

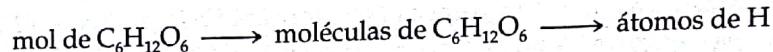
COMO FAZER 3.8

Calcule o número de átomos de H em 0,350 mol de $C_6H_{12}O_6$.

Solução

Análise: foram dadas tanto a quantidade da substância (0,350 mol) quanto sua fórmula química ($C_6H_{12}O_6$). A incógnita é o número de átomos de H nessa amostra.

Planejamento: o número de Avogadro fornece o fator de conversão entre a quantidade de matéria ou número de mols de $C_6H_{12}O_6$ e o número de moléculas de $C_6H_{12}O_6$. Sabendo-se o número de moléculas de $C_6H_{12}O_6$, é possível usar a fórmula química, que nos diz que cada molécula de $C_6H_{12}O_6$ contém 12 átomos de H. Portanto, convertemos mols de $C_6H_{12}O_6$ em moléculas de $C_6H_{12}O_6$ para determinarmos o número de átomos de H a partir do número de moléculas de $C_6H_{12}O_6$:

**Resolução:**

$$\begin{aligned} \text{átomos de H} &= (0,350 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6) \left(\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6} \right) \left(\frac{12 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula}} \right) \\ &= 2,53 \times 10^{24} \text{ átomos de H} \end{aligned}$$

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

PRATIQUE

Quantos átomos de oxigênio existem em: (a) 0,25 mol de $Ca(NO_3)_2$ e (b) 1,50 mol de carbonato de sódio?

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

Massa molar

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

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

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

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

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

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

1 molécula de H_2O tem massa de 18,0 $u \Rightarrow$ 1 mol de H_2O tem massa de 18,0 g

1 íon NO_3^- tem massa de 62,0 $u \Rightarrow$ 1 mol de NO_3^- tem massa de 62,0 g

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

A Figura 3.8 ilustra a relação entre a massa de uma única molécula de H_2O e a de um mol de H_2O .

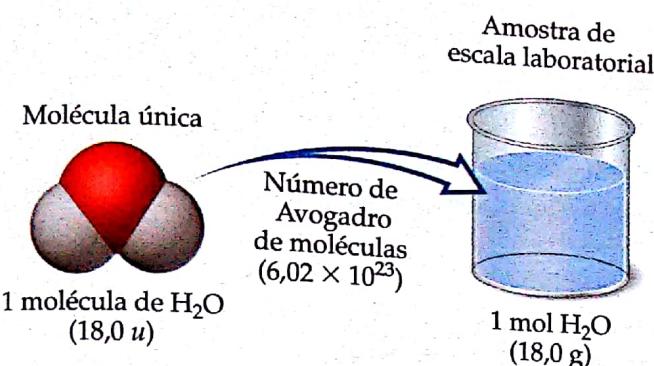


Figura 3.8 Relação entre uma única molécula e sua massa e um mol e sua massa, utilizando H_2O como exemplo.

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

Os registros na Tabela 3.2 para N e N_2 apontam para a importância de se dizer a forma química de uma substância de maneira clara quando usamos o conceito de mol. Suponha que você leia que 1 mol de nitrogênio é produzido em uma reação em particular. Você pode interpretar essa frase como 1 mol de átomos de nitrogênio (14,0 g). Entretanto, a menos que se diga o contrário, provavelmente o que se quer falar é de 1 mol de moléculas de nitrogênio, N_2 (28,0 g), porque N_2 é forma química normal do elemento. Para evitar ambigüidades, é importante dizer explicitamente a forma química que está sendo discutida. Usar a fórmula química N_2 evita esses problemas.

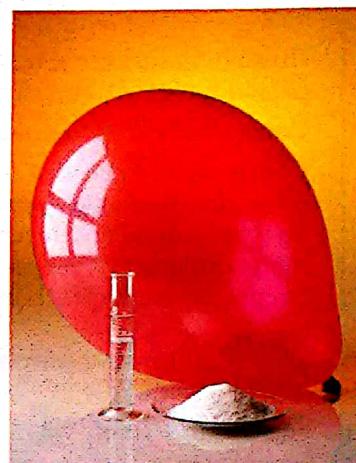


Figura 3.9 Um mol de um sólido, um mol de um líquido, um mol de um gás. Um mol de NaCl, o sólido, tem massa de 58,45 g. Um mol de H_2O , o líquido, tem massa de 18,0 g e ocupa um volume de 18,0 mL. Um mol de O_2 , o gás, tem massa de 32,0 g e ocupa um balão de diâmetro igual a 35 cm.

