

# Capítulo 4

## Reações em soluções aquosas e estequiometria de soluções

**P**raticamente dois terços de nosso planeta são cobertos por água, a substância mais abundante no organismo. Sendo a água tão comum, temos a tendência de considerar triviais suas propriedades químicas e físicas. Entretanto, veremos repetidamente por todo o livro que ela possui muitas propriedades não-usuais, essenciais à vida na Terra.

Uma das propriedades mais importantes da água é a capacidade de dissolução de grande variedade de substâncias. Por essa razão, a água, na natureza, quer seja a mais pura água potável de uma torneira ou de uma fonte límpida da montanha, contém invariavelmente vasto número de substâncias dissolvidas. As soluções nas quais a água é o solvente são chamadas **soluções aquosas**.

Muitas das reações químicas que ocorrem em nós e ao nosso redor envolvem substâncias dissolvidas em água. Os nutrientes dissolvidos no sangue são transportados para as células, onde participam de reações que ajudam a nos manter vivos. As peças dos automóveis enferrujam quando ficam em contato freqüente com soluções aquosas que contêm várias substâncias dissolvidas. Cavernas maravilhosas de calcário (Figura 4.1) são formadas pela ação de dissolução da água subterrânea que contém dióxido de carbono,  $\text{CO}_2(aq)$ :



Vimos no Capítulo 3 alguns exemplos de tipos de reações químicas e como estas são descritas. Neste capítulo continuaremos examinando essas reações nos atendendo às soluções aquosas. Grande parte das reações químicas importantes ocorre em soluções aquosas, sendo necessário entender o vocabulário e os conceitos usados para descrever e compreender esse assunto. Além disso, ampliaremos os conceitos de estequiometria aprendidos no Capítulo 3 abordando a forma de expressar as concentrações de soluções e de usá-las.

### 4.1 Propriedades gerais das soluções aquosas

**Solução** é uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias. (Seção 1.2) A substância presente em maior quantidade é normalmente chamada **solvente**. As outras substâncias na solução são conhecidas como **solutos**, e dizemos que elas estão dissolvidas no solvente. Quando uma pequena quanti-

#### ► O que está por vir ◀

- Começamos examinando a natureza das substâncias dissolvidas em água, se existem em água na forma de íons, de moléculas ou de uma mistura das duas. Essa informação é necessária para que se entenda a natureza dos reagentes em soluções aquosas.
- Três tipos principais de processos ocorrem em solução aquosa: reações de precipitação, de ácido-base e de oxirredução.
- Reações de precipitação são aquelas nas quais reagentes solúveis geram um produto insolúvel.
- Reações ácido-base são aquelas em que íons  $\text{H}^+$  são transferidos entre os reagentes.
- Reações de oxirredução são aquelas nas quais elétrons são transferidos entre os reagentes.
- Reações entre íons podem ser representadas por *equações iônicas* que mostram, por exemplo, como os íons podem se combinar para formar precipitados, ou como são removidos da solução ou mudam de alguma outra maneira.
- Depois de examinar os tipos comuns de reações químicas e como estas são reconhecidas e descritas, abordaremos como as **concentrações** de soluções podem ser expressas.
- Concluímos o capítulo examinando como os conceitos de estequiometria e concentração podem ser usados para determinar as quantidades e concentrações de várias substâncias.

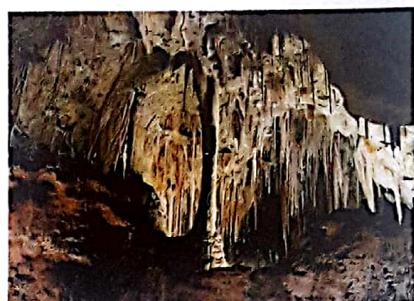
dade de cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ) é dissolvida em grande quantidade de água; por exemplo, a água é o solvente, e o cloreto de sódio, o soluto.

### Propriedades eletrolíticas

Imagine-se preparando duas soluções aquosas — uma dissolvendo uma colher de chá de sal de cozinha (cloreto de sódio) em uma xícara de água, e outra dissolvendo uma colher de açúcar refinado (sacarose) em uma xícara de água. Ambas as soluções são límpidas e incolores. Em que elas diferem? Uma diferença, que não é imediatamente óbvia, é a respeito de suas condutividades elétricas: a solução de sal é boa condutora de eletricidade, enquanto a solução de açúcar não é.

Pode-se determinar se uma solução conduz ou não eletricidade usando-se um dispositivo como o mostrado na Figura 4.2. Para acender a lâmpada, a corrente elétrica deve fluir entre os dois eletrodos imersos na solução. Apesar de a água por si só não ser um bom condutor de eletricidade, a presença de íons faz com que as soluções aquosas sejam bons condutores. Os íons transportam carga elétrica de um eletrodo para outro, fechando o circuito. Portanto, a condutividade das soluções de  $\text{NaCl}$  indica a presença de íons na solução, e a falta de condutividade da sacarose, a ausência de íons. Quando  $\text{NaCl}$  se dissolve em água, a solução contém íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ , cada um rodeado por moléculas de água. Quando a sacarose ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) se dissolve em água, a solução contém apenas moléculas neutras de sacarose rodeadas por moléculas de água.

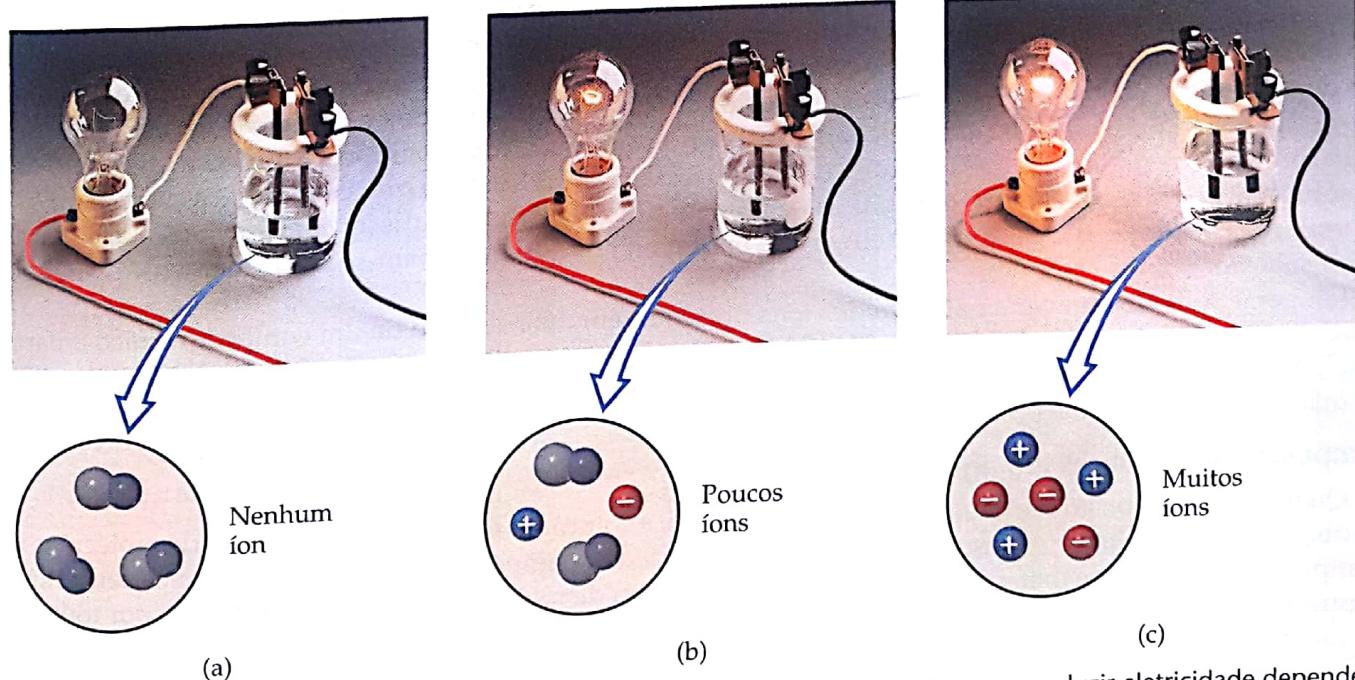
Uma substância (como  $\text{NaCl}$ ) cujas soluções aquosas contêm íons é chamada **eletrólito**. Uma substância (como  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) que não forma íons em solução é chamada **não-eletrólito**. A diferença entre  $\text{NaCl}$  e  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  deve-se em grande parte ao fato de o  $\text{NaCl}$  ser iônico, enquanto  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  é molecular.



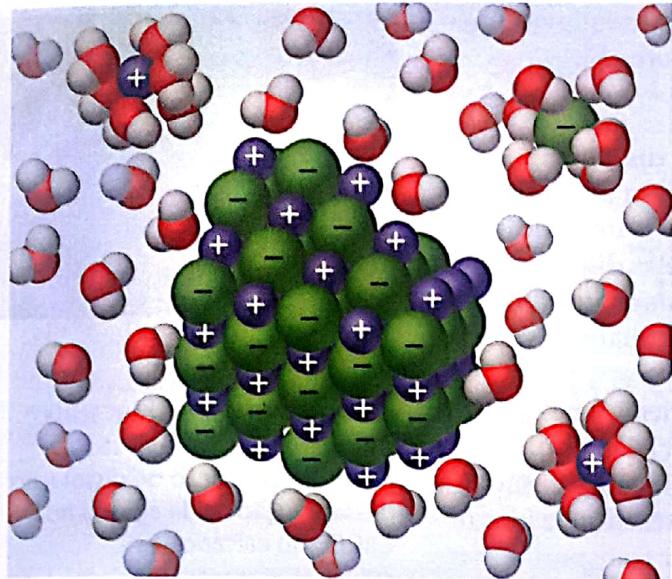
**Figura 4.1** Quando o  $\text{CO}_2$  se dissolve em água, a solução resultante é ligeiramente ácida. As cavernas de calcário são formadas pela ação de dissolução dessa solução ácida agindo no  $\text{CaCO}_3$  do calcário.

**MODELOS 3-D**  
Cloreto de sódio, Sacarose

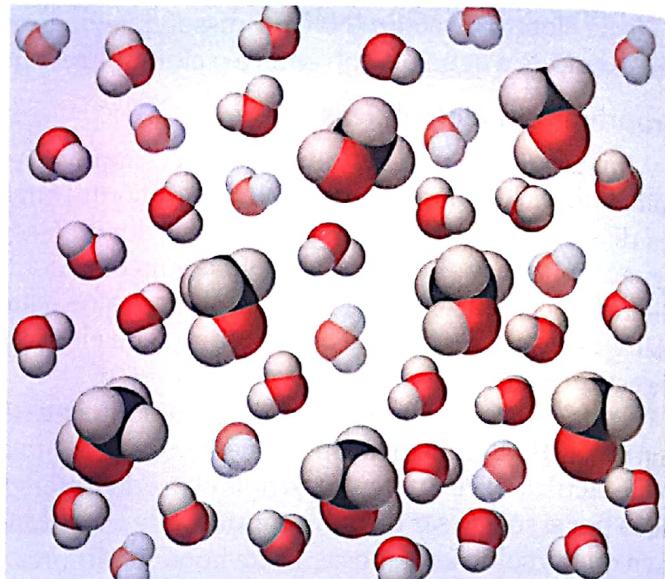
**ANIMAÇÃO**  
Eletrólitos e não-eletrólitos



**Figura 4.2** Dispositivo para detectar íons em solução. A capacidade de uma solução para conduzir eletricidade depende do número de íons que ela contém. (a) Uma solução de não-eletrólitos não contém íons e a lâmpada não acende. (b e c) Uma solução de eletrólitos contém íons que servem como transportadores de carga e fazem com que a luz acenda. Se a solução contém poucos íons, a lâmpada apresenta brilho fraco, como em (b). Se a solução contém muitos íons, a lâmpada brilha intensamente, como em (c).



(a)



(b)

**Figura 4.3** (a) Dissolução de um composto iônico. Quando um composto iônico se dissolve em água, as moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  separam, circulam e dispersam os íons no líquido. (b) O metanol,  $\text{CH}_3\text{OH}$ , um composto molecular, dissolve-se sem formar íons. As moléculas do metanol podem ser encontradas nas esferas pretas, que representam os átomos de carbono. Tanto no item (a) como no (b), as moléculas de água foram afastadas para que as partículas do soluto sejam vistas mais nitidamente.

