

# Capítulo 3

## Estequiometria: cálculos com fórmulas e equações químicas

As reações químicas são compostas por substâncias que podemos representar na natureza por suas fórmulas químicas. Apesar de fórmulas químicas serem litoralmente mais curtas do que os nomes, não são meramente abreviações. Cada símbolo em cada fórmula química contém informações sobre as substâncias que elas representam.

Neste capítulo, examinaremos vários usos importantes das fórmulas químicas, como os enumerados no quadro “O que está por vir”. A área de estudo que examinaremos é conhecida como **estequiometria**, nome derivado das palavras gregas *stoicheion* ('elemento') e *metron* ('medida'). Estequiometria é uma ferramenta essencial na química. Problemas tão diversos como medir a concentração de ozônio na atmosfera, determinar o rendimento potencial de ouro a partir do mineral e avaliar diferentes processos para converter carvão em combustíveis passaram a ser solucionados com o auxílio da estequiometria.

A estequiometria é baseada em entendimento do princípio atômico (Box 2.4) e em um princípio fundamental, a lei da conservação da massa: A massa total de uma substância presente no final de uma reação química é a mesma massa total de inicio da reação. O nobre francês e cientista Antoine Lavoisier (Figura 3.1) descreveu esse importante lei quando no final do século XVII, em seu livro de química publicado em 1789, Lavoisier expôs a lei numa matéria eloquente: "Qualquer fórmula [de] como uma máquina [é] contestável que, em todas as operações artificiais o material, nada se perde, nem se aumenta a quantidade de matéria que se depõe do experimento".

Com o avanço da teoria atômica, os químicos passaram a entender a base da lei da conservação da massa: Os átomos não são nem criados nem destruídos durante qualquer reação química. Assim, o mesmo conjunto de átomos está presente tanto antes quanto depois da reação. As mudanças que ocorrem durante qualquer reação são simplesmente um rearranjo dos átomos. Começaremos nossa abordagem a este capítulo, examinando como fórmulas e reações químicas são usadas para representar o rearranjo dos átomos que ocorre nas reações químicas.

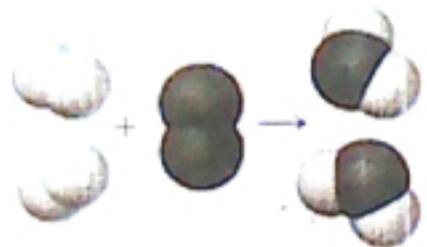
### ► O que está por vir ◀

- Compreenderá a base das reações químicas para escrever equações que representam reações.
- Deverá utilizar fórmulas químicas para calcular as massas das substâncias e as reações de átomo, incluindo os fatores que elas envolvem, e que nos levam ao conceito crucialmente importante de mol (10 mol = 6,022 × 10<sup>23</sup> átomos filhos, moléculas, íons etc.).
- Aplicarámos o conceito de mol para determinar as fórmulas químicas a partir das massas de cada elemento em certa quantidade de um composto.
- Utilizaremos a determinação quantitativa, incluindo a fórmulas e equações químicas com essa medida para prevermos as quantidades de substâncias consumidas e/ou produzidas em reações químicas.
- Essa seção também servirá à sua quando utilizar reagens e tabletas medicinais comprimidos dentro de casa, e a reações para desenhar passos do material inicial em reações que reagir.



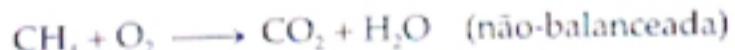


**Figura 3.1** Antoine Lavoisier (1734-1794) conduziu muitos estudos importantes sobre reações de combustão. Infelizmente, sua carreira foi interrompida cedo pela Revolução Francesa. Ele era membro da nobreza francesa e trabalhava como cobrador de impostos. Foi guilhotinado em 1794 durante os meses finais do Reino do Terror. Atualmente, ele é considerado o pai da química moderna por ter conduzido experimentos cuidadosamente controlados e por ter utilizado formas de medidas quantitativas.



um coeficiente na frente de uma fórmula química muda apenas a *quantidade*, e não a *identidade* das substâncias. Portanto,  $2\text{H}_2\text{O}$  significa duas moléculas de água,  $3\text{H}_2\text{O}$  significa três moléculas de água e assim por diante.

Para ilustrar o processo de balanceamento de equações, considere a reação que ocorre quando o metano ( $\text{CH}_4$ ), o principal componente do gás natural, queima-se ao ar para produzir o gás dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) e vapor de água ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Esses dois produtos contêm átomos de oxigênio que vêm do  $\text{O}_2$  do ar. Dizemos que a combustão ao ar é ‘favorecida pelo oxigênio’, significando que o oxigênio é um reagente. A equação não-balanceada é



[3.2]

**Figura 3.2** Combustão do gás hidrogênio. O gás é borbulhado por uma solução de sabão formando bolhas cheias de hidrogênio. Enquanto as bolhas flutuam para a superfície, elas são queimadas por uma vela em um bastão longo. A chama de cor laranja deve-se à reação do hidrogênio com o oxigênio do ar e resulta na formação de vapor de água.

**ATIVIDADE**

Leitura de uma reação química

Digitalizar com  
Varredura Rápida

densidade de 0,876 g/mL. Calcule a con-

solução é a quantidade de

de matéria.

### Capítulo 3 Estequiometria: cálculos com fórmulas e equações químicas

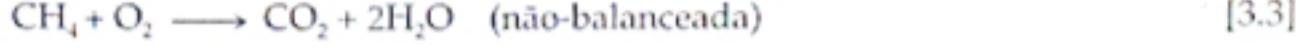
69

Símbolo químico	Significado	Composição
$H_2O$	Uma molécula de água:	
$2H_2O$	Duas moléculas de água:	
$H_2O_2$	Uma molécula de peróxido de hidrogênio:	

**Figura 3.3** Ilustração da diferença entre um índice inferior em uma fórmula química e um coeficiente diante da fórmula. Note que o número de átomos de cada tipo (listado ao lado de composição) é obtido pela multiplicação do coeficiente pelo índice inferior associado a cada elemento da fórmula.

Geralmente é melhor balancear primeiro os elementos que aparecem em um menor número de fórmulas químicas de cada lado da equação. No nosso exemplo, tanto o C quanto o H aparecem em apenas um reagente e, separadamente, em um produto cada um, portanto começamos examinando o  $CH_4$ . Vamos considerar primeiro o carbono e depois o hidrogênio.

Uma molécula de  $CH_4$  contém o mesmo número de átomos de C (um) que uma molécula de  $CO_2$ . Portanto, os coeficientes para essas substâncias *devem* ser os mesmos e escolhemos 1 para ambos à medida que começamos o processo de balanceamento. Entretanto, o reagente  $CH_4$  contém mais átomos de H (quatro) que o produto  $H_2O$  (dois). Se colocarmos um coeficiente 2 diante de  $H_2O$ , existirão quatro átomos de H em cada lado da equação:



Nesse estágio, os produtos têm mais átomos de O (quatro — dois de cada  $CO_2$  e dois da  $2H_2O$ ) do que os reagentes (dois). Se colocarmos o coeficiente 2 diante do  $O_2$ , completaremos o balanceamento fazendo o número de átomos de O ser igual em ambos os lados da equação:



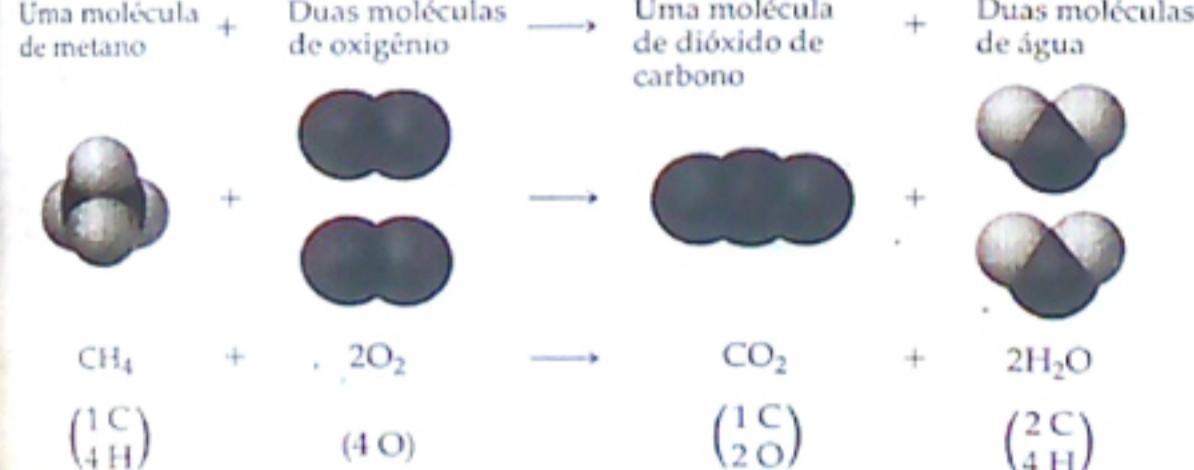
A visão molecular da equação balanceada é mostrada na Figura 3.4.

O método adotado para balancear a Equação 3.4 é, em grande parte, de tentativa-e-erro. Balanceamos cada tipo de átomo sucessivamente, ajustando os coeficientes como necessário. Esse método funciona para a maioria das equações químicas.

Normalmente informações adicionais são incluídas nas fórmulas em equações平衡adas para indicar o estado físico de cada reagente e produtos. Usamos os símbolos (g), (l), (s) e (aq) para gás, líquido, sólido e soluções aquosas (água), respectivamente. Portanto, a Equação 3.4 pode ser escrita



Algumas vezes as condições (como temperatura ou pressão) sob as quais a reação ocorre aparecem acima ou abaixo da seta da reação. O símbolo  $\Delta$  é, em geral, colocado acima da seta para indicar o uso de aquecimento.



**Figura 3.4** Equação química balanceada para a combustão de  $CH_4$ . Os desenhos das moléculas envolvidas chamam a atenção para a conservação dos átomos pela reação.



#### ATIVIDADES

Leitura de uma equação química balanceada, Contagem de átomos, Balanceamento de equações



Varredura Rápida

de 0,876 g/mL. Calcule a con-  
solução é a quantida... de matéria.



## FILME

Sódio e potássio na água

## COMO FAZER 3.1

Faça o balanceamento da seguinte equação:



**Solução** Começamos pela contagem dos átomos de cada tipo nos dois lados da seta. Os átomos de Na e O estão平衡ados (um Na e um O de cada lado), mas existem dois átomos de H à esquerda e três átomos de H à direita. Para aumentar o número de átomos de H à esquerda, colocamos o coeficiente 2 em frente de  $\text{H}_2\text{O}$ :



Esta escolha é uma tentativa inicial, mas coloca-nos no caminho certo. Agora que temos 2  $\text{H}_2\text{O}$ , precisamos recuperá-lo balanceamento dos átomos de O. Podemos recuperá-lo indo para o outro lado da equação e colocando um coeficiente 2 diante de  $\text{NaOH}$ :



Isso faz com que os átomos de H fiquem平衡ados, mas requer que voltemos para a esquerda e coloquemos um coeficiente 2 diante de Na para que os átomos de Na fiquem平衡ados novamente:



Finalmente, conferimos o número de átomos de cada elemento e encontramos que temos dois átomos de Na, quatro átomos de H e dois átomos de O em cada lado da equação. A equação está平衡ada.

## PRATIQUE

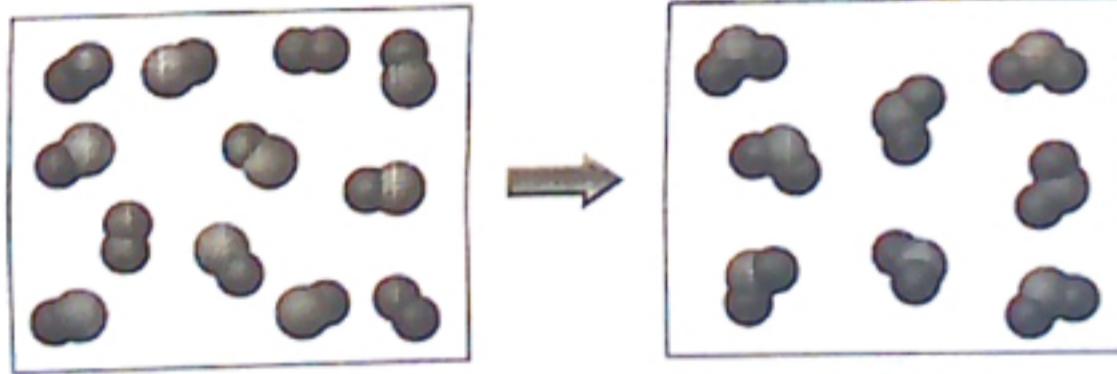
Faça o balanceamento das seguintes equações determinando os coeficientes não fornecidos:

- (a)  $\underline{\quad}\text{Fe}(s) + \underline{\quad}\text{O}_2(g) \longrightarrow \underline{\quad}\text{Fe}_3\text{O}_4(s)$   
(b)  $\underline{\quad}\text{C}_2\text{H}_4(s) + \underline{\quad}\text{O}_2(g) \longrightarrow \underline{\quad}\text{CO}_2(g) + \underline{\quad}\text{H}_2\text{O}(g)$   
(c)  $\underline{\quad}\text{Al}(s) + \underline{\quad}\text{HCl}(aq) \longrightarrow \underline{\quad}\text{AlCl}_3(aq) + \underline{\quad}\text{H}_2(g)$

Respostas: (a) 4, 3, 2; (b) 1, 3, 2, 2; (c) 2, 6, 2, 3.

## COMO FAZER 3.2

Os diagramas a seguir representam uma reação química na qual as esferas vermelhas são átomos de oxigênio e as esferas azuis são átomos de nitrogênio. (a) Escreva as fórmulas químicas para os reagentes e produtos. (b) Escreva a equação balanceada para a reação. (c) O diagrama é consistente com a lei da conservação de massa?

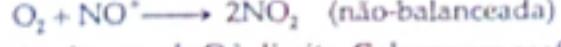


**Solução** (a) A caixa da esquerda, que representa os reagentes, contém dois tipos de moléculas, aquelas constituídas por dois átomos de oxigênio ( $\text{O}_2$ ) e aquelas constituídas por um átomo de nitrogênio e um átomo de oxigênio ( $\text{NO}$ ). A caixa da direita, que representa os produtos, contém apenas uma molécula composta de um átomo de nitrogênio e dois átomos de oxigênio ( $\text{NO}_2$ ).