TABELA 3.2 Relações molares

Nome	Fórmula	Massa molecular (u)	Massa molar (g/mol)	Número e tipo de partículas em um mol
Nitrogênio atômico	N	14,0	14,0	$6,022 \times 10^{23}$ átomos de N
Nitrogênio molecular	N_2	28,0	28,0	$6,022 \times 10^{23}$ moléculas de N_2 $2(6,022 \times 10^{23})$ átomos de N
Prata	Ag	107,9	107,9	$6,022 \times 10^{23}$ átomos de Ag
Íons prata	Ag^+	107,9 ^a	107,9	$6,022 \times 10^{23}$ íons Ag^+
Cloreto de bálio	BaCl_2	208,2	208,2	$6,022 \times 10^{23}$ unidades de BaCl_2 $6,022 \times 10^{23}$ íons Ba^{2+} $2(6,022 \times 10^{23})$ íons Cl^-

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

COMO FAZER 3.9

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

Solução

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

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

Resolução:

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

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

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

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

PRATIQUE

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

Resposta: 164,1 g/mol

Conversões entre massas, mols e número de partículas

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

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

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

COMO FAZER 3.10

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

Solução

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

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

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

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

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

PRATIQUE

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

Resposta: 6,05 mol de $NaHCO_3$

COMO FAZER 3.11

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

Solução

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

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

Resolução: uma vez que o íon cálcio é Ca^{2+} e o íon nitrato é NO_3^- , o nitrato de cálcio é $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Somando as massas atômicas dos elementos no composto do resultado é uma massa molecular de 164,1 g. Usando 1 mol de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 164,1 \text{ g}$ de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ para escrever o fator de conversão apropriado, temos:

$$\text{Gramas de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = (0,433 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2) \left(\frac{164,1 \text{ g de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2} \right) = 71,1 \text{ g de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$$

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

PRATIQUE

Qual é a massa, em gramas, de (a) 6,33 mol de NaHCO_3 e (b) $3,0 \times 10^{-5}$ mol de ácido sulfúrico?

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

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



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

COMO FAZER 3.12

Quantas moléculas de glicose existem em 5,23 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

Solução

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

Planejamento: a estratégia para determinar o número de moléculas em certa quantidade de uma substância está resumida na Figura 3.10. Devemos converter 5,23 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ para mols de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, que então pode ser convertido para moléculas de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. A primeira conversão usa a massa molar de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$: 1 mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180,0 \text{ g}$ de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. A segunda conversão usa o número de Avogadro.

Resolução:

Moléculas de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

$$\begin{aligned}
 &= (5,23 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left(\frac{1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,0 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left(\frac{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \\
 &= 1,75 \times 10^{22} \text{ moléculas de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6
 \end{aligned}$$

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

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

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

$$= 1,05 \times 10^{23} \text{ átomos de O}$$

PRATIQUE

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

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

3.5 Fórmulas mínimas a partir de análises

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

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

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

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

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

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

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

Dados:

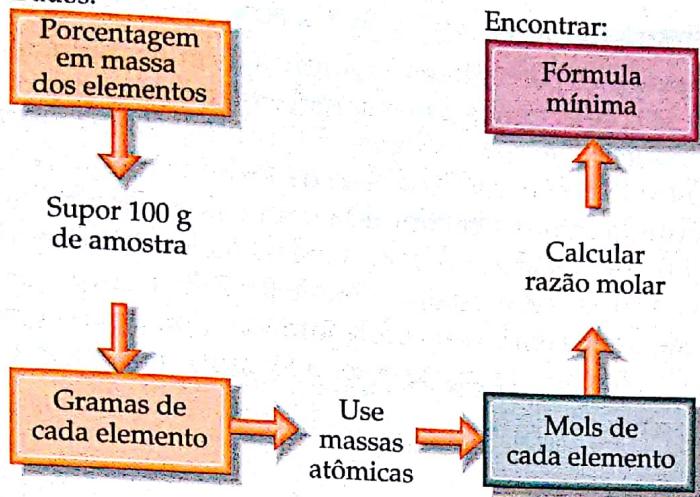


Figura 3.11 Esboço do procedimento utilizado para se calcular a fórmula mínima de uma substância a partir de sua composição percentual. O procedimento é também resumido como “porcentagem para massa, massa para mol, dividir pelo menor, multiplicar até obter um número inteiro”.

