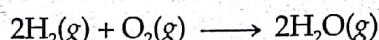



**ATIVIDADE**  
Reagentes limitantes

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.

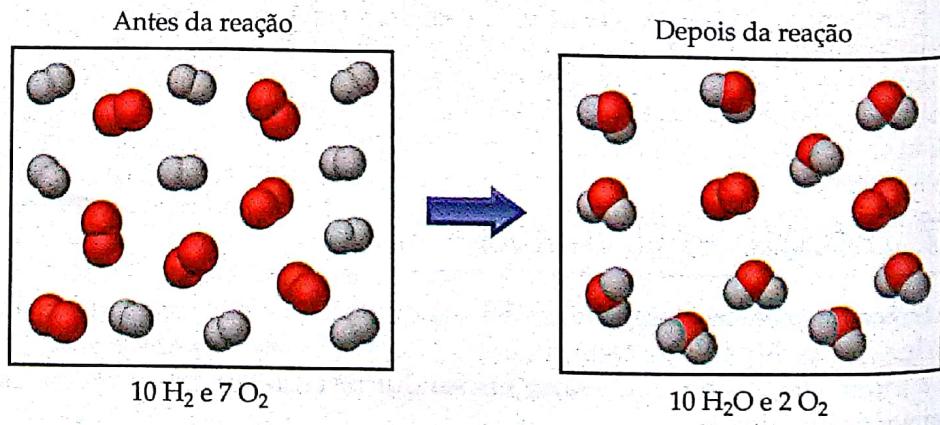
Não existem restrições nas quantidades dos reagentes de partida em uma reação. Na realidade, muitas reações são realizadas usando-se um excesso de um dos reagentes. As quantidades dos reagentes consumidos e as quantidades de produtos formados, entretanto, são restrinvidas pela quantidade do reagente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

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

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

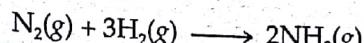
As quantidades iniciais de reagentes são as quantidades com as quais iniciamos a reação (10 mols de  $\text{H}_2$  e 7 mol de  $\text{O}_2$ ). A segunda linha da tabela (mudanças) resume as quantidades de reagentes consumidas e as quantidades de produto formadas na reação. Essas quantidades são restrinvidas 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.



**COMO FAZER 3.18**

O mais importante processo comercial para converter N<sub>2</sub> do ar em compostos contendo nitrogênio é baseado na reação de N<sub>2</sub> e H<sub>2</sub> para formar (NH<sub>3</sub>):



Qual quantidade de matéria de NH<sub>3</sub> pode ser formada a partir de 3,0 mols de N<sub>2</sub> e 6,0 mols de H<sub>2</sub>?

**Solução**

**Análise:** foi pedido o cálculo da quantidade de matéria do produto, NH<sub>3</sub>, tendo sido dadas as quantidades de cada reagente, N<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>, disponíveis na reação.

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

**Resolução:** a quantidade de matéria de H<sub>2</sub> necessária para o consumo completo de 3,0 mols de N<sub>2</sub> é

$$\text{Mols de H}_2 = (3,0 \text{ mols de N}_2) \left( \frac{3 \text{ mols de H}_2}{1 \text{ mol de N}_2} \right) = 9,0 \text{ mols de H}_2$$

Uma vez que apenas 6,0 mol de H<sub>2</sub> está disponível, ficaremos sem H<sub>2</sub> antes do N<sub>2</sub> ter acabado e o H<sub>2</sub> será o reagente limitante. Usamos a quantidade de reagente limitante, H<sub>2</sub>, para calcular a quantidade de NH<sub>3</sub> produzida:

$$\text{Mols de NH}_3 = (6,0 \text{ mols de H}_2) \left( \frac{2 \text{ mols de NH}_3}{3 \text{ mols de H}_2} \right) = 4 \text{ mols de NH}_3$$

**Comentário:** a tabela a seguir resume esse exemplo:

| 2N <sub>2</sub> (g) + 3H <sub>2</sub> (g) → 2NH <sub>3</sub> (g) |           |           |           |
|--|-----------|-----------|-----------|
| Quantidades iniciais:  | 3,0 mols  | 6,0 mols  | 0 mol     |
| Mudanças (reação):   | -2,0 mols | -6,0 mols | +4,0 mols |
| Quantidades finais:  | 1,0 mol   | 0 mol     | 4,0 mols  |

Observe que podemos calcular não apenas a quantidade de matéria de NH<sub>3</sub> formado, mas também a quantidade de matéria da sobra de cada reagente ao final da reação. Veja também que mesmo existindo mais mols de H<sub>2</sub> presentes no início da reação, ele é o reagente limitante, porque seu coeficiente na equação balanceada é maior.

**Conferência:** a tabela que resume esse exemplo mostra que a razão molar dos reagentes utilizados e produto formado está de acordo com os coeficientes na equação balanceada, 1 : 3 : 2. Também, uma vez que H<sub>2</sub> é o reagente limitante, ele é consumido por completo na reação, restando 0 mol no final. Já que 6,0 mols de H<sub>2</sub> têm dois algarismos significativos, nossa resposta apresenta dois algarismos significativos.

**PRATIQUE**

Considere a reação 2Al(s) + 3Cl<sub>2</sub>(g) → 2AlCl<sub>3</sub>(s). Deixa-se reagir uma mistura de 1,50 mol de Al e 3,00 mols de Cl<sub>2</sub>. (a) Qual é o reagente limitante? (b) Qual a quantidade de matéria de AlCl<sub>3</sub> formada? (c) Qual a quantidade de matéria do reagente em excesso que sobra ao final da reação?

**Respostas:** (a) Al; (b) 1,50 mol; (c) 0,750 Cl<sub>2</sub>.

**COMO FAZER 3.19**

Considere a seguinte reação:



Suponha que uma solução contendo 3,50 g de Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> é misturada com uma solução contendo 6,40 g de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>. Quantos gramas de Ba<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> podem ser formados?

**Solução** **Análise:** foi nos dada uma reação química e as quantidades de dois reagentes [3,50 g de Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> e 6,40 g de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]. Pede-se para calcular o número de gramas de Ba<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> (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 para calcular a massa de Ba<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> formada.

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

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

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:

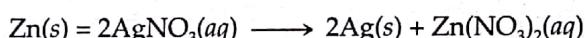
$$\begin{aligned} \text{Gramas de Ba}_3(\text{PO}_4)_2 &= (0,0245 \text{ mol de Ba(NO}_3)_2) \left( \frac{1 \text{ mol de Ba}_3(\text{PO}_4)_2}{3 \text{ mols de Ba(NO}_3)_2} \right) \left( \frac{602 \text{ g de Ba}_3(\text{PO}_4)_2}{1 \text{ mol de Ba}_3(\text{PO}_4)_2} \right) \\ &= 4,92 \text{ g de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

**Conferência:** o valor da resposta parece razoável. Começando com os números nos dois fatores à direita, temos 600/3 = 200; 200 × 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):

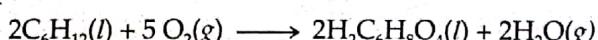
$$\text{Rendimento percentual} = \frac{\text{rendimento real}}{\text{rendimento teórico}} \times 100\% \quad [3.13]$$

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 adípico, H<sub>2</sub>C<sub>6</sub>H<sub>8</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 adípico?

(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<sub>6</sub>H<sub>12</sub>). Pede-se primeiro 35,5 g de substância formada.

**Planejamento:** (a) O rendimento teórico é a quantidade calculada de ácido adípico formada na reação. Realizamos as seguintes conversões: g de C<sub>6</sub>H<sub>12</sub> → mol de C<sub>6</sub>H<sub>12</sub> → mol de H<sub>2</sub>C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>4</sub> → g de H<sub>2</sub>C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>4</sub>. (b) Tendo sido calculado o rendimento teórico, usamos a Equação 3.13 para calcular o rendimento percentual.