**ANIMAÇÃO**

Dissolução do NaCl em água

### Compostos iônicos em água

Lembre-se da Seção 2.7 e, principalmente, da Figura 2.23 — o NaCl constitui-se de um arranjo ordenado de íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ . Quando NaCl se dissolve em água, cada íon se separa da estrutura cristalina e se dispersa por toda a solução, como mostrado na Figura 4.3 (a). O sólido iônico dissocia-se em seus íons constituintes à medida que se dissolve.

A água é um solvente muito eficaz para compostos iônicos. Apesar de ser uma molécula eletricamente neutra, um dos lados da molécula (o átomo de O) é rico em elétrons e possui carga parcial negativa. O outro lado (os átomos de H) tem carga parcial positiva. Os íons positivos (cátions) são atraídos pelo lado negativo de  $\text{H}_2\text{O}$ , e os íons negativos (ânions) são atraídos pelo lado positivo. À medida que um composto iônico se dissolve, os íons ficam rodeados de moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  como mostrado na Figura 4.3 (a). Esse processo ajuda a estabilizar os íons em solução e previne que cátions e ânions se combinem novamente. Além disso, como os íons e suas camadas circundantes de moléculas de água podem se mover livremente, os íons tornam-se uniformemente dispersos por toda a solução.

Em geral podemos prever a natureza dos íons presentes em uma solução de um composto iônico a partir do nome químico da substância. Sulfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ), por exemplo, dissocia-se em íons sódio ( $\text{Na}^+$ ) e íons sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ ). Você deve ter em mente as fórmulas e as cargas dos íons comuns (Tabelas 2.4 e 2.5) para entender as formas nas quais um composto iônico existe em solução aquosa.

### Compostos moleculares em água

Quando um composto molecular se dissolve em água, a solução normalmente compõe-se de moléculas intactas dispersas pela solução. Conseqüentemente, a maioria dos compostos moleculares são não-eletrólitos. Por exemplo, uma solução de metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) em água é inteira de moléculas de  $\text{CH}_3\text{OH}$  dispersas por toda a água [Figura 4.3 (b)].

Entretanto, existem algumas substâncias moleculares cujas soluções aquosas contêm íons. A mais importante destas são os ácidos. Por exemplo, quando  $\text{HCl}(g)$  se dissolve em água para formar ácido clorídrico,  $\text{HCl}(aq)$ , ele ioniza-se ou separa-se em íons  $\text{H}^+(aq)$  e  $\text{Cl}^-(aq)$ .

### Eletrólitos fortes e fracos

Há duas categorias de eletrólitos, fortes e fracos, que diferem na extensão de condução de electricidade. Os **eletrólitos fortes** são os solutos que existem em solução totalmente ou quase total como íons. Essencialmente todos os compostos iônicos solúveis (como NaCl) e alguns compostos moleculares (como

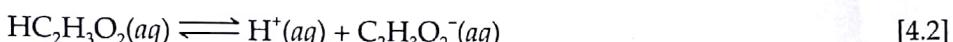
**FILME**

Eletrólitos fortes e fracos

HCl) são eletrólitos fortes. Os eletrólitos fracos são os solutos que existem em solução, na maioria das vezes, na forma de moléculas com apenas uma pequena fração na forma de íons. Por exemplo, em uma solução de ácido acético ( $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ ) a maioria do soluto está presente como moléculas de  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ . Apenas uma pequena fração de  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  está presente como íons  $\text{H}^+(aq)$  e  $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(aq)$ .

Devemos ter muito cuidado para não confundir a extensão na qual um eletrólito se dissolve com sua classificação como forte ou fraco. Por exemplo,  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  é extremamente solúvel em água, mas é um eletrólito fraco. O  $\text{Ba(OH)}_2$ , por outro lado, não é muito solúvel, mas a quantidade de substância que se dissolve dissocia-se quase completamente, portanto o  $\text{Ba(OH)}_2$  é um eletrólito forte.

Quando um eletrólito fraco, como o ácido acético, ioniza-se em solução, escrevemos a reação da seguinte maneira:



A seta dupla significa que a reação pode ocorrer em ambos os sentidos. Em determinado momento, algumas moléculas de  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  são ionizadas para formar  $\text{H}^+$  e  $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ . Ao mesmo tempo, os íons  $\text{H}^+$  e  $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$  combinam-se novamente para formar  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ . O balanço entre esses processos opostos determina os números relativos de íons e moléculas neutras. Ele também produz um estado de **equilíbrio químico** que varia de um eletrólito fraco para outro. O equilíbrio químico é extremamente importante e dedicaremos os capítulos 15 a 17 para examiná-lo em detalhes.

Os químicos usam a seta dupla para representar a ionização de eletrólitos fracos e uma seta única para ionização de eletrólitos fortes. Uma vez que o HCl é um eletrólito forte, escrevemos a equação para a ionização do HCl como segue:



A seta única indica que os íons  $\text{H}^+$  e  $\text{Cl}^-$  não têm tendência de se combinar novamente em água para formar moléculas de HCl.

Nas seções posteriores começamos a olhar com mais detalhes como podemos usar a composição de um composto para prever se ele é um eletrólito forte, se é fraco ou um não-eletrólito. Para o momento, é importante lembrar apenas que *compostos iônicos solúveis são eletrólitos fortes*. Identificamos os compostos iônicos como sendo os constituintes de metais e não-metais (como  $\text{NaCl}$ ,  $\text{FeSO}_4$  e  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ), ou compostos contendo o íon amônio,  $\text{NH}_4^+$  (como  $\text{NH}_4\text{Br}$  e  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ).

#### COMO FAZER 4.1

O diagrama à direita representa uma solução de um dos seguintes compostos:  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{KCl}$  ou  $\text{K}_2\text{SO}_4$ . Qual solução é mais bem representada pelo diagrama?

**Solução** O diagrama mostra duas vezes mais cátions que ânions, consistente com a fórmula  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

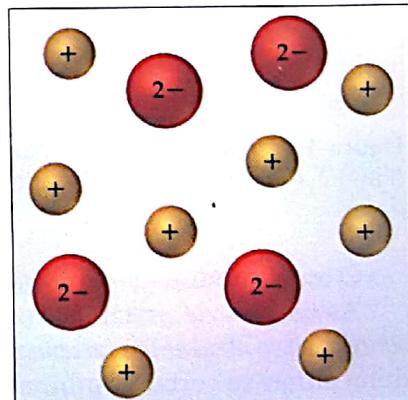
#### PRATIQUE

Se você tivesse que desenhar um diagrama (como o mostrado à direita) representando as soluções aquosas de cada um dos seguintes compostos iônicos, quantos ânions você mostraria se o diagrama tivesse seis cátions? (a)  $\text{NiSO}_4$ ; (b)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ; (c)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ; (d)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

**Respostas:** (a) 6; (b) 12; (c) 2; (d) 9.



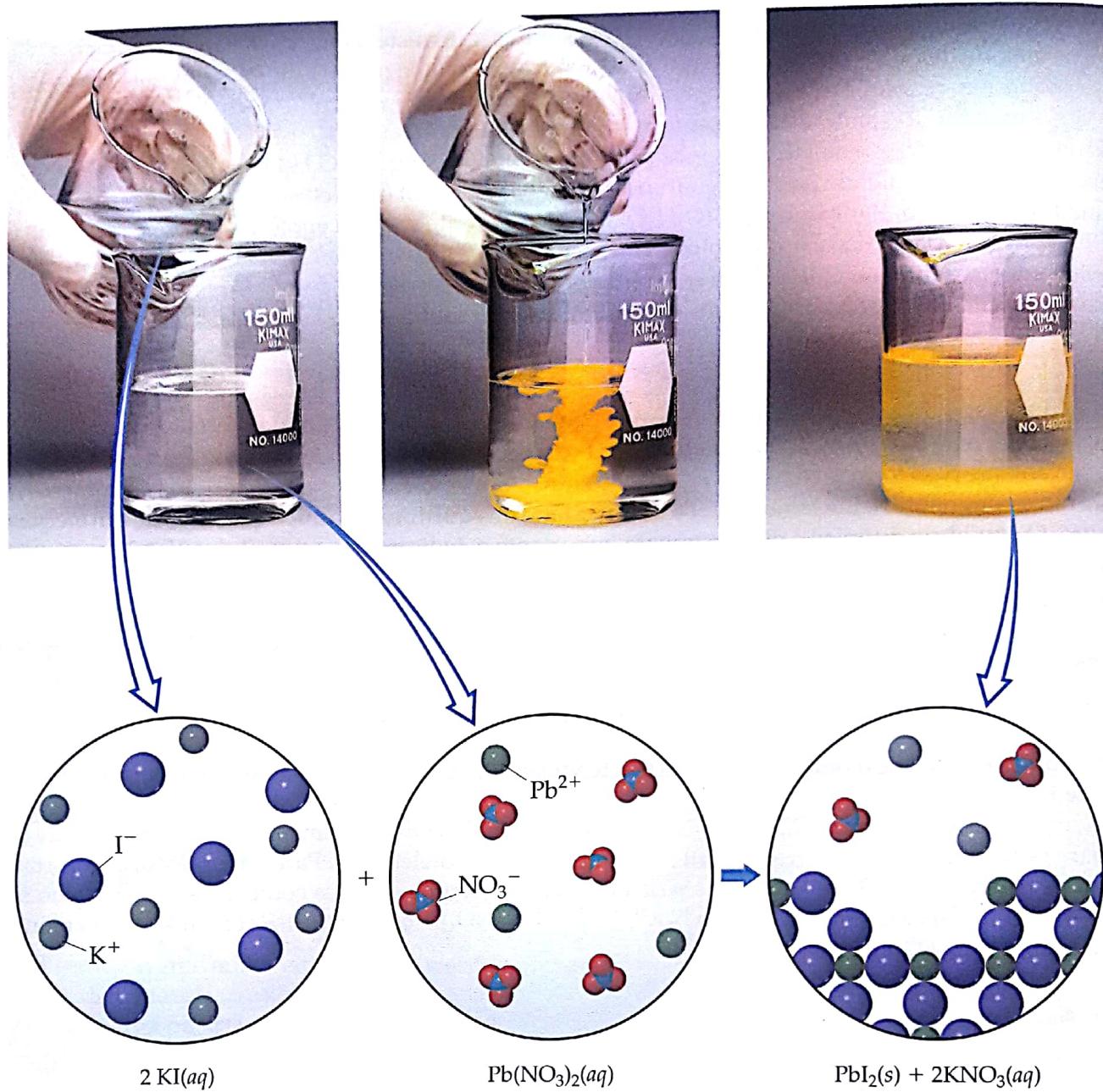
MODELOS 3-D  
HCl, Ácido acético



## 4.2 Reações de precipitação

A Figura 4.4 mostra duas soluções límpidas sendo misturadas, uma contendo nitrato de chumbo ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ) e a outra, iodeto de potássio ( $\text{KI}$ ). A reação entre esses dois solutos dá origem a um produto amarelo insolúvel. As reações que resultam na formação de um produto insolúvel são conhecidas como **reações de precipitação**. Um precipitado é um sólido insolúvel formado por uma reação em solução. Na Figura 4.4 o precipitado é iodeto de chumbo ( $\text{PbI}_2$ ), um composto que tem solubilidade muito baixa em água:





**Figura 4.4** A adição de uma solução incolor de iodeto de potássio (KI) a uma solução incolor de nitrato de chumbo ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ) produz um precipitado amarelo de iodeto de chumbo ( $\text{PbI}_2$ ) que se assenta lentamente no fundo do bêquer.

O outro produto dessa reação, nitrato de potássio, permanece em solução.

As reações de precipitação ocorrem quando *certos pares de íons de cargas contrárias se atraem tão fortemente que formam um sólido iônico insolúvel*. Para determinar se certas combinações de íons formam compostos insolúveis, devemos levar em conta algumas diretrizes ou regras que dizem respeito às solubilidades de compostos iônicos comuns.

### Regras de solubilidades para compostos iônicos

**Solubilidade** de uma substância é a quantidade dessa substância que pode ser dissolvida em certas quantidades de solvente. Apenas  $1,2 \times 10^{-3}$  mol de  $\text{PbI}_2$  dissolve-se em um litro de água a  $25^\circ\text{C}$ . Em nossos estudos, qualquer substância com solubilidade menor que 0,01 mol/L será considerada *insolúvel*. Nesses casos, a atração entre os íons de cargas contrárias no sólido é muito grande para a molécula de água separá-los por uma extensão considerável, e a substância permanece não dissolvida na totalidade.