ATIVIDADEDeterminação de fórmula molecular: C_8H_6O **COMO FAZER 3.13**

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

Solução

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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



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

PRATIQUE

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

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

Fórmula molecular a partir de fórmula mínima

A fórmula obtida a partir das composições percentuais é sempre a fórmula mínima. Podemos obter a fórmula molecular a partir da fórmula mínima se conhecermos a massa molecular do composto. Os índices inferiores da fórmula molecular de uma substância são sempre números múltiplos inteiros dos índices inferiores da sua fórmula mínima. (Seção 2.6) O múltiplo é encontrado comparando o peso da fórmula mínima com a massa molecular. Em "Como fazer 3.13", por exemplo, a fórmula mínima encontrada para o ácido ascórbico é $C_3H_4O_3$, resultando em uma massa molecular de $3(12,0\text{ u}) + 4(1,0\text{ u}) + 3(16,0\text{ u}) = 88,0\text{ u}$. A massa molecular determinada experimentalmente é 176 u . Assim, a molécula tem uma massa duas vezes maior ($176/88,0 = 2,00$) e deve, portanto, apresentar duas vezes mais átomos de cada tipo do que são dados em sua fórmula mínima. Conseqüentemente, os índices inferiores na fórmula mínima devem ser multiplicados por 2 para se obter a fórmula molecular: $C_6H_8O_6$.

COMO FAZER 3.14

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

Solução

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

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

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

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

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

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

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

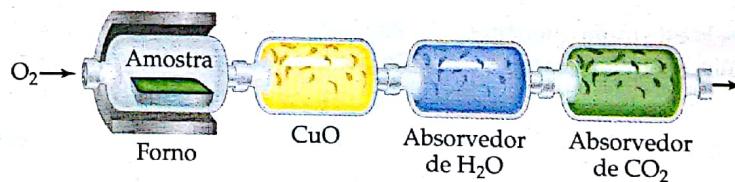
Conferência: podemos ter confiança no resultado porque dividindo a massa molecular pelo peso da fórmula mínima tem-se quase um número inteiro.

PRATIQUE

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

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

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



Análise por combustão

A fórmula mínima de um composto é baseada em experimentos que fornecem a quantidade de matéria de cada elemento na amostra do composto. É por isso que alguns autores usam fórmula 'empírica', que significa fórmula 'baseada na observação ou experimento'. Os químicos têm desenvolvido um número de diferentes técnicas

experimentais para determinar as fórmulas mínimas dos compostos. Uma dessas técnicas é a análise por combustão, a mais utilizada para compostos contendo principalmente carbono e hidrogênio como seus elementos constituintes.



FILME
Redução de CuO

Quando um composto contendo carbono e hidrogênio sofre combustão completa em um aparelho como o mostrado na Figura 3.12, todo o carbono no composto é convertido em CO₂ e todo o hidrogênio, em H₂O. (Seção 3.2) As quantidades de CO₂ e H₂O produzidas são determinadas pela medida do aumento na massa de CO₂ e H₂O absorvidos. A partir das massas de CO₂ e H₂O, podemos calcular a quantidade de matéria de C e H no composto original e, a seguir, a fórmula mínima. Se um terceiro elemento está presente no composto, sua massa pode ser determinada subtraindo-se as massas de C e H da massa original do composto. Em "Como fazer 3.15", mostra-se como determinar a fórmula mínima de um composto contendo C, H e O.

COMO FAZER 3.15

Álcool isopropílico, uma substância vendida como álcool de massagem, é composto de C, H e O. A combustão de 0,255 g de álcool isopropílico produz 0,561 g de CO₂ e 0,306 g de H₂O. Determine a fórmula mínima do álcool isopropílico.

