, em mililitros, é necessário para reagir completamente com 2,50 g de Ba(OH)_2 ?
- $$2 \text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{Ba(OH)}_2(\text{s}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{Ba(NO}_3)_2(\text{aq})$$
32. Quando uma corrente elétrica é passada através de uma solução aquosa de NaCl , $\text{H}_2(\text{g})$, $\text{Cl}_2(\text{g})$, e NaOH , todos os produtos químicos industriais valiosos são produzidos.
- $$2 \text{NaCl}(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{NaOH}(\text{aq})$$
- Que massa de NaOH pode ser produzida a partir de 15,0 L de NaCl 0,35 M? Que massa de cloro pode ser obtida?
33. No processo de revelação fotográfica, o brometo de prata é dissolvido pela adição de tiosulfato de sódio:
- $$\text{AgBr}(\text{s}) + 2 \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{Na}_3\text{Ag(S}_2\text{O}_3)_2(\text{aq}) + \text{NaBr}(\text{aq})$$

Se você quiser dissolver 0,225 g de AgBr , que volume de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,0138 M, em mililitros, deve ser usado?



(a)

(b)

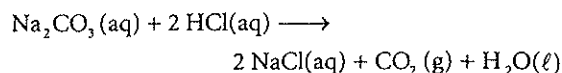
A química da prata. (a) Um precipitado de AgBr é formado pela adição de $\text{AgNO}_3(\text{aq})$ a $\text{KBr}(\text{aq})$. (b) Ao adicionar $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{aq})$, tiosulfato de sódio, o AgBr sólido dissolve-se.

34. Que volume de $\text{Pb(NO}_3)_2$ 0,750 M, em mililitros, é necessário para reagir completamente com 1,00 L da solução de NaCl 2,25 M? A equação balanceada é:
- $$\text{Pb(NO}_3)_2(\text{aq}) + 2 \text{NaCl}(\text{aq}) \longrightarrow \text{PbCl}_2(\text{s}) + 2 \text{NaNO}_3(\text{aq})$$

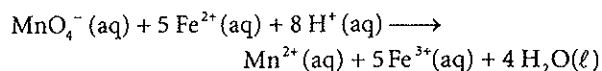
Titulações

(Veja os Exemplos 5.13-5.16)

35. Que volume de HCl 0,812 M, em mililitros, é necessário para titular 1,45 g de NaOH até o ponto de equivalência?
- $$\text{NaOH}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{NaCl}(\text{aq})$$
36. Se 38,55 mL de HCl forem usados para titular 2,150 g de Na_2CO_3 de acordo com a equação abaixo, qual é a molaridade do HCl ?



37. Você tem 0,954 g de um ácido desconhecido, H_2A , que reage com NaOH de acordo com a equação balanceada:
- $$\text{H}_2\text{A}(\text{aq}) + 2 \text{NaOH}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Na}_2\text{A}(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$$
- Se 36,04 mL de NaOH 0,509 M forem gastos para titular o ácido até o ponto de equivalência, qual é a massa molar do ácido?
38. Para analisar um composto que contém ferro, converte-se todo o ferro a Fe^{2+} em solução aquosa e, então, titula-se a solução com o KMnO_4 padronizado. A equação iônica líquida balanceada é:



Uma amostra de 0,598 -g do composto que contém ferro requer 22,25 mL de KMnO_4 0,0123 M para atingir o ponto de equivalência da titulação. Qual é a porcentagem em massa de ferro na amostra?

QUESTÕES GERAIS

Estas questões não são designadas quanto ao tipo ou da posição no capítulo. Elas podem combinar diversos capítulos.

39. Dê a fórmula para os seguintes compostos:
- um composto solúvel contendo o íon brometo
 - um hidróxido insolúvel
 - um carbonato insolúvel
 - um composto solúvel contendo nitrato
40. Quais dos seguintes sais de cobre(II) são solúveis em água e quais são insolúveis: $\text{Cu(NO}_3)_2$, CuCO_3 , $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$, CuCl_2 ?
41. Identifique o íon ou os íons espectadores na reação do ácido nítrico e o hidróxido de magnésio e escreva a equação iônica líquida:
- $$2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{Mg(OH)}_2(\text{s}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{NO}_3^-(\text{aq})$$
42. O bromo é obtido da água do mar através da seguinte reação:
- $$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{NaBr}(\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{Br}_2(\ell)$$
- Quem foi oxidado? Quem foi reduzido?
 - Identifique os agentes oxidante e redutor.
 - Que massa de Cl_2 é necessária para reagir completamente com 125 mL de NaBr 0,153 M?
43. Qual contém a maior massa de soluto: 1 litro de NaCl 0,1 M ou 1 litro de Na_2CO_3 0,06 M?
44. Você tem um frasco de Na_2CO_3 sólido e um balão volumétrico de 500 mL. Explique como se pode preparar uma solução 0,20 M de carbonato de sódio.