

As Ferramentas Básicas da Química

4

Equações Químicas e Estequiometria

Objetivos do Capítulo

- Balancear as equações de reações químicas simples.
- Realizar cálculos estequiométricos usando equações químicas balanceadas.
- Compreender o significado de um reagente limitante.
- Calcular o rendimento teórico e percentual de uma reação química.
- Usar a estequiometria para analisar uma mistura de compostos ou para determinar a fórmula de um composto.

As Fumarolas Negras e a Origem da Vida

National Oceanic and Atmospheric Administration/Department of Commerce



Uma fumarola negra na Dorsal do Pacífico Oriental.

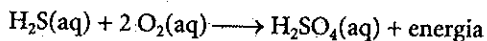
geologicamente ativos no leito oceânico. A vida poderia ter se originado nesses ambientes exóticos? A evidência é tênue. Assim como nos experimentos de Miller, a hipótese se baseia na criação de moléculas complexas fundamentadas em carbono a partir de moléculas simples.

Em 1977, cientistas estavam explorando a junção de duas das placas tectônicas que formam o leito do oceano Pacífico. Ali, eles encontraram fontes hidrotermais expelindo um caldo negro e quente de minerais.

A água que penetra em rachaduras na superfície fina da Terra é superaquecida entre 300 °C e 400 °C pelo magma do manto terrestre. Essa água superaquecida dissolve os minerais da crosta e fornece as condições para que ocorra a conversão de íons sulfato na água do mar em sulfeto de hidrogênio, H_2S . Quando essa água quente, agora saturada com minerais dissolvidos e rica em sulfetos, jorra na superfície, ela é resfriada. Ocorre então a precipitação de sulfetos metálicos, tais como os de cobre, manganês, ferro, zinco e níquel.

Muitos sulfetos metálicos são pretos, e a coluna de material ejetado do leito marinho se parece com uma "fumaça" preta; por esse motivo, essas fumarolas têm sido chamadas de "fumarolas negras". Os sulfetos sólidos se depositam no leito marinho ao redor da fumarola formando com o tempo uma "chaminé" de minerais precipitados.

Os cientistas ficaram espantados ao notar que as fumarolas negras eram rodeadas de animais primitivos vivendo nesse ambiente quente e rico em sulfetos. Como as fumarolas se encontram sob centenas de metros de água e a luz do sol não penetra nessas profundezas, os animais desenvolveram um modo de sobreviver sem a energia da luz do sol. Acredita-se atualmente que eles extraem a energia necessária à sobrevivência da reação de oxigênio com sulfeto de hidrogênio, H_2S :



A hipótese de que a vida tenha se originado nesses locais inóspitos foi desenvolvida a partir de experimentos de laboratório realizados por um advogado e cientista alemão, G. Wächterhäuser e uma colega, Claudia Huber. Eles descobriram que sulfetos metálicos tais como sulfeto de ferro promovem reações que convertem moléculas simples contendo carbono em moléculas mais complexas. Se essa transformação pode ocorrer no laboratório, talvez uma química semelhante possa também ocorrer no ambiente exótico das fumarolas negras.

"A origem da vida parece quase um milagre, tantas são as condições a serem satisfeitas para iniciá-la."

Francis Crick, citado por John Horgan, In the Beginning, *Scientific American*, p. 116-125, fev. 1991.

A afirmação de Francis Crick sobre a origem da vida não significa que os químicos e biólogos não tentaram encontrar as condições sob as quais a vida pode ter se iniciado. Charles Darwin pensou ela pode ter se iniciado quando moléculas simples se combinaram para formar moléculas de complexidade cada vez maior. A ideia de Darwin sobrevive em experimentos, tais como o realizado por Stanley Miller em 1953. Na tentativa de recriar o que se acreditava ser a atmosfera da Terra primitiva, Miller preencheu um frasco com os gases metano, amônia e hidrogênio, e adicionou um pouco de água. Uma descarga elétrica atuava como relâmpagos sobre a mistura. O interior do frasco logo ficou recoberto com um lodo avermelhado, uma mistura na qual, mais tarde, foram encontrados aminoácidos, os blocos de construção das proteínas. Os químicos imaginaram que logo saberiam mais detalhadamente como os organismos vivos iniciaram seu desenvolvimento — mas isso não viria a acontecer. Miller disse recentemente que "o problema da origem da vida revelou ser mais complexo que eu, e muitas outras pessoas, havíamos imaginado".

Outras teorias foram propostas para explicar a origem da vida. A conjectura mais recente está relacionada à descoberta de sítios

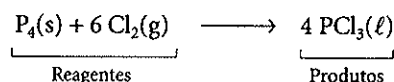
PARA REVER ANTES DE INICIAR

- Faça uma revisão dos nomes e fórmulas de compostos e íons comuns (Capítulo 3).
- Saiba como converter massa em mols e mols em massa (Capítulos 2 e 3).

Quando pensamos sobre a química, provavelmente pensamos em reações químicas. A imagem de um químico medieval que mistura os produtos químicos na esperança de transformar chumbo em ouro fica na imaginação, mas é claro que há muito mais. A mera leitura dessa frase envolve um número enorme de reações químicas em seu corpo. De fato, cada atividade dos seres vivos depende de reações químicas cuidadosamente reguladas. Nosso objetivo neste capítulo é introduzir o estudo quantitativo das reações químicas, necessário para determinar, por exemplo, quanto oxigênio é necessário para a combustão completa de uma determinada quantidade de gasolina e que massa de dióxido de carbono e água pode ser obtida. Essa parte da química é fundamental para quase tudo que os químicos, engenheiros químicos, bioquímicos, biólogos moleculares, geoquímicos e muitos outros fazem.

4.1 Equações Químicas

Quando um fluxo de gás do cloro (Cl_2) é direcionado sobre fósforo sólido (P_4). A mistura explode em uma chama, e a reação química produz o tricloreto de fósforo líquido, PCl_3 . Podemos descrever essa reação usando uma **equação química balanceada**:



Em uma equação balanceada, as fórmulas dos **reagentes** (as substâncias combinadas na reação) são escritas à esquerda da seta, e as fórmulas dos **produtos** (as substâncias produzidas), à direita. Os estados físicos dos reagentes e dos produtos podem também ser indicados. O símbolo (s) indica um sólido, (g), um gás, e (ℓ), um líquido. Uma substância dissolvida na água, isto é, uma **solução aquosa**, seria indicada por (aq). As quantias relativas dos reagentes e dos produtos são indicadas por números, os **coeficientes**, que precedem as fórmulas. As equações como a anterior, entretanto, não mostram as condições da experiência ou se alguma energia (na forma de calor ou luz) está envolvida.

No século XVIII, o grande cientista francês Antoine Lavoisier (1743-1794) introduziu a **lei da conservação da matéria**, isto é, ele demonstrou que a matéria não pode ser criada nem destruída. Isso significa: se você usar 10 g de reagentes, e se a reação converter completamente os reagentes em produtos, você obterá 10 g de produtos. Ou seja, se os reagentes contiverem mil átomos de determinado elemento, esses mil átomos deverão aparecer de alguma forma nos produtos. Quando aplicada à reação entre fósforo e cloro, a lei da conservação da matéria nos diz que 1 molécula de fósforo (com 4 átomos de fósforo) e 6 moléculas diatômicas de Cl_2 (com 12 átomos de Cl) são necessárias para produzir 4 moléculas de PCl_3 . Uma vez que cada molécula de PCl_3 contém 1 átomo de P e 3 átomos de Cl, 4 moléculas de PCl_3 são necessárias para conter os 4 átomos de P e 12 átomos de Cl no produto.

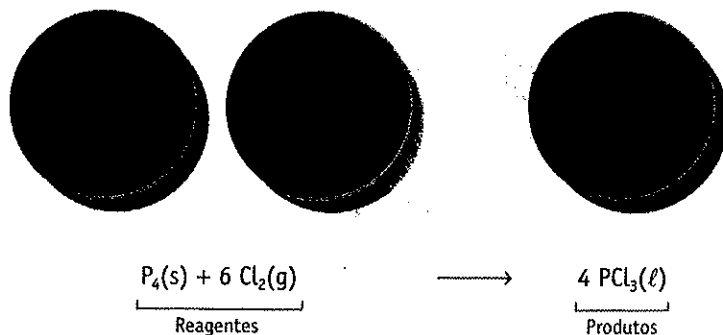


Figura 4.1 A reação de fósforo branco sólido com cloro gasoso. O produto é o tricloreto de fósforo líquido.

• Informação a Partir de Equações Químicas

As equações químicas mostram os compostos envolvidos em uma reação química e seus estados físicos. As equações geralmente não mostram as condições do experimento ou indicam se alguma energia (na forma de calor ou luz) é liberada.

• Mais Informação a Partir das Equações Químicas

O mesmo número de átomos deve existir antes e depois de uma reação ocorrer. Porém estes átomos estão arranjados de uma maneira diferente. Na reação fósforo/cloro, por exemplo, os átomos de P estavam na forma de moléculas de P_4 antes da reação, mas aparecem na forma de PCl_3 após a reação.

PERSPECTIVAS HISTÓRICAS

Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794)

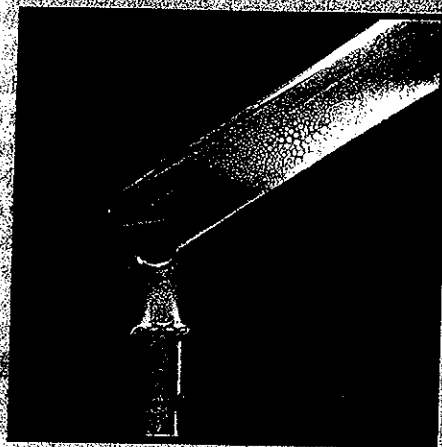
Na segunda-feira, 7 de agosto de 1774, o inglês Joseph Priestley (1733-1804) tornou-se a primeira pessoa a isolar o oxigênio. Ele aqueceu o óxido de mercúrio(II) sólido, HgO , provocando a decomposição do óxido em mercúrio e oxigênio.



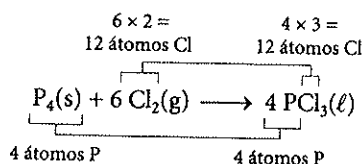
Priestley não compreendeu imediatamente a importância de sua descoberta, mas ele a mencionou ao químico francês Antoine Lavoisier em 1774. Uma das contribuições de Lavoisier à ciência foi seu reconhecimento da importância de medidas científicas exatas e de experimentos cuidadosamente planejados, e ele aplicou esses métodos ao estudo do oxigênio. A partir de seu trabalho, ele passou a acreditar que o gás de Priestley estava presente em todos os ácidos, e portanto ele o chamou de "oxigênio", a partir das palavras em grego que significam "formar um ácido". Além disso, Lavoisier observou que o calor produzido por um porquinho-da Índia ao exalar uma determinada quantidade de dióxido de carbono é equivalente ao calor produzido na queima de carbono suficiente para fornecer a mesma quantidade de dióxido de carbono. A partir deste e de outros experimentos ele concluiu que "a respiração é uma combustão, lenta, na verdade, mas perfeitamente semelhante à combustão do carvão em todos os outros aspectos". Embora ele não tenha compreendido os detalhes do processo, a percepção de Lavoisier marcou um passo importante no desenvolvimento da bioquímica.

Lavoisier era um cientista pródigo e os princípios de nomenclatura de substâncias químicas que ele introduziu ainda hoje estão em uso. Ademais, ele escreveu um livro no qual aplicou pela primeira vez os princípios da conservação da massa à química e usou a ideia para escrever versões primordiais de equações químicas.