Solução

Análise: foram dadas as quantidades de CO₂ e H₂O produzidas quando certa quantidade de álcool isopropílico sofre combustão. Devemos usar essa informação para determinar a fórmula mínima para o álcool isopropílico, uma tarefa que nos exige calcular a quantidade de matéria de C, H e O na amostra.

Planejamento: podemos usar o conceito de mol para calcular o número de gramas de C presentes no CO₂ e o número de gramas de H presentes na H₂O. Essas são as quantidades de C e H presentes no álcool isopropílico antes da combustão. O número de gramas de O presentes no composto é igual à massa de álcool isopropílico menos a soma das massas de C e H. Uma vez que temos o número de gramas de C, H e O na amostra, podemos prosseguir como no "Como fazer 3.13": calcular a quantidade de matéria de cada elemento e determinar a razão molar, que fornece o índice inferior na fórmula mínima.

Resolução: para calcular o número de gramas de C, primeiro usamos a massa molar de CO₂, 1 mol de CO₂ = 44,0 g de CO₂, para converter gramas de CO₂ para mols de CO₂. Uma vez que existe apenas um átomo de C em cada molécula de CO₂, existe apenas 1 mol de átomos de C por mol de moléculas de CO₂. Essa observação nos permite converter mols de CO₂ em mols de C. Finalmente, usamos a massa molar de C, 1 mol de C = 12,0 g de C, para converter mols de C para gramas de C. Combinando-se os três fatores de conversão, temos:

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

O cálculo do número de gramas de H a partir das gramas de H₂O é igual, apesar de que devemos nos lembrar da existência de 2 mols de átomos de H por 1 mol de moléculas de H₂O:

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

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

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

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

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

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

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

Para encontrar a fórmula mínima, devemos comparar a quantidade relativa de matéria de cada elemento na amostra. A quantidade relativa de matéria de cada elemento é encontrada dividindo-se cada número pelo menor dos números, 0,0043. A razão molar C : H : O obtida é 2,98 : 7,91 : 1,00. Os dois primeiros números são muito próximos dos números inteiros 3 e 8, fornecendo uma fórmula mínima C₃H₈O.

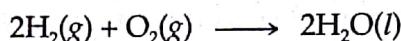
PRATIQUE

- (a) O ácido capróico, responsável pelo cheiro podre de meias sujas, é composto de átomos de C, H e O. A combustão de uma amostra de 0,225 g produz 0,512 g de CO₂ e 0,209 g de H₂O. Qual é a fórmula mínima do ácido capróico? (b) O ácido capróico tem uma massa molar de 116 g/mol. Qual sua fórmula molecular?

Resposta: (a) C₃H₆O; (b) C₆H₁₂O₂.

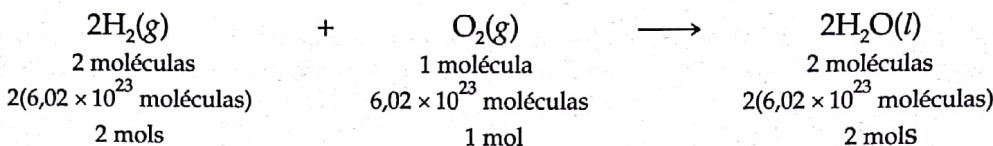
3.6 Informações quantitativas a partir de equações balanceadas

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



[3.11]

Os coeficientes nos dizem que duas moléculas de H₂ reagem com cada molécula de O₂ para formar duas moléculas de H₂O. Segue que as quantidades relativas de matéria são idênticas aos números relativos de moléculas:



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

As quantidades 2 mols de H₂, 1 mol de O₂ e 2 mols de H₂O, dadas pelos coeficientes da Equação 3.11, são chamadas de *quantidades estequiométricamente equivalentes*. A relação entre essas quantidades pode ser representada como:

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

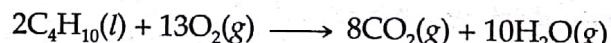
onde o símbolo \simeq significa ‘estequiométricamente equivalente a’. Em outras palavras, a Equação 3.11 mostra 2 mols de H₂ e 1 mol de O₂ formando 2 mols de H₂O. Essas relações estequiométricas podem ser usadas para fazer a conversão entre quantidades de reagentes e produtos em uma reação química. Por exemplo, a quantidade de matéria de H₂O produzida a partir de 1,57 mol de O₂ pode ser calculada como a seguir:

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



ATIVIDADE Cálculo estequiométrico

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



[3.12]

Vamos calcular a massa de CO₂ produzida quando 1,00 g de C₄H₁₀ é queimado. Os coeficientes na Equação 3.12 nos dizem como a quantidade de C₄H₁₀ consumida está relacionada com a quantidade de CO₂ produzida: 2 mol de C₄H₁₀ \simeq 8 mol de CO₂. Entretanto, no intuito de usar essa relação devemos usar a massa molar de C₄H₁₀ para converter gramas de C₄H₁₀ para mols de C₄H₁₀. Uma vez que 1 mol de C₄H₁₀ = 58,0 g de C₄H₁₀, temos:

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

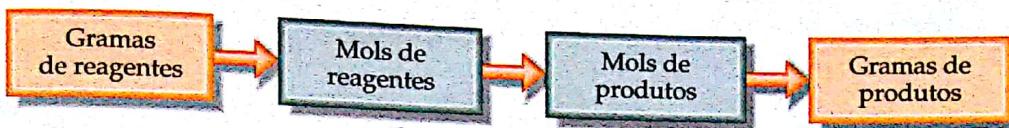
Podemos usar o fator estequiométrico a partir da equação balanceada, 2 mol de C₄H₁₀ \simeq 8 mol de CO₂, para calcular mols de CO₂:

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

Finalmente, podemos calcular a massa de CO₂, em gramas, usando a massa molar de CO₂ (1 mol de CO₂ = 44,0 g de CO₂):

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

Assim, a seqüência de conversão é



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

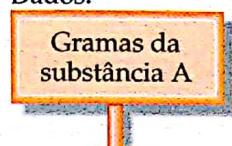
$$\text{Gramas de CO}_2 = (1,00 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}) \left(\frac{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}}{58,0 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}} \right) \left(\frac{8 \text{ mol de CO}_2}{2 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} \right) \left(\frac{44,0 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} \right) = 3,03 \text{ g CO}_2$$

Analogamente, podemos calcular a quantidade de O₂ consumida ou H₂O produzida nessa reação. Para calcular a quantidade de O₂ consumida, nos baseamos, outra vez, nos coeficientes da equação balanceada para nos dar o fator estequiométrico apropriado: 2 mol de C₄H₁₀ ≈ 13 mol O₂:

$$\text{Gramas de CO}_2 = (1,00 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}) \left(\frac{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}}{58,0 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}} \right) \left(\frac{13 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} \right) \left(\frac{32,0 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} \right) = 3,59 \text{ g de O}_2$$

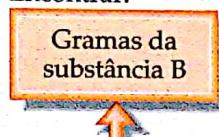
A Figura 3.13 resume o procedimento geral usado para calcular as quantidades de substâncias consumidas ou produzidas em reações químicas. A reação química balanceada fornece as quantidades relativas de matéria dos reagentes e produtos envolvidos na reação.

Dados:

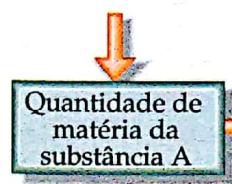


Utilize massa molar de A

Encontrar:



Utilize massa molar de B



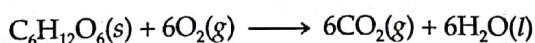
Use coeficientes de A e B a partir da equação balanceada



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

COMO FAZER 3.16

Quantos gramas de água são produzidos na oxidação de 1,00 g de glicose, C₆H₁₂O₆?



Solução

Análise: foram dados a massa de glicose e um reagente, e pede-se para determinar a massa de H₂O produzida em determinada equação.

Planejamento: a estratégia geral, como destacado na Figura 3.13, exige três etapas. Primeiro, a quantidade de C₆H₁₂O₆ deve ser convertida de gramas para mols. Podemos, então, usar a equação balanceada, que relaciona a quantidade de matéria de C₆H₁₂O₆ com a quantidade de matéria de H₂O: 1 mol de C₆H₁₂O₆ ≈ 6 mols de H₂O. Finalmente, a quantidade de matéria de H₂O deve se converter em gramas.