(b) A equação química não-balanceada é



Nessa equação, existem três átomos de O do lado esquerdo da seta e dois átomos de O do lado direito da seta. Podemos aumentar o número de átomos de O colocando um coeficiente 2 do lado dos produtos:



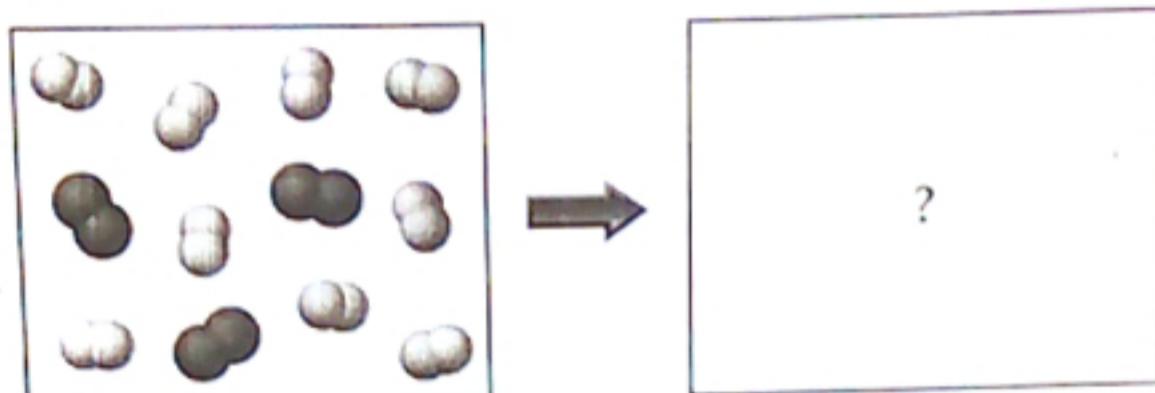
Agora existem dois átomos de N e quatro átomos de O à direita. Colocar um coeficiente 2 na frente do NO faz com que tanto os átomos de N quanto os átomos de O fiquem平衡ados:



(c) A caixa da esquerda (reagentes) contém quatro moléculas de  $O_2$  e oito moléculas de NO. Portanto, a razão molecular é um  $O_2$  para cada dois NO, como exigido pela equação balanceada. A caixa da direita (produtos) contém oito moléculas de  $NO_2$ . O número de moléculas de  $NO_2$  à direita é igual ao número de moléculas de NO à esquerda, como a equação balanceada exige. Contando os átomos, encontramos oito átomos de N em oito moléculas de NO na caixa da esquerda. Existem  $4 \times 2 = 8$  átomos de O nas moléculas de  $O_2$  e oito átomos de O nas moléculas de NO, perfazendo um total de 16 átomos de O. Na caixa da direita, encontramos oito átomos de N e  $8 \times 2 = 16$  átomos de O em oito moléculas de  $NO_2$ . Uma vez que existem números iguais de átomos de N e de O nas duas caixas, o desenho é consistente com a lei da conservação de massa.

#### PRATIQUE

Para ser consistente com a lei da conservação de massa, quantas moléculas de  $NH_3$  devem ser mostradas na caixa da direita do seguinte diagrama?



**Resposta:** Seis moléculas de  $NH_3$ .

## 3.2 Alguns padrões simples de reatividade química

Nessa seção examinaremos três tipos simples de reações que veremos com freqüência no decorrer do capítulo. A primeira razão para examinar essas reações é nos familiarizarmos mais com reações químicas e suas reações balanceadas. A segunda razão é considerar como podemos prever os produtos de algumas reações sabendo apenas seus reagentes. O segredo para prever os produtos formados em determinada combinação de reagentes é reconhecer padrões gerais de reatividade química. Reconhecer um padrão de reatividade para uma classe de substâncias fornece um entendimento mais amplo do que simplesmente decorar um grande número de reações não relacionadas entre si.

### Reações de combinação e decomposição

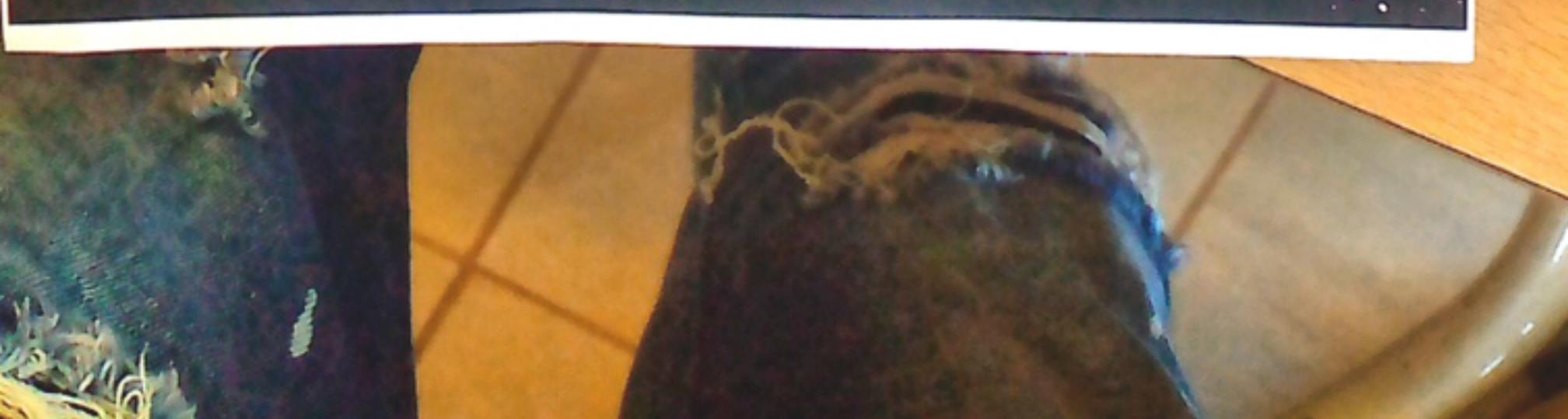
A Tabela 3.1 resume dois tipos simples de reações: reações de combinação e de decomposição. Em uma **reação de combinação** duas ou mais substâncias reagem para formar um produto. Existem vários exemplos de tal reação, especialmente aquelas nas quais os elementos se combinam para formar compostos. Por exemplo, magnésio metálico queima-se ao ar com uma claridade ofuscante para produzir óxido de magnésio, como mostrado na Figura 3.5:

**TABELA 3.1 Reações de combinação e decomposição**

Reações de combinação	
$A + B \longrightarrow C$	Dois reagentes se combinam para formar um único produto. Muitos elementos reagem com outros dessa maneira para formar compostos.
$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$	
$N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$	
$CaO(s) + H_2O(l) \longrightarrow CaOH_2(s)$	
Reações de decomposição	
$C \longrightarrow A + B$	Um único reagente quebra-se para formar duas ou mais substâncias.
$2KClO_3(s) \longrightarrow 2KCl(s) + 3O_2(g)$	Muitos compostos reagem dessa maneira quando aquecidos.
$PbCO_3(s) \longrightarrow PbO(s) + CO_2(g)$	
$Cu(OH)_2(s) \longrightarrow CuO(s) + H_2O(l)$	



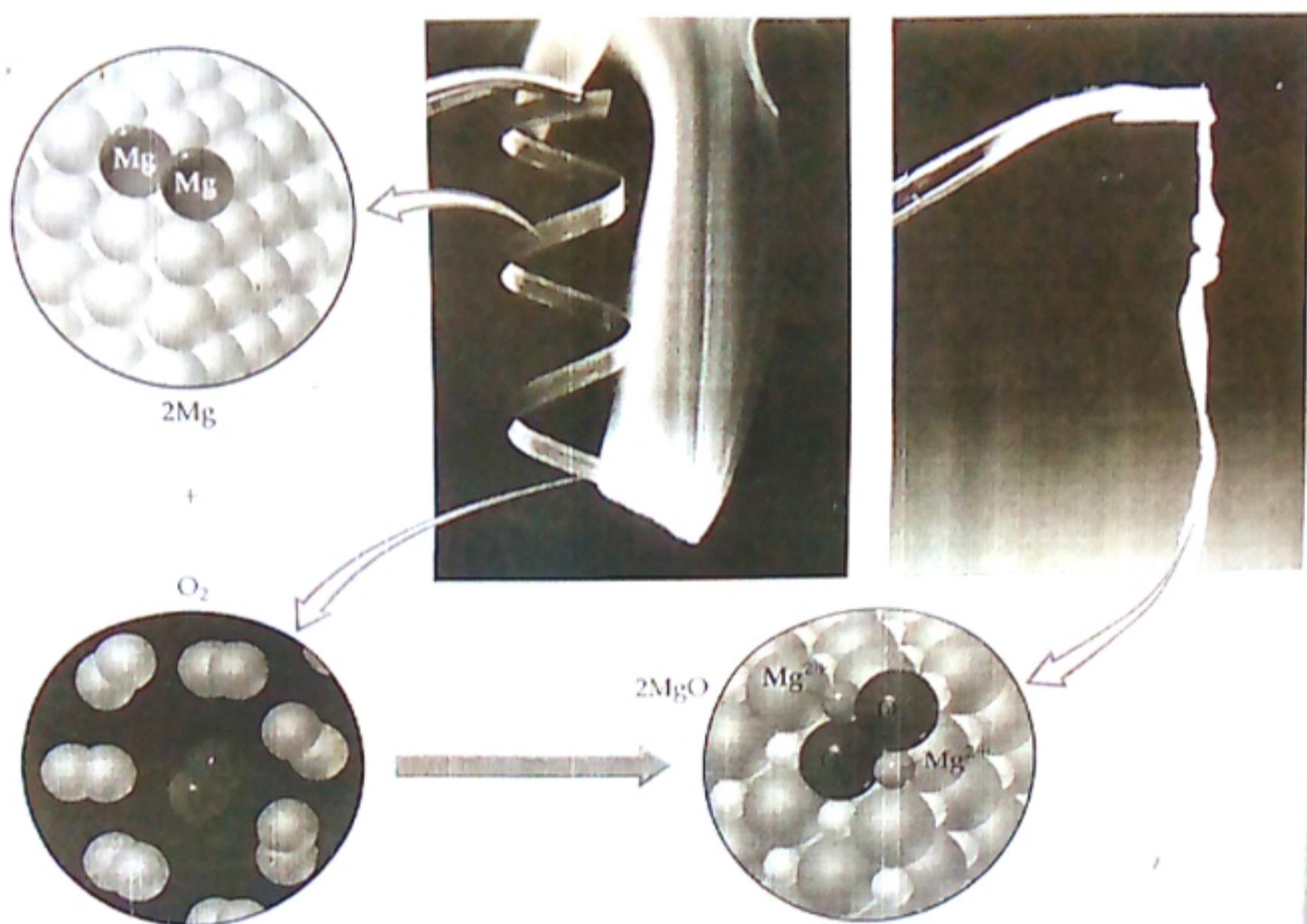
**FILMES**  
Reações com oxigênio,  
Formação de água



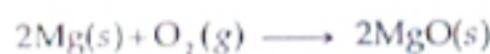
Digitalizar com  
**Varredura Rápida**

de 0,876 g/mL. Calcule a con-

a quantidade de



**Figura 3.5** Quando o magnésio metálico se queima, os átomos de Mg reagem com moléculas de O<sub>2</sub> do ar para formar óxido de magnésio, MgO, um sólido iônico:  $2\text{Mg}(s) + \text{O}_2(g) \longrightarrow 2\text{MgO}(s)$ . As fotos mostram o que se vê no laboratório. O cordão de metal de magnésio (à esquerda) é envolto em oxigênio do ar, e, enquanto ele se queima, uma chama intensa é produzida. Ao final da reação, sobra uma fita bem frágil de um sólido branco, MgO. Os modelos mostram a visão em nível atômico dos reagentes e produtos.



[36]

Con-

essa reação é usada para produzir a chama brilhante gerada por sinais luminosos.

Quando uma reação de combinação ocorre entre um metal e um não-metal, como na Equação 3.6, o produto é um sólido iônico. Relembre que a fórmula de um composto iônico pode ser determinada a partir das casas dos fons envolvidos. (Seção 2.7)

Quando o magnésio reage com o oxigênio, por exemplo, o magnésio perde elétrons e forma o íon magnésio, Mg<sup>2+</sup>. O oxigênio ganha elétrons e forma o íon óxido, O<sup>2-</sup>. Portanto, o produto da reação é MgO. Você deve ser capaz de reconhecer se uma reação é de combinação e prever os produtos de uma reação de combinação na qual os reagentes são um metal e não-metal.

Em uma reação de decomposição uma substância sobre uma reação para produzir outras ou mais substâncias. Muitos compostos sofrem reações de decomposição quando aquecidos. Por exemplo, muitos carbonatos metálicos decompõem-se para formar óxidos metálicos e dióxido de carbono quando aquecidos:



[37]

1 Quar  
de O<sub>2</sub>  
CO<sub>2</sub>

**Figura 3.6**

A decomposição da azida de sódio, NaN<sub>3</sub>(s), é usada para inflar airbags de automóveis. Quando ela é inflamada de maneira adequada, o NaN<sub>3</sub> se decompõe rapidamente, formando gás nitrogênio, N<sub>2</sub>(g), que expande o airbag.



Digitalizar com  
Varredura Rápida

A decomposição de  $CaCO_3$  é um importante processo comercial. Calcário ou conchas do mar, constituídos basicamente de  $CaCO_3$ , são aquecidos para preparar  $CaO$ , o qual é conhecido como cal ou cal viva. Mais de  $2,0 \times 10^{10}$  kg (22 milhões de toneladas) de  $CaO$  são usadas nos Estados Unidos anualmente, sobretudo para fabricar vidro, obter ferro a partir de seu minério e produzir argamassa para assentar tijolos.

A decomposição da azida de sódio ( $NaN_3$ ) libera  $N_2(g)$  rapidamente. Essa reação é usada para encher os *airbags* de segurança nos automóveis (Figura 3.6):



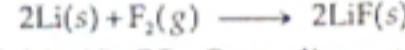
O sistema é desenvolvido de forma que um impacto aqueça uma tampa detonadora, que por sua vez causa a decomposição explosiva do  $NaN_3$ . Uma pequena quantidade de  $NaN_3$  (aproximadamente 100 g) forma grande quantidade de gás (aproximadamente 50 L). Abordaremos os volumes dos gases produzidos em reações químicas na Seção 10.5.

### COMO FAZER 3.3

Escreva as equações balanceadas das seguintes reações: (a) A reação de combinação que ocorre quando o lítio metálico reage com o gás fluoreto. (b) A reação de decomposição que ocorre quando o sólido carbonato de bário é aquecido. (Dois produtos são formados: um sólido e um gás.)

**Solução** (a) O símbolo para o lítio é Li. Com exceção do mercúrio, todos os metais são sólidos à temperatura ambiente. O flúor existe como uma molécula diatômica (veja Figura 2.19). Portanto, os reagentes são  $Li(s)$  e  $F_2(g)$ . O produto consistirá de um metal e um não-metal, logo esperamos que ele seja um sólido iônico. Os íons de lítio têm carga  $1+$ ,  $Li^+$ , enquanto os íons fluoreto têm carga  $1-$ ,  $F^-$ . A fórmula química para o produto é  $LiF$ .

A equação química balanceada é



(b) A fórmula química para o carbonato de bário é  $BaCO_3$ . Como dito no texto, muitos carbonatos decompõem-se para formar óxidos metálicos e dióxido de carbono quando aquecidos. Na Equação 3.7, por exemplo,  $CaCO_3$  decompõe-se formando  $CaO$  e  $CO_2$ . Assim, esperamos que  $BaCO_3$  se decomponha em  $BaO$  e  $CO_2$ . Além disso, tanto o bário quanto o cálcio pertencem ao grupo 2A da tabela periódica, o que sugere mais ainda que eles reajam do mesmo modo:



### PRATIQUE

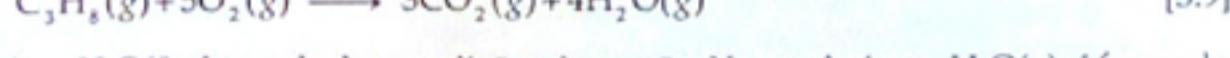
Escreva as equações químicas balanceadas para as seguintes reações: (a) sulfeto de mercúrio(II) sólido decompõe-se em seus elementos constituintes quando aquecido. (b) A superfície do alumínio metálico sofre uma reação de combinação com o oxigênio do ar.

