

Capítulo 3

Estequiometria: cálculos com fórmulas e equações químicas

No Capítulo 2 vimos que podemos representar as substâncias por suas fórmulas químicas. Apesar de fórmulas químicas serem invariavelmente mais curtas do que os nomes, não são meramente abreviaturas. Codificadas em cada fórmula química estão importantes informações sobre as substâncias que elas representam.

Neste capítulo, examinamos 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 gasosos são solucionados com princípios de estequiometria.

A estequiometria é baseada em entendimento de massas atômicas (Seção 2.4) e em um princípio fundamental, a **lei da conservação da massa**: *A massa total de uma substância presente ao final de uma reação química é a mesma massa total do início da reação*. O nobre francês e cientista Antonie Lavoisier (Figura 3.1) descobriu essa importante lei química no final do século XVI. Em um livro de química publicado em 1789, Lavoisier expôs a lei nesta maneira eloquente: “Podemos formulá-la como uma máxima incontestável que, em todas as operações artificiais e naturais, nada se cria; existe a mesma quantidade de matéria antes e depois 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 é simplesmente um rearranjo dos átomos. Começamos nossa abordagem neste 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 ◀

- Começamos abordando a forma de se utilizar fórmulas químicas para escrever equações que representam reações.
- Depois utilizaremos fórmulas químicas para relacionar as massas das substâncias com os números de átomos, moléculas ou íons que elas contêm, o que nos levará ao conceito crucialmente importante de mol. Um mol é $6,022 \times 10^{23}$ objetos (átomos, moléculas, íons etc.).
- Aplicaremos o conceito de mol para determinarmos fórmulas químicas a partir das massas de cada elemento em certa quantidade de um composto.
- Utilizaremos a informação quantitativa inerente a fórmulas e equações químicas com o conceito molar para prevermos as quantidades de substâncias consumidas e/ou produzidas em reações químicas.
- Uma situação especial vem à tona quando um dos reagentes é totalmente consumido antes dos outros, e a reação pára, deixando parte do material inicial em excesso sem reagir.

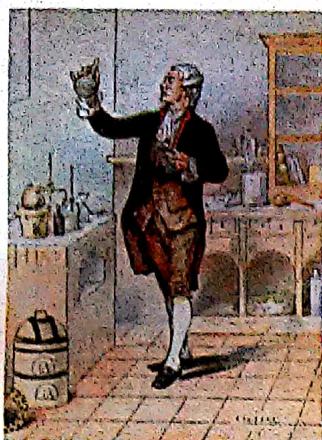
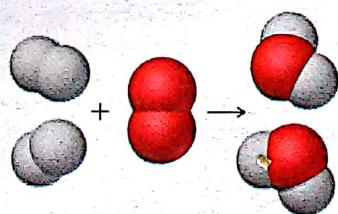


Figura 3.1 Antoine Lavoisier (1734-1794) conduziu muitos estudos importantes sobre reações de combustão. Infelizmente, sua carreira foi interrompida cedo pela Revolução Francesa. Ele era membro da nobreza francesa e trabalhava como cobrador de impostos. Foi guilhotinado em 1794 durante os meses finais 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 (CH_4), o principal componente do gás natural, queima-se ao ar para produzir o gás dióxido de carbono (CO_2) e vapor de água (H_2O). Esses dois produtos contêm átomos de oxigênio que vêm do 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.

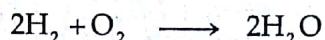


ATIVIDADE

Leitura de uma reação química

3.1 Equações químicas

As reações químicas são representadas de forma concisa pelas **equações químicas**. Quando o hidrogênio (H_2) entra em combustão, por exemplo, reage com o oxigênio (O_2) do ar para formar água (H_2O) (Figura 3.2). Escrevemos a equação química para essa reação como a seguir:



[3.1]

Lemos o sinal + como ‘reage com’ e a seta como ‘produz’. As fórmulas químicas à esquerda da seta representam as substâncias de partida, chamadas **reagentes**. As fórmulas químicas à direita da seta representam as substâncias produzidas na reação, chamadas **produtos**. Os números diante das fórmulas são os **coeficientes**. (Como em uma equação algébrica, o numeral 1 em geral não é escrito.)