Resolução: em primeiro lugar, usamos a massa molar de C₆H₁₂O₆ para converter gramas de C₆H₁₂O₆ em mols de C₆H₁₂O₆:

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

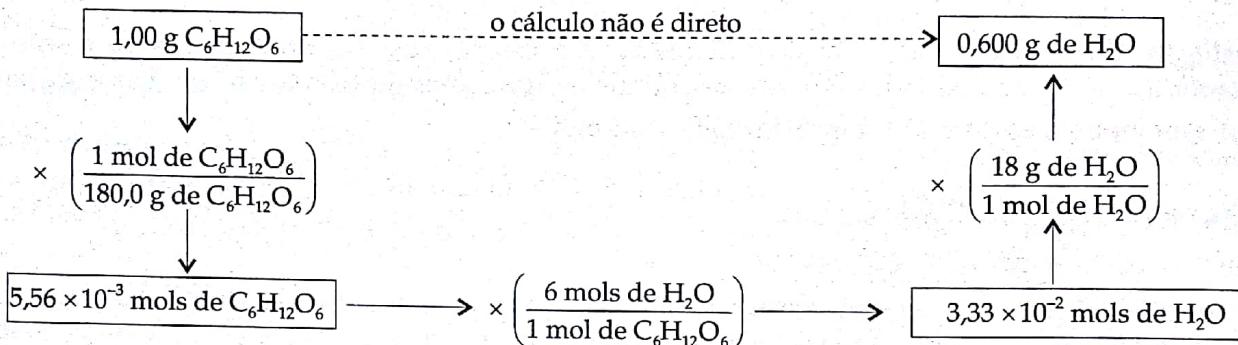
Em segundo lugar, usamos a equação balanceada para converter quantidade de matéria de C₆H₁₂O₆ em quantidade de matéria de H₂O:

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

Em terceiro lugar, usamos a massa molar de H₂O para converter quantidade de matéria de H₂O em gramas de H₂O:

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

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



Conferência: uma estimativa do valor de nossa resposta: $18/180 = 0,1$ e $0,1 \times 6 = 0,6$ está de acordo com o cálculo exato. A unidade, gramas de H₂O, está correta. O dado inicial tem três algarismos significativos, logo está correto termos três algarismos significativos na nossa resposta.

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

PRATIQUE

A decomposição do KClO₃ geralmente é usada para produzir pequenas quantidades de O₂ no laboratório: $2\text{KClO}_3(s) \rightarrow 2\text{KCl}(s) + 3\text{O}_2(g)$. Quantos gramas de O₂ podem ser preparados a partir de 4,50 g de KClO₃? **Respostas:** 1,77 g.



A química no trabalho CO₂ e o efeito estufa

O carvão e o petróleo fornecem os combustíveis que utilizamos para gerar eletricidade e ativar nosso maquinário industrial. Esses combustíveis são constituídos principalmente de hidrocarbonetos e outras substâncias que contêm carbono. Como já vimos, a combustão de 1,00 g de C₄H₁₀ produz 3,03 g de CO₂. Similarmente, um galão (3,78 L) de gasolina (densidade = 0,70 g/mL e composição aproximada C₈H₁₈) produz cerca de 8 kg (18 lb) de CO₂. A queima desses combustíveis libera cerca de 20 bilhões de toneladas de CO₂ na atmosfera anualmente.

Parte do CO₂ é absorvida pelos oceanos ou utilizada por plantas na fotossíntese. Mas atualmente estamos produzindo CO₂ muito mais rapidamente do que ele tem sido absorvido. Químicos têm monitorado as concentrações de CO₂ atmosférico desde 1958. A análise do ar confinado no gelo da Antártica e Groenlândia possibilita determinar os níveis atmosféricos de CO₂ durante os últimos 160 mil anos. Essas

medidas revelam que o nível de CO₂ permaneceu razoavelmente constante desde o último Período Glacial, cerca de 10 mil anos atrás, até aproximadamente o início da Revolução Industrial, cerca de 300 anos atrás. Desde então, a concentração de CO₂ aumentou por volta de 25% (Figura 3.14).