Infelizmente não existem regras baseadas em propriedades físicas simples tais como cargas iônicas para nos guiar na determinação de um composto iônico em particular ser solúvel ou não. Entretanto, observações experimentais têm nos levado a regras para previsão da solubilidade de compostos iônicos. Por exemplo, os experimentos mostram que todos os compostos iônicos comuns que contêm o ânion nitrito,  $\text{NO}_3^-$ , são solúveis em água.



**FILME**  
Reações de precipitação

A Tabela 4.1 resume as regras de solubilidade para compostos iônicos comuns. Ela está organizada de acordo com o ânion no composto, mas revela muitos princípios importantes sobre cátions. Observe que todos os compostos iônicos comuns de íons de metais alcalinos (grupo 1A da tabela periódica) e de íons amônio ( $\text{NH}_4^+$ ) são solúveis em água.

TABELA 4.1 Regras de solubilidade em água para compostos iônicos comuns

Compostos iônicos solúveis		Exceções importantes
Compostos contendo		
	$\text{NO}_3^-$	Nenhuma
	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	Nenhuma
	$\text{Cl}^-$	Compostos de $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ e $\text{Pb}^{2+}$
	$\text{Br}^-$	Compostos de $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ e $\text{Pb}^{2+}$
	$\Gamma$	Compostos de $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ e $\text{Pb}^{2+}$
	$\text{SO}_4^{2-}$	Compostos de $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ e $\text{Pb}^{2+}$
Compostos iônicos insolúveis		Exceções importantes
Compostos contendo		
	$\text{S}^{2-}$	Compostos de $\text{NH}_4^+$ dos cátions de metais alcalinos e $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ e $\text{Ba}^{2+}$
	$\text{CO}_3^{2-}$	Compostos de $\text{NH}_4^+$ e dos cátions de metais alcalinos
	$\text{PO}_4^{3-}$	Compostos de $\text{NH}_4^+$ e dos cátions de metais alcalinos
	$\text{OH}^-$	Compostos dos cátions de metais alcalinos e $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ e $\text{Ba}^{2+}$

## COMO FAZER 4.2

Classifique os seguintes compostos iônicos como solúveis ou insolúveis em água: (a) carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ); (b) sulfato de chumbo ( $\text{PbSO}_4$ ).

### Solução

**Análise:** dados os nomes e fórmulas de dois compostos iônicos, pede-se determinar se eles serão solúveis ou insolúveis em água.

**Planejamento:** podemos usar a Tabela 4.1 para responder à pergunta, mas precisamos prestar atenção nos ânions de cada composto porque a tabela é organizada por ânions.

**Resolução:** (a) De acordo com a Tabela 4.1, a maioria dos carbonatos é insolúvel, mas carbonatos de cátions de metais alcalinos (como o íon sódio) são uma exceção à regra; portanto, são solúveis.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  é solúvel em água.

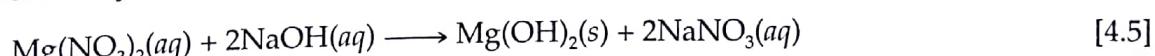
(b) A Tabela 4.1 indica que apesar de a maioria dos sulfatos ser solúvel, o sulfato de  $\text{Pb}^{2+}$  é uma exceção.  $\text{PbSO}_4$  é insolúvel em água.

### PRATIQUE

Classifique os seguintes compostos como solúveis ou insolúveis em água: (a) hidróxido de cobalto(II); (b) nitrato de bário; (c) fosfato de amônio.

**Resposta:** (a) insolúvel; (b) solúvel; (c) solúvel.

Para determinar se um precipitado é formado quando misturamos soluções aquosas de dois eletrólitos fortes, devemos (1) observar os íons presentes nos reagentes, (2) considerar as possíveis combinações de cátions e ânions e (3) usar a Tabela 4.1 para determinar se alguma dessas combinações é insolúvel. Por exemplo, se formará um precipitado quando soluções de  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{NaOH}$  são misturadas? Como tanto o  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  quanto o  $\text{NaOH}$  são composto quando soluções de  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{NaOH}$  são misturadas? Como tanto o  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  quanto o  $\text{NaOH}$  são compostos iônicos solúveis, ambos são eletrólitos fortes. A mistura de  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2(aq)$  e de  $\text{NaOH}(aq)$  primeiro produz uma solução contendo os íons  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{Na}^+$  e  $\text{OH}^-$ . Algum dos cátions vai interagir com algum dos ânions para formar um composto insolúvel? Além dos reagentes, as outras possibilidades de interação são  $\text{Mg}^{2+}$  com  $\text{OH}^-$  e  $\text{Na}^+$  com  $\text{NO}_3^-$ . Pela Tabela 4.1 vemos que  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  é insolúvel e formará um precipitado; entretanto,  $\text{NaNO}_3$  é solúvel, logo  $\text{Na}^+$  e  $\text{NO}_3^-$  permanecerão em solução. A equação balanceada para a reação de precipitação é:



## Reações de dupla troca (metáteses)<sup>1</sup>

Observe na Equação 4.5 que os cátions nos dois reagentes trocam ânions — o  $Mg^{2+}$  termina com o  $OH^-$  e o  $Na^+$  termina com o  $NO_3^-$ . As fórmulas químicas dos produtos são baseadas nas cargas dos íons — são necessários dois íons  $OH^-$  para produzir um composto neutro com o  $Mg^{2+}$  e um  $NO_3^-$  para produzir um composto neutro com o  $Na^+$ .

(Seção 2.7) A equação só pode ser balanceada depois da determinação das fórmulas químicas dos produtos.

As reações nas quais íons positivos e negativos parecem trocar contra-íons obedecem à seguinte equação geral:



Exemplo:



Tais reações são conhecidas como **reações de dupla troca**, ou **reações de metátese**. Reações de precipitação obedecem a esse padrão, bem como muitas reações ácido-base, como veremos na Seção 4.3.

### CÓMO FAZER 4.3

(a) Determine qual o precipitado que se forma quando as soluções de  $BaCl_2$  e  $K_2SO_4$  são misturadas. (b) Escreva a equação química balanceada para a reação.

#### Solução

**Análise:** dados dois reagentes iônicos, pede-se determinar o produto insolúvel que eles formam.

**Planejamento:** precisamos anotar os íons presentes nos reagentes e trocar os ânions entre os dois cátions. Depois de escritas as fórmulas químicas para esses produtos, podemos usar a Tabela 4.1 para determinar qual é insolúvel em água. Conhecer os produtos também nos permite escrever a equação balanceada para a reação.

**Resolução:** (a) Os reagentes contêm os íons  $Ba^{2+}$ ,  $Cl^-$ ,  $K^+$  e  $SO_4^{2-}$ . Se trocamos os ânions teremos  $BaSO_4$  e  $KCl$ . De acordo com a Tabela 4.1, a maioria dos compostos de  $SO_4^{2-}$  é solúvel, mas a de  $Ba^{2+}$  não é. Logo,  $BaSO_4$  é insolúvel e precipitará da solução. O  $KCl$ , ao contrário, é solúvel.

(b) Do item (a) sabemos as fórmulas químicas dos produtos,  $BaSO_4$  e  $KCl$ . A equação balanceada mostrando as fases é



#### PRATIQUE

(a) Qual o composto que precipita quando as soluções de  $Fe_2(SO_4)_3$  e  $LiOH$  são misturadas? (b) Escreva uma equação balanceada para a reação. (c) Misturando as soluções de  $Ba(NO_3)_2$  e  $KOH$ , haverá formação de precipitado?

**Respostas:** (a)  $Fe(OH)_3$ ; (b)  $Fe_2(SO_4)_3(aq) + 6LiOH(aq) \longrightarrow 2Fe(OH)_3(s) + 3Li_2SO_4(aq)$ ; (c) não (ambos os produtos possíveis são solúveis em água).

## Equações iônicas

Ao escrever equações químicas para reações em solução aquosa, é útil indicar explicitamente se as substâncias dissolvidas estão presentes na maior parte como íons ou como moléculas. Vamos considerar a reação de precipitação entre  $Pb(NO_3)_2$  e  $2KI$ , mostrada anteriormente na Figura 4.4:



Uma equação escrita dessa forma, mostrando as fórmulas químicas completas dos reagentes e produtos, é chamada **equação molecular** porque mostra as fórmulas químicas dos reagentes e produtos sem indicar seu caráter iônico. Como  $Pb(NO_3)_2$ ,  $KI$  e  $KNO_3$  são todos compostos iônicos solúveis e, portanto, eletrólitos fortes, podemos escrever a equação química para indicar explicitamente os íons que estão em solução:



Uma equação escrita dessa forma, com todos os eletrólitos fortes solúveis mostrados como íons, é conhecida como **equação iônica completa**.

Observe que os  $K^+(aq)$  e  $NO_3^-(aq)$  aparecem dos dois lados da Equação 4.7. Os íons que aparecem em formas idênticas, juntos tanto dos reagentes quanto dos produtos de uma reação iônica completa, são chamados **íons espectadores**. Eles estão presentes, mas não têm papel direto na reação. Quando os íons espectadores são omitidos na equação (eles cancelam-se como grandezas algébricas), dizemos que temos a **equação iônica simplificada**:



<sup>1</sup> Palavra de origem grega que significa ‘troca’.

Uma equação iônica simplificada inclui apenas os íons e moléculas envolvidos diretamente na reação. A carga na reação é conservada; logo, a soma das cargas dos íons deve ser a mesma em ambos os lados de uma equação iônica simplificada e balanceada. Nesse caso, somando a carga 2+ do cátion com as duas cargas 1- dos ânions, obtemos zero, a carga do produto eletricamente neutro. *Se todos os íons em uma equação iônica completa são espectadores, não ocorre reação.*

As equações iônicas simplificadas são muito utilizadas para ilustrar as similaridades entre um grande número de reações envolvendo eletrólitos. Por exemplo, a Equação 4.8 expressa a característica essencial de uma reação de precipitação entre quaisquer eletrólitos fortes contendo  $\text{Pb}^{2+}$  e  $\Gamma$ : os íons  $\text{Pb}^{2+}(aq)$  e  $\Gamma(aq)$  combinam-se para formar um precipitado de  $\text{PbI}_2$ . Portanto, uma equação iônica simplificada demonstra que mais de um conjunto de reagentes pode levar à mesma reação simplificada. A equação completa, porém, identifica os reagentes reais que participam da reação.

As equações iônicas simplificadas também indicam que o comportamento de uma solução de eletrólito depende dos vários tipos de íons que ela contém. Soluções aquosas de  $\text{KI}$  e  $\text{MgI}_2$ , por exemplo, compartilham várias similaridades químicas porque ambas contêm íons  $\Gamma$ . Cada espécie de íon tem suas próprias características que diferem muito das dos átomos que lhe deram origem.

Os seguintes passos resumem o procedimento para escrever equações iônicas simplificadas:

1. Escreva a equação molecular balanceada para a reação.
2. Reescreva a equação para mostrar os íons que se formam em solução quando cada eletrólito forte solúvel se dissocia ou se ioniza nos seus íons constituintes. *Apenas eletrólitos fortes dissolvidos em solução aquosa são escritos na forma iônica.*
3. Identifique e cancele os íons espectadores.

#### COMO FAZER 4.4

Escreva a equação iônica simplificada para a reação de precipitação que ocorre quando as soluções de cloreto de cálcio e carbonato de sódio são misturadas.

#### Solução

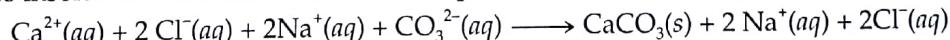
**Análise:** objetivo é escrever uma equação iônica simplificada para uma reação de precipitação, dados os nomes dos reagentes presentes na solução.

**Planejamento:** precisamos primeiro escrever as fórmulas químicas dos reagentes e produtos para determinar quais são os produtos insolúveis. Escrevemos e balanceamos a equação molecular. Em seguida, escrevemos cada eletrólito forte solúvel como íons separados para obter a equação iônica completa. Finalmente, eliminamos os íons espectadores para obter a equação iônica simplificada.