Uma vez que os átomos não são formados nem destruídos em uma reação, a equação química deve ter um número igual de átomos de cada elemento de cada lado da seta. Quando essa condição é satisfeita, diz-se que a equação está *balanceada*. No lado direito da Equação 3.1, por exemplo, existem duas moléculas de H_2O , cada uma delas constituída de dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio. Portanto, $2\text{H}_2\text{O}$ (lê-se: “duas moléculas de água”) contém $2 \times 2 = 4$ átomos de H e $2 \times 1 = 2$ átomos de O, como visto no desenho à margem. Já que existem também quatro átomos de H e dois átomos de O do lado esquerdo da equação, ela está balanceada.

Uma vez que sabemos as fórmulas dos reagentes e produtos em uma reação, podemos escrever a equação não-balanceada. Então fazemos o balanceamento da equação determinando os coeficientes que fornecem números iguais de cada tipo de átomo de cada lado da equação. Geralmente, uma equação balanceada deve conter os menores coeficientes inteiros possíveis.

Ao balancear equações, é importante entender as diferenças entre um coeficiente diante de uma fórmula e um índice inferior na fórmula. Recorra à Figura 3.3. Observe que trocando um índice inferior em uma fórmula — de H_2O para H_2O_2 , por exemplo — a identidade do produto químico é modificada. A substância H_2O_2 , peróxido de hidrogênio, é bem diferente de água. *Índices inferiores nunca devem ser mudados ao balancear uma equação*. Ao contrário, colocar

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 (CH_4), o principal componente do gás natural, queima-se ao ar para produzir o gás dióxido de carbono (CO_2) e vapor de água (H_2O). Esses dois produtos contêm átomos de oxigênio que vêm do 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]



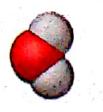
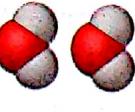
Símbolo químico	Significado	Composição
H_2O	Uma molécula de água:	
$2H_2O$	Duas moléculas de água:	
H_2O_2	Uma molécula de peróxido de hidrogênio:	

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平衡amento. 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:



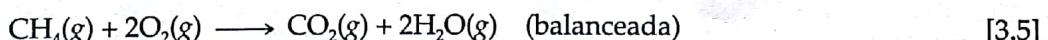
Nesse estágio, os produtos têm mais átomos de O (quatro — dois de cada CO_2 e dois da $2H_2O$) do que os reagentes (dois). Se colocarmos o coeficiente 2 diante do O_2 , completaremos o balanceamento fazendo o número de átomos de O ser igual em ambos os lados da equação:



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 balanceadas 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 Δ é, em geral, colocado acima da seta para indicar o uso de aquecimento.

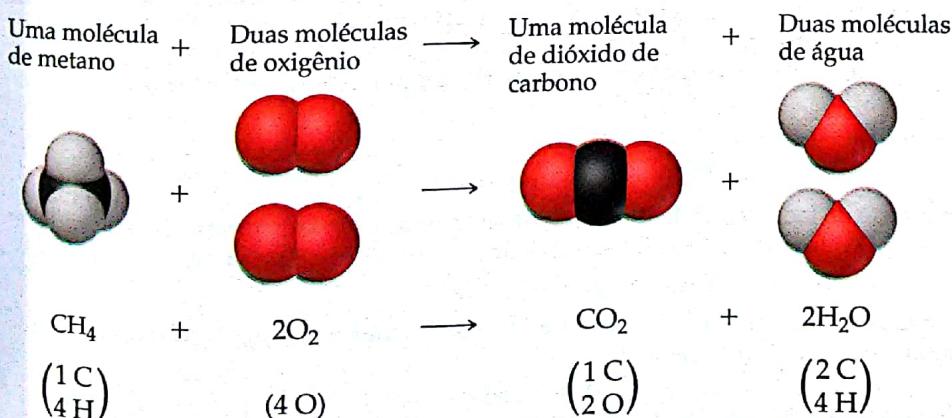


Figura 3.4 Equação química balanceada para a combustão de CH_4 . Os desenhos das moléculas envolvidas chamam a atenção para a conservação dos átomos pela reação.