### Resolução:

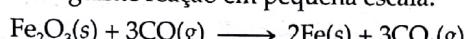
$$(a) \text{Gramas de H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4 = (25,0 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}) \left( \frac{1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}}{84,0 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}} \right) \times \left( \frac{2 \text{ mols de H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4}{2 \text{ mols de C}_6\text{H}_{12}} \right) \left( \frac{146,0 \text{ g de H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4}{1 \text{ mol de H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4} \right) = 43,5 \text{ g de H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4$$

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

**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<sub>2</sub>O<sub>3</sub> é convertido em ferro. Em seus testes você realizou a seguinte reação em pequena escala:



(a) Se você comece com 150 g de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> 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 **estequiometria**. Um dos importantes conceitos da estequiometria 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<sub>2</sub> para formar CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O.

**Seção 3.3** Muitas informações quantitativas podem ser descritas a partir de fórmulas químicas e equações químicas balanceadas 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<sub>2</sub>O 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 balanceada 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 balanceada para converter a quantidade de matéria dos reagentes em mols de produto. Finalmente, convertemos mols de produtos em gramas de produto.

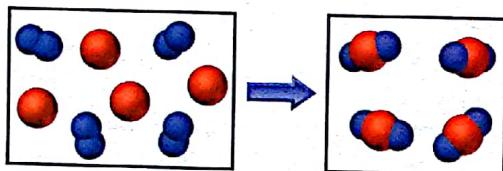
Um reagente limitante é completamente consumido em uma reação. Quando ele é todo usado, a reação pára, limitando assim as quantidades de produtos formadas. O rendimento teórico de uma reação é a quantidade

formada de produto quando todo o reagente limitante foi consumido. O rendimento real de uma reação é sempre menor que o rendimento teórico. O rendimento percentual compara os rendimentos real e teórico.

## Exercícios

### Equações químicas平衡adas

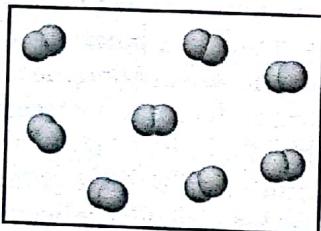
- 3.1** (a) Qual o princípio científico ou lei usada no processo de balanceamento de equações? (b) No balanceamento de equações, por que os índices inferiores nas fórmulas químicas não podem ser modificados? (c) Quais são os símbolos usados para representar gases, líquidos, sólidos e soluções aquosas em equações químicas?
- 3.2** (a) Qual é a diferença entre adicionar um índice inferior 2 ao final de uma fórmula para CO para dar  $\text{CO}_2$  e adicionar um coeficiente diante da fórmula para dar 2CO? (b) A reação química a seguir, como escrita, está coerente com a lei da conservação da massa?  
 $3\text{Mg}(\text{OH})_2(s) + 2\text{H}_3\text{PO}_4(aq) \longrightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2(s) + \text{H}_2\text{O}(l)$   
Justifique sua resposta.
- 3.3** A reação entre o reagente A (esferas azuis) e o reagente B (esferas vermelhas) está mostrada no diagrama a seguir:



Baseando-se nesse diagrama, qual equação descreve melhor essa reação?

- (a)  $\text{A}_2 + \text{B} \longrightarrow \text{A}_2\text{B}$       (b)  $\text{A}_2 + 4\text{B} \longrightarrow 2\text{AB}_2$   
(c)  $2\text{A} + \text{B}_4 \longrightarrow 2\text{AB}_2$       (d)  $\text{A} + \text{B}_2 \longrightarrow \text{AB}_2$

- 3.4** Sob condições experimentais apropriadas,  $\text{H}_2$  e CO reagem para formar  $\text{CH}_3\text{OH}$ . O desenho representa uma amostra de  $\text{H}_2$ . Faça um desenho correspondente da quantidade de CO necessária para reagir por completo com o  $\text{H}_2$ . Como você chegou ao número de moléculas de CO que devem ser mostradas em seu desenho?



- 3.5** Faça o balanceamento das seguintes equações:

- (a)  $\text{SO}_2(g) + \text{O}_2(g) \longrightarrow \text{SO}_3(g)$   
(b)  $\text{P}_2\text{O}_5(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4(aq)$

- (c)  $\text{CH}_4(g) + \text{Cl}_2(g) \longrightarrow \text{CCl}_4(l) + \text{HCl}(g)$   
(d)  $\text{Al}_3\text{C}_3(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3(s) + \text{CH}_4(g)$   
(e)  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}(l) + \text{O}_2(g) \longrightarrow \text{CO}_2(l) + \text{H}_2\text{O}(g)$   
(f)  $\text{Fe}(\text{OH})_3(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(aq) \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$   
(g)  $\text{Mg}_3\text{N}_2(g) + \text{H}_2\text{SO}_4(aq) \longrightarrow \text{MgSO}_4(aq) + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(aq)$
- 3.6** Faça o balanceamento das seguintes equações:

- (a)  $\text{Li}(s) + \text{N}_2(g) \longrightarrow \text{Li}_3\text{N}(s)$   
(b)  $\text{TiCl}_4(l) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{TiO}_2(s) + \text{HCl}(aq)$   
(c)  $\text{NH}_4\text{NO}_3(s) \longrightarrow \text{N}_2(g) + \text{O}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$   
(d)  $\text{Ca}_3\text{P}_2(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(aq) + \text{PH}_3(g)$   
(e)  $\text{Al}(\text{OH})_3(s) + \text{HClO}_4(aq) \longrightarrow \text{Al}(\text{ClO}_4)_3(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$   
(f)  $\text{AgNO}_3(aq) + \text{Na}_2\text{SO}_4(aq) \longrightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4(s) + \text{NaNO}_3(aq)$   
(g)  $\text{N}_2\text{H}_4(g) + \text{N}_2\text{O}_4(g) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(g) + \text{N}_2(g)$

- 3.7** Escreva as equações químicas平衡adas correspondentes a cada uma das seguintes descrições: (a) O carboato de cálcio sólido,  $\text{CaC}_2$ , reage com água para formar uma solução aquosa de hidróxido de cálcio e gás acetileno,  $\text{C}_2\text{H}_2$ . (b) Quando o clorato de potássio é aquecido, decompõe-se formando cloreto de potássio e gás oxigênio. (c) O zinco metálico sólido reage com ácido sulfúrico para formar gás hidrogênio e uma solução aquosa de sulfato de zinco. (d) Quando o tricloreto de fósforo é adicionado à água, reage para formar ácido fosforoso,  $\text{H}_3\text{PO}_4(aq)$ , e ácido clorídrico. (e) Quando o gás sulfeto de hidrogênio é passado sobre hidróxido de ferro(III) quente, a reação resultante produz sulfeto de ferro(III) e água gasosa.

- 3.8** Converta essas descrições em equações平衡adas:  
(a) Quando o gás trióxido de enxofre reage com água, forma uma solução de ácido sulfúrico. (b) O sulfeto de boro,  $\text{B}_2\text{S}_3(s)$ , reage violentamente com água para formar ácido bórico dissolvido,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , e sulfeto de hidrogênio gasoso. (c) A fosfina,  $\text{PH}_3(g)$ , sofre combustão em gás oxigênio para formar água gasosa e decaóxido de tetrafósforo sólido. (d) Quando o nitrito de mercúrio(II) sólido é aquecido, decompõe-se para formar óxido de mercúrio(II) sólido, dióxido de nitrogênio e oxigênio gasosos. (e) O cobre metálico reage com uma solução quente de ácido sulfúrico concentrado para formar sulfato de cobre(II) aquoso, gás dióxido de enxofre e água.