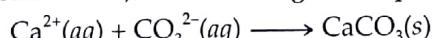
**Resolução:** o cloreto de cálcio é composto de íons cálcio,  $\text{Ca}^{2+}$ , e íons cloreto,  $\text{Cl}^-$ ; consequentemente uma solução aquosa da substância é  $\text{CaCl}_2(aq)$ . O carbonato de cálcio é composto de íons  $\text{Na}^+$  e íons  $\text{CO}_3^{2-}$ ; portanto uma solução do composto é  $\text{Na}_2\text{CO}_3(aq)$ . Nas equações moleculares de reações de precipitação, ânions e cátions parecem trocar de contra-íons. Assim, colocamos  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{CO}_3^{2-}$  juntos para dar  $\text{CaCO}_3$  e  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  juntos para dar  $\text{NaCl}$ . De acordo com as regras de solubilidade na Tabela 4.1,  $\text{CaCO}_3$  é insolúvel e  $\text{NaCl}$ , solúvel. A equação balanceada é



Em uma equação iônica completa, *apenas* os eletrólitos fortes solúveis (como compostos iônicos solúveis) são escritos como íons separados. Como a designação *(aq)* lembra-nos,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e  $\text{NaCl}$  estão todos dissolvidos em solução. Além disso, são eletrólitos fortes.  $\text{CaCO}_3$  é um composto iônico, mas não é solúvel. Não escrevemos a fórmula de nenhum composto insolúvel na forma de seus íons componentes. Portanto, a equação iônica completa é



$\text{Cl}^-$  e  $\text{Na}^+$  são íons espectadores. Cancelando-os, obtemos a seguinte equação iônica simplificada:



**Conferência:** podemos conferir o resultado vendo se tanto os elementos quanto a carga elétrica estão平衡ados. Cada lado tem 1 Ca, 1 C e 3 O, e a carga líquida em cada lado é igual a 0.

**Comentário:** se nenhum dos íons em uma equação é removido da solução ou modificado de algum modo, todos serão íons espectadores e a reação não ocorrerá.

#### PRATIQUE

Escreva a equação iônica balanceada para a reação de precipitação que ocorre quando as soluções aquosas de nitrato de prata e fosfato de potássio são misturadas.

**Resposta:**  $3\text{Ag}^+(aq) + \text{PO}_4^{3-}(aq) \longrightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4(s)$

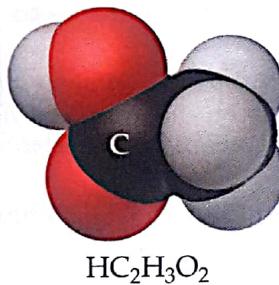
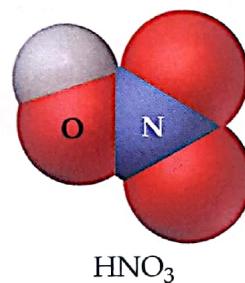
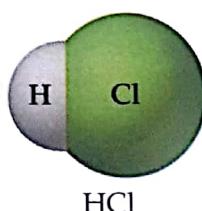
#### ATIVIDADE

Escrevendo reações iônicas simplificadas



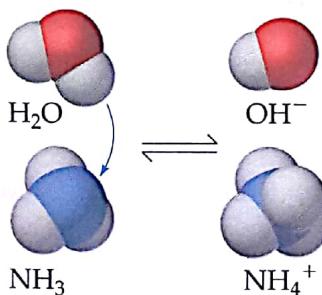


**Figura 4.5** Alguns ácidos (esquerda) e bases (direita) comuns encontrados em produtos domésticos.



#### ANIMAÇÕES

Introdução aos ácidos aquosos,  
Introdução às bases aquosas



**Figura 4.6** Uma molécula de H<sub>2</sub>O age como doadora de próton (ácido), e NH<sub>3</sub>, como receptor de prótons (base). Apenas uma parte do NH<sub>3</sub> reage com H<sub>2</sub>O; NH<sub>3</sub> é um eletrólito fraco.

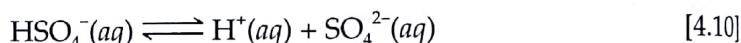
## 4.3 Reações ácido-base

Muitos ácidos e bases são substâncias industriais e domésticas (Figura 4.5), alguns deles importantes componentes dos líquidos biológicos. O ácido clorídrico, por exemplo, é não só um importante produto químico industrial, mas também o principal constituinte do suco gástrico do estômago. Os ácidos e bases são eletrólitos comuns.

### Ácidos

**Ácidos** são substâncias que se ionizam em soluções aquosas para formar íons hidrogênio, aumentando a concentração de íons H<sup>+</sup>(aq). Uma vez que o átomo de hidrogênio possui apenas um elétron, H<sup>+</sup> é simplesmente um próton. Portanto, os ácidos são comumente chamados doadores de prótons. Os modelos moleculares de três ácidos comuns, HCl, HNO<sub>3</sub> e HC<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub>, estão mostrados na margem.

As moléculas de diferentes ácidos podem ser ionizadas, produzindo diferentes números de íons H<sup>+</sup>. Tanto HCl como HNO<sub>3</sub> são ácidos *monopróticos*, os quais produzem um H<sup>+</sup> por molécula de ácido. O ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, é um ácido *diprótico*, o que produz dois H<sup>+</sup> por molécula de ácido. A ionização do H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> e outros ácidos dipróticos acontecem em duas etapas:

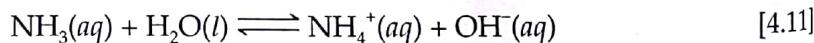


Apesar de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ser um eletrólito forte, apenas a primeira ionização é completa. Portanto, soluções aquosas de ácido sulfúrico contêm uma mistura de H<sup>+</sup>(aq), HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>(aq) e SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>(aq).

### Bases

**Bases** são substâncias que aceitam (reagem com) íons H<sup>+</sup>. Elas produzem íons hidróxido (OH<sup>-</sup>) quando dissolvidos em água. Compostos iônicos de hidróxidos, como NaOH, KOH e Ca(OH)<sub>2</sub>, estão entre as bases mais comuns. Quando dissolvidos em água, dissociam-se em seus íons componentes, introduzindo íons OH<sup>-</sup> na solução.

Compostos que não contêm íons OH<sup>-</sup> podem também ser bases. Por exemplo, a amônia (NH<sub>3</sub>) é uma base comum. Quando adicionada à água, aceita um íon H<sup>+</sup> da molécula de água e, consequentemente, produz um íon OH<sup>-</sup> (Figura 4.6):



Como apenas uma pequena fração de NH<sub>3</sub> (aproximadamente 1%) forma íons NH<sub>4</sub><sup>+</sup> e OH<sup>-</sup>, a amônia é um eletrólito fraco.

### Ácidos e bases fortes e fracos

Os ácidos e bases que são eletrólitos fortes (completamente ionizados em solução) são chamados **ácidos fortes** e **bases fortes**. Os que são eletrólitos fracos (parcialmente ionizados) são chamados **ácidos fracos** e **bases fracos**. Os ácidos fortes são mais reativos do que os fracos quando a reatividade depende tão-somente da concentração de H<sup>+</sup>(aq). Entretanto, a reatividade de um ácido pode depender tanto do ânion quanto do H<sup>+</sup>(aq). Por exemplo, ácido fluorídrico (HF) é um ácido fraco (apenas parcialmente ionizado em solução aquosa), mas é muito reativo e ataca vigorosamente muitas substâncias, inclusive o vidro. Essa reatividade deve-se à ação combinada de H<sup>+</sup>(aq) e F<sup>-</sup>(aq).

A Tabela 4.2 relaciona os ácidos e bases fortes mais comuns. Você deve memorizá-los. À medida que examinar a tabela, observe primeiro que alguns dos ácidos mais comuns, como por exemplo HCl, HNO<sub>3</sub> e H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, são fortes.

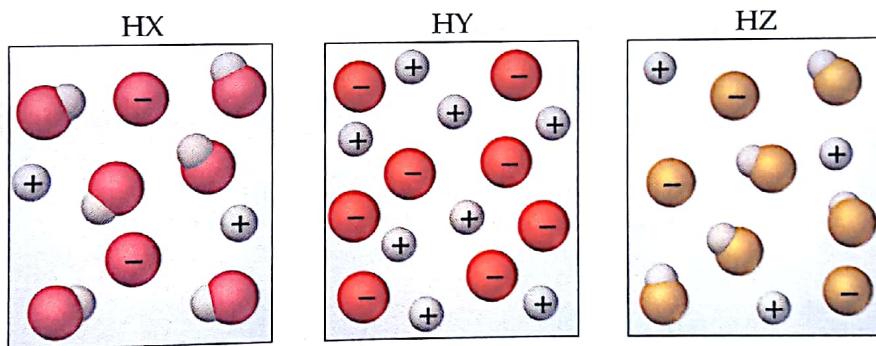
Em segundo lugar, três dos ácidos mais fortes resultam da combinação de um átomo de hidrogênio e um átomo de halogênio. (Entretanto, HF é um ácido fraco.) Em terceiro, a lista de ácidos fortes é muito pequena. A maioria dos ácidos é fraca. Em quarto lugar, as únicas bases fortes comuns são os hidróxidos de  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Rb}^+$  e  $\text{Cs}^+$  (os metais alcalinos, grupo 1A) e os hidróxidos de  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  e  $\text{Ba}^{2+}$  (os metais alcalinos terrosos mais pesados, grupo 2A). Esses são os hidróxidos metálicos solúveis mais comuns. A maioria dos outros hidróxidos metálicos é insolúvel em água. A base fraca mais comum é  $\text{NH}_3$ , que reage com água para formar íons  $\text{OH}^-$  (Equação 4.11).

TABELA 4.2 Ácidos e bases fortes comuns

Ácidos fortes	Bases fortes
Clorídrico, $\text{HCl}$	Hidróxidos dos metais do grupo 1A ( $\text{LiOH}$ , $\text{NaOH}$ , $\text{KOH}$ , $\text{RbOH}$ , $\text{CsOH}$ )
Bromídrico, $\text{HBr}$	Hidróxidos dos metais mais pesados do grupo 2A ( $\text{Ca(OH)}_2$ , $\text{Sr(OH)}_2$ , $\text{Ba(OH)}_2$ )
Iodídrico, $\text{HI}$	
Clórico, $\text{HClO}_3$	
Perclórico, $\text{HClO}_4$	
Nítrico, $\text{HNO}_3$	
Sulfúrico, $\text{H}_2\text{SO}_4$	

### COMO FAZER 4.5

Os seguintes diagramas representam soluções aquosas de três ácidos ( $\text{HX}$ ,  $\text{HY}$  e  $\text{HZ}$ ) com as moléculas de água omitidas por questões de clareza. Coloque-os em ordem decrescente de força ácida.



**Solução** O ácido mais forte é o que apresenta mais íons  $\text{H}^+$  e menos moléculas de ácido não dissociadas em solução. Naturalmente, a ordem é  $\text{HY} > \text{HZ} > \text{HX}$ .  $\text{HY}$  é um ácido forte porque está totalmente ionizado (não existem moléculas de  $\text{HY}$  em solução), enquanto os outros,  $\text{HX}$  e  $\text{HY}$ , são ácidos fracos, cujas soluções consistem de uma mistura de moléculas e íons.

### PRATIQUE

Imagine um diagrama mostrando dez íons  $\text{Na}^+$  e dez íons  $\text{OH}^-$ . Se essa solução fosse misturada com a de  $\text{HY}$  mostrada na figura acima, como seria o diagrama que representa a solução depois de uma possível reação? (Os íons  $\text{H}^+$  reagirão com os íons  $\text{OH}^-$  para formar  $\text{H}_2\text{O}$ .)

**Resposta:** o diagrama final mostrará dez íons  $\text{Na}^+$ , dois íons  $\text{OH}^-$ , oito íons  $\text{Y}^-$  e oito moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ .

### Identificando eletrólitos fortes e fracos

Se lemosmos dos ácidos e bases fortes comuns (Tabela 4.2) e também de que  $\text{NH}_3$  é uma base fraca, podemos fazer previsões razoáveis sobre o comportamento eletrolítico de um grande número de substâncias solúveis em água. A Tabela 4.3 resume nossas observações sobre eletrólitos. Para classificar uma substância solúvel como eletrólito forte, eletrólito fraco ou não-eletrolito, basta olhar a primeira coluna da tabela de cima para baixo e, depois, a linha correspondente. Primeiro nos perguntamos se a substância é iônica ou molecular. Se for iônica, é um eletrólito forte. Se for molecular, perguntamos se é um ácido. Se é um ácido, confiamos na lista memorizada da Tabela 4.2 para determinar se é um eletrólito forte ou fraco. Se um ácido não está relacionado na Tabela 4.2, provavelmente é um eletrólito fraco. Por exemplo,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$  e  $\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2$  não estão

**ATIVIDADE**  
Ácidos fortes



relacionados na Tabela 4.2 e são ácidos fracos.  $\text{NH}_3$  é a única base fraca que abordaremos neste capítulo. (Existem compostos chamados aminas que são relacionados com  $\text{NH}_3$  e também são bases moleculares, mas não serão abordados antes do Capítulo 16.) Finalmente, qualquer substância molecular que encontrarmos, neste capítulo, que não seja ácido ou  $\text{NH}_3$ , fatalmente será um não-eletrólico.