**Respostas:** (a)  $HgS(s) \longrightarrow Hg(l) + S(s)$ ; (b)  $4Al(s) + 3O_2(s) \longrightarrow 2Al_2O_3(s)$ .

### Combustão ao ar

As reações de combustão são reações rápidas que produzem uma chama. A maioria das reações de combustão que observamos envolve  $O_2$  do ar como reagente. A Equação 3.5 e o exercício “Pratique 3.1 (b)” ilustram uma classe geral de reações envolvendo queima ou combustão de compostos hidrocarbonetos (compostos que contêm apenas carbono e hidrogênio, como  $CH_4$  e  $C_2H_4$ ). (Seção 2.9)

Quando hidrocarbonetos sofrem combustão ao ar, eles reagem com  $O_2$  para formar  $CO_2$  e  $H_2O$ .<sup>1</sup> O número de moléculas de  $O_2$  necessárias na reação e o número de moléculas de  $CO_2$  e  $H_2O$  formadas dependem da composição do hidrocarboneto, o qual atua como o combustível da reação. Por exemplo, a combustão de propano ( $C_3H_8$ ), um gás usado para cozinhar e aquecer residências, é descrito pela seguinte equação:



O estado físico da água,  $H_2O(g)$  ou  $H_2O(l)$ , depende das condições da reação. Vapor de água,  $H_2O(g)$ , é formado a altas temperaturas em um recipiente aberto. A chama azul produzida quando o propano se queima é mostrada na Figura 3.7.

<sup>1</sup> Quando existe uma quantidade insuficiente de  $O_2$  presente, monóxido de carbono (CO) será formado com  $CO_2$ . Se a quantidade de  $O_2$  é extremamente restrita, partículas finas de carbono, chamadas de fuligem, serão produzidas. A combustão completa produz  $CO_2$ . A menos que se especifique o contrário, trataremos combustão com o significado de combustão completa.



Figura 3.7 O propano,  $C_3H_8$ , queima-se ao ar, produzindo uma chama azul. O líquido propano vaporiza-se e mistura-se com o ar quando escapa pelo bico.

A combustão de derivados de hidrocarbonetos contendo oxigênio, como  $CH_3OH$ , também produz  $CO_2$  e  $H_2O$ . A regra simples de que hidrocarbonetos e seus derivados análogos que contêm oxigênio formam  $CO_2$  e  $H_2O$  quando se queimam resume o comportamento de aproximadamente 3 milhões de compostos. Muitas substâncias que nossos corpos usam como fonte de energia, a glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ), por exemplo, reagem com o  $O_2$  de maneira análoga em nossos organismos formando  $CO_2$  e  $H_2O$ . Porém, em nosso organismo as reações ocorrem em uma série de etapas à temperatura do corpo. Essas reações são descritas como *reações de oxidação*, e não como reações de combustão.

#### COMO FAZER 3.4

Escreva a equação balanceada para a reação que ocorre quando o metanol,  $CH_3OH(l)$ , é queimado ao ar.

**Solução** Quando qualquer composto contendo C, H e O sofre combustão, ele reage com o  $O_2(g)$  do ar para produzir  $CO_2(g)$  e  $H_2O(g)$ . Portanto, a equação não balanceada é



Uma vez que  $CH_3OH$  tem apenas um átomo de C, podemos começar o balanceamento usando o coeficiente 1 para o  $CO_2$ . Já que o  $CH_3OH$  tem quatro átomos de H, colocamos um coeficiente 2 diante de  $H_2O$  para balancear os átomos de H:



Isso nos dá quatro átomos de O junto dos produtos e três junto dos reagentes (um em  $CH_3OH$  e dois em  $O_2$ ). Podemos colocar o coeficiente fracionário  $\frac{1}{2}$  em frente do  $O_2$  para dar quatro átomos de O junto dos reagentes (existem  $\frac{1}{2} \times 2 = 1$  átomo de O em  $\frac{1}{2} O_2$ ):



Apesar de a equação estar agora balanceada, esta não é sua forma mais comum porque contém um coeficiente fracionário. Se multiplicarmos cada lado da equação por 2, eliminaremos a fração e chegaremos à seguinte equação balanceada:



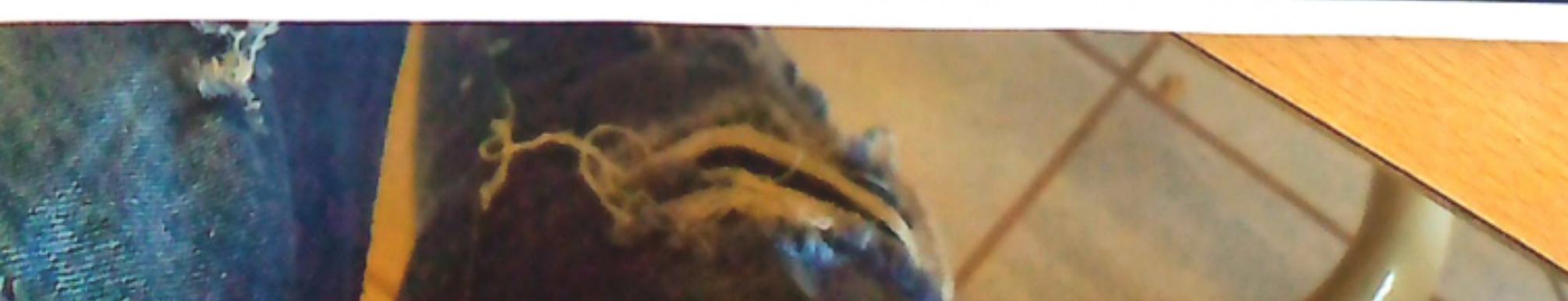
#### PRATIQUE

Escreva a equação balanceada para a reação que ocorre quando o etanol,  $C_2H_5OH(l)$ , é queimado ao ar.

**Resposta:**  $C_2H_5OH(l) + 3O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(g)$

### 3.3 Massa molecular

Tanto as fórmulas quanto as equações químicas têm significado *quantitativo*; os índices inferiores nas fórmulas e os coeficientes nas equações representam quantidades precisas. A fórmula  $H_2O$  indica que a molécula dessa substância contém exatamente dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio. Analogamente, a equação química balanceada para a combustão do propano —  $C_3H_8(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$ , mostrada na Equação 3.9 — indica que a combustão de uma molécula de  $C_3H_8$  necessita de cinco moléculas de  $O_2$  e produz exatamente três moléculas de  $CO_2$  e quatro de  $H_2O$ . Mas como relacionamos os números de átomos e moléculas com as quantidades que medimos no laboratório? Apesar de não podermos contar átomos ou moléculas diretamente, podemos determinar indiretamente seus números se conhecemos as massas. Assim, antes que possamos seguir os aspectos quantitativos de fórmulas e equações químicas, precisamos examinar as massas dos átomos e moléculas, o que faremos nesta seção e na próxima.



### Peso molecular e massa molecular

O **peso molecular**, **peso fórmula** ou **massa molecular** de uma substância é a soma das massas atômicas de cada átomo em sua fórmula química. Neste livro adotaremos o termo massa molecular porque foi sugerido pela IUPAC e é o mais correto. O termo peso fórmula não é usado no Brasil. O peso molecular, apesar de ser muito usado, não é correto porque peso é a massa multiplicada pela aceleração da gravidade. O ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ), por exemplo, possui massa molecular igual a 98,1  $\mu$ .

$$\begin{aligned} \text{MM do } H_2SO_4 &= 2(\text{MA do H}) + (\text{MA do S}) + 4(\text{MA do O}) \\ &= 2(1,0 \mu) + 32,1 \mu + 4(16,0 \mu) \\ &= 98,1 \mu \end{aligned}$$

Arredondamos as massas moleculares para uma casa depois da vírgula. As massas moleculares serão arredondadas dessa forma para a maioria dos problemas.

Se a fórmula química é simplesmente o símbolo químico de um elemento, como Na, a massa molecular é igual à massa atômica do elemento. A massa molecular da glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ), por exemplo, é

$$\text{MM de } C_6H_{12}O_6 = 6(12,0 \mu) + 12(1,0 \mu) + 6(16,0 \mu) = 180,0 \mu$$

Uma vez que substâncias iônicas existem como redes tridimensionais de íons (Figura 2.23), não é apropriado falar de moléculas de NaCl. Em vez disso, falamos em *fórmula unitária*, representada pela fórmula química da substância. A fórmula unitária do NaCl compõe-se de um íon  $Na^+$  e um íon  $Cl^-$ . Portanto, a massa molecular do NaCl é a massa de uma fórmula unitária:

$$\text{MM do NaCl} = 23,0 \mu + 35,5 \mu = 58,5 \mu$$

#### COMO FAZER 3.5

Calcule a massa molecular de (a) sacarose,  $C_{12}H_{22}O_{11}$  (açúcar refinado) e (b) nitrato de cálcio,  $Ca(NO_3)_2$ .

**Solução** (a) Somando as massas dos átomos na sacarose, vemos que a massa molecular é 342,0  $\mu$ :

$$\begin{aligned} 12 \text{ átomos de C} &= 12(12,0 \mu) = 144,0 \mu \\ 22 \text{ átomos de H} &= 22(1,0 \mu) = 22,0 \mu \\ 11 \text{ átomos de O} &= 1(16,0 \mu) = \underline{176,0 \mu} \\ &\quad 342,0 \mu \end{aligned}$$

(b) Se uma fórmula química tem parênteses, o índice inferior fora do parênteses é multiplicado por todos os átomos dentro dele. Assim, para  $Ca(NO_3)_2$ , temos

$$\begin{aligned} 1 \text{ átomo de Ca} &= 1(40,1 \mu) = 40,1 \mu \\ 2 \text{ átomos de N} &= 2(14,0 \mu) = 28,0 \mu \\ 6 \text{ átomos de O} &= 6(16,0 \mu) = \underline{96,0 \mu} \\ &\quad 164,1 \mu \end{aligned}$$

#### PRATIQUE

Calcule a massa molecular de (a)  $Al(OH)_3$  e (b)  $CH_3OH$ .

**Respostas:** (a) 78,0  $\mu$ ; (b) 32,0  $\mu$ .

#### Composição percentual a partir das fórmulas

Ocasionalmente teremos de calcular a *composição percentual* de um composto (isto é, a contribuição percentual em massa de cada elemento na substância). Por exemplo, no intuito de se verificar a pureza de um composto, podemos querer comparar a composição percentual calculada da substância com a encontrada experimentalmente. Calcular a composição percentual é um problema direto se conhecemos a fórmula química. O cálculo depende da massa molecular da substância, da massa atômica de cada elemento no qual estamos interessados e do número de átomos de cada elemento na fórmula química:



$$\% \text{ do elemento} = \frac{(\text{número de átomos desse elemento})(\text{massa atômica do elemento})}{(\text{massa molecular do composto})} \times 100\% \quad [3.10]$$

### COMO FAZER 3.6

Calcule a composição percentual de  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ .

**Solução** Vamos examinar essa questão usando as etapas de resolução de problemas dadas no quadro “Estratégias em química: Resolvendo problemas”.

**Análise:** dada a fórmula química de um composto,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , pede-se para calcular a composição percentual, ou seja, a porcentagem em massa de seus elementos constituintes (C, H e O).

**Planejamento:** podemos usar a Equação 3.10, contando com uma tabela periódica para obter as massas atômicas de cada elemento constituinte. As massas atômicas são usadas inicialmente para calcular a massa molecular do composto. (A massa molecular do  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , 342,0  $\mu$ , foi calculada em “Como fazer 3.5”.) Então temos de fazer três cálculos, um para cada elemento.

**Resolução:** usando a Equação 3.10, temos

$$\% \text{C} = \frac{(12)(12,0 \mu)}{342,0 \mu} \times 100\% = 42,1\%$$

$$\% \text{H} = \frac{(22)(1,0 \mu)}{342,0 \mu} \times 100\% = 6,4\%$$

$$\% \text{O} = \frac{(11)(16,0 \mu)}{342,0 \mu} \times 100\% = 51,5\%$$

**Conferência:** a soma das porcentagens dos elementos individuais deve ser igual a 100%, o que é verdade nesse caso. Poderíamos usar mais algarismos significativos para nossas massas atômicas, resultando em mais algarismos significativos para a composição percentual, mas aderimos à diretriz sugerida para arredondar as massas atômicas para uma casa após a vírgula.

### PRATIQUE

Calcule a porcentagem de nitrogênio, em massa, em  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .

**Resposta:** 17,1%.



### Estratégias na química

### Solução de problemas

A chave do sucesso na solução de problemas é a prática. À medida que você pratica, é possível melhorar suas habilidades seguindo esses passos:

**Passo 1: Analise o problema.** Leia o problema cuidadosamente para uma boa compreensão. O que ele diz? Desenhe uma figura ou um diagrama que o ajude a visualizá-lo. Anote os dados que são fornecidos. Identifique, também, a grandeza que você precisa obter (a incógnita) e a anote.

**Passo 2: Desenvolva um plano para solucionar o problema.** Considere os possíveis caminhos entre a informação dada e a incógnita. Que princípios ou equações podem relacionar os dados fornecidos à incógnita? Lembre-se de que alguns dados podem não ser fornecidos explicitamente no problema, você pode ter de conhecer certas grandezas (como o número de Avogadro, o qual veremos em

breve) ou procurá-las em tabelas (como as massas atômicas). Lembre-se, também, de que seu plano pode envolver um único passo ou uma série deles com respostas intermediárias.

**Passo 3: Solucione o problema.** Utilize a informação dada e as equações apropriadas ou relações para ajudar a encontrar a incógnita. Análise dimensional (Seção 1.6) é uma ferramenta útil para a solução de grande número de problemas. Preste atenção aos algarismos significativos, sinais e unidades.

**Passo 4: Verifique a solução.** Leia o problema novamente para certificar-se de que todas as soluções pedidas foram encontradas. Sua resposta faz sentido? Isto é, a resposta está extremamente longa ou reduzida, ou está era um limite razoável? Finalmente, as unidades e os algarismos significativos estão corretos?



densidade de 0,876 g/mL. Calcule a con...  
solução é a quantidade de matéria da...  
de matéria de soluto ( $C$ ) a...  
partir da massa

### Capítulo 3 Estequioimetria: cálculos com fórmulas e equações químicas

77

#### 3.4 O mol

Mesmo as menores amostras com que trabalhamos no laboratório contêm enormes números de átomos, íons ou moléculas. Por exemplo, uma colher de chá de água (aproximadamente 5 mL) contém  $2 \times 10^{23}$  moléculas de água, um número tão grande que praticamente dificulta a compreensão. Por isso, os químicos inventaram uma unidade de contagem especial para descrever números grandes de átomos e moléculas.

No dia-a-dia usamos unidades de contagem como dúzia (12 objetos) e grossa (144 objetos) para lidar com quantidades modestamente grandes. Em química a unidade para lidar com o número de átomos, íons ou moléculas em uma amostra de tamanho normal é o **mol**.<sup>2</sup> Um mol é a quantidade de matéria que contém tantos objetos (átomos, moléculas ou o que considerarmos) quantos números de átomos em exatamente 12 g de  $^{12}\text{C}$  isotopicamente puro. A partir de experimentos, os cientistas determinaram que esse número é  $6,0221421 \times 10^{23}$  e o chamaram de número de Avogadro, em homenagem ao cientista italiano Amedeo Avogadro (1776–1856). Para muitos propósitos usaremos  $6,02 \times 10^{23}$  ou  $6,022 \times 10^{23}$  para o número de Avogadro no decorrer deste livro.