### Padrões de reatividade química

- 3.9** (a) Quando o elemento metálico sódio combina-se com o elemento não-metálico bromo,  $\text{Br}_2(l)$ , como podemos determinar a fórmula química do produto? Como saber

se o produto é um sólido, um líquido ou um gás à temperatura ambiente? Escreva a equação química平衡ada para a reação. (b) Quando um hidrocarboneto

sofre combustão ao ar, qual reagente além do hidrocarboneto está envolvido na reação? Quais produtos são formados? Escreva a equação química balanceada para a combustão do benzeno,  $C_6H_6(l)$ , ao ar.

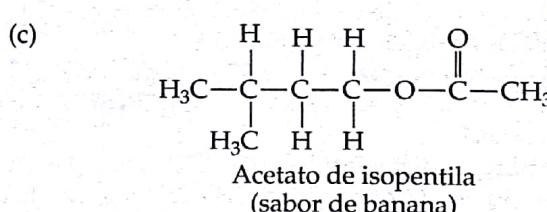
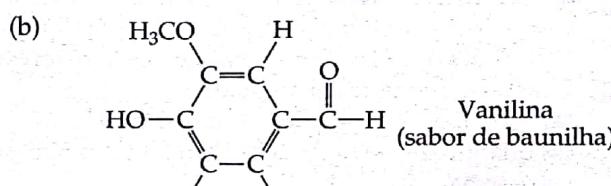
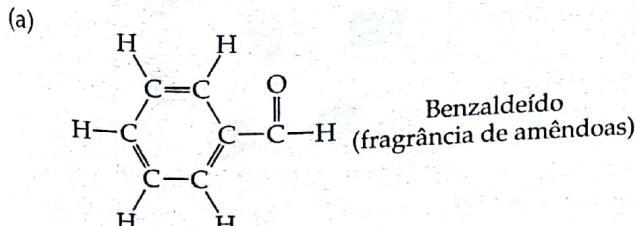
- 3.10 (a) Determine a fórmula química do produto formado quando o elemento metálico cálcio se combina com o elemento não-metálico oxigênio,  $O_2$ . Escreva a equação química para a reação. (b) Quais os produtos formados quando um composto contendo C, H e O sofre combustão completa ao ar? Escreva a equação química balanceada para a combustão da acetona,  $C_3H_6O(l)$ , ao ar.
- 3.11 Escreva a equação para a reação que ocorre quando (a) o  $Mg(s)$  reage com  $Cl_2(g)$ ; (b) o hidróxido de níquel(II) decompõe-se em óxido de níquel(II) e água quando aquecido; (c) o hidrocarboneto estireno,  $C_8H_8(l)$ , sofre combustão ao ar; (d) o aditivo de gasolina MTBE (metil terciário-butil éter),  $C_5H_{12}O(l)$  sofre combustão ao ar.
- 3.12 Escreva a equação para a reação que ocorre quando (a) o alumínio metálico sofre uma reação de combinação com

$Br_2(l)$ ; (b) o carbonato de estrôncio decompõe-se em óxido de estrôncio e dióxido de carbono quando aquecido; (c) o heptano,  $C_7H_{16}(l)$ , sofre combustão ao ar; (d) o dimetiléter,  $CH_3OCH_3(g)$ , sofre combustão ao ar.

- 3.13 Faça o balanceamento das seguintes equações e indique se são reações de combinação, decomposição ou combustão:
- (a)  $Al(s) + Cl_2(g) \longrightarrow AlCl_3(s)$   
 (b)  $C_2H_4(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$   
 (c)  $Li(s) + N_2(g) \longrightarrow Li_3N(s)$   
 (d)  $PbCO_3(s) \longrightarrow PbO(s) + CO_2(g)$   
 (e)  $C_2H_8O_2(l) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
- 3.14 Faça o balanceamento das seguintes equações e indique se são reações de combinação, decomposição ou combustão:
- (a)  $C_3H_6(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$   
 (b)  $NH_4NO_3(s) \longrightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$   
 (c)  $C_5H_6O(l) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$   
 (d)  $N_2(g) + H_2(g) \longrightarrow NH_3(g)$   
 (e)  $K_2O(s) + H_2O(l) \longrightarrow KOH(aq)$

### Massa molecular

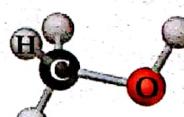
- 3.15 Determine as massas moleculares de cada um dos seguintes compostos: (a)  $H_2S$ ; (b)  $NiCO_3$ ; (c)  $Mg(C_2H_3O_2)_2$ ; (d)  $(NH_4)_2SO_4$ ; (e) fosfato de potássio; (f) óxido de ferro(III); (g) pentassulfeto de difósforo.
- 3.16 Determine as massas moleculares de cada um dos seguintes compostos: (a) óxido nitroso,  $N_2O$ , conhecido como gás hilariante e usado como anestésico odontológico; (b) ácido benzóico,  $HC_7H_5O_2$ , substância usada como conservante de alimentos; (c)  $Mg(OH)_2$ , o princípio ativo do leite de magnésia; (d) uréia,  $(NH_2)_2CO$ , composto usado como fertilizante nitrogenado; (e) acetato de isopentila,  $CH_3CO_2C_5H_{11}$ , responsável pelo aroma de banana.
- 3.17 Calcule a porcentagem em massa de oxigênio em cada um dos seguintes compostos: (a)  $SO_2$ ; (b) sulfato de sódio; (c)  $C_2H_5COOH$ ; (d)  $Al(NO_3)_3$ ; (e) nitrito de amônio.
- 3.18 Calcule a porcentagem em massa do elemento indicado em cada um dos seguintes compostos: (a) carbono no acetileno,  $C_2H_2$ , gás usado em soldagem; (b) hidrogênio no sulfato de amônio,  $(NH_4)_2SO_4$ , substância usada como fertilizante nitrogenado; (c) oxigênio no ácido ascórbico,  $HC_6H_7O_6$ , também conhecido como vitamina C; (d) platina em  $PtCl_2(NH_3)_2$ , agente quimioterápico chamado cisplatina; (e) carbono no hormônio sexual feminino estradiol,  $C_{18}H_{24}O_2$ ; (f) carbono na capsaicina,  $C_{18}H_{27}NO_3$ , composto que dá o gosto ardente na pimenta malagueta.
- 3.19 Baseado nas seguintes fórmulas estruturais, calcule a porcentagem em massa de carbono presente em cada um dos compostos:



- 3.20 Calcule a porcentagem em massa de carbono em cada um dos compostos representados pelos seguintes modelos:



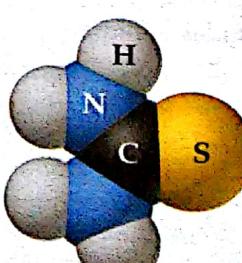
(a)



(b)



(c)



(d)