Apesar de o CO₂ ser um componente secundário da atmosfera, ele tem um papel importante porque absorve calor radiante, agindo como o vidro de uma estufa. Por essa razão, comumente nos referimos ao CO₂ e a outros gases retentores de calor como gases estufa, e chamamos o calor causado por eles de *efeito estufa*. Alguns cientistas acreditam que o acúmulo de CO₂ e outros gases retentores de calor começou a alterar o clima de nosso planeta. Outros sugerem que os fatores que afetam o clima são complexos e não inteiramente compreendidos.

Examinaremos o efeito estufa mais atentamente no Capítulo 18.

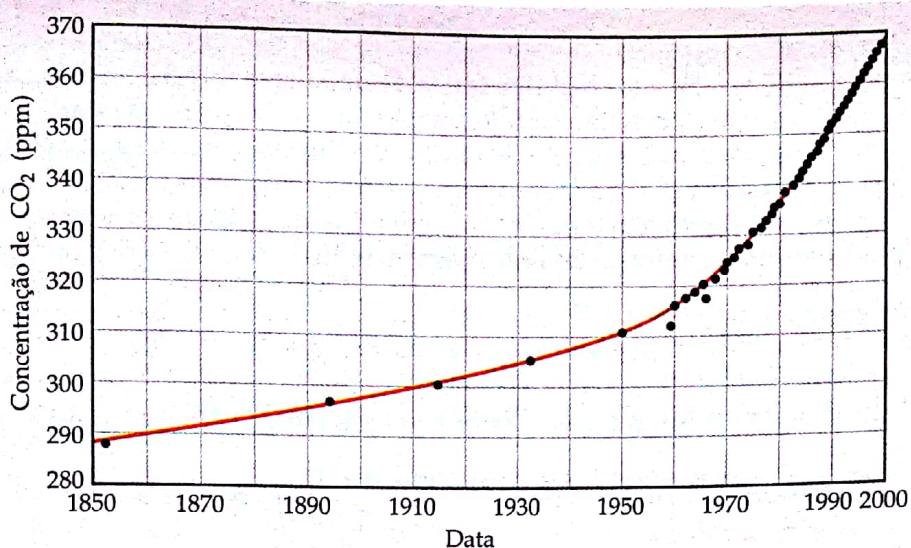


Figura 3.14 A concentração de CO₂ atmosférico aumentou nos últimos 140 anos. Dados anteriores a 1958 são oriundos de análises do ar confinado em bolhas de gelo glacial. A concentração em ppm (ordenada) é o número de moléculas de CO₂ por milhão (10^6) de moléculas de ar.

COMO FAZER 3.17

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

Solução

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

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



Foram dados gramas de LiOH e pede-se para calcular gramas de CO₂. Essa tarefa pode ser realizada pelo seguinte conjunto de conversões: gramas de LiOH → mols de LiOH → mols de CO₂ → gramas de CO₂. A conversão de gramas de LiOH para mols de LiOH exige a massa molecular de LiOH ($6,94 + 16,00 + 1,01 = 23,95$). A conversão de mols de LiOH em mols de CO₂ é baseada na equação química balanceada: 2 mols de LiOH ≈ 1 mol de CO₂. Para converter a quantidade de matéria de CO₂ em gramas, devemos usar a massa molecular do CO₂: $12,01 + 2(16,00) = 44,01$.

Resolução:

$$(1,00 \text{ g de LiOH}) \left(\frac{1 \text{ mol de LiOH}}{23,95 \text{ g de LiOH}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol de CO}_2}{2 \text{ mols de LiOH}} \right) \left(\frac{44,01 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} \right) = 0,919 \text{ g de CO}_2$$

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

PRATIQUE

O propano, C₃H₈, é um combustível comum para fogão e aquecimento residencial. Qual a massa de O₂ consumida na combustão de 1,00 g de propano?

Resposta: 3,64 g.

3.7 Reagentes limitantes

Suponha que você deseja fazer vários sanduíches usando uma fatia de queijo e duas fatias de pão para cada um deles. Usando Pa = pão e Qu = queijo, e Pa₂-Qu = sanduíche, a receita para fazer um sanduíche pode ser representada como uma equação química:

ANIMAÇÃO
Reagente limitante