**TABELA 4.3 Resumo do comportamento eletrolítico de compostos iônicos solúveis e moleculares comuns**

	Eletrólito forte	Eletrólito fraco	Não-eletrólico
Iônico	Todos	Nenhum	Nenhum
Molecular	Ácidos fortes (ver Tabela 4.2)	Ácidos fracos ( $\text{H}...$ ) Bases fracas ( $\text{NH}_3$ )	Todos os outros compostos

#### COMO FAZER 4.6

Classifique cada uma das seguintes substâncias dissolvidas como eletrólito forte, eletrólito fraco ou não-eletrólico:  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  (etanol),  $\text{HCHO}_2$  (ácido fórmico) e  $\text{KOH}$ .

#### Solução

**Análise:** dadas várias fórmulas químicas, pede-se classificar cada uma das substâncias como eletrólito forte, eletrólito fraco ou não-eletrólico.

**Planejamento:** o caminho que escolhemos está detalhado na Tabela 4.3. Podemos determinar se uma substância é iônica ou molecular baseados em sua composição. Como vimos na Seção 2.7, a maior parte dos compostos iônicos que encontramos no texto é constituída tanto de metal como de não-metal, enquanto a maioria dos compostos moleculares é constituída apenas por não-metais.

**Resolução:** dois compostos se encaixam nesse critério para compostos iônicos:  $\text{CaCl}_2$  e  $\text{KOH}$ . Ambos são eletrólitos fortes. Os três compostos restantes são moleculares. Dois,  $\text{HNO}_3$  e  $\text{HCHO}_2$ , são ácidos. O ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , é um ácido forte comum (eletrólito forte), como mostrado na Tabela 4.2. Como a maioria dos ácidos é fraca, a melhor suposição seria de que  $\text{HCHO}_2$  é um ácido fraco (eletrólito fraco). Isso está correto. O composto molecular que resta,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , não é ácido nem base; portanto, é não-eletrólico.

**Comentário:** apesar de  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  ter um grupo OH, ele não é um hidróxido metálico; logo, não é uma base. É, mais acertadamente, membro de uma classe de compostos orgânicos que têm ligações C—OH conhecida como alcoóis.

#### PRATIQUE

Considere as soluções nas quais 0,1 mol de cada um dos seguintes compostos é dissolvido em 1 L de água:  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  (nitrito de cálcio),  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (glicose),  $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  (acetato de sódio) e  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  (ácido acético). Coloque as soluções em ordem crescente de condutividade elétrica, baseado no princípio de que quanto maior o número de íons em solução, maior a condutividade.

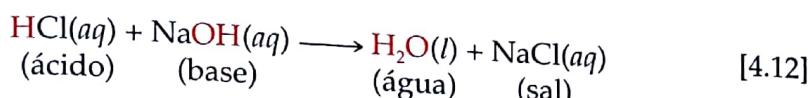
**Resposta:**  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (não-eletrólico) <  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  (eletrólito fraco, existindo principalmente na forma de moléculas com poucos íons) <  $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  (eletrólito forte que fornece dois íons,  $\text{Na}^+$  e  $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ ) <  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  (eletrólito forte que fornece três íons,  $\text{Ca}^{2+}$  e  $2\text{NO}_3^-$ )

#### Reações de neutralização e sais

As soluções de ácidos e bases têm propriedades muito diferentes. Os ácidos têm sabor azedo, enquanto as bases, sabor amargo<sup>2</sup>. Os ácidos podem mudar a cor de certos corantes de maneira peculiar, diferentemente do efeito de uma base (Figura 4.7). O corante conhecido como tornassol, por exemplo, muda de azul para vermelho na presença de um ácido, e de vermelho para azul na presença de uma base. Além disso, soluções ácidas e básicas diferem nas propriedades químicas em vários aspectos, que exploraremos neste e em capítulos posteriores.

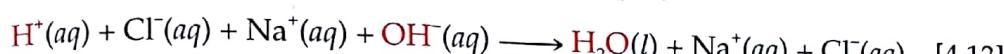
Quando uma solução de um ácido e a de uma base são misturadas, ocorre uma **reação de neutralização**. Os produtos da reação não têm características de soluções ácidas nem de soluções básicas. Por exemplo, quando o ácido clorídrico é misturado a uma solução de hidróxido de sódio, a seguinte reação ocorre:

2 Provar soluções químicas não é uma boa prática. Entretanto, todos nós já experimentamos ácidos, como por exemplo ácido ascórbico (vitamina C), ácido acetilsalicílico (aspirina), e ácido cítrico (em frutas cítricas), e estamos acostumados com seu sabor azedo característico. Sabões, que são básicos, têm o sabor amargo característico das soluções de base.



A água e o sal de cozinha, NaCl, são os produtos da reação. Por analogia a essa reação, o termo **sal** significa qualquer composto iônico cujo cátion vem de uma base (por exemplo,  $\text{Na}^+$  de NaOH) e cujo ânion vem de um ácido (por exemplo,  $\text{Cl}^-$  de HCl). Em geral, *uma reação de neutralização entre um ácido e um hidróxido metálico produz água e sal*.

Uma vez que HCl, NaOH e NaCl são todos eletrólitos fortes solúveis, a equação iônica completa associada com a Equação 4.12 é



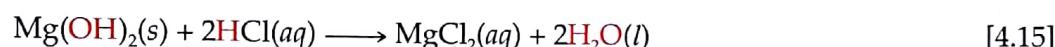
Conseqüentemente, a equação iônica simplificada é



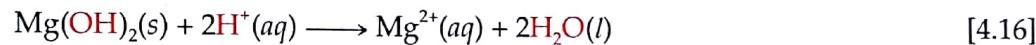
A Equação 4.14 resume a característica principal da reação de neutralização entre um ácido forte e uma base forte: os íons  $\text{H}^+(aq)$  e  $\text{OH}^-(aq)$  combinam-se para formar  $\text{H}_2\text{O}$ .

A Figura 4.8 mostra a reação entre o ácido clorídrico e outra base,  $\text{Mg}(\text{OH})_2(s)$ , o qual é insolúvel em água. Uma suspensão branca leitosa de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , chamada leite de magnésia, pode ser vista dissolvendo-se à medida que a reação de neutralização ocorre:

*Equação molecular:*



*Equação iônica simplificada:*



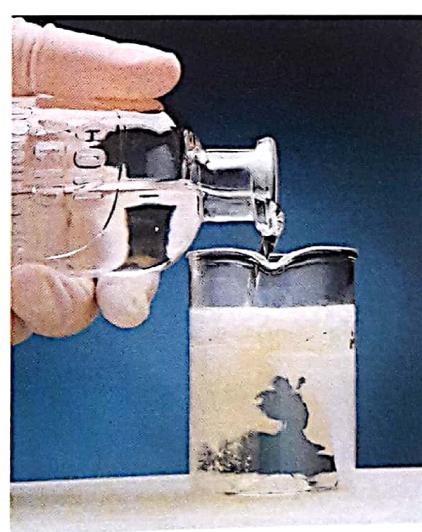
Observe que os íons  $\text{OH}^-$  (dessa vez em um reagente sólido) e os íons  $\text{H}^+$  combinam-se para formar  $\text{H}_2\text{O}$ . Uma vez que os íons trocam de contra-íons, as reações de neutralização entre ácidos e hidróxidos metálicos são também reações de metátese.



**Figura 4.7** O indicador ácido-base azul de bromotimol é azul em soluções básicas e amarelo em soluções ácidas. O frasco da esquerda mostra o indicador na presença de uma base, amônia aquosa (rotulado como hidróxido de amônio). O frasco da direita mostra o indicador em presença de ácido clorídrico, HCl.



(a)



(b)



(c)

**Figura 4.8** (a) O leite de magnésia é uma suspensão de hidróxido de magnésio,  $\text{Mg}(\text{OH})_2(s)$ , em água. (b) O hidróxido de magnésio dissolve-se com a adição de ácido clorídrico,  $\text{HCl}(aq)$ . (c) A solução transparente final contém  $\text{MgCl}_2(aq)$ , mostrado na Equação 4.15.

#### COMO FAZER 4.7

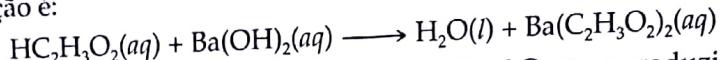
- (a) Escreva uma equação química completa e balanceada para a reação entre soluções aquosas de ácido acético ( $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ ) e hidróxido de bário ( $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ). (b) Escreva a equação iônica simplificada para essa reação.

**Solução**

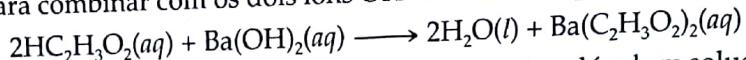
**Análise:** dadas as fórmulas químicas para um ácido e uma base, pede-se escrever a equação química balanceada e a equação química simplificada para sua reação de neutralização.

**Planejamento:** como a Equação 4.12 e a frase em itálico que a segue indicam, reações de neutralização formam dois produtos, H<sub>2</sub>O e um sal. Examinemos o cátion da base e o ânion do ácido para determinar a composição do sal.

**Resolução:** (a) O sal conterá o cátion da base (Ba<sup>2+</sup>) e o ânion do ácido (C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub><sup>-</sup>). Portanto, a fórmula do sal é Ba(C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub>)<sub>2</sub>. De acordo com as regras de solubilidade na Tabela 4.1, esse composto é solúvel. A equação não-balanceada para a reação de neutralização é:



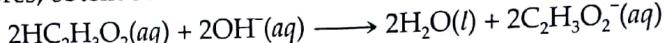
Para balancear a equação, devemos fornecer duas moléculas de HC<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub> para produzir dois íons C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub><sup>-</sup> e prover dois íons H<sup>+</sup> necessários para combinar com os dois íons OH<sup>-</sup> da base. A equação balanceada é:



(b) Para escrever a equação iônica, devemos determinar se cada composto solúvel em soluções aquosas é um eletrólito forte ou não. O HC<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub> é um eletrólito fraco (ácido fraco), Ba(OH)<sub>2</sub> é um eletrólito forte e Ba(C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub>)<sub>2</sub> também é um eletrólito forte. Portanto, a equação iônica completa é:



Eliminando os íons espectadores, obtém-se:



Simplificando os coeficientes, obtemos a equação iônica simplificada:



**Conferência:** podemos determinar se a equação molecular está corretamente balanceada contando o número de átomos de cada tipo em ambos os lados da seta. (Existem dez H, seis O, quatro C e um Ba de cada lado.) Geralmente é mais fácil conferir as equações contando grupos: existem dois grupos C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub>, bem como um Ba e quatro átomos de O adicionais e 2 átomos de O adicionais de cada lado da equação. A equação iônica simplificada confere porque os números de elementos de cada tipo e as cargas líquidas são as mesmas em ambos os lados da equação.

**PRATIQUE**

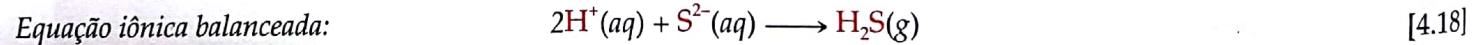
(a) Escreva uma equação balanceada para a reação de ácido carbônico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) e hidróxido de potássio (KOH).

(b) Escreva a equação iônica simplificada para essa reação.

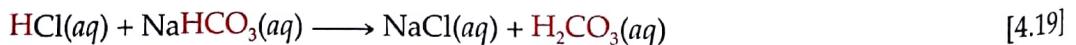
**Resposta:** (a) H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>(aq) + 2KOH(aq) → 2H<sub>2</sub>O(l) + K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>(aq); (b) H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>(aq) + 2OH<sup>-</sup>(aq) → 2H<sub>2</sub>O(l) + CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>(aq) (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> é um eletrólito fraco, enquanto KOH e K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> são eletrólitos fortes).