Como Lavoisier era aristocrata, ele se tornou suspeito durante o Reino de Terror da Revolução Francesa. Foi investidor na Ferme Générale, a vergonhosa organização de coleta de impostos na França do século XVIII. O tabaco era um produto monopolizado pela Ferme Générale, e era comum enganar um comprador adicionando-se água ao tabaco, uma prática à qual Lavoisier se opunha. Ainda assim, devido a seu envolvimento com a Ferme, ele teve sua carreira científica abreviada pela guilhotina em 8 de maio de 1794, acusado de "adicionar água ao tabaco do povo".



Decomposição do óxido de mercúrio(II) vermelho. A reação de decomposição fornece mercúrio metálico e oxigênio gasoso. O mercúrio é observado como um filme na superfície do tubo de ensaio.



Os números que precedem cada uma das fórmulas em uma equação química *balanceada* são necessários em função do princípio da conservação da matéria. Reveja a equação para a reação entre fósforo e cloro, e então considere a equação balanceada para a reação entre ferro e cloro (Figura 4.2).

Fotos: Charles D. Winters

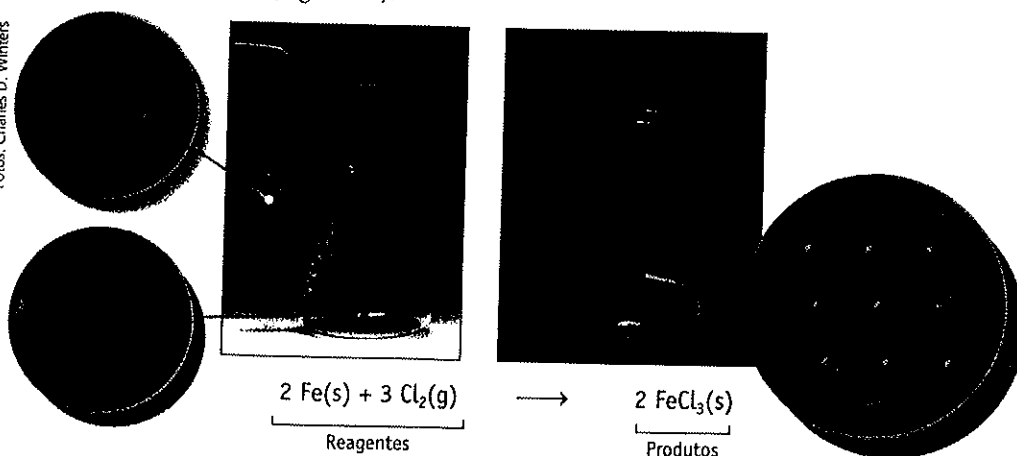
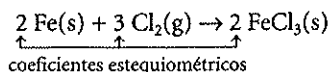


Figura 4.2 A reação entre ferro e cloro. Um pedaço de palha de aço aquecido é introduzido em um frasco contendo gás cloro. O calor liberado na reação faz com que a palha de ferro se torne incandescente, e há a formação de cloreto de ferro(III) marrom.

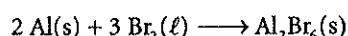


O número que precede cada fórmula química pode ser entendido como o número de átomos ou de moléculas (dois átomos de Fe e 3 moléculas de Cl_2 formam duas unidades-fórmula de FeCl_3). Eles podem igualmente se referir às quantias de reagentes e produtos: 2 mol de ferro sólido se combinam com 3 mol de gás cloro para produzir 2 mol de FeCl_3 sólido. A relação entre as quantidades de reagentes químicos e produtos é chamada **estequiometria**, e os coeficientes em uma equação balanceada são os **coeficientes estequiométricos**.

As equações químicas balanceadas são de importância fundamental para a compreensão das bases quantitativas da química. *Você deve sempre balancear uma equação química antes de realizar qualquer cálculo estequiométrico.*

Exercício 4.1 Reações Químicas

A reação do alumínio com bromo é mostrada na página 83. A equação para a reação é:

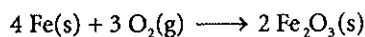


- Nomeie os reagentes e os produtos nessa reação e indique seus estados.
- Quais são os coeficientes estequiométricos nessa equação?
- Se você usasse 8 mil átomos de Al, quantas moléculas de Br_2 seriam necessárias para consumir completamente o Al?

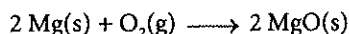
4.2 Balanceamento de Equações Químicas

Uma equação química tem de ser balanceada antes que qualquer informação quantitativa útil possa ser obtida sobre a reação. Balancear uma equação garante que o mesmo número de átomos de cada elemento apareça em ambos os lados da equação. Muitas equações químicas podem ser balanceadas por tentativa e erro, embora algumas envolvam mais tentativas do que outras.

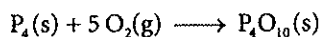
Uma classe geral de reações químicas é a reação dos metais ou dos não metais com o oxigênio para formar óxidos com a fórmula geral M_xO_y . Por exemplo, o ferro pode reagir com o oxigênio para formar óxido de ferro(III) (Figura 4.3a):



o magnésio forma o óxido de magnésio (Figura 4.3b):

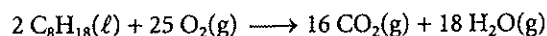


e o fósforo, P_4 , reage vigorosamente com o oxigênio, formando o decaóxido de tetrafósforo, P_4O_{10} (Figura 4.1c):



As equações escritas acima estão balanceadas. O mesmo número de átomos do metal ou de fósforo e de átomos de oxigênio ocorre em cada lado da equação.

A **combustão**, ou queima, de um combustível em oxigênio é acompanhada pela liberação de calor. Você está familiarizado com reações de combustão, como a queima do octano, C_8H_{18} , um componente da gasolina, em um motor de automóvel:



Em todas as reações de combustão que envolvem o oxigênio, alguns ou todos os elementos do reagente terminam como óxidos, compostos que contêm oxigênio. Quando o reagente é um hidrocarboneto (compostos que contêm somente C e H), os produtos da combustão completa são sempre dióxido de carbono e água.

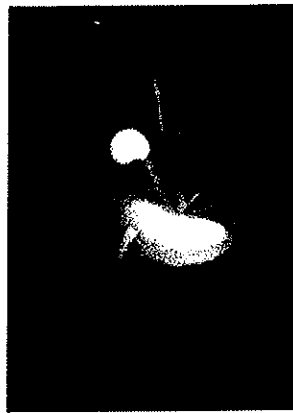
Fotos: Charles D. Winters



(a) Reação entre ferro e oxigênio formando o óxido de ferro(III), Fe_2O_3 .



(b) Reação entre magnésio e oxigênio formando o óxido de magnésio, MgO .



(c) Reação entre fósforo e oxigênio formando o decaóxido do tetrafósforo, P_4O_{10} .

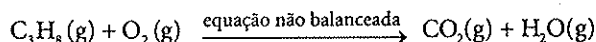
Figura 4.3 Reações de metais e de um não metal com o oxigênio.

Ao balancear equações químicas há duas coisas importantes que devemos lembrar:

- As fórmulas dos reagentes e produtos devem estar corretas, caso contrário a equação não tem sentido.
- Os subscritos nas fórmulas dos reagentes e produtos não podem ser alterados para se balancear uma equação. A mudança dos subscritos muda a identidade de uma substância. Por exemplo, você não pode mudar CO_2 para CO para balancear uma equação; o monóxido de carbono, CO , e o dióxido de carbono, CO_2 , são compostos diferentes.

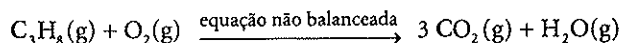
Como exemplo de balanceamento de uma equação, vamos escrever a equação balanceada para a combustão completa do propano, C_3H_8 .

Etapa 1. Escreva as fórmulas corretas para os reagentes e os produtos.

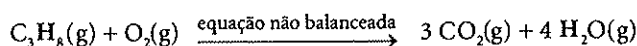


Aqui o propano e o oxigênio são os reagentes, e o dióxido de carbono e a água, os produtos.

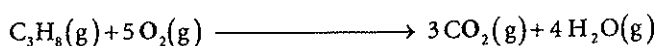
Etapa 2. *Balanceie os átomos de C.* Em reações de combustão, é geralmente melhor balancear primeiro os átomos de carbono e deixar os átomos de oxigênio para o final (porque os átomos de oxigênio são frequentemente encontrados em mais de um produto). Nesse caso, três átomos de carbono estão nos reagentes; portanto, três devem estar nos produtos. Três moléculas de CO_2 são conseqüentemente necessárias no lado direito:



Etapa 3. *Balanceie os átomos de H.* O reagente, propano, contém oito átomos de H. Cada molécula de água tem dois átomos de hidrogênio; portanto, quatro moléculas de água respondem pelos oito átomos de hidrogênio necessários do lado direito:



Etapa 4. *Balanceie o número de átomos de O.* Há dez átomos de oxigênio no lado direito ($3 \times 2 = 6$ no CO_2 mais $4 \times 1 = 4$ na água). Portanto, cinco moléculas de O_2 suprirão os dez átomos de oxigênio necessários:



Charles D. Winters



Uma reação de combustão. Aqui, o propano, C_3H_8 , queima para formar CO_2 e H_2O . Esses óxidos simples são sempre os produtos da combustão de um hidrocarboneto.

Etapa 5. Verifique se o número de átomos de cada elemento está balanceado. A equação mostra três átomos de carbono, oito átomos de hidrogênio e dez átomos de oxigênio de cada lado.

Ao balancear equações químicas, você deve se lembrar de duas coisas importantes:

- As fórmulas para reagentes e produtos devem estar corretas, caso contrário a equação não tem significado.
- Os subscritos nas fórmulas dos reagentes e dos produtos não podem ser mudados para balancear uma equação. Essas fórmulas identificam as substâncias, e mudar os subscritos altera a identidade da substância. Por exemplo, não se pode mudar CO_2 para CO para balancear uma equação; o monóxido de carbono, CO , e o dióxido de carbono, CO_2 , são compostos diferentes.

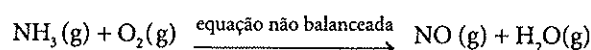
Exemplo 4.1 Balanceamento de uma Equação de Reação de Combustão

Problema • Escreva a equação balanceada de combustão da amônia ($\text{NH}_3 + \text{O}_2$), formando N_2 e H_2O .

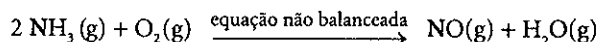
Estratégia • Escreva primeiro a equação não balanceada. Em seguida, balanceie os átomos de N, seguidos pelos átomos de H, e, finalmente, balanceie os átomos de O.

Solução •

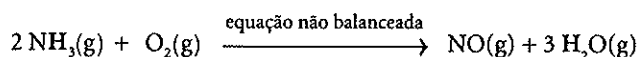
Etapa 1. Escreva as fórmulas corretas dos reagentes e dos produtos. A equação não balanceada para a combustão é:



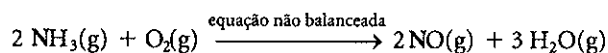
Etapa 2. Balanceie os átomos de N. Dois átomos de N na direita requerem duas moléculas de NH_3 na esquerda.



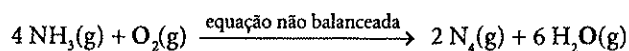
Etapa 3. Balanceie os átomos de H. Há três átomos de H na esquerda; e dois na direita. Para que tenhamos o mesmo número dos dois lados, usaremos duas moléculas de NH_3 na esquerda e três moléculas de H_2O na direita (assim teremos seis átomos de H de cada lado).