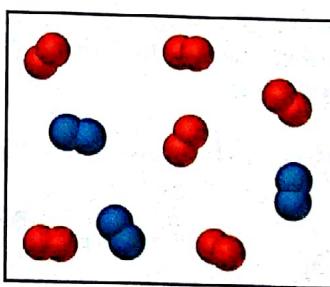
**O mol**

- 3.21** (a) O que é número de Avogadro e qual é sua relação com o mol? (b) Qual é a relação entre a massa molecular de uma substância e sua massa molar?
- 3.22** (a) Qual é a massa, em gramas, de um mol de  $^{12}\text{C}$ ? (b) Quantos átomos de carbono estão presentes em um mol de  $^{12}\text{C}$ ?
- 3.23** Sem fazer cálculos detalhados (mas usando a tabela periódica para achar as massas atômicas), coloque as seguintes amostras em ordem crescente de número de átomos: 0,50 mol de  $\text{H}_2\text{O}$ ; 23 g de Na;  $6,0 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{N}_2$ .
- 3.24** Sem fazer cálculos detalhados (mas usando a tabela periódica para achar as massas atômicas), coloque as seguintes amostras em ordem crescente de número de átomos:  $3,0 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}_2$ ; 2,0 mol de  $\text{CH}_4$ ; 32 g de  $\text{O}_2$ .
- 3.25** Qual é a massa em quilogramas do número de Avogadro de bolas de lançamento de peso olímpicas se cada uma possui massa de 16 lb? Como essa massa se compara com à da Terra,  $5,98 \times 10^{24}$  kg?
- 3.26** Se o número de Avogadro de moedas de um centavo de dólar é dividido igualmente entre 250 milhões de homens, mulheres e crianças nos Estados Unidos, quantos dólares cada um receberia? Como esse valor se compara com o débito nacional dos Estados Unidos, que era de 5,5 trilhões de dólares na época que este livro foi escrito?
- 3.27** Calcule as seguintes quantidades:  
 (a) massa, em gramas, de 1,73 mol de  $\text{CaH}_2$ .  
 (b) quantidade de matéria de  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  em 3,25 g dessa substância.  
 (c) número de moléculas em 0,245 mol  $\text{CH}_3\text{OH}$ .  
 (d) número de átomos de H em 0,585 mol de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ .
- 3.28** Calcule as seguintes quantidades:  
 (a) massa, em gramas, de  $2,50 \times 10^{-2}$  mol de  $\text{MgCl}_2$ .  
 (b) quantidade de matéria de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  em 76,5 g dessa substância;  
 (c) número de moléculas em 0,0772 mol de  $\text{HCHO}_2$ .  
 (d) número de íons  $\text{NO}_3^-$  em  $4,88 \times 10^{-3}$  mol de  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ .
- 3.29** (a) Qual é a massa, em gramas, de  $2,50 \times 10^{-3}$  mol de sulfato de alumínio?  
 (b) Qual é a quantidade de matéria de íons cloreto existente em 0,0750 g de cloreto de alumínio?  
 (c) Qual é a massa, em gramas, de  $7,70 \times 10^{20}$  moléculas de cafeína,  $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$ .  
 (d) Qual é a massa molar de colesterol se 0,00105 mol pesa 0,406 g?

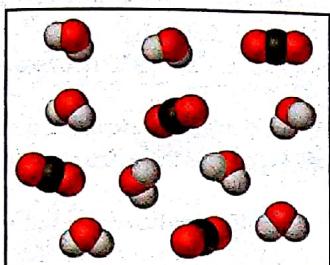
- 3.30** (a) Qual é a massa, em gramas, de 0,0714 mol de fosfato de ferro(III)?  
 (b) Qual é a quantidade de matéria de íons amônio existente em 4,97 g de carbonato de amônio?  
 (c) Qual a massa, em gramas, de  $6,52 \times 10^{21}$  moléculas de aspirina,  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ ?  
 (d) Qual a massa molar de diazepam (Valium®) se 0,05570 mol pesa 0,406 g?
- 3.31** A fórmula molecular da alicina, o composto responsável pelo cheiro característico do alho, é  $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{OS}_2$ .  
 (a) Qual a massa molar da alicina? (b) Qual a quantidade de matéria de alicina presente em 5,00 mg dessa substância? (c) Quantas moléculas de alicina existem em 5,00 mg de alicina? (d) Quantos átomos de S estão presentes em 5,00 mg de alicina?
- 3.32** A fórmula molecular do aspartame, adoçante artificial comercializado como NutraSweet®, é  $\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{S}_5$ .  
 (a) Qual a massa molar do aspartame? (b) Qual a quantidade de matéria presente em 1,00 mg de aspartame? (c) Quantas moléculas de aspartame estão presentes em 1,00 mg de aspartame? (d) Quantos átomos de H existem em 1,00 mg de aspartame?
- 3.33** Uma amostra de glicose,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , contém  $5,77 \times 10^{20}$  átomos de carbono. (a) Quantos átomos de hidrogênio essa amostra contém? (b) Quantas moléculas de glicose essa amostra contém? (c) Qual a quantidade de matéria de glicose contida nessa amostra? (d) Qual a massa em gramas dessa amostra?
- 3.34** Uma amostra do hormônio masculino testosterona,  $\text{C}_{19}\text{H}_{28}\text{O}_2$ , contém  $3,08 \times 10^{21}$  átomos de hidrogênio. (a) Quantos átomos de carbono essa amostra contém? (b) Quantas moléculas de testosterona essa amostra contém? (c) Qual a quantidade de matéria de testosterona contida nessa amostra? (d) Qual a massa em gramas dessa amostra?
- 3.35** A concentração máxima permitida de cloreto de vinila,  $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$ , na atmosfera próxima a uma indústria química é  $2,0 \times 10^{-6}$  g/L. Qual a quantidade de matéria de cloreto de vinila em cada litro essa concentração representa? Quantas moléculas por litro?
- 3.36** No mínimo 25 µg de tetrahidrocannabinol (THC), princípio ativo da maconha, é suficiente para causar intoxicação. A fórmula molecular do THC é  $\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$ . Qual quantidade de matéria de THC essa amostra de 25 µg contém? E quantas moléculas?

**Fórmulas mínimas**

- 3.37** O diagrama ao lado representa um conjunto de elementos formados pela decomposição de um composto.  
 (a) Se as esferas azuis representam átomos de N e as vermelhas, átomos de O, qual é a fórmula mínima do composto original? (b) Você poderia desenhar um diagrama representando as moléculas do composto que sofreu decomposição? Justifique sua resposta.



- 3.38 (a) O diagrama a seguir representa um conjunto de moléculas de  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$  formadas pela combustão completa de um hidrocarboneto. Qual é a fórmula mínima do hidrocarboneto? (b) Você poderia desenhar um diagrama representando as moléculas de oxigênio e do hidrocarboneto que sofreu a combustão? Justifique sua resposta.



- 3.39 Dê a fórmula mínima de cada um dos seguintes compostos se a amostra contém: (a) 0,0130 mol de C, 0,0390 mol de H e 0,0065 mol de O; (b) 11,66 g de ferro e 5,01 g de oxigênio; (c) 40,0% de C, 6,7% de H e 53,3% de O em massa.

- 3.40 Determine a fórmula mínima de cada um dos seguintes compostos se a amostra contém: (a) 0,0104 mol de K, 0,052 mol de C e 0,156 mol de O; (b) 5,28 g de Sn e 3,37 g de F; (c) 87,5% de N, 12,5% de H em massa.

- 3.41 Determine as fórmulas mínimas dos compostos com as seguintes composições em massa:

- (a) 10,4% de C, 27,8% de S, 61,7% de Cl;  
 (b) 21,7% de C, 9,6% de O, 68,7% de F;  
 (c) 32,79% de Na, 13,02% de Al, 54,19% de F.

- 3.42 Determine as fórmulas mínimas dos compostos com as seguintes composições em massa:

- (a) 55,3% de K, 14,6% de P, 30,1% de O;  
 (b) 24,5% de Na, 14,9% de Si, 60,6% de F;  
 (c) 62,1% de C, 5,21% de H, 20,7% de O.

- 3.43 Qual é a fórmula molecular de cada um dos seguintes compostos?

- (a) fórmula mínima  $\text{CH}_2$ , massa molar = 84 g/mol;  
 (b) fórmula mínima  $\text{NH}_2\text{Cl}$ , massa molar = 51,5 g/mol.

- 3.44 Qual é a fórmula molecular de cada um dos seguintes compostos?

- (a) fórmula mínima  $\text{HCO}_2$ , massa molar = 90,0 g/mol.  
 (b) fórmula mínima  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ , massa molar = 88 g/mol.