ATIVIDADES

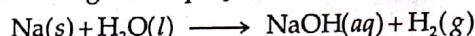
Leitura de uma equação química balanceada, Contagem de átomos, Balanceamento de equações

**FILME**

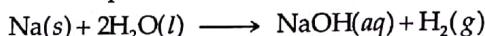
Sódio e potássio na água

COMO FAZER 3.1

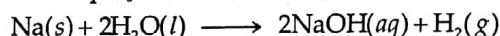
Faça o balanceamento da seguinte equação:



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 H_2O :



Esta escolha é uma tentativa inicial, mas coloca-nos no caminho certo. Agora que temos 2H₂O, precisamos recuperar o balanceamento dos átomos de O. Podemos recuperá-lo indo para o outro lado da equação e colocando um coeficiente 2 diante de 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

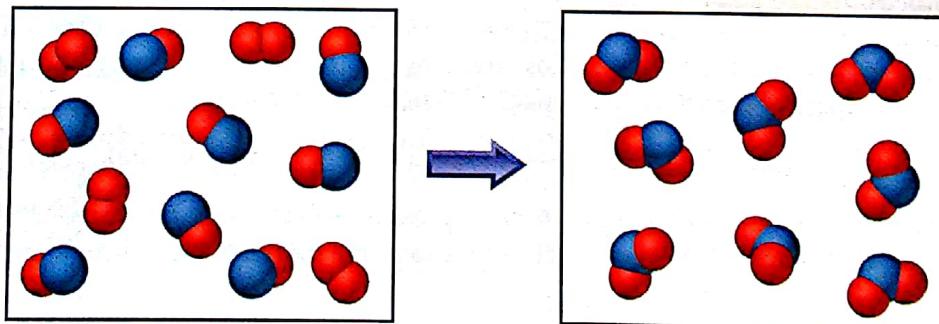
Faça o balanceamento das seguintes equações determinando os coeficientes não fornecidos:

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

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

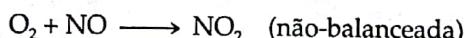
COMO FAZER 3.2

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 (O₂) e aquelas constituídas por um átomo de nitrogênio e um átomo de oxigênio (NO). A caixa da direita, que representa os produtos, contém apenas uma molécula composta de um átomo de nitrogênio e dois átomos de oxigênio (NO₂).

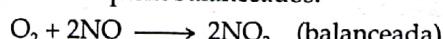
(b) A equação química não-balanceada é



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:



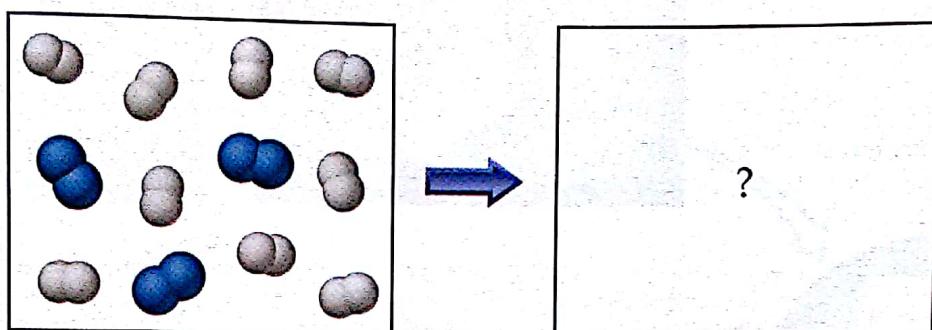
Agora existem dois átomos de N e quatro átomos de O à direita. Colocar um coeficiente 2 na frente do NO faz com que tanto os átomos de N quanto os átomos de O fiquem平衡ados:



(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

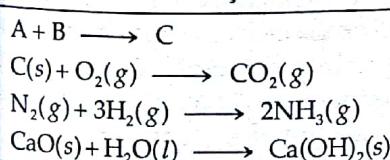
Nessa seção examinaremos três tipos simples de reações que veremos com freqüência no decorrer do capítulo. A primeira razão para examinar essas reações é nos familiarizarmos mais com reações químicas e suas reações balanceadas. A segunda razão é considerar como podemos prever os produtos de algumas reações 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 substância fornece um entendimento mais amplo do que simplesmente decorar um grande número de reações não relacionadas entre si.

Reações de combinação e decomposição

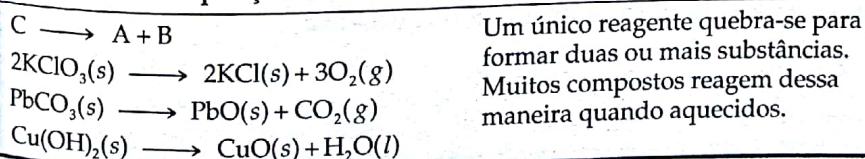
A Tabela 3.1 resume dois tipos simples de reações: reações de combinação e de decomposição. Em uma **reação de combinação** duas ou mais substâncias reagem para formar um produto. Existem vários exemplos de tais reações, especialmente aquelas nas quais os elementos se combinam para formar compostos. 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