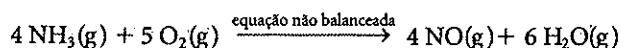
Note que, ao balancearmos os átomos de H, o átomos de N não estão mais balanceados. Para balanceá-los, vamos usar duas moléculas de NO do lado direito.



Etapa 4. Balanceie os átomos de O. Depois da etapa 3, há dois átomos de O no lado esquerdo e cinco no direito. Isto é, há um número par de átomos de O na esquerda e um número ímpar na direita. Como não pode haver um número ímpar de átomos de O na esquerda (os átomos de O estão juntos nas moléculas de O_2), multiplique cada coeficiente em ambos os lados da equação por 2, de modo que um número uniforme de átomos de oxigênio (dez) ocorra agora no lado direito:

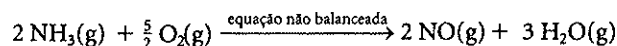


Agora os átomos de oxigênio podem ser balanceados tendo-se três moléculas de O_2 no lado esquerdo da equação.



Etapa 5. Verifique o resultado. Quatro átomos de N, 12 átomos de H e 10 átomos de O aparecem em cada lado da equação.

Comentário • Uma maneira alternativa de se escrever esta equação é a utilização de coeficientes fracionários:



onde se usou um coeficiente fracionário. A equação está balanceada de forma correta e será útil sob determinadas circunstâncias. Porém, em geral, balanceamos as equações com coeficientes inteiros.

Exercício 4.2 Balanceamento de uma Equação de Reação de Combustão

- (a) O gás butano, C_4H_{10} , pode queimar completamente no ar (use $O_2(g)$ como reagente), formando o gás dióxido de carbono e vapor de água. Escreva a equação balanceada para essa reação de combustão.
- (b) Escreva uma equação química balanceada para a combustão completa do tetraetil chumbo líquido, $Pb(C_2H_5)_4$ (que era usado até a década de 1970 como aditivo da gasolina). Os produtos da combustão são $PbO(s)$, $H_2O(g)$ e $CO_2(g)$.

4.3 Relações de Massa em Reações Químicas: Estequiometria

Uma equação química balanceada mostra o relacionamento quantitativo entre reagentes e produtos em uma reação química. Aplicamos esse conceito à reação do fósforo e do cloro (Figura 4.1). Suponha que você use 1,00 mol de fósforo (P_4 , 124 g/mol) nessa reação. A equação balanceada mostra que 6,00 mol (= 425 g) de Cl_2 devem ser usados para uma reação completa com 1,00 mol de P_4 e que 4,00 mol (= 549 g) de PCl_3 podem ser produzidos.

Equação	$P_4(s)$	$+ 6 Cl_2(g)$	\longrightarrow	$4 PCl_3(l)$
Quantia inicial (mol)	1,00 mol (124 g)	6,00 mol (425 g)		0 mol (0 g)
Variação na quantia (mol)	-1,00 mol	- 6,00 mol		+ 4,00 mol
Após a reação completa (mol)	0 mol (0 g)	0 mol (0 g)		4,00 mol [549 g = 124 g + 425 g]

• Tabelas de Quantias

As tabelas de quantias não são úteis apenas aqui, e serão muito utilizadas quando você estudar o equilíbrio químico nos Capítulos 16-18 do vol. 2.

As relações entre massa e mol de reagentes e produtos em uma reação são sumarizadas numa *tabela de quantias*. Essas tabelas identificam as quantias de reagentes e produtos e as variações que ocorrem no decorrer da reação.

É importante lembrar que a equação balanceada mostra relações de mols, e não relações de massa, conforme ilustrado na “tabela de quantias” acima.

A equação balanceada para uma reação nos diz as *razões molares* corretas de reagentes e produtos. Portanto, a equação para a reação entre fósforo e cloro é válida, não importando quanto P_4 é usado. Suponha que são usados 0,0100 mol de P_4 (1,24 g). Agora, apenas 0,0600 mol de Cl_2 (4,25 g) é necessário, e 0,0400 mol de PCl_3 (5,49 g) é formado.

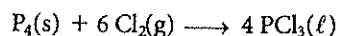
Seguindo esse raciocínio, decida: (a) que massa de Cl_2 é necessária para reagir completamente com 1,45 g de fósforo e (b) que massa de PCl_3 é produzida?

• Balanço de Massa

A massa é sempre conservada nas reações químicas. A massa total anterior a uma reação é igual à massa após a reação. Isso não significa, porém, que a quantia total de reagentes (em mols) seja a mesma do que nos produtos. Os átomos são rearranjados em diferentes “unidades” (moléculas) no decorrer de uma reação. Na reação $P_4 + Cl_2$, 7 mols de reagentes formam 4 mols de produtos.

(a) Massa de Cl_2 necessária:

Etapa 1. Escreva a equação balanceada (usando fórmulas corretas para reagentes e produtos). Esta é sempre a primeira etapa em se tratando de reações químicas.



Etapa 2. Calcule os mols a partir das massas. Da massa de P_4 , calcule a quantia de P_4 disponível. Lembre-se de que a equação balanceada mostra relações de mols, não relações de massa.

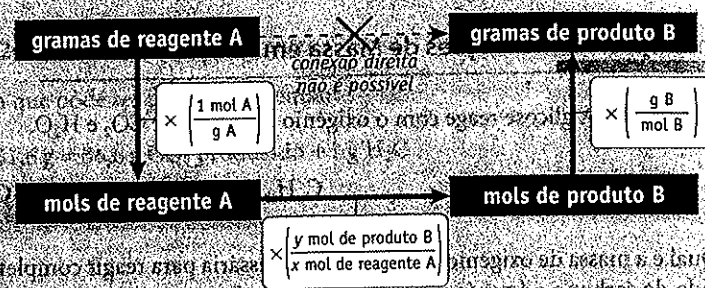
$$1,45 \text{ g } P_4 \times \frac{1 \text{ mol } P_4}{123,9 \text{ g } P_4} = 0,0117 \text{ mol } P_4$$

Dica de Solução de Problemas 4.1

Cálculos Estequiométricos

Pede-se que você determine a massa do produto que será formada a partir de certa massa de reagente. Tenha em mente que não é possível calcular a massa do produto em uma única etapa. Em vez disso, siga uma rota como a ilustrada aqui para a reação de um reagente A para formar o produto B de acordo com uma equação como $x\text{A} \rightarrow y\text{B}$. A massa do reagente A é convertida em mols de A. Então, usando o fator estequiométrico, você encontra o número de mols de B. Finalmente, a massa de B é obtida multiplicando-se o número de mols de B por sua massa molar.

Ao resolver um problema químico de estequiometria, lembre-se de qual você sempre usará um fator estequiométrico em algum ponto.



Etapa 3. Use um fator estequiométrico. A quantia disponível de um reagente (P_4) está relacionada à quantia do outro reagente (Cl_2) requerido pela equação balanceada.

$$0,0117 \text{ mol } P_4 \times \frac{6 \text{ mol } Cl_2 \text{ necessários}}{1 \text{ mol } P_4 \text{ disponível}} = 0,0702 \text{ mol } Cl_2 \text{ necessário}$$

↑ fator estequiométrico (da equação balanceada)

• O Fator Estequiométrico

Um fator estequiométrico pode relacionar os mols de um reagente aos mols de um produto e vice-versa. Note também que o fator estequiométrico é um fator de conversão (página 38).

Para executar esse cálculo a quantia de fósforo disponível foi multiplicada por um **fator estequiométrico**, uma relação de mols baseada nos coeficientes dos dois produtos químicos na equação balanceada. Essa é a relação pela qual se deve balancear as equações químicas antes de fazer os cálculos. Aqui, a equação balanceada especifica que 6 mol de Cl_2 são necessários para cada mol de P_4 , portanto o fator estequiométrico é (6 mol Cl_2 /1 mol P_4). Aqui o cálculo mostra que 0,0702 mol do Cl_2 é necessário para reagir com todo o fósforo disponível.

Etapa 4. Calcule a massa a partir do número de mols. Converta a quantia (mols) de Cl_2 (calculado na Etapa 3) em quantidade (massa em gramas) de Cl_2 necessária.

$$0,0702 \text{ mol } Cl_2 \times \frac{70,91 \text{ g } Cl_2}{1 \text{ mol } Cl_2} = 4,98 \text{ g } Cl_2$$

Já que o objetivo deste exemplo era encontrar a massa de Cl_2 necessária, o problema está resolvido.

(b) Massa de PCl_3 produzida a partir de P_4 e Cl_2

Qual massa de PCl_3 pode ser produzida na reação de 1,45 g de fósforo com 4,98 g de Cl_2 ? Como a matéria é conservada, a resposta pode ser obtida nesse caso adicionando-se as massas de P_4 e de Cl_2 usadas (dando 1,45 g + 4,98 g = 6,43 g de PCl_3 produzido). Alternativamente, as etapas 3 e 4 podem ser repetidas, mas com o fator estequiométrico e a massa molar apropriados.

Etapa 3b. Use um fator estequiométrico. Converta a quantia de P_4 disponível na quantia de PCl_3 que pode ser produzida. Aqui, a equação balanceada especifica que 4 mol de PCl_3 são produzidos para cada mol de P_4 utilizado, portanto o fator estequiométrico é 4 mol PCl_3 /1 mol P_4 .

$$0,0117 \text{ mol } P_4 \times \frac{4 \text{ mol } PCl_3 \text{ produzido}}{1 \text{ mol } P_4 \text{ disponível}} = 0,0468 \text{ mol } PCl_3 \text{ produzido}$$

↑ fator estequiométrico (da equação balanceada)

• Quantia e Quantidade

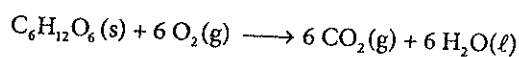
Ao resolver problemas de estequiometria, lembre-se (Capítulo 2) de que os termos "quantia" e "quantidade" são usados em sentido específico por químicos. A **quantia** de uma substância é o número de mols dessa substância. A **quantidade** se refere à massa da substância.

Etapa 4b. Calcule a massa a partir do número de mols. Converta a quantia de PCl_3 produzida para uma massa em gramas.

$$0,0468 \frac{\text{mol-PCl}_3}{1} \times \frac{137,3 \text{ g PCl}_3}{1 \text{ mol-PCl}_3} = 6,43 \text{ g PCl}_3$$

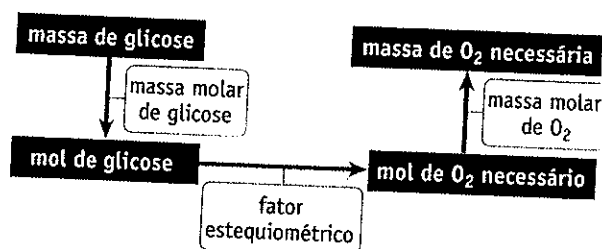
Exemplo 4.2 Relações de Massa em Reações Químicas

Problema • A glicose reage com o oxigênio para formar CO_2 e H_2O .



Qual é a massa de oxigênio (em gramas) necessária para reagir completamente com 25,0 g de glicose? Quais são as massas de dióxido de carbono e água (em gramas) formadas?