- 3.45 Determine as fórmulas mínima e molecular de cada uma das seguintes substâncias:

- (a) cafeína, estimulante encontrado no café e que contém 49,5% de C, 5,15% de H, 28,9% de N e 16,5% de O em massa; massa molar de aproximadamente 195 g/mol;  
 (b) glutamato de monossódio (MSG), realçador de sabor de alguns alimentos que contém 35,51% de C, 4,77% de

H, 37,85% de O, 8,29% de N e 13,60% de Na em massa; massa molar de 169 g/mol.

- 3.46 Determine as fórmulas mínima e molecular de cada uma das seguintes substâncias:

(a) ibuprofeno, um remédio para dor de cabeça que contém 75,69% de C, 8,80% de H, e 15,51% de O em massa; massa molar de aproximadamente 206 g/mol;

(b) epinefrina (adrenalina), um hormônio eliminado na corrente sanguínea na hora do perigo ou estresse que contém 59,0% de C, 7,1% de H, 26,2% de O e 7,7% de N em massa; MM de aproximadamente 180 u.

- 3.47 (a) A análise por combustão do tolueno, solvente orgânico comum, fornece 5,86 mg de  $\text{CO}_2$  e 1,37 mg de  $\text{H}_2\text{O}$ . Se o composto contém apenas carbono e hidrogênio, qual é sua fórmula mínima? (b) O mentol, substância responsável pela fragrância em pastilhas mentoladas para tosse, é composta de C, H e O. Uma amostra de 0,1005 g de mentol sofre combustão produzindo 0,2829 g de  $\text{CO}_2$  e 0,1159 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Qual é a fórmula mínima do mentol? Se o composto tem massa molar de 156 g/mol, qual sua fórmula molecular?

- 3.48 (a) O cheiro característico do abacaxi deve-se ao butirato de etila, composto que contém carbono, hidrogênio e oxigênio. A combustão de 2,78 mg de butirato de etila produz 6,32 mg de  $\text{CO}_2$  e 2,58 mg de  $\text{H}_2\text{O}$ . Qual é a fórmula mínima desse composto? (b) A nicotina, componente do tabaco, é constituída de C, H e N. Uma amostra de 5,250 mg de nicotina sofre combustão produzindo 14,242 mg de  $\text{CO}_2$  e 4,083 mg de  $\text{H}_2\text{O}$ . Qual é a fórmula mínima da nicotina? Se a substância tem uma massa molar de  $160 \pm 5$  g/mol, qual é sua fórmula molecular?

- 3.49 Carbonato de sódio, composto usado como alcalinizante no tratamento de água de piscina, é hidratado, o que significa que um certo número de moléculas de água está incluído na estrutura do sólido. Sua fórmula pode ser escrita como  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ , onde  $x$  é a quantidade de matéria de  $\text{H}_2\text{O}$  por mol de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Quando uma amostra de 2,558 g de carbonato de sódio é aquecida a 125 °C, toda a água de hidratação se perde, deixando 0,948 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Qual é o valor de  $x$ ?

- 3.50 O sal de Epsom, laxante forte usado em medicina veterinária, é hidratado, o que significa que certo número de moléculas de água está incluído em sua estrutura sólida. A fórmula do sal de Epsom pode ser escrita como  $\text{MgSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ , onde  $x$  indica a quantidade de matéria de água por mol de  $\text{MgSO}_4$ . Quando 5,061 g desse sal hidratado é aquecido a 250 °C, toda a água de hidratação se perde, deixando 2,472 g de  $\text{MgSO}_4$ . Qual é o valor de  $x$ ?

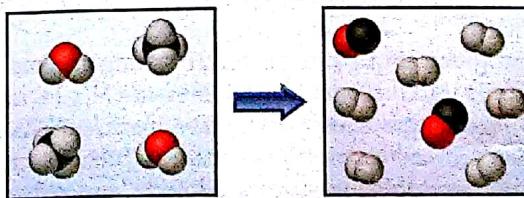
### Cálculos baseados em equações químicas

- 3.51 Por que é essencial usar equações químicas平衡adas na determinação da quantidade de produto formado a partir de determinada quantidade de reagente?

- 3.52 Quais partes das equações químicas平衡adas fornecem informações sobre as quantidades de matéria dos reagentes e produtos envolvidos em uma reação?

- 3.53 O diagrama a seguir representa uma reação à alta temperatura entre  $\text{CH}_4$  e  $\text{H}_2\text{O}$ . Baseado nessa reação, qual

quantidade de matéria de cada produto pode ser obtida começando com 4,0 mol de  $\text{CH}_4$ ?



**3.54** Se 1,5 mol de cada um dos seguintes compostos sofre combustão completa em oxigênio, quais produzirão maior quantidade de matéria? Qual produzirá a menor? Explique.  $C_2H_5OH$ ,  $C_3H_8$ ,  $CH_3CH_2COCH_3$

**3.55** O ácido fluorídrico,  $HF(aq)$ , não pode ser estocado em garrafas de vidro porque os compostos chamados silicatos presentes no vidro são atacados pelo  $HF(aq)$ . O silicato de sódio ( $Na_2SiO_3$ ), por exemplo, reage como a seguir:

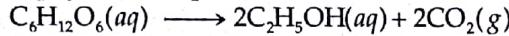


(a) Qual a quantidade de matéria de  $HF$  necessária para reagir com 0,300 mol de  $Na_2SiO_3$ ?

(b) Quantos gramas de  $NaF$  são formados quando 0,500 mol de  $HF$  reage com um excesso de  $Na_2SiO_3$ ?

(c) Quantos gramas de  $Na_2SiO_3$  podem reagir com 0,800 g de  $HF$ ?

**3.56** A fermentação da glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) produz álcool etílico ( $C_2H_5OH$ ) e  $CO_2$ :



(a) Qual a quantidade de matéria de  $CO_2$  produzida quando 0,400 mol de  $C_6H_{12}O_6$  reage dessa maneira?

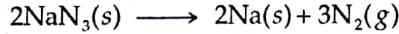
(b) Quantos gramas de  $C_6H_{12}O_6$  são necessários para formar 7,50 g de  $C_2H_5OH$ ?

(c) Quantos gramas de  $CO_2$  são formados quando 7,50 g de  $C_2H_5OH$  são produzidos?

**3.57** Sulfeto de alumínio reage com água para formar hidróxido de alumínio e sulfeto de hidrogênio. (a) Escreva a equação química balanceada para a reação. (b) Quantos gramas de hidróxido de alumínio são obtidos a partir de 10,5 g de sulfeto de alumínio?

**3.58** Hidreto de cálcio reage com água para formar hidróxido de cálcio e gás hidrogênio. (a) Escreva a equação química balanceada para a reação. (b) Quantos gramas de hidreto de cálcio são necessários para formar 5,0 g de hidrogênio?

**3.59** Os *airbags* automotivos enchem-se quando a azida de sódio,  $NaN_3$ , decompõe-se rapidamente em seus elementos constituintes:

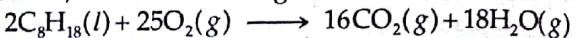


(a) Qual a quantidade de matéria de  $N_2$  produzida pela decomposição de 2,50 mol de  $NaN_3$ ?

(b) Quantos gramas de  $NaN_3$  são necessários para formar 6,00 g de gás nitrogênio?

**(c)** Quantos gramas de  $NaN_3$  são necessários para produzir 10  $ft^3$  de gás nitrogênio se a densidade do gás é 1,25 g/L?

**3.60** A combustão completa do octano  $C_8H_{18}$ , componente da gasolina, ocorre como a seguir:



(a) Qual a quantidade de matéria de  $O_2$  necessária para queimar 0,750 mol de  $C_8H_{18}$ ?