Um mol de átomos, um mol de moléculas ou um mol de qualquer coisa contém o número de Avogadro desses objetos:

$$1 \text{ mol de átomos de } ^{12}\text{C} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de } ^{12}\text{C}$$

$$1 \text{ mol de moléculas de H}_2\text{O} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

$$1 \text{ mol de íons NO}_3^- = 6,02 \times 10^{23} \text{ íons de NO}_3^-$$

O número de Avogadro é tão grande que se torna difícil concebê-lo. Espalhar  $6,02 \times 10^{23}$  de bolas de gude por toda a superfície da Terra produziria uma camada aproximadamente igual a 5 km de espessura. Se o número de Avogadro de moedas norte-americanas de um centavo fosse colocado lado a lado em uma linha reta, circularia a Terra 300 trilhões ( $6 \times 10^{14}$ ) de vezes.

##### COMO FAZER 3.7

Sem usar uma calculadora, coloque as seguintes amostras em ordem crescente de números de átomos de carbono: 12 g  $^{12}\text{C}$ , 1 mol de  $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $9 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{CO}_2$ .

##### Solução

**Análise:** foram dadas as quantidades de diferentes substâncias expressas em gramas, mols e número de moléculas. Pede-se que essas amostras sejam colocadas em ordem crescente de números de átomos de C.

**Planejamento:** para determinar o número de átomos de C em cada amostra, devemos converter g de  $^{12}\text{C}$ , mols de  $\text{C}_2\text{H}_2$  e moléculas de  $\text{CO}_2$  para números de átomos de C, usando a definição de um mol e o número de Avogadro.

**Resolução:** um mol é definido como a quantidade de matéria que contém tantos objetos quantos números de átomos em exatamente 12 g de  $^{12}\text{C}$ . Assim, 12 g de  $^{12}\text{C}$  contêm 1 mol de átomos de C (isto é,  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de C). Em 1 mol de  $\text{C}_2\text{H}_2$  existem  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{C}_2\text{H}_2$ . Como existem dois átomos de C em cada molécula de  $\text{C}_2\text{H}_2$ , ela contém  $12 \times 10^{23}$  átomos de C. Uma vez que cada molécula de  $\text{CO}_2$  contém um átomo de C, a amostra de  $\text{CO}_2$  contém  $9 \times 10^{23}$  átomos de C. A ordem é 12 g de  $^{12}\text{C}$  ( $6 \times 10^{23}$  átomos de C) <  $9 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{CO}_2$  ( $9 \times 10^{23}$  átomos de C) < 1 mol de  $\text{C}_2\text{H}_2$  ( $12 \times 10^{23}$  átomos de C).

##### PRATIQUE

Sem usar a calculadora, coloque as seguintes amostras em ordem crescente de número de átomos de O: 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}$ , 1 mol de  $\text{CO}_2$ ,  $3 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{O}_3$ .

**Resposta:** 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}$  <  $3 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{O}_3$  < 1 mol de  $\text{CO}_2$ .

<sup>2</sup> O termo *mol* vem da palavra latina *moles*, significa ‘uma massa’. O termo *molécula* é a forma diminutiva dessa palavra e significa ‘uma pequena massa’.

$\text{g/mL}$ . Calcule a con-

solução é a quantidade de matéria de soluto ( $C$ ) em

de matéria de soluto ( $C$ ) a

partir da massa

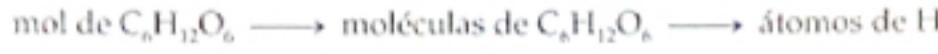
### COMO FAZER 3.8

Calcule o número de átomos de H em 0,350 mol de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

Solução

Análise: foram dadas tanto a quantidade da substância (0,350 mol) quanto sua fórmula química ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ). A incógnita é o número de átomos de H nessa amostra.

Planejamento: o número de Avogadro fornece o fator de conversão entre a quantidade de matéria ou número de mols de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  e o número de moléculas de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ . Sabendo-se o número de moléculas de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , é possível usar a fórmula química, que nos diz que cada molécula de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  contém 12 átomos de H. Portanto, convertemos mols de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  em moléculas de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  para determinarmos o número de átomos de H a partir do número de moléculas de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ :



Resolução:

$$\begin{aligned} \text{átomos de H} &= (0,350 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left( \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left( \frac{12 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula}} \right) \\ &= 2,53 \times 10^{24} \text{ átomos de H} \end{aligned}$$

Conferência: o valor dessa resposta é razoável; é um número aproximadamente tão grande quanto o de Avogadro. Podemos, ainda, fazer os seguintes cálculos por aproximação: multiplicando  $0,35 \times 6 \times 10^{23}$  resulta aproximadamente  $2,4 \times 10^{23}$  moléculas. Multiplicando esse resultado por 12, temos  $24 \times 10^{23} = 2,4 \times 10^{24}$  átomos de H, o que estaria de acordo com os cálculos mais detalhados feitos anteriormente. Tendo sido requisitado o número de átomos de H, a unidade da resposta está correta. Os dados fornecidos têm três algarismos significativos, de forma que nossa resposta também os tem.

### PRATIQUE

Quantos átomos de oxigênio existem em: (a) 0,25 mol de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  e (b) 1,50 mol de carbonato de sódio?

Respostas: (a)  $9,0 \times 10^{23}$ ; (b)  $2,71 \times 10^{24}$ .

### Massa molar

Uma dúzia é o mesmo número (12) se temos uma dúzia de ovos ou uma dúzia de elefantes. É óbvio que uma dúzia de ovos não tem a mesma massa que uma dúzia de elefantes. Da mesma forma, um mol é sempre o *mesmo número* ( $6,02 \times 10^{23}$ ), mas um mol de diferentes substâncias terá *diferentes massas*. Compare, por exemplo, 1 mol de  $^{12}\text{C}$  e 1 mol de  $^{24}\text{Mg}$ . Um único átomo de  $^{12}\text{C}$  tem massa de 12  $u$ , enquanto um único átomo de  $^{24}\text{Mg}$  tem massa duas vezes maior, 24  $u$  (para dois algarismos significativos). Como um mol apresenta sempre o mesmo número de partículas, um mol de  $^{24}\text{Mg}$  deve ter uma massa duas vezes maior que um mol de  $^{12}\text{C}$ . Já que um mol de  $^{12}\text{C}$  pesa 12 g (pela definição), um mol de  $^{24}\text{Mg}$  deve pesar 24 g. Portanto, a massa de um único átomo de um elemento (em  $u$ ) é numericamente igual à massa (em gramas) de 1 mol daquele elemento. Essa declaração é verdadeira independentemente do elemento:

1 átomo de  $^{12}\text{C}$  tem massa de 12  $u \Rightarrow$  1 mol de  $^{12}\text{C}$  tem massa de 12 g

1 átomo de Cl tem massa de 35,5  $u \Rightarrow$  1 mol de Cl tem massa de 35,5 g

1 átomo de Au tem massa de 197  $u \Rightarrow$  1 mol de Au tem massa de 197 g

Observe que quando tratamos com um isótopo em particular de um elemento, usamos a massa daquele isótopo; caso contrário, usamos a massa atómica (a massa atómica média) do elemento.

Para outros tipos de substâncias, existe a mesma relação numérica entre a massa molecular (em  $u$ ) e a massa (em gramas) de 1 mol de substância:

1 molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  tem massa de 18,0  $u \Rightarrow$  1 mol de  $\text{H}_2\text{O}$  tem massa de 18,0 g

1 íon  $\text{NO}_3^-$  tem massa de 62,0  $u \Rightarrow$  1 mol de  $\text{NO}_3^-$  tem massa de 62,0 g

1 unidade de  $\text{NaCl}$  tem massa de 58,5  $u \Rightarrow$  1 mol de  $\text{NaCl}$  tem massa de 58,5 g

A Figura 3.8 ilustra a relação entre a massa de uma única molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  e a de um mol de  $\text{H}_2\text{O}$ .



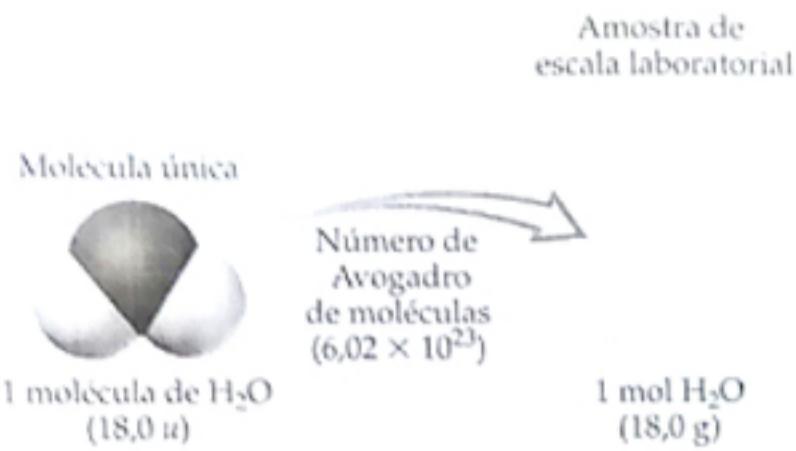
**COMO FAZER 3.9**

Qual é a massa em gramas de 1,000 mol de glicose,  $C_6H_{12}O_6$ ?

**Solução**

**Capítulo 3** Estequiométria: cálculos com fórmulas e equações químicas

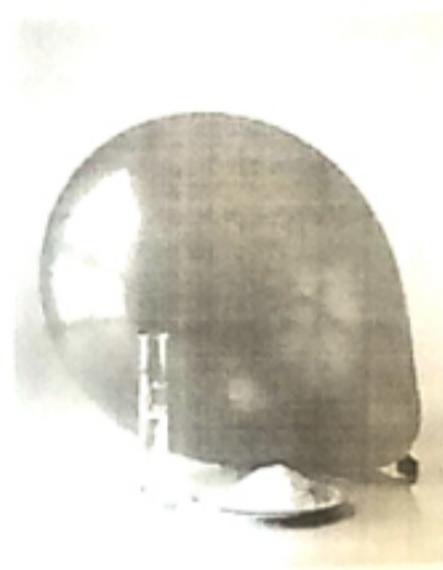
79



**Figura 3.8** Relação entre uma única molécula e sua massa e um mol e sua massa, utilizando  $H_2O$  como exemplo.

A massa em gramas de 1 mol de certa substância (isto é, a massa em gramas por mol) é chamada de **massa molar**. A *massa molar (em g/mol) de uma substância é sempre numericamente igual a sua massa molecular (em u)*. O NaCl, por exemplo, tem massa molar de 58,5 g/mol. Mais exemplos de relações molares são mostrados na Tabela 3.2. A Figura 3.9 apresenta quantidades de 1 mol de várias substâncias.

Os registros na Tabela 3.2 para N e N<sub>2</sub> apontam para a importância de se dizer a forma química de uma substância de maneira clara quando usamos o conceito de mol. Suponha que você leia que 1 mol de nitrogênio é produzido em uma reação em particular. Você pode interpretar essa frase como 1 mol de átomos de nitrogênio (14,0 g). Entretanto, a menos que se diga o contrário, provavelmente o que se quer falar é de 1 mol de moléculas de nitrogênio, N<sub>2</sub> (28,0 g), porque N<sub>2</sub> é forma química normal do elemento. Para evitar ambigüidades, é importante dizer explicitamente a forma química que está sendo discutida. Usar a fórmula química N<sub>2</sub> evita esses problemas.



**Figura 3.9** Um mol de um sólido, um mol de um líquido, um mol de um gás. Um mol de NaCl, o sólido, tem massa de 58,45 g. Um mol de  $H_2O$ , o líquido, tem massa de 18,0 g e ocupa um volume de 18,0 mL. Um mol de  $O_2$ , o gás, tem massa de 32,0 g e ocupa um balão de diâmetro igual a 35 cm.

**TABELA 3.2** Relações molares

Nome	Fórmula	Massa molecular (u)	Massa molar (g/mol)	Número e tipo de partículas em um mol
Nitrogênio atômico	N	14,0	14,0	$6,022 \times 10^{23}$ átomos de N
Nitrogênio molecular	N <sub>2</sub>	28,0	28,0	$6,022 \times 10^{23}$ moléculas de N <sub>2</sub>
Prata	Ag	107,9	107,9	$6,022 \times 10^{23}$ átomos de Ag
Ions prata	Ag <sup>+</sup>	107,9 <sup>*</sup>	107,9	$6,022 \times 10^{23}$ ions Ag <sup>+</sup>
Cloreto de bábio	BaCl <sub>2</sub>	208,2	208,2	$6,022 \times 10^{23}$ unidades de BaCl <sub>2</sub> $6,022 \times 10^{23}$ ions Ba <sup>2+</sup> $2(6,022 \times 10^{23})$ ions Cl <sup>-</sup>

\* Elétron tem massa insignificante; íons e átomos têm essencialmente a mesma massa.

densidade de 0,876 g/mL. Calcule a con-

solução é a quantidade de matéria de so-  
de matéria de soluto ( $C_6H_{12}O_6$ ) é cal-  
partir da massa da sol-

a: a ciência central

### COMO FAZER 3.9

Qual é a massa em gramas de 1,000 mol de glicose,  $C_6H_{12}O_6$ ?

Solução

Análise: foi dada a fórmula química da glicose e pede-se calcular sua massa molar.

Planejamento: encontra-se a massa molar de uma substância somando-se as massas atômicas de seus átomos constituintes.

Resolução:

$$\begin{aligned}6 \text{ átomos de C} &= 6(12,0) = 72,0 \text{ u} \\12 \text{ átomos de H} &= 12(1,0) = 12,0 \text{ u} \\6 \text{ átomos de O} &= 6(16,0) = \underline{\underline{96,0 \text{ u}}} \\&\qquad\qquad\qquad 180,0 \text{ u}\end{aligned}$$

Uma vez que a glicose tem uma massa molecular de 180,0 u, 1 mol dessa substância tem massa de 180,0 g. Em outras palavras,  $C_6H_{12}O_6$  tem massa molar de 180,0 g/mol.

Conferência: o valor dessa resposta parece razoável, e g/mol é a unidade apropriada para a massa molar.

Comentário: a glicose é algumas vezes chamada de dextrose. Também conhecida como o açúcar do sangue, ela é encontrada em grande abundância na natureza, como, por exemplo, no mel e nas frutas. Outros tipos de açúcares usados como alimentos devem ser convertidos em glicose no estômago ou fígado antes que possam ser utilizados como fontes de energia. Como a glicose não necessita ser convertida, ela é geralmente administrada de maneira intravenosa em pacientes que precisam de nutrição imediata.

PRATIQUE

Calcule a massa molar de  $Ca(NO_3)_2$ .

Resposta: 164,1 g/mol

### Conversões entre massas, mols e número de partículas

Conversões de massa para mols e vice-versa são comumente encontradas nos cálculos usando o conceito de mol. Esses cálculos são facilmente realizados pela análise dimensional, como mostrado no Como fazer 3.10 e 3.11".

O conceito de mol fornece a ponte entre massa e número de partículas. Para ilustrar como podemos converter massas e números de partículas, vamos calcular o número de átomos de cobre em uma moeda de cobre de um centavo norte-americano. Essa moeda pesa aproximadamente 3 g e consideremos que ela seja 100% de cobre:

$$\text{Átomos de Cu} = (3 \text{ g de Cu}) \left( \frac{1 \text{ mol de Cu}}{63,5 \text{ g de Cu}} \right) \left( \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de Cu}}{1 \text{ mol de Cu}} \right) = 3 \times 10^{22} \text{ átomos de Cu}$$

### COMO FAZER 3.10

Calcule a quantidade de matéria de glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) em 5,380 g de  $C_6H_{12}O_6$ .

Solução

Análise: foi dado o número de gramas de  $C_6H_{12}O_6$  e pede-se calcular a quantidade de matéria.

Planejamento: a massa molar de uma substância fornece o fator de conversão entre gramas e mols. A massa molar de  $C_6H_{12}O_6$  é 180,0 g/mol ("Como fazer 3.9").