Reações de decomposição



FILMES

Reações com oxigênio,
Formação de água

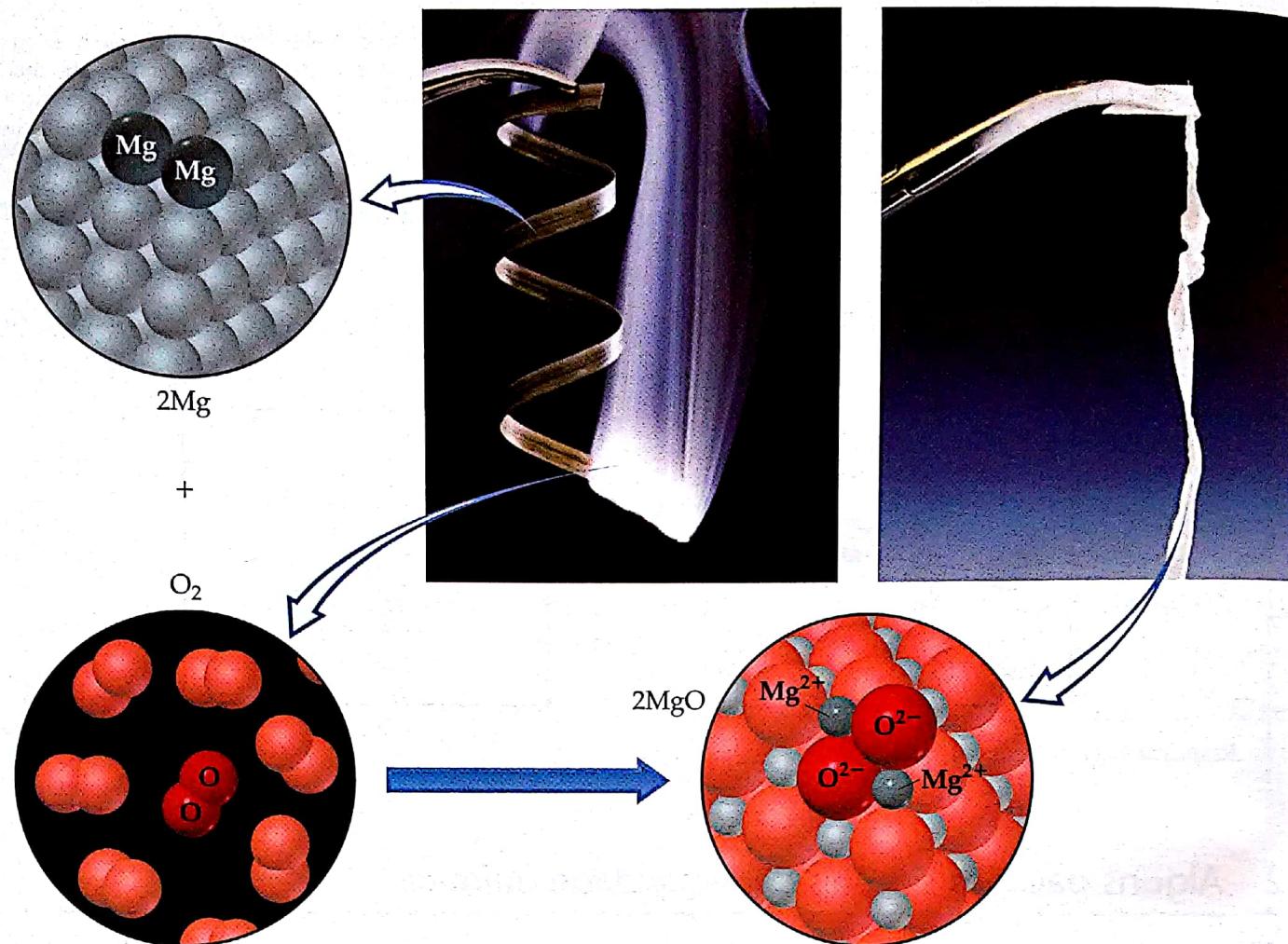


Figura 3.5 Quando o magnésio metálico se queima, os átomos de Mg reagem com moléculas de O₂ do ar para formar óxido de magnésio, MgO, um sólido iônico: $2\text{Mg}(s) + \text{O}_2(g) \longrightarrow 2\text{MgO}(s)$. As fotos mostram o que se vê no laboratório. O cordão de metal de magnésio (à esquerda) 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.

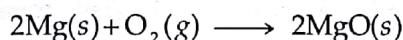
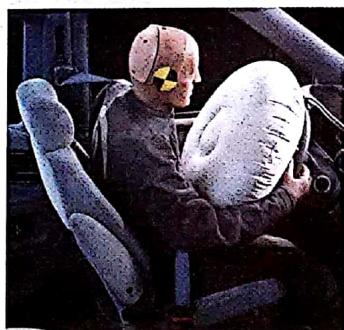


Figura 3.6

A decomposição da azida de sódio, NaN₃(s), é usada para inflar *airbags* de automóveis. Quando ela é inflamada de maneira adequada, o NaN₃ se decompõe rapidamente, formando gás nitrogênio, N₂(g), que expande o *airbag*.



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 cargas dos íons envolvidos. (Seção 2.7)

Quando o magnésio reage com o oxigênio, por exemplo, o magnésio perde elétrons e forma o íon magnésio, Mg⁺². O oxigênio ganha elétrons e forma o íon óxido, O²⁻. 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:



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 $2,0 \times 10^{10} \text{ kg}$ (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 $\text{N}_2(g)$ rapidamente. Essa reação é usada para encher os *airbags* de segurança nos automóveis (Figura 3.6):



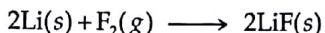
O sistema é desenvolvido de forma que um impacto aqueça uma tampa detonadora, que por sua vez causa a decomposição explosiva do NaN_3 . Uma pequena quantidade de NaN_3 (aproximadamente 100 g) forma grande quantidade de gás (aproximadamente 50 L). Abordaremos os volumes dos gases produzidos em reações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

COMO FAZER 3.3

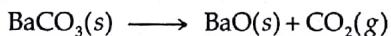
Escreva as equações balanceadas das seguintes reações: (a) A reação de combinação que ocorre quando o lítio metálico reage com o gás flúor. (b) A reação de decomposição que ocorre quando o sólido carbonato de bário é aquecido. (Dois produtos são formados: um sólido e um gás.)