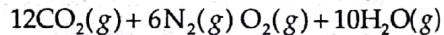
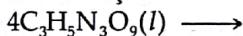
(b) Quantos gramas de  $O_2$  são necessários para queimar 5,00 g de  $C_8H_{18}$ ?

(c) O octano tem densidade de 0,692 g/mL a 20 °C. Quantos gramas de  $O_2$  são necessários para queimar 1,00 gal de  $C_8H_{18}$ ?

**3.61** Um pedaço de folha de alumínio de 1,00  $cm^2$  e 0,550 mm de espessura é colocado para reagir com bromo para formar brometo de alumínio como mostrado na foto que acompanha este exercício. (a) Qual a quantidade de matéria de alumínio usada? (A densidade do alumínio é 2,699 g/cm<sup>3</sup>.) (b) Quantos gramas de brometo de alumínio é formado, supondo-se que o alumínio reage completamente?



**3.62** A detonação da nitroglicerina ocorre como a seguir:



(a) Se uma amostra contendo 3,00 mL de nitroglycerina (densidade = 1,592 g/mL) é detonada, qual a quantidade de matéria total de gases produzida? (b) Se cada mol de gás ocupa 55 L sob essas condições de explosão, quantos litros de gases são produzidos? (c) Quantos gramas de  $N_2$  são produzidos na detonação?

### Reagentes limitantes; rendimentos teóricos

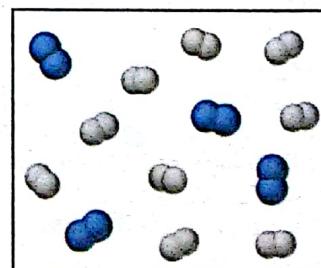
**3.63** (a) Defina os termos reagentes limitantes e reagentes em excesso.

(b) Por que as quantidades de produtos formadas em uma reação são determinadas somente pela quantidade do reagente limitante?

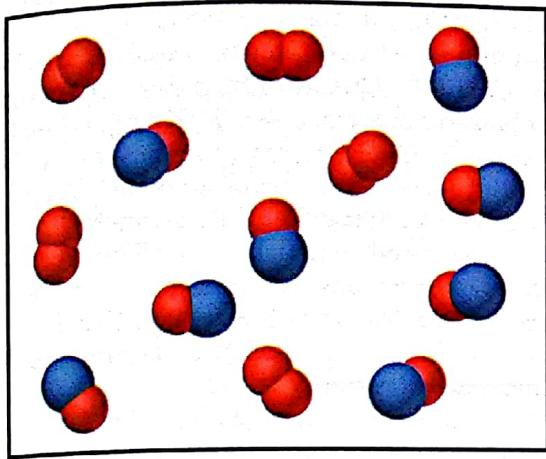
**3.64** (a) Defina os termos rendimento teórico, rendimento real e rendimento percentual. (b) Por que o rendimento real de uma reação é quase sempre menor que o rendimento teórico?

**3.65** Nitrogênio ( $N_2$ ) e hidrogênio ( $H_2$ ) reagem para formar amônia ( $NH_3$ ). Considere a mistura de  $N_2$  e  $H_2$  mostrada na figura que acompanha esse exercício. As esferas azuis representam o N e as brancas, o H. Desenhe uma representação da mistura produzida, supondo-se que a

reação foi completa. Como você chegou a sua representação? Qual é o reagente limitante neste caso?



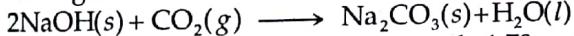
- 3.66 O monóxido de nitrogênio e o oxigênio reagem para formar dióxido de nitrogênio. Considere a mistura NO e O<sub>2</sub> mostrada na figura que acompanha este exercício. As esferas azuis representam o N e as vermelhas o O. Desenhe uma representação para a mistura produzida, supondo que a reação foi completa. Como você chegou a essa representação? Qual é o reagente limitante neste caso?



- 3.67 Um fabricante de bicicletas tem 4.250 rodas, 2.755 estruturas e 2.255 guidões. (a) Quantas bicicletas podem ser feitas com essas partes? (b) Quantas partes de cada tipo sobrarão? (c) Qual é a parte que limita a produção das bicicletas?

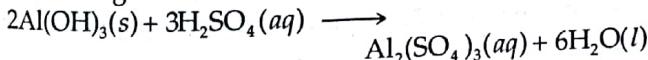
- 3.68 Uma indústria de engarrafamento tem 115.350 garrafas com capacidade de 355 mL, 122.500 tampas e 39.3775 L de bebida. (a) Quantas garrafas podem ser cheias e tampadas? (b) Quanto sobrará de cada item? (c) Qual o componente que limita a produção?

- 3.69 O hidróxido de sódio reage com dióxido de carbono como a seguir:



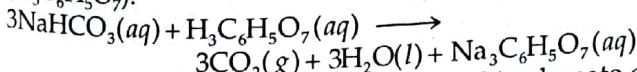
Qual reagente é o reagente limitante quando 1,70 mol de NaOH reage com 1,00 mol de CO<sub>2</sub>? Qual quantidade de matéria de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> pode ser produzida? Qual quantidade de matéria do reagente em excesso sobra após a reação se completar?

- 3.70 O hidróxido de alumínio reage com ácido sulfúrico como a seguir:

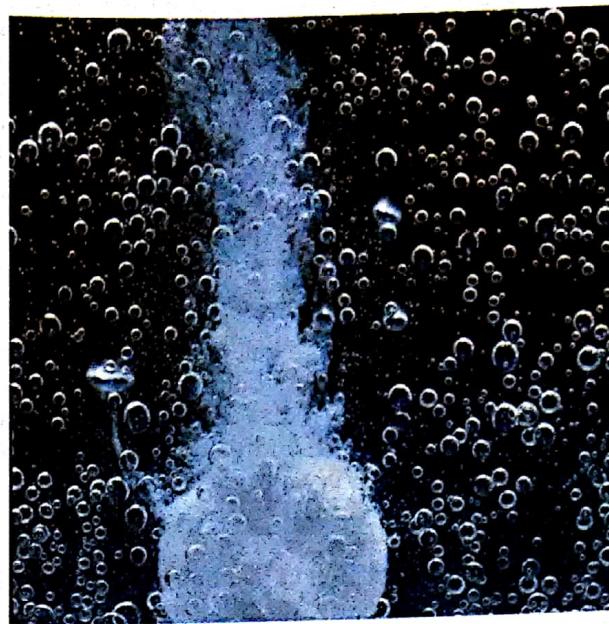


Qual reagente é o reagente limitante quando 0,450 mol de Al(OH)<sub>3</sub> reage com 0,550 mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>? Qual quantidade de matéria de Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> pode ser formada sob essas condições? Qual quantidade de matéria do reagente em excesso sobra após a reação se completar?

- 3.71 A efervescência produzida quando um comprimido de Alka-Seltzer® é dissolvido em água deve-se à reação entre o bicarbonato de sódio (NaHCO<sub>3</sub>) e o ácido cítrico (H<sub>3</sub>C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>O<sub>7</sub>):



Em determinado experimento 1,00 g de bicarbonato de sódio e 1,00 g de ácido cítrico são deixados reagir: (a) Qual é o reagente limitante? (b) Quantos gramas de dióxido de carbono são formados? (c) Quantos gramas de reagente em excesso sobram depois que o reagente limitante é completamente consumido?



- 3.72 Uma das etapas no processo comercial para converter amônia em ácido nítrico é a conversão de NH<sub>3</sub> em NO:

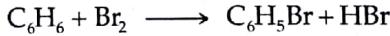


Em determinado experimento, 2,25 g de NH<sub>3</sub> reage com 3,75 g de O<sub>2</sub>. (a) Qual é o reagente limitante? (b) Quantos gramas de NO são formados? (c) Quantos gramas de reagente em excesso sobram após o consumo completo do reagente limitante?