Resolução: usando 1 mol de  $C_6H_{12}O_6$  = 180,0 g de  $C_6H_{12}O_6$  para escrever o fator de conversão apropriado, temos

$$\text{Mols de } C_6H_{12}O_6 = (5,380 \text{ g de } C_6H_{12}O_6) \left( \frac{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6}{180,0 \text{ g de } C_6H_{12}O_6} \right) = 0,02989 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6$$

Conferência: como 5,380 g é menor que a massa molar, é razoável que nossa resposta seja menor que 1 mol. A unidade de nossa resposta (mol) está apropriada. Os dados originais tinham quatro algarismos significativos, portanto nossa resposta também os tem.

PRATIQUE

Qual a quantidade de matéria de bicarbonato de sódio ( $NaHCO_3$ ) existente em 508 g de  $NaHCO_3$ ?

Resposta: 6,05 mol de  $NaHCO_3$



### COMO FAZER 3.11

Calcule a massa, em gramas, de 0,433 mol de nitrato de cálcio.

#### Solução

Análise: foi dada a quantidade de matéria de nitrato de cálcio e pede-se calcular a massa da amostra em gramas.

Planejamento: para se converter mols em gramas, precisamos da massa molar, que pode ser calculada usando a fórmula química e as massas atómicas.

Resolução: uma vez que o íon cálcio é  $Ca^{2+}$  e o íon nitrato é  $NO_3^-$ , o nitrato de cálcio é  $Ca(NO_3)_2$ . Somando as massas atómicas dos elementos no composto do resultado é uma massa molecular de 164,1 g. Usando 1 mol de  $Ca(NO_3)_2 = 164,1$  g de  $Ca(NO_3)_2$  para escrever o fator de conversão apropriado, temos:

$$\text{Gramas de } Ca(NO_3)_2 = (0,433 \text{ mol de } Ca(NO_3)_2) \left( \frac{164,1 \text{ g de } Ca(NO_3)_2}{1 \text{ mol de } Ca(NO_3)_2} \right) = 71,1 \text{ g de } Ca(NO_3)_2$$

Conferência: a quantidade de matéria é menor que 1; logo, o número de gramas deve ser menor que a massa molar, 164,1 g. Usando os números arredondados para estimativa, temos que  $0,5 \times 150 = 75$  g. Portanto, o valor de nossa resposta é razoável. Tanto a unidade (g) quanto o número de algarismos significativos (3) estão corretos.

#### PRATIQUE

Qual é a massa, em gramas, de (a) 6,33 mol de  $NaHCO_3$  e (b)  $3,0 \times 10^{-3}$  mol de ácido sulfúrico?

Respostas: (a) 532 g; (b)  $2,9 \times 10^{-3}$  g.

Observe como a análise dimensional (Seção 1.6) fornece uma rota direta de gramas para número de átomos. A massa molar e o número de Avogadro são usados como fatores de conversão de gramas → mols → átomos. Note também que nossa resposta é um número muito grande. Sempre que você calcular o número de átomos, moléculas ou íons em uma amostra normal de matéria, você pode esperar que a resposta seja muito grande. Contrariamente, a quantidade de matéria em uma amostra normalmente será muito menor, muitas vezes menor que 1. O procedimento geral para converter massa e número de unidades da fórmula (átomos, moléculas, íons ou o que quer que esteja representado na fórmula química) de uma substância está resumido na Figura 3.10.

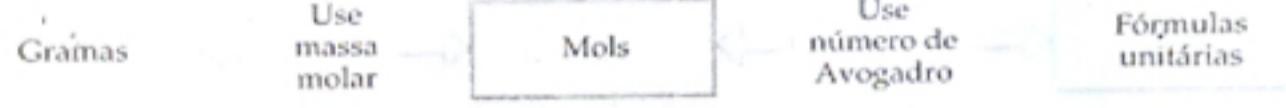


Figura 3.10 Esboço do procedimento usado para converter a massa de uma substância em gramas e o número de fórmulas unitárias da substância. A quantidade de matéria da substância é central para o cálculo; assim, o conceito de mol pode ser tido como uma ponte entre a massa de uma substância e o número de fórmulas unitárias.

### COMO FAZER 3.12

Quantas moléculas de glicose existem em 5,23 g de  $C_6H_{12}O_6$ ?

#### Solução

Análise: foram dados o número de gramas de glicose e sua fórmula química e pede-se calcular o número de moléculas de glicose.

Planejamento: a estratégia para determinar o número de moléculas em certa quantidade de uma substância está resumida na Figura 3.10. Devemos converter 5,23 g de  $C_6H_{12}O_6$  para mols de  $C_6H_{12}O_6$ , que então pode ser convertido para moléculas de  $C_6H_{12}O_6$ . A primeira conversão usa a massa molar de  $C_6H_{12}O_6$ : 1 mol de  $C_6H_{12}O_6 = 180,0$  g de  $C_6H_{12}O_6$ . A segunda conversão usa o número de Avogadro.

#### Resolução:

Moléculas de  $C_6H_{12}O_6$

$$= (5,23 \text{ g de } C_6H_{12}O_6) \left( \frac{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6}{180,0 \text{ g de } C_6H_{12}O_6} \right) \left( \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas de } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6} \right)$$
$$= 1,75 \times 10^{22} \text{ moléculas de } C_6H_{12}O_6$$



solução é a quantidade de matéria de soluto (C) em mol/liter, obtida a partir da massa (m) e da densidade (d) da solução.

Exemplos com fórmulas e equações químicas

**Conferência:** o valor da resposta é razoável. Como a massa com que começamos é menor que um mol, deve haver menos de  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas. Podemos fazer uma estimativa aproximada da resposta:  $5/200 = 2,5 \times 10^{-2}$  mol;  $2,5 \times 10^{-2} \times 6 \times 10^{23} = 15 \times 10^{21} = 1,5 \times 10^{22}$  moléculas. A unidade (molécula) e os algarismos significativos (3) estão apropriados.

**Comentário:** se fosse pedido também o número de átomos de um elemento em particular, seria necessário um fator adicional para converter o número de moléculas em número de átomos. Por exemplo, existem seis átomos de O em uma molécula de  $C_6H_{12}O_6$ . Assim, o número de átomos de O na amostra é

$$\begin{aligned}\text{Átomos de O} &= (1,75 \times 10^{22} \text{ moléculas de } C_6H_{12}O_6) \left( \frac{6 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de } C_6H_{12}O_6} \right) \\ &= 1,05 \times 10^{23} \text{ átomos de O}\end{aligned}$$

#### PRATIQUE

(a) Quantas moléculas de ácido nítrico existem em 4,20 g de  $HNO_3$ ? (b) Quantos átomos de O existem nessa amostra?

**Respostas:** (a)  $4,01 \times 10^{22}$  moléculas; (b)  $1,20 \times 10^{23}$  átomos de O.

## 3.5 Fórmulas mínimas a partir de análises

A fórmula mínima de uma substância diz o número relativo de átomos de cada elemento que ela contém. Assim, a fórmula  $H_2O$  indica que a água contém dois átomos de H para cada átomo de O. Essa razão também se aplica em nível molar; logo, 1 mol de  $H_2O$  contém 2 mols de átomos de H e 1 mol de átomos de O. Reciprocamente, a razão da quantidade de matéria de cada elemento em um composto dá os índices inferiores da fórmula mínima do composto. Portanto, o conceito de mol fornece uma maneira de calcular as fórmulas mínimas de substâncias químicas, como mostrado nos exemplos a seguir.

O mercúrio forma um composto com cloro que tem 73,9% de mercúrio e 26,1% de cloro em massa. Isso significa que se tivermos uma amostra com 100 g de sólido, ela conteria 73,9 g de mercúrio (Hg) e 26,1 g de cloro (Cl). (Quaisquer quantidades de amostras podem ser usadas nesse tipo de problema, mas geralmente usaremos 100,0 g para simplificar os cálculos de massa a partir da porcentagem.) O uso das massas atômicas dos elementos dá a massa molar; calculamos a quantidade de matéria de cada elemento na amostra.

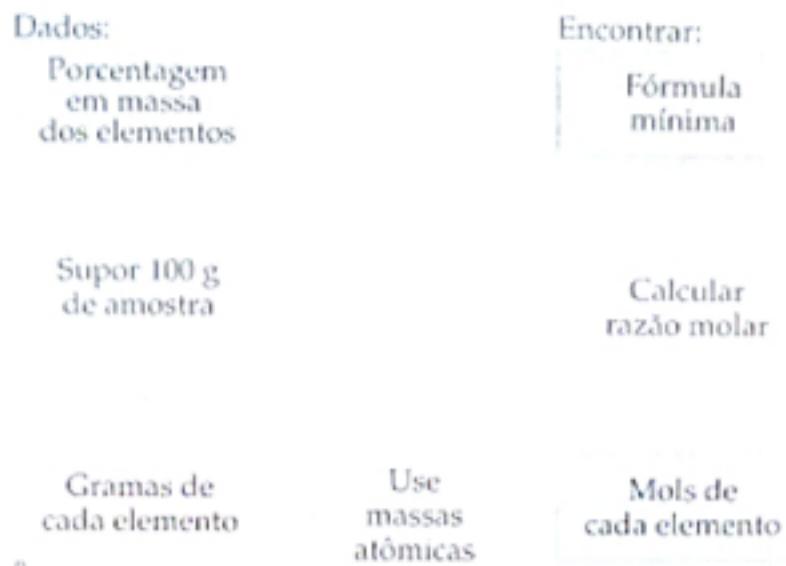
$$(73,9 \text{ g de Hg}) \left( \frac{1 \text{ mol de Hg}}{200,6 \text{ g de Hg}} \right) = 0,368 \text{ mol de Hg}$$

$$(26,1 \text{ g de Cl}) \left( \frac{1 \text{ mol de Cl}}{35,5 \text{ g de Cl}} \right) = 0,735 \text{ mol de Cl}$$

Divide-se, assim, a maior quantidade de matéria (0,735 mol) pela menor (0,368 mol) para obter-se uma razão molar de 1,99 : 1:

$$\frac{\text{mols de Cl}}{\text{mols de Hg}} = \frac{0,735 \text{ mol de Cl}}{0,368 \text{ mol de Hg}} = \frac{1,99 \text{ mol de Cl}}{1 \text{ mol de Hg}}$$

Devido a erros experimentais, os resultados podem não levar a números inteiros exatos para a razão de mols. O número 1,99 é muito próximo de 2; podemos, então, concluir com segurança que a fórmula mínima para o composto é  $HgCl_2$ . Essa é a fórmula mais simples, ou mínima porque seus índices inferiores são os menores números inteiros que representam a razão dos átomos presentes no composto.  (Seção 2.6) O procedimento geral para determinar fórmulas mínimas é ressaltado na Figura 3.11.



**Figura 3.11** Esboço do procedimento utilizado para se calcular a fórmula mínima de uma substância a partir de sua composição percentual. O procedimento é também resumido como “porcentagem para massa, massa para mol, dividir pelo menor, multiplicar até obter um número inteiro”.



**ATIVIDADE**  
Determinação de fórmula molecular:  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$

### COMO FAZER 3.13

O ácido ascórbico (vitamina C) contém 40,92% de C, 4,58% de H e 54,50% de O em massa. Qual é a fórmula mínima do ácido ascórbico?

Solução

Análise: foram dadas as massas percentuais dos elementos no ácido ascórbico e pede-se sua fórmula mínima.

Planejamento: a estratégia para determinar a fórmula mínima de uma substância a partir de sua composição elemental envolve as quatro etapas dadas na Figura 3.11.

Resolução: em primeiro lugar, vamos assumir, para simplificar, que temos exatamente 100 g de material (apesar de qualquer número poder ser usado). Em 100 g de ácido ascórbico, teremos

$$40,92 \text{ g de C}, 4,58 \text{ g de H e } 54,50 \text{ g de O}.$$

Em segundo lugar, calculamos a quantidade de matéria de cada elemento na amostra:

$$\text{Mols de C} = (40,92 \text{ g de C}) \left( \frac{1 \text{ mol de C}}{12,01 \text{ g de C}} \right) = 3,407 \text{ mol de C}$$

$$\text{Mols de H} = (4,58 \text{ g de H}) \left( \frac{1 \text{ mol de H}}{1,008 \text{ g de H}} \right) = 4,54 \text{ mol de H}$$

$$\text{Mols de O} = (54,50 \text{ g de O}) \left( \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} \right) = 3,406 \text{ mol de O}$$

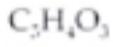
Em terceiro lugar, determinamos a relação mais simples de números para as quantidades de matéria dividindo-se cada uma delas pelo menor número, 3,406:

$$\text{C} : \frac{3,407}{3,406} = 1,000 \quad \text{H} : \frac{4,54}{3,406} = 1,33 \quad \text{C} : \frac{3,406}{3,406} = 1,000$$

A razão para H está muito menor que 1 para atribuir a diferença ao erro experimental; na realidade, é muito próxima de  $1\frac{1}{3}$ , sugerindo que, se multiplicarmos a relação por 3, poderemos obter números inteiros:

$$\text{C} : \text{H} : \text{O} = 3(1 : 1,33 : 1) = 3 : 4 : 3$$

A relação molar nos dá os índices inferiores para a fórmula mínima. Assim, a fórmula mínima é



Conferência: é tranquilizador o fato de que os índices inferiores são números inteiros relativamente pequenos. Caso contrário, temos pouco para julgar se essa resposta é razoável.

### PRATIQUE

Em uma amostra de 5,325 g de benzoato de metila, um composto utilizado na fabricação de perfumes, encontraram-se 3,758 g de carbono, 0,316 g de hidrogênio e 1,251 g de oxigênio. Qual é a fórmula mínima dessa substância?

Resposta:  $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}$

### Fórmula molecular a partir de fórmula mínima

A fórmula obtida a partir das composições percentuais é sempre a fórmula mínima. Podemos obter a fórmula molecular a partir da fórmula mínima se conhecermos a massa molecular do composto. Os índices inferiores da fórmula molecular de uma substância são sempre números múltiplos inteiros dos índices inferiores da sua fórmula mínima. (Sec. 2.6) O múltiplo é encontrado comparando o peso da fórmula mínima com a massa molecular. Em "Como fazer 3.13", por exemplo, a fórmula mínima encontrada para o ácido ascórbico é  $C_6H_8O_6$ , resultando em uma massa molecular de  $3(12,0 \text{ u}) + 4(1,0 \text{ u}) + 3(16,0 \text{ u}) = 88,0 \text{ u}$ . A massa molecular determinada experimentalmente é 176 u. Assim, a molécula tem uma massa duas vezes maior ( $176/88,0 = 2,00$ ) e deve, portanto, apresentar duas vezes mais átomos de cada tipo do que são dados em sua fórmula mínima. Conseqüentemente, os índices inferiores na fórmula mínima devem ser multiplicados por 2 para se obter a fórmula molecular:  $C_{12}H_{16}O_{12}$ .

#### COMO FAZER 3.14

O mesitileno, hidrocarboneto encontrado em pequenas quantidades no petróleo, tem uma fórmula mínima  $C_3H_4$ . A massa molecular, determinada experimentalmente, para essa substância é 121 u. Qual é a fórmula molecular do mesitileno?

#### Solução

**Análise:** foram dadas a fórmula mínima e a massa molecular do mesitileno, e pede-se determinar sua fórmula molecular.

**Planejamento:** os índices inferiores em uma fórmula molecular são números múltiplos inteiros dos índices inferiores em sua fórmula mínima. Para encontrar o múltiplo apropriado, devemos comparar a massa molecular com a massa molecular da fórmula mínima.