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 $\text{Li}(s)$ e $\text{F}_2(g)$. 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

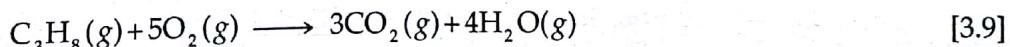
Escreva as equações químicas balanceadas para as seguintes reações: (a) sulfeto de mercúrio(II) sólido decompõe-se em seus elementos constituintes quando aquecido. (b) A superfície do alumínio metálico sofre uma reação de combinação com o oxigênio do ar.

Respostas: (a) $\text{HgS}(s) \longrightarrow \text{Hg}(l) + \text{S}(s)$; (b) $4\text{Al}(s) + 3\text{O}_2(s) \longrightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3(s)$.

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 .¹ 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, $\text{H}_2\text{O}(g)$ ou $\text{H}_2\text{O}(l)$, depende das condições da reação. Vapor de água, $\text{H}_2\text{O}(g)$, é formado a altas temperaturas em um recipiente aberto. A chama azul produzida quando o propano se queima é mostrada na Figura 3.7.

¹ 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.

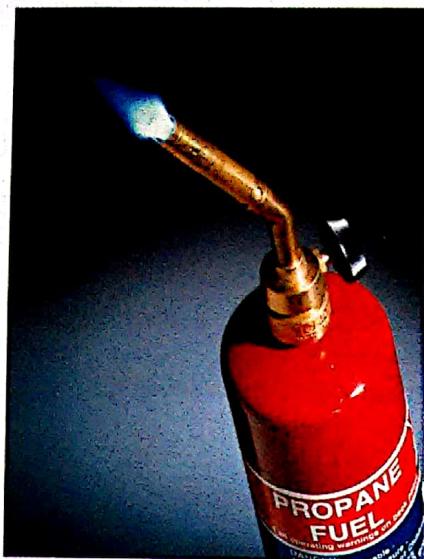


Figura 3.7 O propano, C_3H_8 , queima-se ao ar, produzindo uma chama azul. O líquido propano vaporiza-se e mistura-se com o ar quando escapa pelo bico.

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 $\frac{3}{2}$ em frente do O_2 para dar quatro átomos de O junto dos reagentes (existem $\frac{3}{2} \times 2 = 3$ átomos de O em $\frac{3}{2} O_2$):



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 μ .

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

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 μ :

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

(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

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

PRATIQUE

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

Respostas: (a) 78,0 μ ; (b) 32,0 μ .

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 μ , 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 em um limite razoável? Finalmente, as unidades e os algarismos significativos estão corretos?

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 2×10^{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**.² 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}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 (6×10^{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}C , 1 mol de C_2H_2 , 9×10^{23} moléculas de 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}C , mols de C_2H_2 e moléculas de 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}C . Assim, 12 g de ^{12}C contêm 1 mol de átomos de C (isto é, $6,02 \times 10^{23}$ átomos de C). Em 1 mol de C_2H_2 existem $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de C_2H_2 . Como existem dois átomos de C em cada molécula de C_2H_2 , ela contém 12×10^{23} átomos de C. Uma vez que cada molécula de CO_2 contém um átomo de C, a amostra de CO_2 contém 9×10^{23} átomos de C. A ordem é 12 g de ^{12}C (6×10^{23} átomos de C) < 9×10^{23} moléculas de CO_2 (9×10^{23} átomos de C) < 1 mol de C_2H_2 (12×10^{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 H_2O , 1 mol de CO_2 , 3×10^{23} moléculas de O_3 .

Resposta: 1 mol de H_2O < 3×10^{23} moléculas de O_3 < 1 mol de CO_2 .

²

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’.