- 3.73 As soluções de carbonato de sódio e nitrato de prata reagem para formar carbonato de prata sólido e uma solução de nitrato de sódio. Uma solução contendo 6,50 g de carbonato de sódio é misturada com uma solução contendo 7,00 g de nitrato de prata. Quantos gramas de carbonato de sódio, nitrato de prata, carbonato de prata e nitrato de sódio estão presentes ao final da reação?

- 3.74 As soluções de ácido sulfúrico e acetato de chumbo(II) reagem para formar sulfato de chumbo(II) sólido e uma solução de ácido acético. Se 7,50 g de ácido sulfúrico e 7,50 g de acetato de chumbo(II) são misturados, calcule o número de gramas de ácido sulfúrico, acetato de chumbo(II), sulfato de chumbo(II) e ácido acético presentes na mistura ao final da reação.

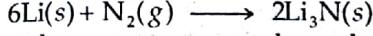
- 3.75 Quando benzeno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) reage com bromo (Br<sub>2</sub>), obtém-se bromobenzeno (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>Br):



(a) Qual o rendimento teórico de bromobenzeno nessa reação quando 30,0 g de benzeno reagem com 65,0 g de bromo? (b) Se o rendimento real de bromobenzeno foi de 56,7 g, qual o rendimento percentual?

- 3.76 Quando etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>) reage com cloro (Cl<sub>2</sub>), o produto principal é C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>Cl, mas outros produtos contendo cloro, como C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>Cl<sub>2</sub>, são obtidos em quantidades pequenas. A formação desses outros produtos reduz o rendimento de C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>Cl. (a) Supondo que C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> e Cl<sub>2</sub> reagem para formar apenas C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>Cl e HCl, calcule o rendimento teórico de C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>Cl. (b) Calcule o rendimento percentual de C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>Cl se a reação de 125 g de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> com 225 g de Cl<sub>2</sub> produz 206 g de C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>Cl.

- 3.77 Lítio e nitrogênio reagem para produzir nitreto de lítio:



Se 5,00 g de cada reagente reagem levando a um rendimento de 80,5%, quantos gramas de Li<sub>3</sub>N são obtidos da reação?

- 3.78 Quando o gás sulfeto de hidrogênio é borbulhado em uma solução de hidróxido de sódio, a reação forma sulfeto de sódio e água. Quantos gramas de sulfeto de sódio são formados se 2,00 g de sulfeto de hidrogênio são

borbulhados em uma solução contendo 2,00 g de hidróxido de sódio, supondo que o sulfeto de sódio é produzido com 92,0% de rendimento?

### Exercícios adicionais

- 3.79 Escreva a equação química balanceada para: (a) a combustão completa do ácido butírico,  $\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2(l)$ , um composto produzido quando a manteiga se torna rançosa; (b) a decomposição do hidróxido de cobre(II) sólido em óxido de cobre(II) e vapor de água; (c) a reação de combinação entre o zinco metálico e o gás cloro.
- 3.80 A efetividade dos fertilizantes nitrogenados depende tanto de sua habilidade em disponibilizar o nitrogênio para as plantas como da quantidade de nitrogênio que eles podem disponibilizar. Quatro fertilizantes comuns, que contêm nitrogênio, são amônia, nitrato de amônio, sulfato de amônio e uréia  $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ . Classifique esses fertilizantes em termos da porcentagem em massa de nitrogênio que eles contêm.
- 3.81 (a) O diamante é uma forma natural de carbono puro. Qual é a quantidade de matéria de carbono existente em um diamante de 1,25 quilate (1 quilate = 0,200 g)? Quantos átomos de carbono esse diamante possui? (b) A fórmula molecular do ácido acetilsalicílico (aspirina), um dos analgésicos mais comuns, é  $\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$ . Qual a quantidade de matéria de  $\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$  existente em um comprimido de aspirina de 0,500 g? Quantas moléculas de  $\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$  existem nesse comprimido?
- 3.82 (a) Uma molécula de antibiótico conhecida como penicilina G tem uma massa de  $5,342 \times 10^{-21}$  g. Qual é a massa molar da penicilina G? (b) A hemoglobina, a proteína transportadora de oxigênio presente nos glóbulos vermelhos, tem quatro átomos de ferro por molécula e contém 0,340% de ferro em massa. Calcule a massa molar da hemoglobina.
- 3.83 Cristais muito pequenos constituídos de mil a cem mil átomos, chamados pontos quânticos, estão sendo pesquisados para uso em dispositivos eletrônicos.  
(a) Calcule a massa em gramas de um ponto quântico constituído de 10 mil átomos de silício.  
(b) Suponha que o silício em um ponto tenha uma densidade de  $2,3 \text{ g/cm}^3$ , calcule seu volume.  
(c) Suponha que o ponto tenha o formato de um cubo, calcule o comprimento das arestas desse cubo.
- 3.84 A serotonina é um composto que conduz impulsos nervosos no cérebro. Ela contém 68,2% em massa de C, 6,86% em massa de H, 15,9% em massa de N e 9,08% em massa de O. Sua massa molar é 176 g/mol. Determine sua fórmula molecular.
- 3.85 O coala se alimenta exclusivamente de folhas de eucalipto. Seu sistema digestivo desintoxica o óleo de eucalipto, um veneno para outros animais. O constituinte principal do óleo de eucalipto é uma substância chamada eucaliptol, que contém 77,87% de C, 11,76% de H e o restante de O. (a) Qual é a fórmula mínima dessa substância? (b) Um espectro de massa de eucaliptol mostra um pico a aproximadamente 154  $\mu$ . Qual é a fórmula molecular dessa substância?
- 3.86 A vanilina, o aromatizante principal da baunilha, contém C, H e O. Quando 1,05 g dessa substância sofre combustão completa, 2,43 g de  $\text{CO}_2$  e 0,50 g de  $\text{H}_2\text{O}$  são produzidos. Qual é a fórmula mínima da vanilina?
- [3.87] Descobriu-se que um composto orgânico contém apenas C, H e Cl. Quando uma amostra de 1,50 g desse composto sofreu combustão completa ao ar, 3,52 g de  $\text{CO}_2$  foram formados. Em um experimento separado o cloro presente em uma amostra de 1,00 g do composto foi convertido em 1,27 g de  $\text{AgCl}$ . Determine a fórmula mínima do composto.
- [3.88] Um composto oxibromato,  $\text{KBrO}_x$ , onde  $x$  é desconhecido, é analisado, descobrindo que ele contém 52,92% de Br. Qual o valor de  $x$ ?
- 3.89 Um elemento X forma um iodeto ( $\text{XI}_3$ ) e um cloreto ( $\text{XCl}_3$ ). O iodeto é convertido quantitativamente para o cloreto quando aquecido em um fluxo de cloro:  

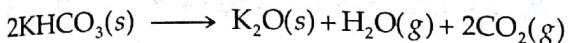
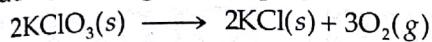
$$2\text{XI}_3 + 3\text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{XCl}_3 + 3\text{I}_2$$
  
Se 0,5000 g de  $\text{XI}_3$  é tratado, 0,2360 g de  $\text{XCl}_3$  é obtido.  
(a) Calcule a massa atômica do elemento X. (b) Identifique o elemento X.
- 3.90 Um método usado pela Agência de Proteção Ambiental (EPA) norte-americana para determinar a concentração de ozônio no ar é passar uma amostra de ar por um 'borbulhador' contendo iodeto de sódio, que remove o ozônio de acordo com a seguinte equação:  

$$\text{O}_3(g) + 2\text{NaI}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{O}_2(g) + \text{I}_2(s) + 2\text{NaOH}(aq)$$
  