**Resolução:** primeiro calculamos a massa molecular da fórmula mínima,  $C_3H_4$ :

$$3(12,0 \text{ u}) + 4(1,0 \text{ u}) = 40,0 \text{ u}$$

Em seguida, dividimos a massa molecular pelo peso da fórmula mínima para obter o fator usado para multiplicar os índices inferiores em  $C_3H_4$ :

$$\frac{\text{massa molecular}}{\text{massa molecular máxima}} = \frac{121}{40,0} = 3,02$$

Apenas números inteiros têm sentido físico, porque temos de lidar com átomos inteiros. O número 3,02 nesse caso resulta de um pequeno erro experimental na massa molecular. Portanto, multiplicamos cada índice inferior na fórmula mínima por 3 para dar a fórmula molecular:  $C_9H_{12}$ .

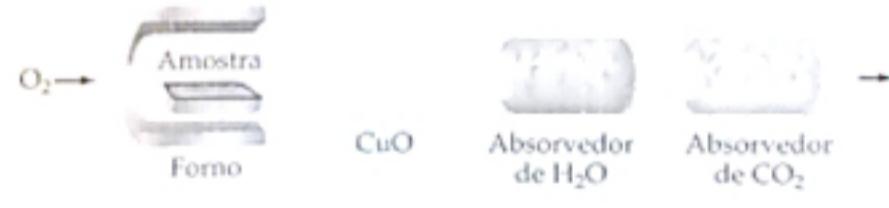
**Conferência:** podemos ter confiança no resultado porque dividindo a massa molecular pelo peso da fórmula mínima tem-se quase um número inteiro.

#### PRATIQUE

O etilenoglicol, substância usada em anticongelantes automotivos, é composto de 38,7% de C, 9,7% de H e 51,6% de O em massa. Sua massa molar é 62,1 g/mol. (a) Qual é a fórmula mínima do etilenoglicol? (b) Qual é sua fórmula molecular?

**Respostas:** (a)  $CH_3O$ ; (b)  $C_2H_6O_2$

**Figura 3.12** Instrumento para determinar porcentagens de carbono e hidrogênio em um composto. O óxido de cobre ajuda a oxidar traços de carbono e monóxido de carbono a dióxido de carbono e oxidar hidrogênio a água.



#### Análise por combustão

A fórmula mínima de um composto é baseada em experimentos que fornecem a quantidade de matéria de cada elemento na amostra do composto. É por isso que alguns autores usam fórmula 'empírica', que significa fórmula 'baseada na observação ou experimento'. Os químicos têm desenvolvido um número de diferentes técnicas experimentais para determinar as fórmulas mínimas dos compostos. Uma dessas técnicas é a análise por combustão, a mais utilizada para compostos contendo principalmente carbono e hidrogênio como seus elementos constituintes.

**FILME**  
Redução de CuO

$$\frac{m \text{ de } C_2H_6}{\text{massa da solução (massa do sólido)}} = 0,054 \text{ mol}$$

volume:  
nL

Quando um composto contendo carbono e hidrogênio sofre combustão completa em um aparelho como o mostrado na Figura 3.12, todo o carbono no composto é convertido em CO<sub>2</sub> e todo o hidrogênio, em H<sub>2</sub>O. (Seção 3.1) As quantidades de CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O produzidas são determinadas pela medida do aumento na massa de CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O absorvidos. A partir das massas de CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O, podemos calcular a quantidade de matéria de C e H no composto original e, a seguir, a fórmula mínima. Se um terceiro elemento está presente no composto, sua massa pode ser determinada subtraindo-se as massas de C e H da massa original do composto. Em "Como fazer 3.15", mostra-se como determinar a fórmula mínima de um composto contendo C, H e O.

### COMO FAZER 3.15

Álcool isopropílico, uma substância vendida como álcool de massagem, é composto de C, H e O. A combustão de 0,255 g de álcool isopropílico produz 0,561 g de CO<sub>2</sub> e 0,306 g de H<sub>2</sub>O. Determine a fórmula mínima do álcool isopropílico.

**Solução**

**Análise:** foram dadas as quantidades de CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O produzidas quando certa quantidade de álcool isopropílico sofre combustão. Devemos usar essa informação para determinar a fórmula mínima para o álcool isopropílico, uma tarefa que nos exige calcular a quantidade de matéria de C, H e O na amostra.

**Planejamento:** podemos usar o conceito de mol para calcular o número de gramas de C presentes no CO<sub>2</sub> e o número de gramas de H presentes na H<sub>2</sub>O. Essas são as quantidades de C e H presentes no álcool isopropílico antes da combustão. O número de gramas de O presentes no composto é igual à massa de álcool isopropílico menos a soma das massas de C e H. Uma vez que temos o número de gramas de C, H e O na amostra, podemos prosseguir como no "Como fazer 3.13": calcular a quantidade de matéria de cada elemento e determinar a razão molar, que fornece o índice inferior na fórmula mínima.

**Resolução:** para calcular o número de gramas de C, primeiro usamos a massa molar de CO<sub>2</sub>, 1 mol de CO<sub>2</sub> = 44,0 g de CO<sub>2</sub>, para converter gramas de CO<sub>2</sub> para mols de CO<sub>2</sub>. Uma vez que existe apenas um átomo de C em cada molécula de CO<sub>2</sub>, existe apenas 1 mol de átomos de C por mol de moléculas de CO<sub>2</sub>. Essa observação nos permite converter mols de CO<sub>2</sub> em mols de C. Finalmente, usamos a massa molar de C, 1 mol de C = 12,0 g de C, para converter mols de C para gramas de C. Combinando-se os três fatores de conversão, temos:

$$\text{Gramas de C} = (0,561 \text{ g de CO}_2) \left( \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44,0 \text{ g de CO}_2} \right) \left( \frac{12,0 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de CO}_2} \right) = 0,153 \text{ g de C}$$

O cálculo do número de gramas de H a partir das gramas de H<sub>2</sub>O é igual, apesar de que devemos nos lembrar da existência de 2 mols de átomos de H por 1 mol de moléculas de H<sub>2</sub>O:

$$\text{Gramas de H} = (0,306 \text{ g de H}_2\text{O}) \left( \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g de H}_2\text{O}} \right) \left( \frac{2 \text{ mols de H}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} \right) \left( \frac{1,01 \text{ g de H}}{1 \text{ mol de H}} \right) = 0,0343 \text{ g de H}$$

A massa total da amostra, 0,255 g, é a soma das massas de C, H e O. Logo, podemos calcular a massa de O como a seguir:

$$\begin{aligned} \text{Massa de O} &= \text{massa da amostra} - (\text{massa de C} + \text{massa de H}) \\ &= 0,255 \text{ g} - (0,153 \text{ g} + 0,0343 \text{ g}) = 0,068 \text{ g de O} \end{aligned}$$

Calculamos depois as quantidades de matéria de C, H e O na amostra:

$$\text{Mols de C} = (0,153 \text{ g de C}) \left( \frac{1 \text{ mol de C}}{12,0 \text{ g de C}} \right) = 0,0128 \text{ mol de C}$$

$$\text{Mols de H} = (0,0343 \text{ g de H}) \left( \frac{1 \text{ mol de H}}{1,01 \text{ g de H}} \right) = 0,0340 \text{ mol de H}$$

$$\text{Mols de O} = (0,068 \text{ g de O}) \left( \frac{1 \text{ mol de O}}{16,0 \text{ g de O}} \right) = 0,0043 \text{ mol de O}$$

Para encontrar a fórmula mínima, devemos comparar a quantidade relativa de matéria de cada elemento na amostra. A quantidade relativa de matéria de cada elemento é encontrada dividindo-se cada número pelo menor dos números, 0,0043. A razão molar C : H : O obtida é 2,98 : 7,91 : 1,00. Os dois primeiros números são muito próximos dos números inteiros 3 e 8, fornecendo uma fórmula mínima C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O.

### PRATIQUE

(a) O ácido caprônico, responsável pelo cheiro podre de meias sujas, é composto de átomos de C, H e O. A combustão de uma amostra de 0,225 g produz 0,512 g de CO<sub>2</sub> e 0,209 g de H<sub>2</sub>O. Qual é a fórmula mínima do ácido caprônico? (b) O ácido caprônico tem uma massa molar de 116 g/mol. Qual sua fórmula molecular?

**Resposta:** (a) C<sub>5</sub>H<sub>10</sub>O; (b) C<sub>8</sub>H<sub>16</sub>O<sub>2</sub>.

### 3.6 Informações quantitativas a partir de equações balanceadas

O conceito de mol permite-nos usar a informação quantitativa disponível em uma equação balanceada em nível macroscópico prático. Considere a seguinte equação balanceada:



Os coeficientes nos dizem que duas moléculas de H<sub>2</sub> reagem com cada molécula de O<sub>2</sub> para formar duas moléculas de H<sub>2</sub>O. Segue que as quantidades relativas de matéria são idênticas aos números relativos de moléculas:

2H <sub>2</sub> (g)	+	O <sub>2</sub> (g)	→	2H <sub>2</sub> O(l)
2 moléculas		1 molécula		2 moléculas
2(6,02 × 10 <sup>23</sup> moléculas)		6,02 × 10 <sup>23</sup> moléculas		2(6,02 × 10 <sup>23</sup> moléculas)
2 mols		1 mol		2 mols

Os coeficientes em uma equação química balanceada podem ser interpretados tanto como o número relativo de moléculas (ou fórmula unitária) envolvidas em uma reação quanto como a quantidade relativa de matéria.

As quantidades 2 mols de H<sub>2</sub>, 1 mol de O<sub>2</sub> e 2 mols de H<sub>2</sub>O, dadas pelos coeficientes da Equação 3.11, são chamadas de *quantidades estequiométricamente equivalentes*. A relação entre essas quantidades pode ser representada como:

$$2 \text{ mols de H}_2 \approx 1 \text{ mol de O}_2 \approx 2 \text{ mols de H}_2\text{O}$$

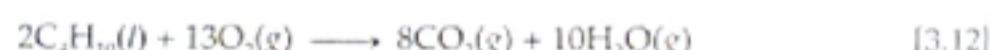
onde o símbolo  $\approx$  significa ‘estequiométricamente equivalente a’. Em outras palavras, a Equação 3.11 mostra 2 mols de H<sub>2</sub> e 1 mol de O<sub>2</sub> formando 2 mols de H<sub>2</sub>O. Essas relações estequiométricas podem ser usadas para fazer a conversão entre quantidades de reagentes e produtos em uma reação química. Por exemplo, a quantidade de matéria de H<sub>2</sub>O produzida a partir de 1,57 mol de O<sub>2</sub> pode ser calculada como a seguir:

$$\text{Mols de H}_2\text{O} = (1,57 \text{ mol de O}_2) \left( \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de O}_2} \right) = 3,14 \text{ mol de H}_2\text{O}$$



#### ATIVIDADE Cálculo estequiométrico

Como um exemplo adicional, considere a combustão do butano, o combustível de isqueiros descartáveis:



Vamos calcular a massa de CO<sub>2</sub> produzida quando 1,00 g de C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> é queimado. Os coeficientes na Equação 3.12 nos dizem como a quantidade de C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> consumida está relacionada com a quantidade de CO<sub>2</sub> produzida: 2 mol de C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>  $\approx$  8 mol de CO<sub>2</sub>. Entretanto, no intuito de usar essa relação devemos usar a massa molar de C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> para converter gramas de C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> para mols de C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>. Uma vez que 1 mol de C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> = 58,0 g de C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, temos:

$$\text{Mols de C}_4\text{H}_{10} = (1,00 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}) \left( \frac{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}}{58,0 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}} \right) = 1,72 \times 10^{-2} \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}$$

Podemos usar o fator estequiométrico a partir da equação balanceada, 2 mol de C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>  $\approx$  8 mol de CO<sub>2</sub>, para calcular mols de CO<sub>2</sub>:

$$\text{Mols de CO}_2 = (1,72 \times 10^{-2} \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}) \left( \frac{8 \text{ mol de CO}_2}{2 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} \right) = 6,88 \times 10^{-2} \text{ mol de CO}_2$$

Finalmente, podemos calcular a massa de CO<sub>2</sub>, em gramas, usando a massa molar de CO<sub>2</sub> (1 mol de CO<sub>2</sub> = 44,0 g de CO<sub>2</sub>):

$$\text{Gramas de CO}_2 = (6,88 \times 10^{-2} \text{ mol de CO}_2) \left( \frac{44,0 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} \right) = 3,03 \text{ g de CO}_2$$



Se a quantidade de matéria de soluto ( $C_4H_{10}$ ) é calculada a partir da massa da solução (massa do solvente),

$$\frac{g\ de\ C_4H_{10}}{g\ de\ C_4H_{10}} = 0,054\ mol$$

$$\frac{nL}{26\ g} = 263\ mL$$

### Capítulo 3 Estequiométrica: cálculos com fórmulas e equações químicas

87

Assim, a seqüência de conversão é



Esses passos podem ser combinados em uma única seqüência de fatores:

$$\text{Gramas de } CO_2 = (1,00\text{ g de } C_4H_{10}) \left( \frac{1\text{ mol de } C_4H_{10}}{58,0\text{ g de } C_4H_{10}} \right) \left( \frac{8\text{ mol de } CO_2}{2\text{ mol de } C_4H_{10}} \right) \left( \frac{44,0\text{ g de } CO_2}{1\text{ mol de } CO_2} \right) = 3,03\text{ g } CO_2$$

Analogamente, podemos calcular a quantidade de  $O_2$  consumida ou  $H_2O$  produzida nessa reação. Para calcular a quantidade de  $O_2$  consumida, nos baseamos, outra vez, nos coeficientes da equação balanceada para nos dar o fator estequiométrico apropriado: 2 mol de  $C_4H_{10} \approx 13$  mol  $O_2$ :

$$\text{Gramas de } CO_2 = (1,00\text{ g de } C_4H_{10}) \left( \frac{1\text{ mol de } C_4H_{10}}{58,0\text{ g de } C_4H_{10}} \right) \left( \frac{13\text{ mol de } O_2}{2\text{ mol de } C_4H_{10}} \right) \left( \frac{32,0\text{ g de } O_2}{1\text{ mol de } O_2} \right) = 3,59\text{ g de } O_2$$

A Figura 3.13 resume o procedimento geral usado para calcular as quantidades de substâncias consumidas ou produzidas em reações químicas. A reação química balanceada fornece as quantidades relativas de matéria dos reagentes e produtos envolvidos na reação.

Dados:

Gramas da substância A

Utilize massa molar de A

Quantidade de matéria da substância A

Encontrar:

Gramas da substância B

Utilize massa molar de B

Quantidade de matéria da substância B

**Figura 3.13** Esboço do procedimento utilizado para se calcular o número de gramas de um reagente consumido ou de um produto formado em uma reação, começando pelo número de gramas de um dos outros reagentes ou produtos.

#### COMO FAZER 3.16

Quantos gramas de água são produzidos na oxidação de 1,00 g de glicose,  $C_6H_{12}O_6$ ?



#### Solução

**Análise:** foram dados a massa de glicose e um reagente, e pede-se para determinar a massa de  $H_2O$  produzida em determinada equação.

**Planejamento:** a estratégia geral, como destacado na Figura 3.13, exige três etapas. Primeiro, a quantidade de  $C_6H_{12}O_6$  deve ser convertida de gramas para mols. Podemos, então, usar a equação balanceada, que relaciona a quantidade de matéria de  $C_6H_{12}O_6$  com a quantidade de matéria de  $H_2O$ : 1 mol de  $C_6H_{12}O_6 \approx 6$  mols de  $H_2O$ . Finalmente, a quantidade de matéria de  $H_2O$  deve se converter em gramas.