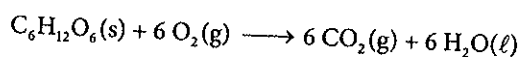
Estratégia • Após consultar a equação balanceada, você pode executar os cálculos estequiométricos usando o esquema da *Dica de Solução de Problemas 4.1*, sugere-se que se proceda da seguinte forma para encontrar a massa de O_2 :



Primeiro, encontre a quantia de glicose disponível, então relacione isto à quantia de O_2 necessária usando o fator estequiométrico baseado nos coeficientes da equação balanceada. Finalmente, encontre a massa de O_2 necessária a partir do número de mols de O_2 . Então, siga o mesmo procedimento para encontrar as massas do dióxido de carbono e da água.

Solução •

Etapa 1. Escreva a equação balanceada.



Etapa 2. Converta a massa de glicose em mols.

$$25,0 \text{ g glicose} \times \frac{1 \text{ mol}}{180,2 \text{ g}} = 0,139 \text{ mol glicose}$$

Etapa 3. Use o fator estequiométrico. Aqui, calculamos a quantia de O_2 necessária.

$$0,139 \frac{\text{mol glicose}}{1} \times \frac{6 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol glicose}} = 0,832 \text{ mol O}_2$$

Etapa 4. Calcule a massa a partir do número de mols. Converta a quantia de O_2 necessária em massa em gramas.

$$0,832 \frac{\text{mol O}_2}{1} \times \frac{32,00 \text{ g}}{1 \text{ mol O}_2} = 26,6 \text{ g O}_2$$

Repita as Etapas 3 e 4 para encontrar a massa de CO_2 produzida na combustão. Primeiro, relacione a quantia (mols) de glicose disponível à quantia de CO_2 produzida, usando um fator estequiométrico. Converta então a quantia de CO_2 produzida em massa em gramas.

$$0,139 \text{ mol glicose} \times \frac{6 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol glicose}} \times \frac{44,01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 36,6 \text{ g CO}_2$$

Agora, como você pode descobrir qual é a massa de H₂O produzida? Você pode executar as Etapas 3 e 4 novamente. Entretanto, lembre-se de que a massa total dos reagentes

$$25,0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 26,6 \text{ g O}_2 = 51,6 \text{ g de reagentes}$$

deve ser igual à massa total dos produtos. A massa de água que pode ser produzida é então

$$\text{Massa total de produtos} = 51,6 \text{ g} = 36,6 \text{ g CO}_2 \text{ produzido} + ? \text{ g H}_2\text{O}$$

$$\text{Massa de H}_2\text{O produzida} = 15,0 \text{ g}$$

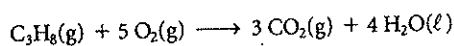
A tabela de quantias para este problema é

Equação	C ₆ H ₁₂ O ₆ (s)	+ 6 O ₂ (g)	→ 6 CO ₂ (g)	+ 6 H ₂ O(l)
Quantia inicial (mol)	0,139 mol	6(0,139 mol) = 0,832 mol	0	0
Varição (mol)	- 0,139 mol	- 0,832 mol	+ 0,832 mol	+ 0,832 mol
Quantia depois da reação (mol)	0	0	0,832 mol	0,832 mol

Comentário • Quando você conhece as massas de todos os produtos químicos de uma reação, exceto um, você pode encontrar a massa desconhecida usando o princípio da conservação da massa (a massa total de reagentes deve ser igual à massa total de produtos).

Exercício 4.3 Relações de Massa em Reações Químicas

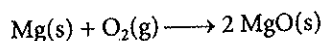
Qual massa de oxigênio, O₂, é necessária para promover a combustão completa de 454 g de propano, C₃H₈? Quais são as massas de CO₂ e de H₂O produzidas?



4.4 Reações em que um Reagente está Presente em Quantidade Limitada

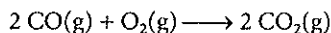
Você pode ter observado em seus experimentos no laboratório que as reações são frequentemente realizadas com um excesso de um dos reagentes, em relação ao necessário pela estequiometria. Em geral, se faz isso para garantir que um dos reagentes na reação seja completamente consumido, mesmo que parte de um outro permaneça sem reagir.

Suponha que você queime um “palito faiscador”, um fio recoberto com magnésio (Figura 4.3). O magnésio queima no ar, consumindo oxigênio e produzindo óxido de magnésio, MgO.



O palito faiscador queima até que o magnésio seja completamente consumido. E o oxigênio? Dois mols de magnésio requerem um mol de oxigênio, mas há muito, muito mais O₂ disponível no ar do que o necessário para consumir o magnésio do palito. Quanto MgO é produzido? Isto irá depender da quantidade de magnésio no palito, e não da quantidade de O₂ na atmosfera. Uma substância como o magnésio neste exemplo é chamada de reagente limitante porque sua quantia determina, ou limita, a quantia de produto formado.

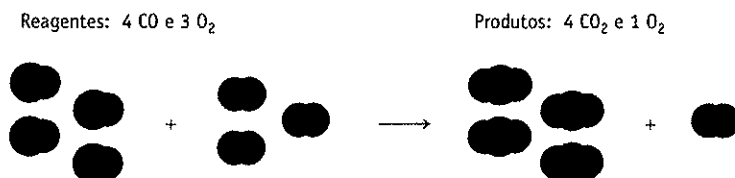
Vejamos um exemplo de situação em que há um reagente limitante usando a reação entre oxigênio e monóxido de carbono para formar dióxido de carbono. A equação balanceada para a reação é:



• Comparando Razões de Reagentes

Para a reação entre CO e O₂, a razão estequiométrica dos reagentes deveria ser (2 mol CO/1 mol O₂). Entretanto, a razão entre as quantias de reagentes disponíveis é (4 mol CO/3 mol O₂) ou (1,33 mol CO/1 mol O₂). Claramente, não há CO suficiente para reagir com todo o O₂ disponível. O monóxido de carbono é o reagente limitante, e sobrá algum O₂ depois que todo o CO for consumido.

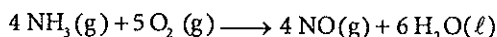
Suponha que se tenha uma mistura de quatro moléculas de CO e três moléculas de O₂.



As quatro moléculas de CO necessitam de somente duas moléculas de O₂ (e produzem quatro moléculas de CO₂). Isso deve significar que uma molécula de O₂ permanece sem reagir ao final da reação. Como há mais moléculas de O₂ do que o necessário, o número de moléculas de CO₂ produzidas é determinado pelo número de moléculas de CO disponíveis. Portanto, o monóxido de carbono, CO, é o reagente limitante neste caso.

UM CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO COM UM REAGENTE LIMITANTE

A primeira etapa na produção do ácido nítrico é a oxidação da amônia a NO sobre uma tela metálica de platina (Figura 4.4).



Suponha que massas iguais de NH₃ e O₂ sejam misturadas (750 g de cada). Estes reagentes estão misturados na razão estequiométrica correta, ou um deles está em falta? Ou seja, um deles limitará a quantidade do NO que pode ser produzido? Se esse for o caso, quanto NO pode ser formado se a reação usando esta mistura reacional for completa? E quanto do reagente em excesso irá sobrar quando a reação estiver completa?

Como as quantidades de ambos os materiais de partida são dadas, a primeira etapa ao responder a essas perguntas envolve encontrar a quantia de cada um deles.

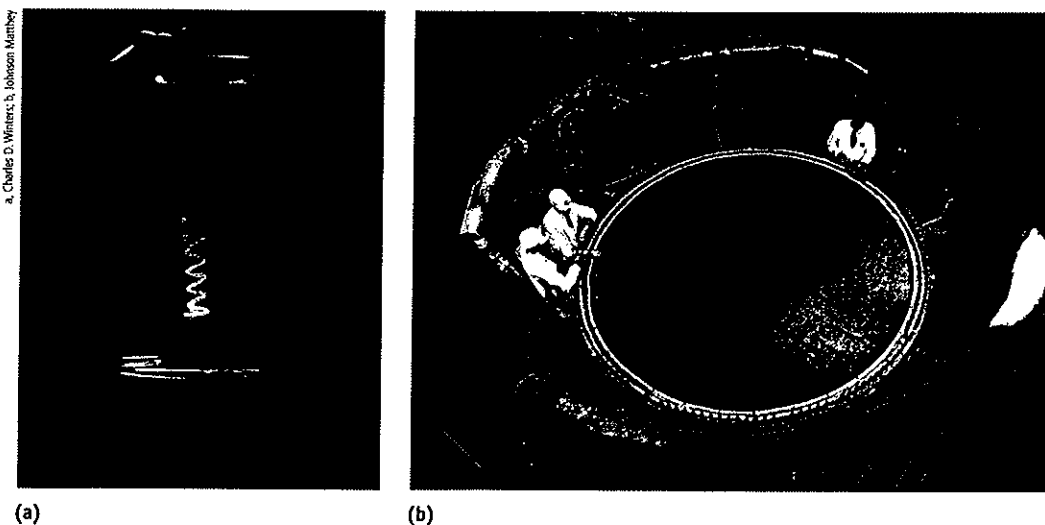


Figura 4.4 Oxidação da amônia. (a) A amônia queimando na superfície de um fio de platina produz tanto calor que o fio torna-se incandescente. (b) Bilhões de quilogramas de HNO₃ são produzidos anualmente, começando com a oxidação da amônia sobre uma tela metálica de platina.

Dica de Solução de Problemas 4.2

Mais sobre Reações com um Reagente Limitante

Ha outro método de resolver os problemas com reagente limitante que funciona bem de acordo com alguns estudantes. Calcule a massa esperada do produto com base em cada um dos reagentes. O reagente limitante é o reagente que resulta na menor quantidade de produto. Por exemplo, reveja a reação $\text{NH}_3 + \text{O}_2$ da página 130. Para confirmar que O_2 é o reagente limitante, calcule a quantidade de NO que pode ser formada partindo de (a) 44,1 mol de NH_3 e O_2 ilimitado ou (b) com 23,4 mol de O_2 e NH_3 ilimitado.

1. Quantidade de NO produzida com 44,1 mol de NH_3 e O_2 ilimitado:



2. Quantidade de NO produzida com 23,4 mol de O_2 e NH_3 ilimitado:



3. A comparação das quantidades de NO produzidas mostra que o O_2 disponível capaz de produzir menos NO (562 g) do que o NH_3 disponível (1.320 g). Isso confirma a conclusão de que O_2 é o reagente limitante.

Em problemas estequiométricos com dois reagentes, você pode usar mol a mol de um reagente quando houver mais de dois reagentes. Cada mol de O_2 inicialmente requer uma determinada quantidade de NH_3 . O O_2 é o reagente limitante.

Passo 1. Determine a quantia de cada reagente.

$$750. \text{ g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,03 \text{ g NH}_3} = 44,0 \text{ mol NH}_3 \text{ disponíveis}$$

$$750. \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,00 \text{ g O}_2} = 23,4 \text{ mol O}_2 \text{ disponíveis}$$

Passo 2. Qual é o reagente limitante? Examine a razão entre as quantias de reagentes.

Esses reagentes estão presentes na razão ou relação estequiométrica determinada pela equação balanceada?

$$\text{Razão estequiométrica requerida pela equação balanceada} = \frac{5 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol NH}_3} = \frac{1,25 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol NH}_3}$$

$$\text{Razão de reagentes disponível de fato} = \frac{23,4 \text{ mol O}_2}{44,0 \text{ mol NH}_3} = \frac{0,532 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol NH}_3}$$

A divisão do número de mols de O_2 disponíveis pelo número de mols de NH_3 disponíveis mostra que a relação entre os reagentes disponíveis é menor do que a relação ($5 \text{ mol O}_2 / 4 \text{ mol NH}_3$) determinada pela equação balanceada. Portanto, não há O_2 suficiente para reagir com todo o NH_3 . Neste caso, o *oxigênio*, O_2 , é o *reagente limitante*. Isto é, 1 mol de NH_3 requer 1,25 mol de O_2 , mas temos apenas 0,532 mol de O_2 disponível para cada mol de NH_3 .