(a) Qual a quantidade de matéria de iodeto de sódio necessária para remover  $3,8 \times 10^{-5}$  mol de  $\text{O}_3$ ? (b) Quantos gramas de iodeto de sódio são necessários para remover 0,550 mg de  $\text{O}_3$ ?
- 3.91 Uma indústria química usa energia elétrica para decompor soluções aquosas de  $\text{NaCl}$  para produzir  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_2$  e  $\text{NaOH}$ :  

$$2\text{NaCl}(aq) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow 2\text{NaOH}(aq) + \text{H}_2(g) + \text{Cl}_2(g)$$
  
Se a indústria produz  $1,5 \times 10^6$  kg (1.500 toneladas) de  $\text{Cl}_2$  por dia, faça uma estimativa das quantidades de  $\text{H}_2$  e  $\text{NaOH}$  produzidas.
- 3.92 A gordura armazenada na corcunda de um camelo é fonte de energia e água. Calcule a massa de  $\text{H}_2\text{O}$  produzida pelo metabolismo de 1,0 kg de gordura, supondo que a gordura consiste inteiramente de triestearina ( $\text{C}_{57}\text{H}_{110}\text{O}_6$ ), gordura animal típica, e supondo que, durante o metabolismo, a triestearina reage com  $\text{O}_2$  para formar apenas  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ .
- 3.93 Quando os hidrocarbonetos são queimados em uma quantidade limitada de ar, forma-se tanto CO quanto  $\text{CO}_2$ . Quando 0,450 g de um hidrocarboneto em particular foi queimado ao ar, 0,467 g de CO, 0,733 g de  $\text{CO}_2$  e 0,450 g de  $\text{H}_2\text{O}$  foi formada. (a) Qual é a fórmula mínima do composto? (b) Quantos gramas de  $\text{O}_2$  foram usa-

- 3.94** dos na reação? (c) Quantos gramas seriam necessários para a combustão completa?  
Uma mistura de  $N_2(g)$  e  $H_2(g)$  reage em um recipiente fechado para formar amônia,  $NH_3(g)$ . A reação pára antes que qualquer reagente tenha sido totalmente consumido. Nesse ponto, 2,0 mol de  $N_2$ , 2,0 mol de  $H_2$  e 2,0 mol de  $NH_3$  estão presentes. Qual a quantidade de matéria de  $N_2$  e  $H_2$  presente no início da reação?

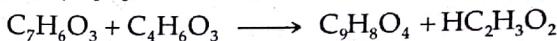
- [3.95]** Uma mistura contendo  $KClO_3$ ,  $K_2CO_3$ ,  $KHCO_3$  e  $KCl$  foi aquecida, produzindo os gases  $CO_2$ ,  $O_2$  e  $H_2O$ , de acordo com as seguintes equações:



O  $KCl$  não reage sob essas condições de reação. Se 100,0 g da mistura produzem 1,80 g de  $H_2O$ , 13,20 g de  $CO_2$  e 4,00 g de  $O_2$ , qual era a composição original da mistura? (Suponha uma decomposição completa.)

- 3.96** Quando uma mistura de 10,0 g de acetileno ( $C_2H_2$ ) e 10,0 g de oxigênio ( $O_2$ ) entra em combustão, são produzidos  $CO_2$  e  $H_2O$ . (a) Escreva a equação química balanceada para essa reação. (b) Qual é o reagente limitante? (c) Quantos gramas de  $C_2H_2$ ,  $O_2$ ,  $CO_2$  e  $H_2O$  estão presentes após o final da reação?

- 3.97** A aspirina ( $C_9H_8O_4$ ) é produzida a partir do ácido salicílico ( $C_7H_6O_3$ ) e do anidrido acético ( $C_4H_6O_3$ ):



- (a) Qual a quantidade de ácido salicílico necessária para produzir  $1,5 \times 10^2$  kg de aspirina, supondo que todo o ácido salicílico é convertido em aspirina? (b) Qual a quantidade de ácido salicílico necessária se apenas 80% do ácido salicílico fosse convertido em aspirina?

- (c) Qual o rendimento teórico da aspirina se 185 kg de ácido salicílico reagem com 125 kg de anidrido acético? (d) Se a situação descrita no item (c) produz 182 kg de aspirina, qual é o rendimento percentual?

### Exercícios cumulativos

(Esses exercícios exigem habilidade dos capítulos anteriores, bem como do presente capítulo.)

- 3.98** Considere uma amostra de carbonato de cálcio na forma de um cubo medindo 1,25 in. em cada aresta. Se a amostra tem densidade de  $2,71 \text{ g/cm}^3$ , quantos átomos de oxigênio ela contém?

- 3.99** (a) Você recebe um cubo de prata metálica que mede 1,000 cm de aresta. A densidade da prata é  $10,49 \text{ g/cm}^3$ . Quantos átomos tem o cubo? (b) Como os átomos são esféricos, eles não podem ocupar todo o espaço do cubo. Os átomos de prata arranjam-se em um sólido de tal forma que 74% do volume do sólido está realmente preenchido com átomos de prata. Calcule o volume de um único átomo de prata. (c) Usando o volume de um átomo de prata, e a fórmula para volume de uma esfera, calcule o raio em angstrôms de um átomo de prata.

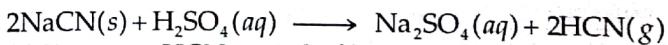
- 3.100** Se um automóvel roda 125 mi com um consumo de 19,5 mi/gal, quantos quilogramas de  $CO_2$  são produzidos? Suponha que a gasolina é composta de octano,  $C_8H_18(l)$ , cuja densidade é 0,69 g/mL.

- [3.101]** Em 1865 um químico relatou que reagiu uma amostra de prata pura de peso conhecido com ácido nítrico e recuperou toda a prata como nitrato de prata puro. Descobriu-se que a relação de massa da prata para o nitrato de prata é 0,634985. Usando apenas essa reação e os valores aceitos atualmente para as massas atômicas da prata e do oxigênio, calcule a massa atô-

mica do nitrogênio. Compare-a com o valor aceito atualmente.

- [3.102]** Um carvão em particular contém 2,5% de enxofre em massa. Quando esse carvão é queimado, o enxofre é convertido em gás dióxido de enxofre. O dióxido de enxofre reage com óxido de cálcio para formar sulfito de cálcio. (a) Escreva a equação química balanceada. (b) Se o carvão é queimado em uma usina termelétrica que usa 2 mil toneladas de carvão por dia, qual é a produção diária de sulfito de cálcio?

- [3.103]** O cianeto de hidrogênio,  $HCN$ , é um gás venenoso. A dose letal é aproximadamente 300 mg de  $HCN$  por quilograma de ar, quando inalado. (a) Calcule a quantidade de  $HCN$  que fornece a dose letal em um pequeno laboratório medindo 12 por 15 por 8,0 ft. A densidade do ar a  $26^\circ\text{C}$  é  $0,00118 \text{ g/cm}^3$ . (b) Se o  $HCN$  é formado pela reação de  $NaCN$  com um ácido como  $H_2SO_4$ , qual a massa de  $NaCN$  que fornece a dose letal no laboratório?



- (c) Forma-se  $HCN$  quando fibras sintéticas contendo Orlon® ou Acrilan® são queimadas. Acrilan® tem fórmula mínima  $CH_2CHCN$ ; logo,  $HCN$  é 50,9% da fórmula em massa. Um tapete medindo 12 por 15 ft contém 30 oz de fibras Acrilan® por jarda quadrada de carpete. Se o tapete queima, uma dose letal de  $HCN$  será produzida na sala? Suponha que o rendimento de  $HCN$  a partir das fibras é 20% e que 50% do carpete é consumido.