**Resolução:** em primeiro lugar, usamos a massa molar de  $C_6H_{12}O_6$  para converter gramas de  $C_6H_{12}O_6$  em mols de  $C_6H_{12}O_6$ :

$$\text{Mols de } C_6H_{12}O_6 = (1,00\text{ g de } C_6H_{12}O_6) \left( \frac{1\text{ mol de } C_6H_{12}O_6}{180,0\text{ g de } C_6H_{12}O_6} \right)$$

Em segundo lugar, usamos a equação balanceada para converter quantidade de matéria de  $C_6H_{12}O_6$  em quantidade de matéria de  $H_2O$ :

$\frac{1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,0 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 0,054 \text{ mol}$

$\frac{6 \text{ mols de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 3,33 \times 10^{-2} \text{ mols de H}_2\text{O}$

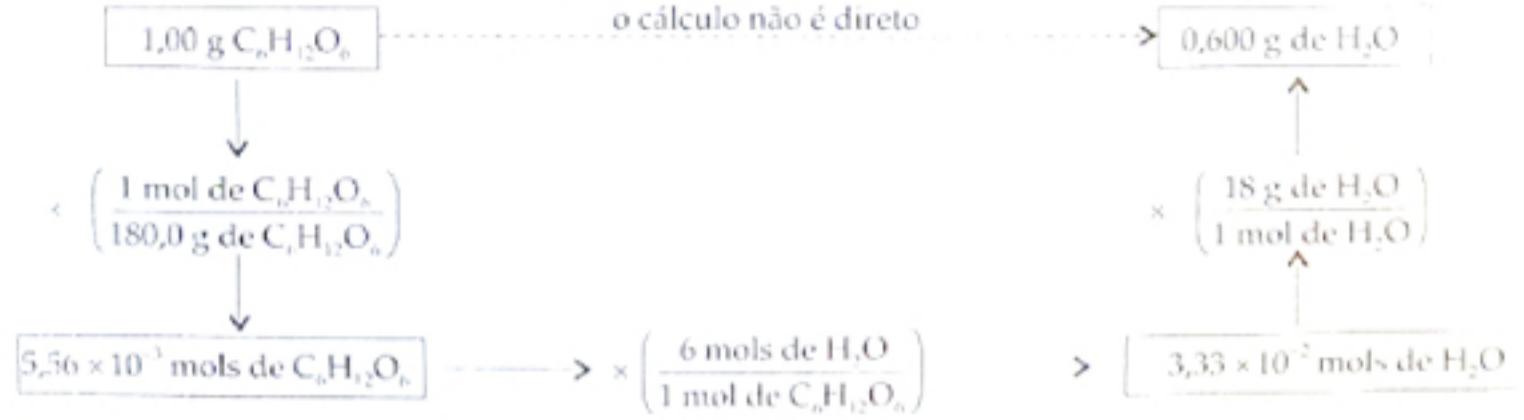
$\frac{18,0 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 0,600 \text{ g de H}_2\text{O}$

$$\text{Mols de H}_2\text{O} = (1,00 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left( \frac{1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,0 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left( \frac{6 \text{ mols de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right)$$

Em terceiro lugar, usamos a massa molar de H<sub>2</sub>O para converter quantidade de matéria de H<sub>2</sub>O em gramas de H<sub>2</sub>O.

$$\text{Gramas de H}_2\text{O} = (1,00 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left( \frac{1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,0 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left( \frac{6 \text{ mols de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left( \frac{18,0 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} \right) = 0,600 \text{ g de H}_2\text{O}$$

As etapas podem ser resumidas em um diagrama como o da Figura 3.13:



**Conferência:** uma estimativa do valor de nossa resposta:  $18/180 = 0,1$  e  $0,1 \times 6 = 0,6$  está de acordo com o cálculo exato. A unidade, gramas de H<sub>2</sub>O, está correta. O dado inicial tem três algarismos significativos, logo está correto termos três algarismos significativos na nossa resposta.

**Comentário:** uma pessoa ingere em média 2 L de água diariamente e elimina 2,4 L. A diferença entre 2 L e 2,4 L é produzida no metabolismo, por frutas, como na oxidação da glicose. (*Metabolismo* é o termo geral usado para descrever todos os processos químicos de um ser vivo ou planta.) O rato do deserto (rato-canguru), por outro lado, aparentemente nunca bebe água. Esse animal sobrevive com a água metabólica.

#### PRATIQUE

A decomposição do KClO<sub>3</sub> geralmente é usada para produzir pequenas quantidades de O<sub>2</sub> no laboratório:  $2\text{KClO}_3(s) \rightarrow 2\text{KCl}(s) + 3\text{O}_2(g)$ . Quantos gramas de O<sub>2</sub> podem ser preparados a partir de 4,50 g de KClO<sub>3</sub>?

**Respostas:** 1,77 g.

## A química no trabalho CO<sub>2</sub> e o efeito estufa

O carvão e o petróleo fornecem os combustíveis que utilizamos para gerar eletricidade e ativar nosso maquinário industrial. Esses combustíveis são constituídos principalmente de hidrocarbonetos e outras substâncias que contêm carbono. Como já vimos, a combustão de 1,00 g de C<sub>6</sub>H<sub>12</sub> produz 3,03 g de CO<sub>2</sub>. Similarmente, um galão (3,78 L) de gasolina (densidade = 0,70 g / mL e composição aproximada C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>) produz cerca de 8 kg (18 lb) de CO<sub>2</sub>. A queima desses combustíveis libera cerca de 20 bilhões de toneladas de CO<sub>2</sub> na atmosfera anualmente.

Parte do CO<sub>2</sub> é absorvida pelos oceanos ou utilizada por plantas na fotossíntese. Mas atualmente estamos produzindo CO<sub>2</sub> muito mais rapidamente do que ele tem sido absorvido. Químicos têm monitorado as concentrações de CO<sub>2</sub> atmosférico desde 1958. A análise do ar confinado no gelo da Antártica e Groenlândia possibilita determinar os níveis atmosféricos de CO<sub>2</sub> durante os últimos 160 mil anos. Essas

medidas revelam que o nível de CO<sub>2</sub> permaneceu razoavelmente constante desde o último Período Glacial, cerca de 10 mil anos atrás, até aproximadamente o início da Revolução Industrial, cerca de 300 anos atrás. Desde então, a concentração de CO<sub>2</sub> aumentou por volta de 25% (Figura 3.14).

Apesar de o CO<sub>2</sub> ser um componente secundário da atmosfera, ele tem um papel importante porque absorve calor radiante, agindo como o vidro de uma estufa. Por essa razão, comumente nos referimos ao CO<sub>2</sub> e a outros gases retentores de calor como gases estufa, e chamamos o calor causado por eles de *efeito estufa*. Alguns cientistas acreditam que o acúmulo de CO<sub>2</sub> e outros gases retentores de calor começou a alterar o clima de nosso planeta. Outros sugerem que os fatores que afetam o clima são complexos e não inteiramente compreendidos.

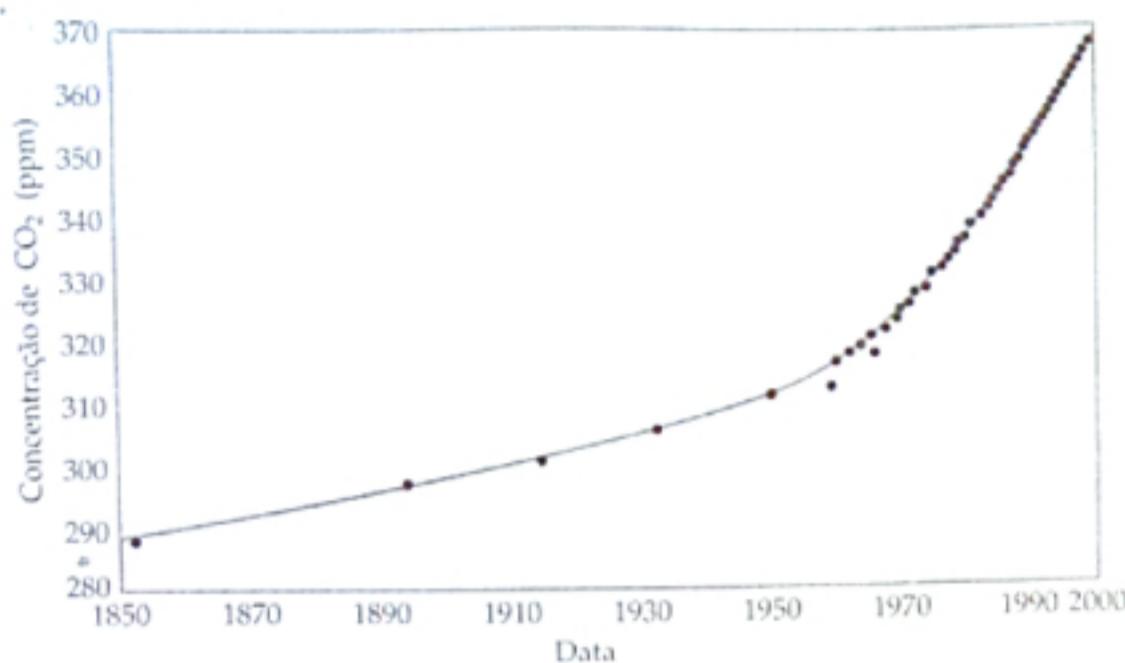
Examinaremos o efeito estufa mais atentamente no Capítulo 18.

3.7

Su  
jo e d  
Qu = s  
uma e

$\frac{3L \text{ de } C_2H_6}{76 \text{ g}} = 0,054 \text{ mol}$

massa da solução (massa do  $SO_2$ ) é calculada a volume:



**Figura 3.14** A concentração de  $CO_2$  atmosférico aumentou nos últimos 140 anos. Dados anteriores a 1958 são oriundos de análises do ar confinado em bolhas de gelo glacial. A concentração em ppm (ordenada) é o número de moléculas de  $CO_2$  por milhão ( $10^6$ ) de moléculas de ar.

### COMO FAZER 3.17

O hidróxido de lítio sólido é usado em veículos espaciais para remover o dióxido de carbono exalado. O hidróxido de lítio reage com o dióxido de carbono gasoso para formar carbonato de lítio sólido e água líquida. Quantos gramas de dióxido de carbono podem ser absorvidos por 1,00 g de hidróxido de lítio?

#### Solução

**Análise:** foi dada uma descrição textual da reação e pede-se para calcular o número de gramas de dióxido de carbono que reage com 1,00 g de hidróxido de lítio.

**Planejamento:** a descrição textual da reação pode ser usada para escrever a equação balanceada:



Foram dados gramas de LiOH e pede-se para calcular gramas de  $CO_2$ . Essa tarefa pode ser realizada pelo seguinte conjunto de conversões: gramas de LiOH  $\longrightarrow$  mols de LiOH  $\longrightarrow$  mols de  $CO_2$   $\longrightarrow$  gramas de  $CO_2$ . A conversão de gramas de LiOH para mols de LiOH exige a massa molecular de LiOH ( $6,94 + 16,00 + 1,01 = 23,95$ ). A conversão de mols de LiOH em mols de  $CO_2$  é baseada na equação química balanceada: 2 mols de LiOH  $\approx$  1 mol de  $CO_2$ . Para converter a quantidade de matéria de  $CO_2$  em gramas, devemos usar a massa molecular do  $CO_2$ :  $12,01 + 2(16,00) = 44,01$ .

#### Resolução:

$$(1,00 \text{ g de LiOH}) \left( \frac{1 \text{ mol de LiOH}}{23,95 \text{ g de LiOH}} \right) \left( \frac{1 \text{ mol de } CO_2}{2 \text{ mols de LiOH}} \right) \left( \frac{44,01 \text{ g de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} \right) = 0,919 \text{ g de } CO_2$$

**Conferência:** observe que  $23,95 \approx 24$ ,  $24 \times 2 = 48$ , e  $44/48$  é ligeiramente menor que 1. Logo, o valor de nossa resposta é razoável com base na quantidade de LiOH; o número de algarismos significativos e unidade estão também apropriados.

#### PRATIQUE

O propano,  $C_3H_8$ , é um combustível comum para fogão e aquecimento residencial. Qual a massa de  $O_2$  consumida na combustão de 1,00 g de propano?

**Resposta:** 3,64 g.

## 3.7 Reagentes limitantes

Suponha que você deseja fazer vários sanduíches usando uma fatia de queijo e duas fatias de pão para cada um deles. Usando Pa = pão e Qu = queijo, e  $Pa_2 - Qu =$  sanduíche, a receita para fazer um sanduíche pode ser representada como uma equação química:



**ANIMAÇÃO**  
Reagente limitante



Digitalizar com  
**Varredura Rápida**



## ATIVIDADE

Reagentes limitantes



Se você tem dez fatias de pão e sete fatias de queijo, apenas cinco sanduíches poderão ser feitos antes que o pão acabe. Restarão duas fatias de queijo. A quantidade de pão disponível limita o número de sanduíches.

Uma situação análoga ocorre em reações químicas quando um dos reagentes é usado completamente antes dos outros. A reação pára tão logo que algum dos reagentes é totalmente consumido, deixando o reagente em excesso como sobra. Suponha, por exemplo, que tenhamos uma mistura de 10 mol de  $\text{H}_2$  e 7 mol de  $\text{O}_2$  que reagem para formar água:



Uma vez que 2 mols de  $\text{H}_2$   $\approx$  1 mol de  $\text{O}_2$ , a quantidade de matéria de  $\text{O}_2$  necessária para reagir com todo o  $\text{H}_2$  é

$$\text{Mols de O}_2 = (10 \text{ mols de H}_2) \left( \frac{1 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ mols de H}_2} \right) = 5 \text{ mols de O}_2$$

Já que 7 mols de  $\text{O}_2$  estão disponíveis no início da reação,  $7 \text{ mols de O}_2 - 5 \text{ mols de O}_2 = 2 \text{ mols de O}_2$  estarão presentes quando todo o  $\text{H}_2$  tiver sido consumido. O exemplo que acabamos de considerar está representado na Figura 3.15.

O reagente completamente consumido em uma reação é chamado **reagente limitante** ou **reagente limitador** porque ele determina, ou limita, a quantidade de produto formada. Os outros reagentes são algumas vezes chamados *reagentes em excesso*. Em nosso exemplo,  $\text{H}_2$  é o reagente limitante, o que significa que, uma vez que todo o  $\text{H}_2$  tiver sido consumido, a reação pára. O  $\text{O}_2$  é o reagente em excesso, e às vezes sobra quando a reação termina.

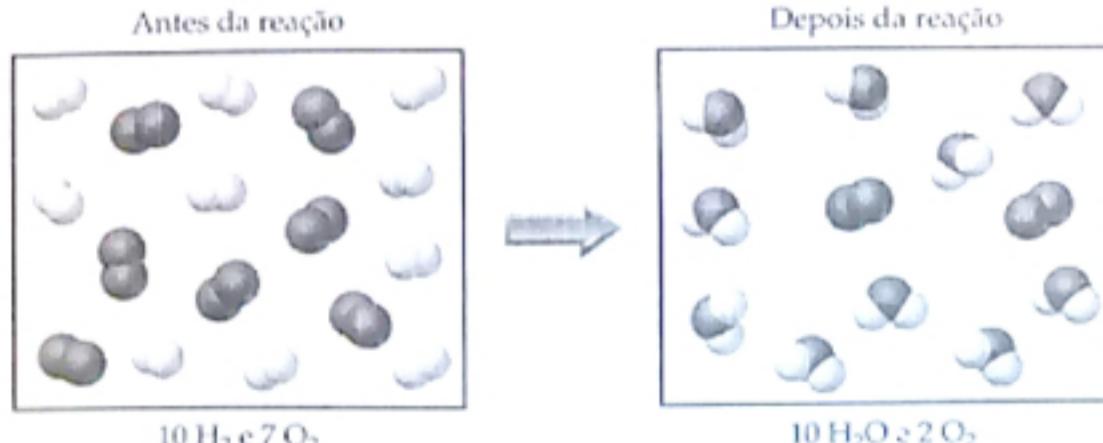
Não existem restrições nas quantidades dos reagentes de partida em uma reação. Na realidade, muitas reações são realizadas usando-se um excesso de um dos reagentes. As quantidades dos reagentes consumidos e as quantidades de produtos formados, entretanto, são restrinidas pela quantidade do reagente limitante.