Passo 3. Calcule a massa do produto.

Podemos agora calcular a massa esperada de produto, NO , com base na quantia de reagente limitante, O_2 .

$$23,4 \text{ mol O}_2 \times \frac{4 \text{ mol NO}}{5 \text{ mol O}_2} \times \frac{30,01 \text{ g NO}}{1 \text{ mol NO}} = 562 \text{ g NO}$$

Passo 4. Calcule a massa de reagente em excesso.

A amônia é o “reagente em excesso” nesta reação NH_3/O_2 , porque temos amônia mais que suficiente para reagir com 23,4 mol de O_2 . Vamos agora calcular a quantia de amônia que sobra depois que todo o O_2 for consumido. Para fazê-lo, precisamos primeiro saber qual é a quantidade de NH_3 necessária para consumir todo o reagente limitante, O_2 .

$$23,4 \text{ mol } \text{O}_2 \text{ disponíveis} \times \frac{4 \text{ mol } \text{NH}_3 \text{ necessários}}{5 \text{ mol } \text{O}_2} = 18,8 \text{ mol } \text{NH}_3 \text{ necessários}$$

Já que temos 44,0 mol de NH_3 disponíveis, podemos calcular a quantia de NH_3 em excesso.

$$\begin{aligned} \text{NH}_3 \text{ em excesso} &= 44,0 \text{ mol de } \text{NH}_3 \text{ disponíveis} - 18,8 \text{ mol de } \text{NH}_3 \text{ necessários} \\ &= 25,2 \text{ mol de } \text{NH}_3 \text{ permanecem} \end{aligned}$$

Em seguida, convertamos a massa,

• Conservação da Matéria

A quantidade total de matéria atual antes da reação (1.500 g) é a mesma quantidade total da matéria produzida na reação somada à quantidade de NH_3 que sobra. Isto é, 562 g de NO (18,8 mol) e 506 g de H_2O (28,1 mol) são produzidos. Como 429 g (25,2 mol) de NH_3 sobram, a quantidade total de matéria após a reação (562 g + 506 g + 429 g = 1.500 g) é a mesma que a quantidade da matéria antes da reação.

$$25,2 \text{ mol } \text{NH}_3 \times \frac{17,03 \text{ g } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{NH}_3} = 429 \text{ g de } \text{NH}_3 \text{ a mais do que o necessário.}$$

Agora que determinamos que O_2 é o reagente limitante, podemos calcular a massa esperada de produto, NO, baseada na quantia de O_2 presente.

Finalmente, o fato de que 429 g de NH_3 sobraram significa que 321 g de NH_3 foram consumidos (= 750. g – 429 g).

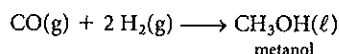
Você pode perceber que resumir seus dados em uma tabela de quantias pode facilitar a resolução de problemas com reagentes limitantes.

Equação	$4 \text{ NH}_3(\text{g})$	+	$5 \text{ O}_2(\text{g})$	\longrightarrow	$4 \text{ NO}(\text{g})$	+	$6 \text{ H}_2\text{O}(\text{g})$
Quantia inicial (mol)	44,0		23,4		0		0
Variação na quantia (mol)	$-(4/5)(23,4)$ $= -18,8$		-23,4		$+(4/5)(23,4)$ $= +18,8$		$+(6/5)(23,4)$ $= +28,1$
Ao final da reação (mol)	25,2		0		18,8		28,1

Todo o reagente limitante, O_2 , foi consumido. Dos 44,0 mol de NH_3 originais, 18,8 mol foram consumidos, restando 25,2 mol. A equação balanceada indica que a quantia de NH_3 consumida, portanto 18,8 mols de NO são produzidos a partir de 18,8 mol de NH_3 . Além disso, foram produzidos 28,1 mols de H_2O .

Exemplo 4.3 Uma Reação com Reagente Limitante

Problema • O metanol, CH_3OH , usado como combustível, pode ser produzido pela reação de monóxido de carbono com hidrogênio.



Suponha que 356 g de CO e 65,0 g de H_2 sejam misturados e permite-se que reajam.

• Metanol como Combustível

Alguns carros utilizam o metanol que é convertido em hidrogênio, e então combinado com o oxigênio em uma célula a combustível. A célula a combustível gera energia elétrica que move o carro (Capítulo 20, vol. 2).

(a) Qual é o reagente limitante?

(b) Qual é a massa de metanol que pode ser produzida?

(c) Qual é a massa de reagente em excesso que sobra quando todo o reagente limitante é consumido?

Estratégia • Há geralmente duas etapas em um problema com reagente limitante:

- (a) Após calcular as quantias de cada um dos reagentes, compare a relação entre as quantias de reagentes com a relação estequiométrica necessária, neste caso 2 mols de H_2 /1 mol CO.
- Se [mol H_2 disponível/mol CO disponível] > 2/1, então CO é o reagente limitante.
 - Se [mol H_2 disponível/mol CO disponível] < 2/1, então H_2 é o reagente limitante.
- (b) Utilize a quantia de reagente limitante para encontrar a quantia de produto.

Solução •

- (a) Qual é o reagente limitante? A quantia de cada reagente é:

$$\text{Quantia de CO} = 356 \text{ g CO} \times \frac{1 \text{ mol CO}}{28,01 \text{ g CO}} = 12,7 \text{ mol CO}$$

$$\text{Quantia de } H_2 = 65,0 \text{ g } H_2 \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2,016 \text{ g } H_2} = 32,2 \text{ mol } H_2$$

Esses reagentes estão presentes na razão estequiométrica exata?

$$\frac{\text{Mol } H_2 \text{ disponível}}{\text{Mol CO disponível}} = \frac{32,2 \text{ mol } H_2}{12,7 \text{ mol CO}} = \frac{2,54 \text{ mol } H_2}{1,00 \text{ mol CO}}$$

A relação necessária é 2 mols de H_2 para 1 mol de CO. Vemos que há mais hidrogênio do que o necessário para consumir todo o CO. Logo, não há CO suficiente para reagir com todo o hidrogênio. O CO é o reagente limitante.

- (b) Qual é a massa máxima de CH_3OH que pode ser formada? Este cálculo se baseia na quantia de reagente limitante.

$$12,7 \text{ mol CO} \times \frac{1 \text{ mol } CH_3OH \text{ formado}}{1 \text{ mol CO disponível}} \times \frac{32,04 \text{ g } CH_3OH}{1 \text{ mol } CH_3OH} = 407 \text{ g } CH_3OH$$

- (c) Qual é a quantia de H_2 que resta quando todo o CO foi convertido em produto? Primeiro, precisamos encontrar a quantia de H_2 necessária para reagir com todo o CO.

$$12,7 \text{ mol CO} \times \frac{2 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol CO}} = 25,4 \text{ mol } H_2 \text{ são necessários}$$

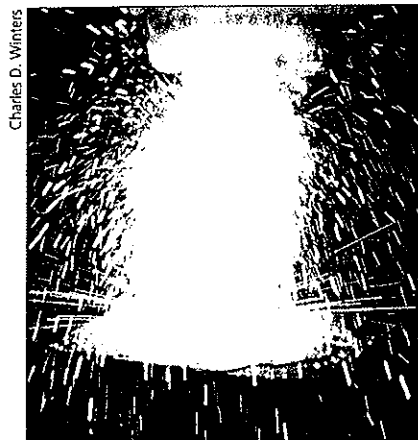
Já que temos 32,2 mol de H_2 , mas somente 25,4 mol são usados na reação, há um excesso de $32,2 \text{ mol} - 25,4 \text{ mol} = 6,8 \text{ mol } H_2$. Isso equivale a 14 g de H_2 .

$$6,8 \text{ mol } H_2 \times \frac{2,02 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 14 \text{ g } H_2 \text{ sobram}$$

Comentário • A tabela de quantias para essa reação é:

Equação	CO(g)	+ 2 H ₂ (g)	→ CH ₃ OH(l)
Quantia inicial (mol)	12,7	32,2	0
Variação (mol)	-12,7	-2(12,7)	+12,7
Ao final da reação (mol)	0	6,8	12,7

A massa de produto formado, somada à massa de H_2 que resta ao final da reação ($407 \text{ g } CH_3OH + 14 \text{ g } H_2 \text{ que sobram} = 421 \text{ g}$), é igual à massa dos reagentes anterior à reação ($356 \text{ g CO} + 65,0 \text{ g } H_2 = 421 \text{ g}$).

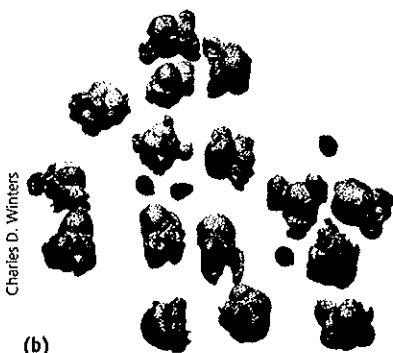


Charles D. Winters

Reação térmica. Aqui o óxido de ferro(III) reage com o alumínio metálico para produzir óxido de alumínio e ferro metálico. A reação gera tanto calor que o ferro se funde e escorre para fora do recipiente de reação. Veja o Exercício 4.5.



(a)



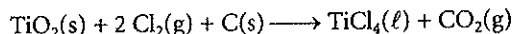
(b)

Charles D. Winters

Figura 4.5 Rendimento percentual. Embora não seja uma reação química, estourar pipocas é uma boa analogia para a diferença entre rendimento teórico e rendimento de fato. Aqui, começamos com vinte grãos de milho e notamos que apenas dezesseis estouraram. O rendimento teórico é vinte, mas o rendimento percentual foi de apenas $(16/20) \times 100\%$, ou 80%.

Exercício 4.4 Uma Reação com um Reagente Limitante

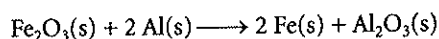
O titânio é um importante metal estrutural, e um composto de titânio, TiO_2 , é o pigmento branco em tintas. No processo de refino, minério de titânio (TiO_2 impuro) é inicialmente convertido a TiCl_4 líquido através da seguinte reação:



Partindo de 125 g de Cl_2 e de C, mas com grande excesso de minério contendo TiO_2 , qual será o reagente limitante da reação? Que massa de TiCl_4 , em gramas, pode ser produzida?

Exercício 4.5 Uma Reação com um Reagente Limitante

A reação térmica produz ferro metálico e óxido de alumínio a partir de uma mistura de alumínio metálico em pó e óxido de ferro(III).



Usa-se uma mistura de 50,0 g de cada um dos reagentes, Fe_2O_3 e Al.

- Qual é o reagente limitante?
- Que massa de ferro metálico pode ser produzida?

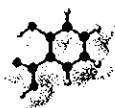
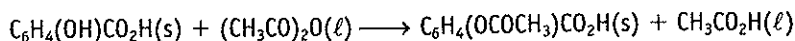
4.5 Rendimento Percentual

A quantidade máxima calculada de produto que pode ser obtida de uma reação química é o **rendimento teórico**. Frequentemente, o **rendimento de fato** de um composto – a quantidade de material que é realmente obtida no laboratório ou em uma planta química – é menor do que o rendimento teórico. Sempre ocorre alguma perda durante as etapas de isolamento e a purificação dos produtos; além disso, algumas reações não se processam completamente até os produtos, e algumas vezes as reações se tornam complicadas, formando outros produtos, além do desejado. Por todos esses motivos, o rendimento de fato, a quantidade de produto obtida, provavelmente será menor do que o rendimento teórico (Figura 4.5).