**Reações ácido-base com formação de gás**

Existem muitas bases além do OH<sup>-</sup> que reagem com o H<sup>+</sup> para formar compostos moleculares. Duas destas, que podem ser encontradas em laboratório, são o íon sulfeto e o íon carbonato. Esses dois ânions reagem com ácidos para formar gases que têm baixas solubilidades em água. O sulfeto de hidrogênio (H<sub>2</sub>S), a substância que dá aos ovos podres seu cheiro pútrido, forma-se quando um ácido como HCl(aq) reage com um sulfeto metálico como Na<sub>2</sub>S:



Os carbonatos e os bicarbonatos reagem com ácidos para formar gás CO<sub>2</sub>. A reação de CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> ou HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> com um ácido produz primeiro o ácido carbônico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>). Por exemplo, quando ácido clorídrico é adicionado ao bicarbonato de sódio, ocorre a seguinte reação:

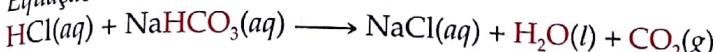


O ácido carbônico é instável; se presente em solução em concentrações suficientes, decompõe-se para formar CO<sub>2</sub>, que escapa da solução como um gás.



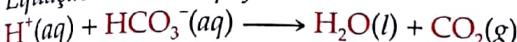
A decomposição de H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> produz bolhas de gás CO<sub>2</sub>, como mostrado na Figura 4.9. A reação total está resumida nas seguintes equações:

*Equação molecular:*



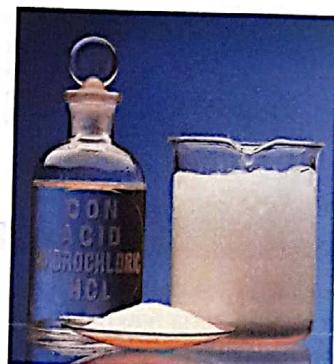
[4.21]

*Equação iônica simplificada:*



[4.22]

Tanto  $\text{NaHCO}_3$  quanto  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  são usados como neutralizadores ácidos em derramamentos de ácidos. O sal bicarbonato ou carbonato é adicionado até que a efervescência causada pela formação do  $\text{CO}_2(g)$  pare. Algumas vezes bicarbonato de sódio é usado como antiácido para aliviar distúrbios estomacais. Nesse caso, o  $\text{HCO}_3^-$  reage com o ácido do estômago para formar  $\text{CO}_2(g)$ . A efervescência que ocorre quando comprimidos de Alka-Seltzer® são adicionados à água deve-se à reação de bicarbonato de sódio e ácido cítrico.



**Figura 4.9** Os carbonatos reagem com ácidos para formar o gás dióxido de carbono. Aqui o  $\text{NaHCO}_3$  (sólido branco) reage com ácido clorídrico; as bolhas contêm  $\text{CO}_2$ .



## A química no trabalho Antiácidos

O estômago produz ácidos para ajudar na digestão dos alimentos. Esses ácidos, os quais incluem ácido clorídrico, contêm aproximadamente 0,1 mol de  $\text{H}^+$  por litro de solução. O estômago e o trato digestivo são normalmente protegidos dos efeitos corrosivos do ácido estomacal por um revestimento mucoso. Entretanto, podem se desenvolver buracos nesse revestimento, permitindo que o ácido ataque o tecido subjacente, causando lesões dolorosas. Esses buracos, conhecidos como úlceras, podem ser causados pela secreção de ácido em excesso ou por uma fraqueza do revestimento digestivo. Estudos recentes indicam, entretanto, que muitas úlceras são cau-

sadas por infecções bacterianas. Entre 10 e 20% dos norte-americanos sofrem de úlcera em algum período de suas vidas e muitos outros experimentam indigestões ocasionais ou azia devido ao uso ocasional de ácidos digestivos.

Podemos tratar o problema do excesso de ácido estomacal de dois modos simples: (1) removendo o excesso de ácido ou (2) diminuindo a produção de ácido. As substâncias que removem o excesso de ácido são chamadas *antiácidos*, enquanto as que diminuem a produção de ácidos são chamadas *inibidores de ácidos*. A Figura 4.10 mostra vários medicamentos comuns dos dois tipos que podem ser vendidos sem receita médica.

Os antiácidos são bases simples que neutralizam ácidos. Sua capacidade de neutralização se deve aos íons hidróxido, carbonato ou bicarbonato que eles contêm. A Tabela 4.4 relaciona os princípios ativos de alguns antiácidos.

A mais nova geração de medicamentos contra úlcera, como Tagamet® e Zantac®, é inibidora de ácidos. Eles agem nas células produtoras de ácido no revestimento do estômago. Desse modo, os medicamentos que controlam o ácido não podem ser vendidos sem prescrição médica.

**TABELA 4.4** Alguns antiácidos comuns

Nome comercial	Agentes neutralizadores de ácidos
Alka-Seltzer®	$\text{NaHCO}_3$
Amphojel®	$\text{Al(OH)}_3$
Di-Gel®	$\text{Mg(OH)}_2$ e $\text{CaCO}_3$
Leite de magnésia	$\text{Mg(OH)}_2$
Maalox®	$\text{Mg(OH)}_2$ e $\text{Al(OH)}_3$
Mylanta®	$\text{Mg(OH)}_2$ e $\text{Al(OH)}_3$
Rolaids®	$\text{NaAl(OH)}_2\text{CO}_3$
Tums®	$\text{CaCO}_3$



**Figura 4.10** Antiácidos e inibidores ácidos são medicamentos comuns que podem ser vendidos sem prescrição médica. Tagamet HB® e Pepcid AC® são inibidores de ácidos e os demais produtos são antiácidos.

## 4.4 Reações de oxirredução

Em reações de precipitação, cátions e ânions se unem para formar um composto iônico insolúvel. Em reações de neutralização, íons  $\text{H}^+$  e íons  $\text{OH}^-$  se unem para formar moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ . Consideremos agora um terceiro tipo



**Figura 4.11** A corrosão nos terminais de uma bateria, causada pelo ataque ao metal, provocada pelo ácido sulfúrico.



### ANIMAÇÕES

Reações de Oxirredução: parte I,  
Reações de Oxirredução: parte II

importante de reação na qual elétrons são transferidos entre reagentes. Essas reações são chamadas **reações de oxirredução**, ou *redox*.

### Oxidação e redução

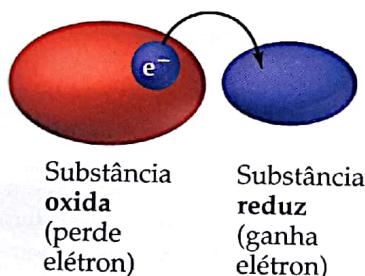
A corrosão do ferro (ferrugem) e de outros metais, como terminais de bateria automotiva, são processos comuns. O que chamamos de *corrosão* é a conversão de um metal em composto metálico por uma reação entre o metal e alguma substância em seu ambiente. Ferrugem envolve a reação do oxigênio com o ferro na presença de água. A corrosão mostrada na Figura 4.11 resulta da reação do ácido da bateria ( $H_2SO_4$ ) com o metal da braçadeira.

Quando um metal sofre corrosão, ele perde elétrons e forma cátions. Por exemplo, o cálcio é atacado vigorosamente por ácidos para formar íons cálcio ( $Ca^{2+}$ ):



Quando um átomo, íon ou molécula se torna mais positivamente carregado (isto é, quando perde elétrons), dizemos que ele foi **oxidado**. A *perda de elétrons por uma substância* é chamada **oxidação**. Portanto, Ca, que não tem carga, é *oxidado* (sofre oxidação) na Equação 4.23, formando  $Ca^{2+}$ .

O termo **oxidação** é usado porque as primeiras reações desse tipo a ser completamente estudadas foram reações com oxigênio. Muitos metais reagem diretamente com o  $O_2$  no ar para formar óxidos metálicos. Nessas reações, o metal perde elétrons para o oxigênio, formando um composto iônico de íon metálico e íon óxido. Por exemplo, quando o cálcio metálico é exposto ao ar, a superfície metálica brilhante do metal embaça à medida que  $CaO$  se forma:



**Figura 4.12** A oxidação é a perda de elétrons pela substância; a redução é o ganho de elétrons por ela. A oxidação de uma substância sempre é acompanhada pela redução de outra.

do átomo se ele for um íon monoatômico; de outra forma, é a carga hipotética assinalada ao átomo usando um con-

número de oxidação. Conforme Ca vai sendo oxidado na Equação 4.24, o oxigênio é transformado da forma  $O_2$  neutro para dois íons  $O^{2-}$ . Quando um átomo, íon ou molécula se torna mais negativamente carregado (ganha elétrons), dizemos que ele é **reduzido**. O *ganho de elétrons por uma substância* é chamado **redução**. Quando um reagente perde elétrons, outro tem de ganhá-los; a oxidação de uma substância é sempre acompanhada pela redução de outra, já que elétrons são transferidos entre elas, como mostrado na Figura 4.12.

### Números de oxidação

Antes que possamos identificar devidamente uma reação de oxirredução, devemos obter uma forma de nos manter informados sobre os elétrons ganhos pela substância reduzida e sobre os perdidos pela substância oxidada. O conceito de números de oxidação (também chamado *estados de oxidação*) foi desenvolvido visando ser uma maneira simples de informação sobre os elétrons em reações. O **número de oxidação** de um átomo em uma substância é a carga real

- Usamos as seguintes regras para assinalar números de oxidação:
1. *Para um átomo na sua forma elementar o número de oxidação é sempre zero.* Assim, cada átomo de H na molécula de  $H_2$  tem um número de oxidação igual a 0, e cada átomo de P na molécula de  $P_4$  tem um número de oxidação igual a 0.
  2. *Para qualquer íon monoatômico o número de oxidação é igual à carga do íon.* Dessa forma,  $K^+$  tem número de oxidação de +1,  $S^{2-}$  tem um estado de oxidação de -2 e assim por diante. Os íons dos metais alcalinos (grupo 1A) sempre têm carga 1+ em seus compostos. Do mesmo modo, os metais alcalinos terrosos (grupo 2A) são sempre +2 e o alumínio (grupo 3A) é sempre +3 em seus compostos. (Ao escrever números de oxidação, colocaremos o sinal antes do número para distingui-los das cargas eletrônicas reais, que acompanhará o número primeiro.)
  3. Geralmente os *não-metais* têm número de oxidação negativo, apesar de algumas vezes serem positivos:

- (a) O número de oxidação do oxigênio normalmente é  $-2$  tanto em compostos iônicos como moleculares. A principal exceção é nos compostos chamados peróxidos, que contêm o íon  $O_2^{2-}$ , dando a cada oxigênio um número de oxidação  $-1$ .
- (b) O número de oxidação do hidrogênio é  $+1$  quando ligado a não-metais, e  $-1$  quando ligado a metais.
- (c) O número de oxidação do flúor é  $-1$  em todos os compostos. Os outros halogênios têm número de oxidação  $-1$  na maioria dos compostos binários. Quando combinados com o oxigênio, como em oxiânions, entretanto, têm estados de oxidação positivos.
4. A soma dos números de oxidação de todos os átomos em um composto neutro é zero. A soma dos números de oxidação em um íon poliatômico é igual à carga do íon. Por exemplo, no íon hidrônio,  $H_3O^+$ , o número de oxidação de cada hidrogênio é  $+1$  e de cada oxigênio é  $-2$ . A soma dos números de oxidação é  $3(+1) + (-2) = +1$ , que é igual à carga líquida do íon. Essa regra é muito útil para obter o número de oxidação de um átomo em um composto ou íon se você souber os números de oxidação de outros átomos, como ilustrado em "Como fazer 4.8".


**ATIVIDADE**  
Números de oxidação
**COMO FAZER 4.8**

Determine o estado de oxidação do enxofre em cada um dos seguintes itens: (a)  $H_2S$ ; (b)  $S_8$ ; (c)  $SCl_2$ ; (d)  $Na_2SO_3$ ; (e)  $SO_4^{2-}$ .

**Solução** (a) Quando ligado a um não-metal, o hidrogênio tem número de oxidação  $+1$  (regra 3b). Uma vez que a molécula de  $H_2S$  é neutra, a soma dos números de oxidação deve ser igual a zero (regra 4). Fazendo o número de oxidação de S igual a  $x$ , temos  $2(+1) + x = 0$ . Logo, S tem número de oxidação  $-2$ .

(b) Como essa é a forma elementar do enxofre, o número de oxidação de S é  $0$  (regra 1).