Antes de abandonar nosso exemplo atual, vamos resumir os dados na forma de uma tabela:

$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$			
Quantidades iniciais	10 mols	7 mols	0 mol
Mudanças (reação):	-10 mols	-5 mols	+10 mols
Quantidades finais:	0 mol	2 mols	10 mols

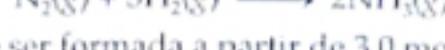
As quantidades iniciais de reagentes são as quantidades com as quais iniciamos a reação (10 mols de  $\text{H}_2$  e 7 mol de  $\text{O}_2$ ). A segunda linha da tabela (mudanças) resume as quantidades de reagentes consumidas e as quantidades de produto formadas na reação. Essas quantidades são restrinhas pela quantidade de reagente limitante e dependem dos coeficientes na equação balanceada. A razão molar de  $\text{H}_2 : \text{O}_2 : \text{H}_2\text{O} = 10 : 5 : 10$ , conforme a relação dos coeficientes na equação balanceada, 2 : 1 : 2. As mudanças são negativas para os reagentes porque eles são consumidos durante a reação e positivas para o produto porque ele está sendo formado durante a reação. Finalmente, as quantidades na terceira linha da tabela (quantidades finais) dependem das quantidades iniciais e suas mudanças, e esses registros são encontrados somando-se os registros para as quantidades iniciais e mudanças para cada coluna. Não sobra nada do reagente limitante ( $\text{H}_2$ ) ao final da reação. Tudo que permanece são 2 mols de  $\text{O}_2$  e 10 mols de  $\text{H}_2\text{O}$ .

**Figura 3.15** Diagrama mostrando o consumo total de um reagente limitante em uma reação. Uma vez que o  $\text{H}_2$  é completamente consumido, ele é o reagente limitante nesse caso. Já que há um excesso estequiométrico de  $\text{O}_2$ , parte que sobra ao final da reação.



### CÓMO FAZER 3.18

$$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$$



Qual quantidade de matéria de  $\text{NH}_3$  pode ser formada a partir de 5,0 mols de  $\text{N}_2$  e 6,0 mols de  $\text{H}_2$ ?  
 Solução:

Análise:

**Planejamento:** pede-se a quantidade de produto formada na reação, dada as quantidades de dois reagentes, este é

Assim, para se determinar o quântidade de produto formado na reação, dada as quantidades de todos reagentes, é só um problema sobre reagente limitante. Se assumirmos que um reagente é consumido por completo, podemos calcular qual é a quantidade necessária do segundo reagente na reação. Comparando a quantidade calculada com a quantidade disponível, podemos determinar qual reagente é limitante. Assim prosseguimos com os cálculos usando a quantidade do reagente limitante.

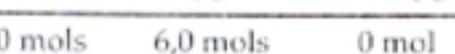
$$\text{Mols de H}_2 = (2.0 - 1.0) \times \frac{1}{2} \left( \frac{3 \text{ mols de H}_2}{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_4} \right) = 0.2 - 0.1 = 0.1 \text{ mol H}_2$$

mol de H<sub>2</sub> está disponível, ficaremos sem H<sub>2</sub> antes do N<sub>2</sub> ter acabado.

$$\text{Mols de NH}_3 = (6.0 \text{ mols de H}_2) \left( \frac{2 \text{ mols de NH}_3}{1 \text{ mol de H}_2} \right) = 12 \text{ mols de NH}_3$$

seguir resume esse exemplo:

$$2\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow$$



Observe que podemos calcular não apenas a quantidade de matéria

Conferência: a tabela que resume esse exemplo mostra que a razão molar dos reagentes utilizados e produto formado esta de acordo com os coeficientes na equação balanceada, 1 : 3 : 2. Também, uma vez que H<sub>2</sub> é o reagente limitante, ele

Com base nas informações da equação química,  $Pt + 2H_2 \rightarrow Pt + 2H_2O$ , temos que  $H_2$  é o reagente limitante, e é consumido por completo na reação, restando 0 mol no final. Já que 6,0 mols de  $H_2$  têm dois algarismos significativos, nossa resposta apresenta dois algarismos significativos.

(a) Qual é o

do reagente em excesso que sobra ao final da reação?  
Respostas: (a) Al; (b) 1,50 mol; (c) 0,750 Cl<sub>2</sub>.

CONTINUING

Suponha que uma solução cor



**Solução** Análise: foi nos dada uma reação química e as quantidades de dois reagentes [3,50 g de  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  e 6,40 g de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ]. Pede-se para calcular o número de gramas de  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$  (um dos produtos).

**Planejamento:** pede-se para calcular a quantidade de produto, dando as quantidades de dois reagentes, logo esse é um problema de reagente limitante. Para resolvê-lo devemos calcular a quantidade de matéria de cada reagente e comparar suas razões com aquela necessária na equação balanceada. Utilizaremos a quantidade do reagente limitante

Resolução: a partir da equação balanceada, temos as seguintes relações estequiométricas:

$$2 \text{ mols de Na}_3\text{PO}_4 \doteq 3 \text{ mols de Ba}(\text{NO}_3)_2 \doteq 1 \text{ mol de Ba}_3(\text{PO}_4)_2$$

Usando a massa molar de cada substância, podemos calcular a quantidade de matéria de cada reagente:

$$\text{Mols de Na}_3\text{PO}_4 = (3,50 \text{ g de Na}_3\text{PO}_4) \left( \frac{1 \text{ mol de Na}_3\text{PO}_4}{164 \text{ g de Na}_3\text{PO}_4} \right) = 0,0213 \text{ mol de Na}_3\text{PO}_4$$

$$\text{Mols de Ba(NO}_3)_2 = (6,40 \text{ g de Ba(NO}_3)_2) \left( \frac{1 \text{ mol de Ba(NO}_3)_2}{164 \text{ g de Ba(NO}_3)_2} \right) = 0,0245 \text{ mol de Ba(NO}_3)_2$$

Esses cálculos mostram-nos que há um ligeiro excesso na quantidade de matéria de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> em relação a Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>. Os coeficientes na equação balanceada indicam, entretanto, que a reação requer 3 mols de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> para cada 2 mols de Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>. (Isto é, são necessários 1,5 vezes mais mols de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> do que mols de Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.) Isso significa que o Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> é o reagente limitante. Portanto, usamos a quantidade de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> para calcular a quantidade de produto formada. Podemos começar o cálculo com os gramas de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, mas economizamos uma etapa começando com a quantidade de matéria de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> calculada anteriormente no exercício:

$$\begin{aligned} \text{Gramas de Ba}_3(\text{PO}_4)_2 &= (0,0245 \text{ mol de Ba(NO}_3)_2) \left( \frac{1 \text{ mol de Ba}_3(\text{PO}_4)_2}{3 \text{ mols de Ba(NO}_3)_2} \right) \left( \frac{602 \text{ g de Ba}_3(\text{PO}_4)_2}{1 \text{ mol de Ba}_3(\text{PO}_4)_2} \right) \\ &= 4,92 \text{ g de Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \end{aligned}$$

**Conferência:** o valor da resposta parece razoável. Começando com os números nos dois fatores à direita, temos  $600/3 = 200$ ;  $200 \times 0,025 = 5$ . As unidades estão corretas, e o número de algarismos significativos (3) corresponde ao da quantidade de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

**Comentário:** a quantidade do reagente limitante, Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, pode também ser usada para determinar a quantidade de NaNO<sub>3</sub> formada (4,16 g) e a quantidade de Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> usada (2,67 g). O número de gramas do excesso de reagente, Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, restante ao final da reação é igual à quantidade inicial menos a quantidade consumida na reação, 3,50 g - 2,67 g = 0,82 g.

#### PRATIQUE

Uma tira de zinco metálico pesando 2,00 g é colocada em uma solução aquosa contendo 2,50 g de nitrato de prata, provocando a seguinte reação:



(a) Qual é o reagente limitante? (b) Quantos gramas de Ag são formados? (c) Quantos gramas de Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> são formados? (d) Quantos gramas de reagente em excesso restará ao final da reação?

**Respostas:** (a) AgNO<sub>3</sub>; (b) 1,59 g; (c) 1,39 g; (d) 1,52 g de Zn.

#### Rendimentos teóricos

A quantidade de produto formada calculada quando todo o reagente limitante foi consumido é chamada **rendimento teórico**. A quantidade de produto de fato obtida em uma reação é chamada **rendimento real**. O rendimento real é sempre menor que (e nunca pode ser maior que) o rendimento teórico. Existem muitas razões para essa diferença. Parte dos reagentes podem não reagir, por exemplo, ou podem reagir de forma diferente da desejada (reações laterais). Além disso, nem sempre é possível recuperar da mistura de reação todo o produto formado. O **rendimento percentual** de uma reação relaciona o rendimento real com o rendimento teórico (calculado):

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{\text{rendimento real}}{\text{rendimento teórico}} \times 100\% \quad [3.13]$$

No experimento descrito em “Como fazer 3.19”, por exemplo, calculamos que 4,92 g de Ba<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> devem ser formados quando 3,50 g de Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> é misturado com 6,40 g de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>. Isso é o rendimento teórico de Ba<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> na reação. Se o rendimento real vem a ser 4,70 g, o rendimento percentual será:

$$\frac{4,70 \text{ g}}{4,92 \text{ g}} \times 100\% = 95,5\%$$

#### COMO FAZER 3.20

Ácido adipíco, H<sub>2</sub>C<sub>6</sub>H<sub>10</sub>O<sub>4</sub>, é usado para produzir náilon. Ele é preparado comercialmente por uma reação controlada entre o ciclo-hexano (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>) e O<sub>2</sub>:



(a) Considerando que você realizou essa reação começando com 25,0 g de ciclo-hexano, e que o ciclohexano é o reagente limitante, qual é o rendimento teórico de ácido adipíco?



(b) Se você obtém 35,5 g de ácido adípico a partir dessa reação, qual é o rendimento percentual de ácido adípico?

**Solução:**

**Análise:** foram dadas uma equação química e a quantidade de um dos reagentes (25,0 g de  $C_6H_{12}$ ). Pede-se primeiro calcular o rendimento teórico de um produto ( $H_2C_6H_8O_4$ ) e, em seguida, calcular seu rendimento percentual se apenas 35,5 g de substância for realmente formada.

**Planejamento:** (a) O rendimento teórico é a quantidade calculada de ácido adípico formada na reação. Realizamos as seguintes conversões: g de  $C_6H_{12}$  → mol de  $C_6H_{12}$  → mol de  $H_2C_6H_8O_4$  → g de  $H_2C_6H_8O_4$ . (b) Tendo sido calculado o rendimento teórico, usamos a Equação 3.13 para calcular o rendimento percentual.

**Resolução:**

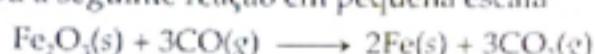
$$(a) \text{Gramas de } H_2C_6H_8O_4 = (25,0 \text{ g de } C_6H_{12}) \left( \frac{1 \text{ mol de } C_6H_{12}}{84,0 \text{ g de } C_6H_{12}} \right) \\ \times \left( \frac{2 \text{ mols de } H_2C_6H_8O_4}{2 \text{ mols de } C_6H_{12}} \right) \left( \frac{146,0 \text{ g de } H_2C_6H_8O_4}{1 \text{ mol de } H_2C_6H_8O_4} \right) = 33,5 \text{ g de } H_2C_6H_8O_4$$

$$(b) \text{Rendimento percentual} = \left( \frac{\text{rendimento real}}{\text{rendimento teórico}} \right) \times 100\% = \frac{33,5 \text{ g}}{43,5 \text{ g}} \times 100\% = 77,0\%$$

**Conferência:** nossa resposta em (a) tem valor, unidades e algarismos significativos apropriados. Em (b) a resposta é menor que 100% como necessário.

#### PRATIQUE

Imagine que você busque maneiras de melhorar o processo pelo qual o minério de ferro contendo  $Fe_2O_3$  é convertido em ferro. Em seus testes você realizou a seguinte reação em pequena escala:



(a) Se você começa com 150 g de  $Fe_2O_3$  como reagente limitante, qual é o rendimento teórico de Fe? (b) Se o rendimento real de Fe em nosso teste foi 87,9 g, qual é o rendimento percentual?

**Respostas:** (a) 105 g de Fe; (b) 83,7%

## Resumo e termos-chave

**Introdução e Seção 3.1** O estudo da relação quantitativa entre fórmulas químicas e equações químicas é conhecido como **estequiométria**. Um dos importantes conceitos da estequiométria é a **lei da conservação da massa**, que diz ser a massa total de produtos de uma reação química a mesma que a massa total de reagentes. O mesmo número de átomos de cada tipo está presente antes e depois da reação química. Uma **equação química** balanceada mostra números iguais de átomos de cada tipo em cada lado da equação. As equações são平衡adas colocando-se coeficientes na frente das fórmulas químicas para os **reagentes** e **produtos** de uma reação, não pela troca dos índices inferiores nas fórmulas químicas.

**Seção 3.2** Entre os tipos de reação descritos neste capítulo estão (1) **reações de combinação**, nas quais dois reagentes combinam-se para formar um produto; (2) **reações de decomposição**, nas quais um único reagente forma dois ou mais produtos e (3) **reações de combustão** em presença de oxigênio, nas quais um hidrocarboneto reage com  $O_2$  para formar  $CO_2$  e  $H_2O$ .

**Seção 3.3** Muitas informações quantitativas podem ser descritas a partir de fórmulas químicas e equações químicas平衡adas pelo uso de massas atômicas. A massa molecular de um composto é igual à soma das massas atômicas dos átomos em sua fórmula. Se a fórmula é molecular, a massa molecular é também chamada **peso molecular**. As massas atômicas podem ser

usadas para determinar a composição elementar de um composto.

**Seção 3.4** Um **mol** de qualquer substância é o número de Avogadro ( $6,02 \times 10^{23}$ ) de fórmulas unitárias dessa substância. A massa de um mol de átomos, moléculas ou íons é a massa molecular desse material expressa em gramas (a **massa molar**). A massa de uma molécula de  $H_2O$  é 18 g/mol.

**Seção 3.5** A fórmula mínima de qualquer substância pode ser determinada a partir de sua composição percentual calculando-se a quantidade relativa de matéria de cada átomo em 100 g da substância. Se a substância é de natureza molecular, sua fórmula molecular pode ser determinada a partir de sua fórmula mínima se a massa molecular for também conhecida.

**Seções 3.6 e 3.7** O conceito de mol pode ser usado para calcular as quantidades relativas de reagentes e produtos envolvidos nas reações químicas. Os coeficientes em uma equação平衡ada dão a quantidade relativa de matéria dos reagentes e produtos. Para calcular o número de gramas de um produto a partir do número de gramas de um reagente, primeiro convertemos gramas de reagentes para mols de reagentes. Em seguida usamos os coeficientes da equação平衡ada para converter a quantidade de matéria dos reagentes em mols de produto. Finalmente, convertemos mols de produtos em gramas de produto.