Para fornecer a informação a outros químicos que possam querer executar uma reação, é habitual relatar-se um **rendimento percentual**. O rendimento percentual, que especifica quanto o rendimento teórico foi obtido, é definido como:

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{\text{rendimento de fato}}{\text{rendimento teórico}} \times 100\% \quad (4.1)$$

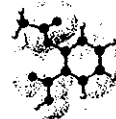
Suponhamos que você tenha preparado aspirina no laboratório por meio da seguinte reação:



ácido salicílico



anidrido acético



aspirina



ácido acético

e que tenha partido de 14,4 g de ácido salicílico e um excesso de anidrido acético. Isto é, o ácido salicílico é o reagente limitante. Se você obtiver 6,25 g de aspirina, qual será o rendimento percentual desse produto? O primeiro passo é encontrar a quantia de reagente limitante, o ácido salicílico ($\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{CO}_2\text{H}$).

$$14,4 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{CO}_2\text{H} \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{CO}_2\text{H}}{138,1 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{CO}_2\text{H}} = 0,104 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{CO}_2\text{H}$$

A seguir, use o fator estequiométrico da equação balanceada para encontrar a quantia esperada de aspirina com base no reagente limitante ($\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{CO}_2\text{H}$).

$$0,104 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{CO}_2\text{H} \times \frac{1 \text{ mol aspirina}}{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{CO}_2\text{H}} = 0,104 \text{ mol aspirina}$$

A quantia máxima de aspirina que pode ser produzida – o rendimento teórico – é 0,104 mol. Uma vez que a quantidade que você mede no laboratório é a massa do produto, costumamos expressar o rendimento teórico como massa em gramas.

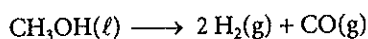
$$0,104 \text{ mol aspirina} \times \frac{180,2 \text{ g aspirina}}{1 \text{ mol aspirina}} = 18,7 \text{ g aspirina}$$

Finalmente, sabendo-se que o rendimento de fato foi de apenas 6,26 g, o rendimento percentual pode ser calculado.

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{6,26 \text{ g aspirina obtidos (rendimento de fato)}}{18,7 \text{ g aspirina esperados (rendimento teórico)}} \times 100\% = 33,5\% \text{ de rendimento}$$

Exercício 4.6 Rendimento Percentual

O metanol, CH_3OH , pode ser queimado em oxigênio para fornecer energia, ou pode ser decomposto para formar o gás hidrogênio, que pode então ser usado como combustível (Exemplo 4.3).



Se 125 g de metanol são decompostos, qual é o rendimento teórico de hidrogênio? Se somente 13,6 g de hidrogênio são obtidos, qual é o rendimento teórico deste gás?

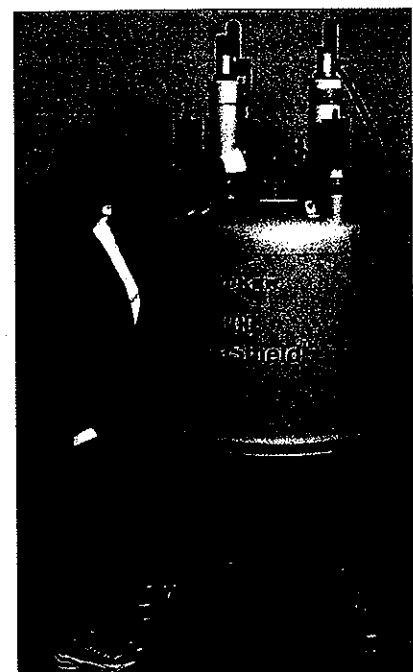
4.6 Equações Químicas e Análise Química

Os químicos analíticos usam uma variedade de abordagens para identificar substâncias, bem como medir as quantidades dos componentes de misturas. A química analítica hoje é frequentemente praticada por meio de métodos instrumentais (Figura 4.6), mas reações químicas clássicas e estequiometria desempenham papel central.

ANÁLISE QUANTITATIVA DE UMA MISTURA

As análises químicas quantitativas dependem geralmente de uma ou de outra destas duas ideias básicas:

- Pode-se reagir uma substância, presente em uma quantia desconhecida, com uma quantidade conhecida de outra substância. Se a razão estequiométrica dessa reação for conhecida, pode-se determinar a quantia desconhecida.
- Um material de composição desconhecida pode ser convertido em uma ou em mais substâncias de composição conhecida, que podem ser identificadas,



Charles D. Winters

Figura 4.6 Um instrumento analítico moderno. Esse espectrômetro de ressonância magnética nuclear (RMN) é um parente próximo do instrumento de imagem por ressonância magnética (MRI) encontrado em hospitais. O RMN é usado para analisar compostos e decifrar suas estruturas.

Charles D. Winters



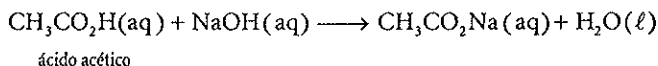
Figura 4.7 Thenardita. O mineral thenardita consiste de sulfato de sódio, Na_2SO_4 . Seu nome é em homenagem ao químico francês Louis Thenard (1777-1857), um co-descobridor (junto com Gay-Lussac e Davy) do boro. O sulfato de sódio é usado na fabricação de detergentes, vidro e papel.

• Análise e 100% de Rendimento

A análise quantitativa requer reações nas quais o rendimento é 100%.

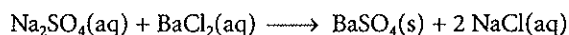
e suas quantias podem ser determinadas e relacionadas à quantia da substância desconhecida original.

Um exemplo do primeiro tipo de análise é a de uma amostra de vinagre que contém uma quantia desconhecida de ácido acético, o ingrediente que torna o vinagre ácido. O ácido reage pronta e completamente com o hidróxido de sódio.

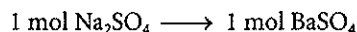


Se a quantidade exata de hidróxido de sódio usada na reação pode ser determinada, a quantia de ácido acético presente também será conhecida. Esse tipo de análise é o assunto de uma parcela principal do Capítulo 5 [Seção 5.10].

O segundo tipo de análise é exemplificado pela análise de uma amostra de um mineral, thenardita, composto principalmente por sulfato de sódio, Na_2SO_4 (Figura 4.7). O sulfato de sódio é solúvel em água. Portanto, para encontrar a quantidade de Na_2SO_4 em uma amostra impura do mineral, nós iríamos triturar a rocha, lavando-a em seguida com grande quantidade de água para dissolver o sulfato de sódio. A seguir, trataríamos esta solução com cloreto de bário para formar o sulfato de bário, um composto insolúvel em água. O sulfato de bário é coletado em um filtro e pesado (Figura 4.8).



Podemos então encontrar a quantia de sulfato na amostra de mineral porque esta é diretamente relacionada à quantia de BaSO_4 .



Essa abordagem para a análise de um mineral é um entre muitos exemplos de uso da estequiometria na análise química. Todos dependem da conversão de alguma substância de composição desconhecida em produtos de composição conhecida. A massa desses produtos é relacionada então à substância que está sendo analisada. Os Exemplos 4.5 e 4.6 ilustram esse método.

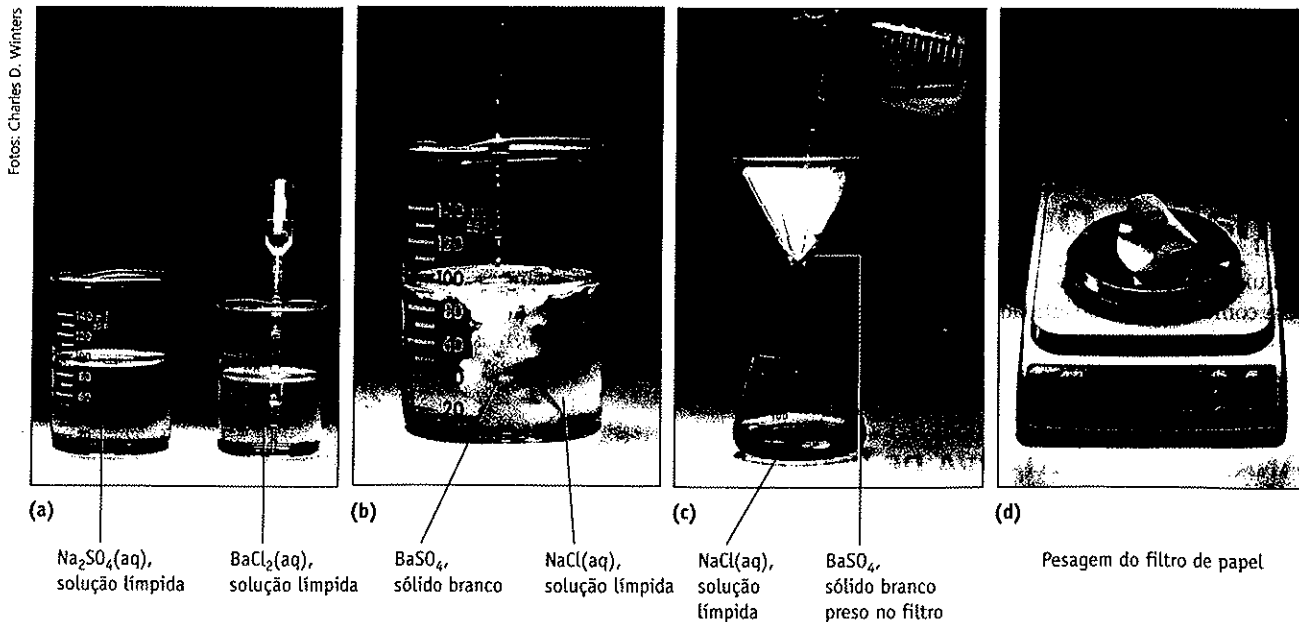
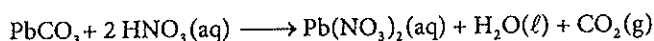


Figura 4.8 Análise do teor de sulfato de uma amostra. Os íons sulfato em uma solução de Na_2SO_4 reagem com íons bário (Ba^{2+}), formando BaSO_4 . O precipitado sólido, sulfato de bário (BaSO_4), é coletado em um filtro e é pesado. A quantia de BaSO_4 obtida pode ser relacionada à quantia de Na_2SO_4 na amostra.

Exemplo 4.4 Análise de um Mineral que Contém Chumbo

Problema • O mineral cerrusita é composto principalmente por carbonato de chumbo, PbCO_3 , mas há outras substâncias presentes. Para determinar o teor de PbCO_3 , uma amostra do mineral é tratada primeiramente com ácido nítrico para dissolver o carbonato da ligação.



A adição de ácido sulfúrico à solução resultante leva à precipitação do sulfato de chumbo.



O sulfato de chumbo sólido puro é isolado e pesado. Suponha que uma amostra de 0,583 g do mineral tenha produzido 0,628 g de PbSO_4 . Qual é a porcentagem em massa de PbCO_3 na amostra?

Estratégia • O importante é perceber que 1 mol de PbCO_3 irá originar no final 1 mol de PbSO_4 . Com base na quantia de PbSO_4 isolada, podemos calcular a quantia de PbCO_3 (em mols), e sua massa, na amostra original. Quando a massa de PbCO_3 é conhecida, podemos compará-la com a massa da amostra de mineral para obter a composição porcentual.