(c) Devido a ser um composto binário, esperamos que o cloro tenha número de oxidação  $-1$  (regra 3c). A soma dos números de oxidação deve ser igual a zero (regra 4). Igualando o número de oxidação de S a  $x$ , temos  $x + 2(-1) = 0$ . Consequentemente, o número de oxidação de S deve ser  $+2$ .

(d) O sódio, um metal alcalino, sempre tem número de oxidação  $+1$  em seus compostos (regra 2). O oxigênio tem seu número de oxidação comum  $-2$  (regra 3a). Igualando o número de oxidação de S a  $x$ , temos  $2(+1) + x + 3(-2) = 0$ . Portanto, o número de oxidação de S nesse composto é  $+4$ .

(e) O estado de oxidação de O é  $-2$  (regra 3a). A soma dos números de oxidação é igual a  $-2$ , a carga líquida do íon  $SO_4^{2-}$  (regra 4). Logo, temos que  $x + 4(-2) = -2$ . A partir dessa relação, concluímos que o número de oxidação de S nesse íon é  $+6$ .

Esses exemplos ilustram que o número de oxidação de certo elemento depende do composto no qual ele aparece. Os números de oxidação do enxofre, como visto aqui, variam de  $-2$  a  $+6$ .

**PRATIQUE**

Qual é o estado de oxidação dos elementos em destaque em cada um dos seguintes itens: (a)  $P_2O_5$ ; (b)  $NaH$ ; (c)  $Cr_2O_7^{2-}$ ; (d)  $SnBr_4$ ; (e)  $BaO_2$ ?

*Respostas:* (a)  $+5$ ; (b)  $-1$ ; (c)  $+6$ ; (d)  $+4$ ; (e)  $-1$ .

**Oxidação de metais por ácidos e sais**

Existem vários tipos de reações redox. Por exemplo, reações de combustão são reações redox porque o oxigênio elementar é convertido em compostos de oxigênio. (Seção 3.2) Neste capítulo, abordaremos as reações redox entre metais e ácidos ou sais. No Capítulo 20 examinaremos tipos mais complexos de reações redox.

A reação de um metal com um ácido ou com um sal metálico obedece ao seguinte padrão geral:

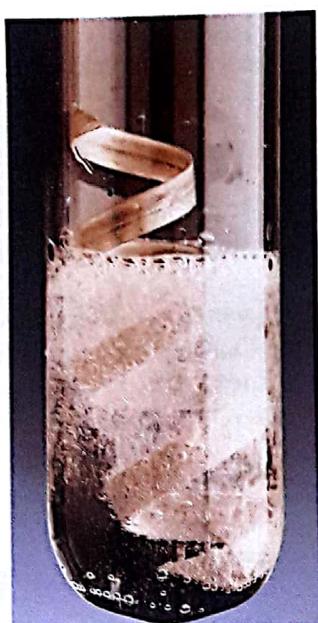


*Exemplos:*

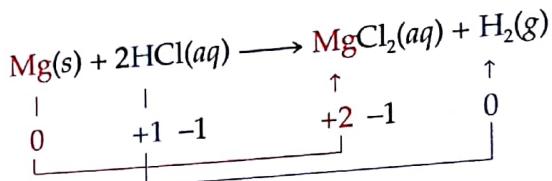


Essas reações são chamadas **reações de deslocamento** porque o íon em solução é deslocado ou trocado pela oxidação de um elemento.

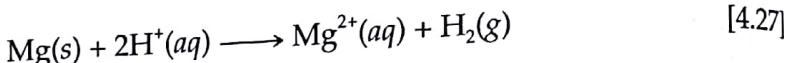
Muitos metais sofrem reações de deslocamento com ácidos, produzindo sais e gás hidrogênio. Por exemplo, o magnésio metálico reage com ácido clorídrico para formar cloreto de magnésio e gás hidrogênio (Figura 4.13). Para mostrar que ocorreu oxidação e redução, o número de oxidação de cada átomo é mostrado embaixo da equação química para essa reação:



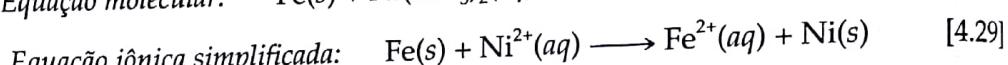
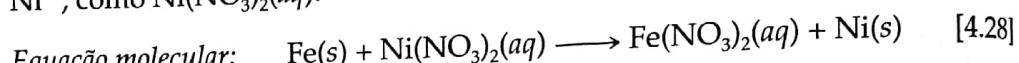
**Figura 4.13** Muitos metais, como o magnésio mostrado aqui, reagem com ácidos para formar gás hidrogênio. As bolhas são produzidas pelo gás hidrogênio.



Observe que o número de oxidação do Mg muda de 0 para +2. O aumento no número de oxidação indica que o átomo perdeu elétrons; logo, foi oxidado. O íon H<sup>+</sup> do ácido diminui o número de oxidação de +1 para 0, indicando que esse íon ganhou elétrons e com isso foi reduzido. O número de oxidação do íon Cl<sup>-</sup> permanece -1 e é um íon espectador na reação. A equação iônica simplificada é a seguinte:



Os metais podem também ser oxidados por soluções aquosas de vários sais. O ferro metálico, por exemplo, é oxidado a Fe<sup>2+</sup> por soluções aquosas de Ni<sup>2+</sup>, como Ni(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>(aq):



A oxidação do Fe para formar Fe<sup>2+</sup> nessa reação é acompanhada pela redução do Ni<sup>2+</sup> a Ni. Lembre-se: *sempre que uma substância é oxidada, alguma outra tem que ser reduzida.*

#### COMO FAZER 4.9

Escreva a equação molecular e a equação iônica simplificada (ambas balanceadas) para a reação de alumínio com ácido bromídrico.

#### Solução

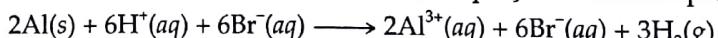
**Análise:** devemos escrever a equação para a reação redox entre metal e ácido.

**Planejamento:** os metais reagem com ácidos para formar sais e gás H<sub>2</sub>. Para escrever a equação balanceada, devemos escrever as fórmulas químicas para os dois reagentes e determinar a fórmula do sal. O sal é constituído pelo cátion formado pelo metal e pelo ânion do ácido.

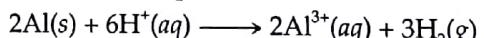
**Resolução:** as fórmulas dos reagentes dados são Al e HBr. O cátion formado pelo Al é Al<sup>3+</sup>, e o ânion do ácido bromídrico é Br<sup>-</sup>. O sal formado na reação é AlBr<sub>3</sub>. Escrevendo os reagentes e produtos para balancear a equação, a seguir obtém-se:



Tanto HBr quanto AlBr<sub>3</sub> são eletrólitos fortes solúveis. Portanto, a equação iônica completa é:



Como Br<sup>-</sup> é um íon espectador, a equação iônica simplificada é:



**Comentário:** a substância oxidada é o alumínio metálico porque seu estado de oxidação muda de 0 para +3 no cátion, aumentando seu número de oxidação. O H<sup>+</sup> é reduzido porque seu estado de oxidação muda de +1 para 0 no H<sub>2</sub>.

#### PRATIQUE

(a) Escreva a equação molecular e a equação iônica simplificada (ambas balanceadas) para a reação entre o magnésio e o sulfato de cobalto(II). (b) Qual sofreu oxidação e qual sofreu redução na reação?

**Respostas:** (a) Mg(s) + CoSO<sub>4</sub>(aq) → MgSO<sub>4</sub>(aq) + Co(s); Mg(s) + Co<sup>2+</sup>(aq) → Mg<sup>2+</sup>(aq) + Co(s); (b) Mg é oxidado e Co<sup>2+</sup> é reduzido.

#### Série de atividade

Podemos determinar se um metal será oxidado por um ácido ou por um sal específico? Essa é uma pergunta de suma importância na prática e de grande interesse químico. De acordo com a Equação 4.28, por exemplo, não seria sensato armazenar uma solução de nitrato de níquel em um recipiente de ferro porque a ela dissolveria o recipiente.

Quando um metal é oxidado, ele parece ser destruído à medida que reage para formar vários compostos. A oxidação extensiva pode levar ao mau funcionamento das peças de metal de maquinários ou à deterioração de estruturas metálicas.

Diferentes metais variam na facilidade com que são oxidados. O Zn é oxidado por soluções aquosas de  $\text{Cu}^{2+}$ , por exemplo; Ag não é. Portanto, Zn perde elétrons mais facilmente do que Ag, isto é, Zn é mais fácil de oxidar do que Ag.

Uma lista de metais dispostos em ordem decrescente de facilidade de oxidação é chamada **série de atividade**. A Tabela 4.5 fornece a série de atividade em solução aquosa para a maioria dos metais comuns. O hidrogênio também está incluído na tabela. Os metais no topo da tabela, como os alcalinos e os alcalinos terrosos, são mais facilmente oxidados, isto é, reagem mais facilmente para formar compostos. Eles são chamados *metais ativos*. Os metais na base da série de atividade, como os elementos de transição dos grupos 8B e 1B, são muito estáveis e formam compostos com menos facilidade. Esses metais, usados para fazer moedas e jóias, são chamados *metais nobres* porque apresentam baixa reatividade.

TABELA 4.5 Série de atividade de metais em solução aquosa

Metal	Reação de Oxidação
Lítio	$\text{Li(s)} \longrightarrow \text{Li}^+(aq) + \text{e}^-$
Potássio	$\text{K(s)} \longrightarrow \text{K}^+(aq) + \text{e}^-$
Bário	$\text{Ba(s)} \longrightarrow \text{Ba}^{2+}(aq) + 2\text{e}^-$
Cálcio	$\text{Ca(s)} \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(aq) + 2\text{e}^-$
Sódio	$\text{Na(s)} \longrightarrow \text{Na}^+(aq) + \text{e}^-$
Magnésio	$\text{Mg(s)} \longrightarrow \text{Mg}^{2+}(aq) + 2\text{e}^-$
Alumínio	$\text{Al(s)} \longrightarrow \text{Al}^{3+}(aq) + 3\text{e}^-$
Manganês	$\text{Mn(s)} \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 2\text{e}^-$
Zinco	$\text{Zn(s)} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + 2\text{e}^-$
Cromo	$\text{Cr(s)} \longrightarrow \text{Cr}^{3+}(aq) + 3\text{e}^-$
Ferro	$\text{Fe(s)} \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(aq) + 2\text{e}^-$
Cobalto	$\text{Co(s)} \longrightarrow \text{Co}^{2+}(aq) + 2\text{e}^-$
Níquel	$\text{Ni(s)} \longrightarrow \text{Ni}^{2+}(aq) + 2\text{e}^-$
Estanho	$\text{Sn(s)} \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(aq) + 2\text{e}^-$
Chumbo	$\text{Pb(s)} \longrightarrow \text{Pb}^{2+}(aq) + 2\text{e}^-$
Hidrogênio	$\text{H}_2(g) \longrightarrow 2\text{H}^+(aq) + 2\text{e}^-$
Cobre	$\text{Cu(s)} \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(aq) + 2\text{e}^-$
Prata	$\text{Ag(s)} \longrightarrow \text{Ag}^+(aq) + \text{e}^-$
Mercúrio	$\text{Hg(l)} \longrightarrow \text{Hg}^{2+}(aq) + 2\text{e}^-$
Platina	$\text{Pt(s)} \longrightarrow \text{Pt}^{2+}(aq) + 2\text{e}^-$
Ouro	$\text{Au(s)} \longrightarrow \text{Au}^{3+}(aq) + 3\text{e}^-$

A facilidade de oxidação aumenta

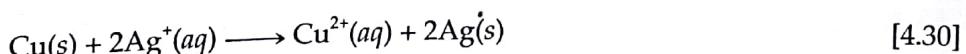
**FILME**

Química de oxirredução do estanho e do zinco

**ATIVIDADE**

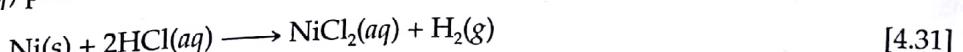
Reações de precipitação, redox e neutralização

A série de atividade pode ser usada para prever o resultado de reações entre metais e sais metálicos ou ácidos. Qualquer metal na lista pode ser oxidado por íons do elemento abaixo dele. Por exemplo, o cobre está acima da prata na série. Portanto, o cobre metálico pode ser oxidado por íons prata, como mostrado na Figura 4.14:

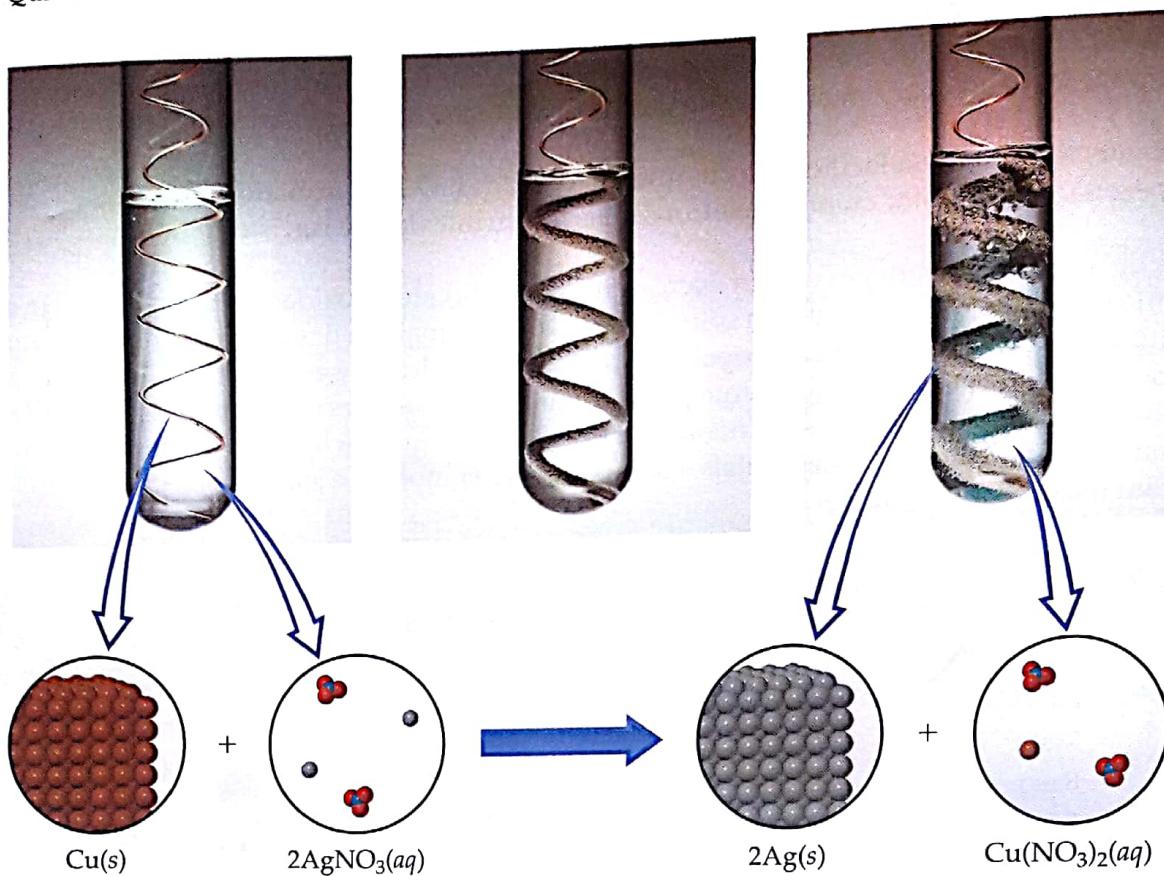


A oxidação do cobre a íons cobre é acompanhada pela redução de íons prata em prata metálica. A prata metálica está evidente na superfície do fio de cobre da Figura 4.14 (b) e (c). O nitrato de cobre(II) produz cor azul na solução, que está mais evidente na parte (c).

Apenas os metais acima do hidrogênio na série de atividade são capazes de reagir com ácidos para formar  $\text{H}_2$ . Por exemplo, o Ni reage com  $\text{HCl(aq)}$  para formar  $\text{H}_2$ :

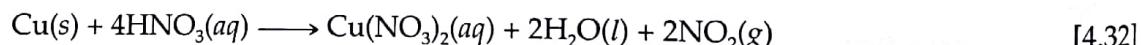
**FILME**

Formação de cristais de prata



**Figura 4.14** Quando o cobre metálico é colocado em uma solução de nitrato de prata (a), ocorre uma reação redox, formando prata metálica e solução azul de nitrato de Cu(II) (b e c).

Como os elementos abaixo do hidrogênio na série de atividade não podem ser oxidados pelo  $\text{H}^+$ , Cu não reage com  $\text{HCl}(aq)$ . De maneira interessante, o cobre reage como ácido nítrico, como mostrado anteriormente na Figura 1.11. Entretanto, essa reação não é simples oxidação de Cu pelo íon  $\text{H}^+$  do ácido. Em vez disso, o metal é oxidado a  $\text{Cu}^{2+}$  pelo íon nitrato do ácido, acompanhado pela formação do gás marrom dióxido de nitrogênio,  $\text{NO}_2(g)$ :



Qual substância é reduzida à medida que o cobre é oxidado na Equação 4.32? Nesse caso, o  $\text{NO}_2$  resulta da redução de  $\text{NO}_3^-$ . Examinaremos reações desse tipo com mais detalhes no Capítulo 20.

#### COMO FAZER 4.10

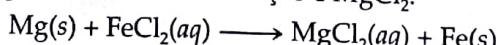
Uma solução de cloreto de ferro(II) oxidará o magnésio metálico? Se a oxidação ocorrer, escreva a equação molecular e a equação iônica simplificada (ambas balanceadas) para a reação.

#### Solução

**Análise:** dadas duas substâncias — um sal em solução aquosa,  $\text{FeCl}_2$ , e um metal, Mg —, pergunta-se se eles reagem entre si.

**Planejamento:** a reação acontecerá se o Mg estiver acima do  $\text{Fe}^{2+}$  na série de atividade (Tabela 4.5). Se a reação ocorrer, o íon  $\text{Fe}^{2+}$  no  $\text{FeCl}_2$  será reduzido a Fe, e o Mg elementar será oxidado a  $\text{Mg}^{2+}$ .

**Resolução:** em virtude de Mg estar acima de Fe na tabela, a reação ocorrerá. Para escrever a fórmula para o sal que será produzido devemos lembrar as cargas dos íons comuns. O magnésio está sempre presente em compostos como  $\text{Mg}^{2+}$ ; o íon cloreto é  $\text{Cl}^-$ . O sal de magnésio formado na reação é  $\text{MgCl}_2$ :



Tanto o  $\text{FeCl}_2$  como o  $\text{MgCl}_2$  são eletrólitos fortes solúveis e podem ser escritos na forma iônica. Então, o  $\text{Cl}^-$  é um íon espectador na reação. A equação iônica simplificada é



A equação iônica simplificada mostra que o Mg é oxidado e o  $\text{Fe}^{2+}$  é reduzido nessa reação.

#### PRATIQUE

Quais dos seguintes metais serão oxidados por  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ : Zn, Cu, Fe?

**Resposta:** Zn e Fe.

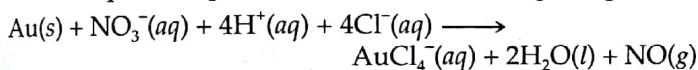


## Um olhar mais de perto A aura de ouro

O ouro é conhecido desde os registros mais antigos da existência humana. Ao longo da História, as pessoas têm apreciado o ouro, têm lutado e morrido por ele.

As propriedades físicas e químicas do ouro fazem dele um metal especial. Em primeiro lugar, sua beleza e raridade intrínsecas o fazem precioso. Em segundo, o ouro é maleável e pode ser facilmente transformado em objetos artísticos, jóias e moedas (Figura 4.15). Em terceiro lugar, o ouro é um dos metais menos ativos (Tabela 4.5). Ele não é oxidado ao ar e não reage com a água. Não é reativo mediante soluções básicas e diante de praticamente todas as soluções ácidas. Como resultado disso, o ouro pode ser encontrado na natureza como um elemento puro, em vez de combinado com oxigênio ou outros elementos, o que explica sua precoce descoberta.

Muitos dos estudos mais antigos sobre as reações do ouro surgiram da prática da alquimia, pela qual as pessoas tentavam transformar metais baratos, como o chumbo, em ouro. Os alquimistas descobriram que o ouro pode ser dissolvido em uma mistura 3:1 de ácidos clorídrico e nítrico, conhecida como água régia ('água real'). A ação do ácido nítrico no ouro é análoga à do cobre (Equação 4.32), ou seja, o íon nitrito, e não  $\text{H}^+$ , oxida o ouro metálico a  $\text{Au}^{3+}$ . Os íons  $\text{Cl}^-$  interagem com o  $\text{Au}^{3+}$  para formar os íons altamente estáveis  $\text{AuCl}_4^-$ . A equação iônica simplificada para a reação do ouro com água régia é:



Todo o ouro que já foi explorado caberia em um cubo de 19 m de lado pesando aproximadamente  $1,1 \times 10^8$  kg (125 mil toneladas). Mais de 90% dessa quantidade foi produzida desde o início da corrida do ouro de 1848 na Califórnia. A cada ano, a produção mundial de ouro soma aproximada-

mente  $1,8 \times 10^6$  kg (2 mil toneladas). De outro lado, mais de  $1,5 \times 10^{10}$  kg (16 milhões toneladas) de alumínio são produzidas anualmente. O ouro é usado principalmente em jóias (73%), moedas (10%) e na eletrônica (9%). Seu uso na área da eletrônica se deve à sua excelente condutividade e resistência à corrosão. O ouro é usado, por exemplo, para placas de contato em chaves elétricas, relés e conexões. Um telefone Touch-Tone® típico contém 33 contatos folheados a ouro. O ouro é usado também em computadores e outros dispositivos microeletrônicos nos quais um fio fino desse material é usado para conectar componentes.

Além do seu valor para a joalheria, moedas e eletrônicos, o ouro é também importante nas profissões da saúde. Pela capacidade de resistência à corrosão por ácidos e outras substâncias encontradas na saliva, o ouro é o metal ideal para coroas e restaurações dentárias, que respondem por aproximadamente 3% do uso anual do elemento. O metal puro é muito maleável para ser utilizado em odontologia, sendo combinado com outros metais para formar ligas.



**Figura 4.15** Imagem do faraó Tutankamon (1346–1337 a.C.) feita de ouro e pedras preciosas. Detalhe da parte interna do caixão de Tutankamon.



## Estratégias na química Analisando reações químicas

Neste capítulo você conheceu um grande número de reações químicas. A principal dificuldade que os estudantes encontram quando tentam dominar material desse tipo é obter uma 'percepção' do que acontece quando produtos químicos são colocados para reagir. Na realidade, você pode se admirar com a facilidade que seu professor tem para decifrar os resultados de uma reação química. Um de nossos objetivos nesse livro é ajudá-lo a se tornar mais hábil em determinar o resultado de reações. O segredo para obter essa 'intuição química' é entender como classificá-las.

Existem tantas reações singulares na química que memorizar todas elas seria uma tarefa tola. É muito mais proveitoso tentar usar um padrão de reconhecimento para determinar a categoria geral de uma reação, como metátese ou reação de oxirredução. Portanto, quando você deparar com o desafio de prever o resultado de uma reação química, faça a você mesmo as seguintes questões apropriadas:

- Quais são os reagentes na reação?
- São eletrólitos ou não-eletrólitos?
- São ácidos ou bases?
- Se os reagentes são eletrólitos, a metátese produzirá um precipitado? Água? Gás?

- Se a metátese não pode ocorrer, os reagentes podem provavelmente se encaixar em uma reação de oxirredução? Isso requer a existência tanto de um reagente que possa ser oxidado como de um que possa ser reduzido.

Fazendo perguntas como essas, você estará apto a determinar o que poderá acontecer durante a reação. Você pode nem sempre estar correto, mas, se mantiver esse raciocínio, não estará longe. À medida que você ganhar experiência com reações químicas, começará a procurar pelos reagentes que podem não ser imediatamente óbvios, como a água da solução ou o oxigênio da atmosfera.

Uma das maiores ferramentas disponíveis para nós na química é a experimentação. Se você realiza um experimento no qual duas soluções são misturadas, você pode fazer observações que o ajudarão a entender o que está acontecendo. Por exemplo, utilizar a informação da Tabela 4.1 para prever se um precipitado será formado não é nem de perto tão emocionante como ver realmente o precipitado se formar, como na Figura 4.4. Observações cuidadosas nas aulas práticas do curso farão com que a matéria das aulas teóricas seja mais bem assimilada.