Solução • Primeiro vamos calcular a quantia de PbSO_4 .

$$0,628 \text{ g } \text{PbSO}_4 \times \frac{1 \text{ mol } \text{PbSO}_4}{303,3 \text{ g } \text{PbSO}_4} = 0,00207 \text{ mol } \text{PbSO}_4$$

A partir da estequiometria, podemos relacionar a massa de PbSO_4 à massa de PbCO_3 . (Aqui os dois coeficientes estequiométricos se baseiam nas duas equações balanceadas que descrevem as reações químicas.)

$$0,00207 \text{ mol } \text{PbSO}_4 \times \frac{1 \text{ mol } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol } \text{PbSO}_4} \times \frac{1 \text{ mol } \text{PbCO}_3}{1 \text{ mol } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = 0,00207 \text{ mol } \text{PbCO}_3$$

A massa de PbCO_3 é:

$$0,00207 \text{ mol } \text{PbCO}_3 \times \frac{267,2 \text{ g } \text{PbCO}_3}{1 \text{ mol } \text{PbCO}_3} = 0,553 \text{ g } \text{PbCO}_3$$

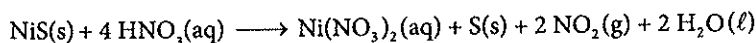
Finalmente, a porcentagem em massa de PbCO_3 na amostra mineral é:

$$\text{Porcentagem em massa de } \text{PbCO}_3 = \frac{0,553 \text{ g } \text{PbCO}_3}{0,583 \text{ g amostra}} \times 100\% = 94,9\%$$

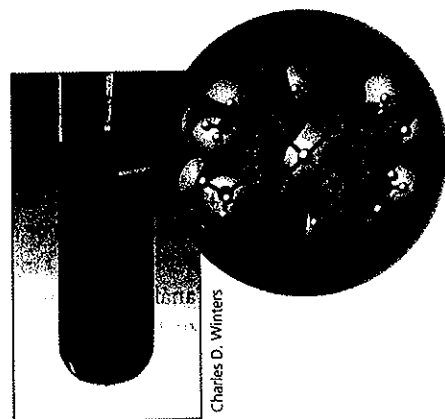
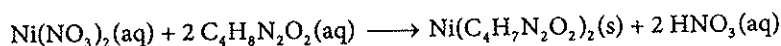
Exemplo 4.5 Análise de um Mineral

Problema • O sulfeto de níquel(II), NiS , ocorre na natureza como um mineral relativamente raro, a millerita. Uma de suas ocorrências é em meteoritos.

Para se determinar a quantia de NiS em uma amostra do mineral, a amostra é tratada com ácido nítrico para liberar o níquel.



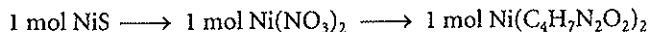
A solução aquosa de $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ é então tratada com o composto orgânico dimetilgloxima ($\text{C}_4\text{H}_8\text{N}_2\text{O}_2$, DMG) para formar o sólido vermelho $\text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2$.



Um precipitado de níquel. O $\text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2$ vermelho, insolúvel, precipita-se quando a dimetilgloxima ($\text{C}_4\text{H}_8\text{N}_2\text{O}_2$) é adicionada a uma solução aquosa de íons níquel(II) (Exemplo 4.5).

Suponha que uma amostra de 0,468 g contendo millerita produza 0,206 g do sólido vermelho $\text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2$. Qual é a porcentagem em massa de NiS na amostra?

Estratégia • A equação balanceada fornece o seguinte “mapa do caminho”:



Portanto, se conhecermos a massa de $\text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2$, podemos calcular sua quantidade e, portanto, a quantidade de NiS, que permite calcular a massa e a porcentagem em massa de NiS.

Solução • A massa molar de $\text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2$ é 288,9 g/mol. Portanto, a quantidade de sólido vermelho é:

$$0,206 \text{ g Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2 \times \frac{1 \text{ mol Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2}{288,9 \text{ g Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2} = 7,13 \times 10^{-4} \text{ mol Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2$$

Como 1 mol de $\text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2$ é produzido a partir de 1 mol de NiS, a quantidade de NiS na amostra deve ter sido $7,13 \times 10^{-4}$ mol. Conhecendo a quantidade de NiS, podemos agora calcular a massa de NiS.

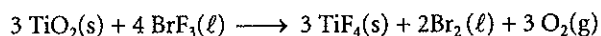
$$7,13 \times 10^{-4} \text{ mol NiS} \times \frac{90,76 \text{ g NiS}}{1 \text{ mol NiS}} = 0,0647 \text{ g NiS}$$

Por fim, a porcentagem em massa de NiS na amostra de 0,468 g é:

$$\text{Porcentagem em massa de NiS} = \frac{0,0647 \text{ g NiS}}{0,468 \text{ g amostra}} \times 100\% = 13,8\% \text{ NiS}$$

Exercício 4.7 Análise de uma Mistura

Um método de determinação da pureza de uma amostra de óxido de titânio(IV), TiO_2 , produto químico industrial importante, é combinar a amostra com trifluoreto de bromo.



Sabe-se que esta reação ocorre completa e quantitativamente. Isto é, todo o oxigênio do TiO_2 é liberado na forma de O_2 . Suponha que uma amostra de 2,367 g, que contém TiO_2 , libere 0,143 g de O_2 . Qual é a porcentagem em massa de TiO_2 na amostra?

DETERMINANDO A FÓRMULA DE UM COMPOSTO POR COMBUSTÃO

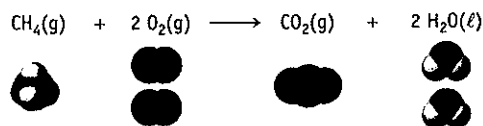
A fórmula empírica de um composto pode ser determinada se a sua composição percentual do composto é conhecida [Seção 3.6]. Mas de onde vêm os dados de composição percentual? Um método que funciona bem para compostos que queimam no oxigênio é a *análise por combustão*. Nesta técnica, cada elemento no composto se combina com o oxigênio para produzir o óxido apropriado.

Considere uma análise do hidrocarboneto metano, CH_4 , como um exemplo da análise por combustão. A equação balanceada para a combustão do metano mostra que cada mol de carbono no composto original é convertido a um mol de CO_2 . Cada mol de hidrogênio no composto original dá meio mol de H_2O . (Os 4 mols de átomos de CH_4 formam 2 mols de H_2O .)

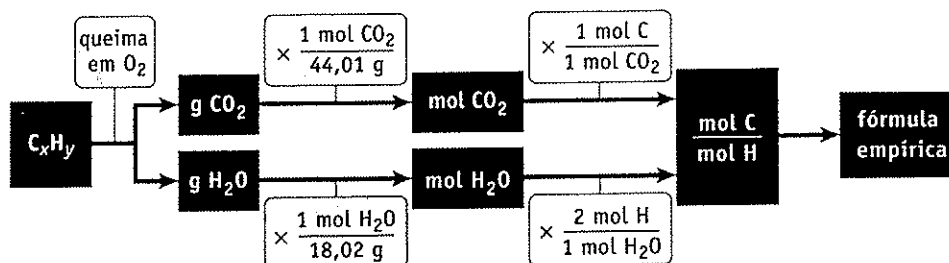
• Determinando uma Fórmula Empírica por Análise Química

A determinação da fórmula empírica de um composto por análise química sempre envolve o seguinte procedimento:

1. O composto desconhecido, porém puro, é decomposto em produtos conhecidos.
2. Os produtos da reação são isolados na forma pura e a quantidade de cada um é determinada.
3. A quantidade de cada produto é relacionada à quantidade de cada elemento no composto original fornecendo a fórmula empírica.



O dióxido de carbono gasoso e a água são separados e suas massas são determinadas (como ilustrado na Figura 4.9) e suas massas são determinadas. A partir dessas massas, é possível calcular as quantidades de C e de H em CO_2 e H_2O , respectivamente. A razão entre as quantidades de C e de H em uma amostra do composto original pode ser determinada. Essa relação fornece a fórmula empírica:



Ao usar este procedimento, uma observação importante é que cada átomo de C no composto original aparece como CO_2 e cada átomo de H aparece na forma de água. Em outras palavras, para cada mol de CO_2 observado, deve haver 1 mol de carbono no composto desconhecido. De modo semelhante, para cada mol do H_2O observado, deve haver *dois* mols de átomos de H no composto desconhecido.

Exemplo 4.6 Utilizando a Análise por Combustão para Determinar a Fórmula de um Composto

Problema • Quando 1,125 g de um hidrocarboneto líquido, C_xH_y , foi queimado em um instrumento como mostrado na Figura 4.9, foram produzidos 3,447 g de CO_2 e 1,647 g de H_2O . Em um experimento separado, determinou-se que a massa molar do composto é 86,2 g/mol. Determine as fórmulas empírica e molecular para o hidrocarboneto desconhecido, C_xH_y .

Estratégia • Conforme esboçado no diagrama acima, calcula-se primeiro as quantias de CO_2 e de H_2O . Essas são convertidas então em quantias de C e H. A relação (mols C/mols H) ou (mols H/mols C) fornece a fórmula empírica do composto.

Solução • As quantias de CO_2 e de H_2O isoladas na combustão são:

$$3,447 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44,010 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} = 0,07832 \text{ mol } \text{CO}_2$$

$$1,647 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18,015 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 0,09142 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

Para cada mol de CO_2 isolado, um mol de C deve ter estado presente no composto C_xH_y :

$$0,07832 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol C em } \text{C}_x\text{H}_y}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}} = 0,07832 \text{ mol C}$$

e para cada mol de H_2O isolado, 2 mols de H devem ter estado presente em C_xH_y :

$$0,09142 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H em } \text{C}_x\text{H}_y}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 0,1828 \text{ mol H em } \text{C}_x\text{H}_y$$

A amostra original de 1,125 g do composto tinha, portanto, 0,07832 mol de C e 0,1828 mol de H. Para determinar a fórmula empírica de C_xH_y , encontramos a relação entre mols de H e mols de C [Seção 3.6].

$$\frac{0,1828 \text{ mol H}}{0,07832 \text{ mol C}} = \frac{2,335 \text{ mol H}}{1,000 \text{ mol C}}$$

Os átomos se combinam para formar moléculas com razões de números inteiros. A passagem desta razão (2,335/1) para um número inteiro pode geralmente ser feita rapidamente por tentativa e erro. A multiplicação do numerador e do denominador por 3 leva a 7/3. Portanto, sabemos que a relação é 7 mol H para 3 mol C, o que significa que a

fórmula empírica do hidrocarboneto é C_3H_7 .

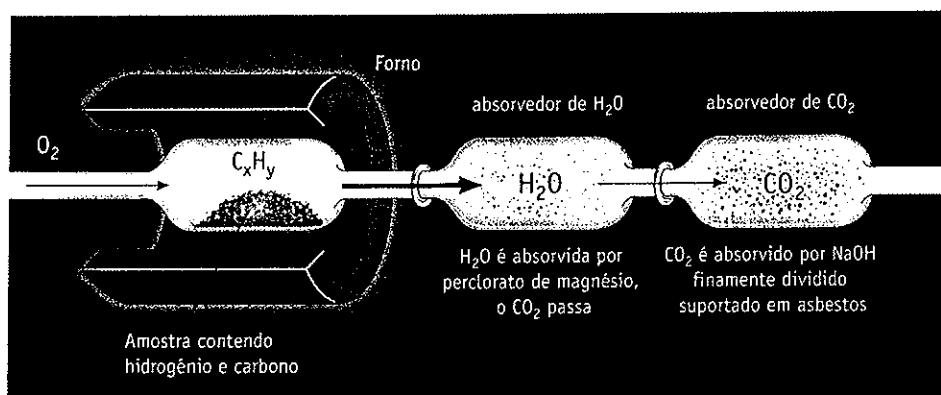


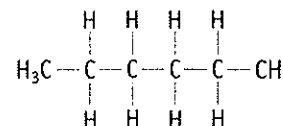
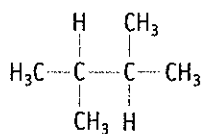
Figura 4.9 Análise por combustão de um hidrocarboneto. Se um composto que contém C e H for queimado no oxigênio, CO_2 e H_2O são formados, e a massa de cada um pode ser determinada. A H_2O é absorvida por perclorato de magnésio, e o CO_2 é absorvido por NaOH finamente dividido, suportado em asbesto. A massa de cada absorvente antes e depois da combustão fornece as massas de CO_2 e de H_2O . Somente alguns miligramas do composto combustível são necessários para a análise.

Comparando a massa molar experimental com a massa molar calculada para a fórmula empírica:

$$\frac{\text{Massa molar experimental}}{\text{Massa molar de } \text{C}_3\text{H}_7} = \frac{86,2 \text{ g/mol}}{43,1 \text{ g/mol}} = \frac{2}{1}$$

Encontramos que a fórmula molecular é o dobro da fórmula empírica, isto é, a fórmula molecular é $(\text{C}_3\text{H}_7)_2$ ou C_6H_{14} .

Comentário • Conforme notamos na Dica de Resolução de Problemas 3.3 (página 107), em problemas deste tipo, esteja certo de usar dados com algarismos significativos suficientes para fornecer razões atômicas exatas. A determinação da fórmula molecular não encerra o problema para um químico. Nesse caso, a fórmula C_6H_{14} é apropriada para diversos compostos completamente diferentes. Dois dos cinco compostos que têm essa fórmula são mostrados aqui.



Para determinar definitivamente a identidade do composto desconhecido, mais experiências de laboratório terão de ser feitas.

Exercício 4.8 Determinação das Fórmulas Empírica e Molecular de um Hidrocarboneto

Uma amostra de 0,523 g do composto desconhecido C_xH_y é queimada no ar para formar 1,612 g de CO_2 e 0,7425 g de H_2O . Um experimento separado forneceu uma massa molar de 114 g/mol para C_xH_y . Determine as fórmulas empírica e molecular do hidrocarboneto.

Exercício 4.9 Determinação das Fórmulas Empírica e Molecular de um Composto Contendo C, H e O

Uma amostra de 0,1342 g de um composto contendo C, H e O ($\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$) foi queimada em oxigênio, e isolou-se 0,240 g de CO_2 e 0,0982 g de H_2O . Qual é a fórmula empírica do composto? Se a massa molar determinada experimentalmente foi 74,1 g/mol, qual é a fórmula molecular do composto? (Dica: Os átomos de carbono do composto são convertidos em CO_2 e os átomos de hidrogênio são convertidos em H_2O . Os átomos de O são encontrados tanto em CO_2 como em H_2O . Para encontrar a massa de O na amostra original, use as massas de CO_2 e H_2O para encontrar as massas de C e H na amostra de 0,1342 g. Desta, o que quer que não seja C e H corresponde à massa de O).

Revisão dos Objetivos do Capítulo

Agora que você já estudou este capítulo, você deve perguntar a si mesmo se você atingiu os objetivos do capítulo. Especificamente, você deve ser capaz de

Balancear equações de reações químicas simples

- Compreender a informação fornecida por uma equação química balanceada (Seção 4.1).
- Balancear equações químicas simples (Seção 4.2).

Realizar cálculos estequiométricos usando equações químicas balanceadas

- Compreender o princípio da conservação da massa, que forma a base da estequiometria química (Seção 4.3).
- Calcular a massa de um reagente ou produto a partir da massa de outro reagente ou produto através da utilização de uma equação química balanceada (Seção 4.3).
- Usar tabelas de quantias para organizar informação estequiométrica.

Compreender o impacto de um reagente limitante em uma reação química

- Determinar qual entre dois reagentes é o reagente limitante (Seção 4.4).
- Determinar o rendimento de produto, baseado no reagente limitante.

Calcular o rendimento teórico e percentual de uma reação química

- Explicar as diferenças entre rendimento de fato, rendimento teórico e rendimento percentual, e calcular o rendimento percentual (Seção 4.5).

Usar a estequiometria para analisar uma mistura de compostos ou para determinar a fórmula de um composto

- Utilizar os princípios de estequiometria para analisar uma mistura (Seção 4.6).
- Determinar a fórmula empírica de um composto desconhecido utilizando a estequiometria química (Seção 4.6)

Equação-chave

Equação 4.1 (página 134)

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{\text{rendimento de fato (g)}}{\text{rendimento teórico (g)}} \times 100\%$$

Questões de Estudo

PRATICANDO HABILIDADES

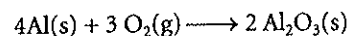
Equações Balanceadas

- Escreva uma equação química balanceada para a combustão do pentano líquido.
- Balanceie as seguintes equações:
 - $\text{Cr(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s})$
 - $\text{Cu}_2\text{S(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{Cu(s)} + \text{SO}_2(\text{g})$
 - $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3(\ell) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CO}_2(\text{g})$
- Balanceie as seguintes equações químicas, e dê os nomes dos reagente e produtos:
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{Mg(s)} \longrightarrow \text{MgO(s)} + \text{Fe(s)}$
 - $\text{AlCl}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \longrightarrow \text{Al(OH)}_3(\text{s}) + \text{HCl(aq)}$
 - $\text{NaNO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\ell) \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s}) + \text{HNO}_3(\ell)$
 - $\text{NiCO}_3(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ni(NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$

Relações de Massa em Reações Químicas: Estequiometria Básica

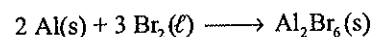
(Exemplo 4.2)

- O alumínio reage com o oxigênio para dar o óxido de alumínio.



Que quantia de O_2 (em mols) é necessária para a reação completa com 6,0 mol de Al? Que massa de Al_2O_3 , em gramas, pode ser produzida?

- Como muitos metais, o alumínio reage com um halogênio para formar o haleto do metal (Figura 3.1)



Que massa de Br_2 , em gramas é necessária para a reação completa com 2,56 g de Al? Que massa do sólido branco, Al_2Br_6 é esperada?

6. O ferro metálico reage com o oxigênio para formar o óxido de ferro(III), Fe_2O_3 .
- Escreva a equação balanceada para essa reação.
 - Se um prego de ferro comum (considere que seja de ferro puro) tem uma massa de 2,8 g, qual é a massa (em gramas) de Fe_2O_3 produzida se o prego for totalmente convertido em óxido?
7. O dióxido do enxofre, um poluente produzido na queima de carvão e de óleo em usinas elétricas, pode ser removido pela reação com o carbonato de cálcio.
- $$2 \text{SO}_2(\text{g}) + 2 \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{CaSO}_4(\text{s}) + 2 \text{CO}_2(\text{g})$$
- Que massa de CaCO_3 é necessária para remover 155 g de SO_2 ?
 - Que massa de CaSO_4 é formada quando 155 g de SO_2 são completamente consumidos?

Tabelas de Quantias e Estequiometria Química

Para cada questão abaixo, construa uma tabela de quantias que contenha as quantias iniciais de reagentes, as variações nas quantias dos reagentes e produtos, e as quantias de reagentes e produtos após a reação. Veja a página 128 e o Exemplo 4.2.

8. Há alguns anos, uma das principais fontes de poluição do ar era a indústria metalúrgica. Um processo comum envolvia a “torra” de sulfetos metálicos no ar:
- $$2 \text{PbS}(\text{s}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{PbO}(\text{s}) + 2 \text{SO}_2(\text{g})$$
- Se você aquecer 2,5 mol de PbS no ar, que quantia de O_2 é necessária para uma reação completa? Quais são as quantias esperadas de PbO e SO_2 ?
9. O metal cromo reage com oxigênio para formar óxido de cromo(III), Cr_2O_3 .
- Escreva uma equação balanceada para a reação.
 - Se um pedaço de cromo tem massa de 0,175 g, que massa (em gramas) de Cr_2O_3 é produzida se o metal é completamente convertido em óxido?
 - Que massa de O_2 (em grama) é necessária para esta reação?

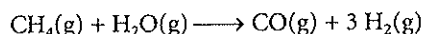
Reagentes Limitantes e Tabelas de Quantias

(Exemplo 4.3 e Exercícios 4.4 e 4.5)

10. O sulfeto de sódio, Na_2S , é utilizado em curtumes para remover os pelos das peles. (Este é o motivo do cheiro desagradável dos curtumes!). O Na_2S é preparado pela reação:
- $$\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s}) + 4 \text{C}(\text{s}) \longrightarrow \text{Na}_2\text{S}(\text{s}) + 4 \text{CO}(\text{g})$$
- Suponha que você misture 15 g de Na_2SO_4 e 7,5 g de C. Qual é o reagente limitante? Que massa de Na_2S é produzida?
11. O composto SF_6 é obtido pela queima de enxofre em uma atmosfera de flúor. A equação balanceada é:
- $$\text{S}_8(\text{s}) + 24 \text{F}_2(\text{g}) \longrightarrow 8 \text{SF}_6(\text{g})$$

Se você partir de 1,6 mol de enxofre, e 35 mol de F_2 , qual é o reagente limitante?

12. A reação de metano e água é uma maneira de se preparar hidrogênio para utilizado como combustível:



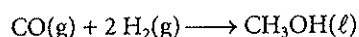
Se parte de 995 g de CH_4 e 2.510 g de água:

- Qual é o reagente limitante?
 - Qual é a máxima massa de H_2 que pode ser preparada?
 - Que massa do reagente em excesso permanece ao final da reação?
13. O hexano (C_6H_{14}) queima no ar (O_2) para formar CO_2 e H_2O .
- Escreva uma equação balanceada para esta reação.
 - Se 215 g de hexano são misturados com 215 g de O_2 , que massas de CO_2 e H_2O são produzidas na reação?
 - Que massa do reagente em excesso resta quando o hexano for queimado?

Rendimento Percentual

(Exercício 4.6)

14. No Exemplo 4.3 você descobriu que uma mistura de CO e H_2 produziu 407 g de CH_3OH .



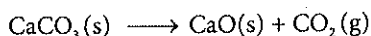
Se apenas 332 g de CH_3OH forem produzidos de fato, qual será o rendimento percentual do composto?

15. O composto azul intenso $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4$ é formado pela reação do sulfato de cobre(II) com amônia:
- $$\text{CuSO}_4(\text{aq}) + 4 \text{NH}_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4(\text{aq})$$
- Se você usar 10,0 g de CuSO_4 e NH_3 em excesso, qual será o rendimento teórico de $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4$?
 - Se você obtiver 12,6 g de $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4$, qual é o rendimento percentual?

Análise de Misturas

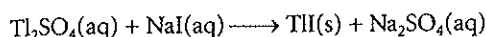
(Exemplos 4.4 e 4.5)

16. Uma mistura de CuSO_4 e de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ tem massa de 1,245 g, mas, após aquecimento para eliminar toda a água, a massa é de somente 0,832 g. Qual é a porcentagem em massa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
17. Uma amostra de calcário e outros materiais do solo é aquecida, e o calcário se decompõe em óxido de cálcio e dióxido de carbono.



Uma amostra de 1,506 g de material contendo calcário fornece 0,558 g de CO_2 , além do CaO , após ser aquecida a alta temperatura. Qual é a porcentagem em massa de CaCO_3 na amostra original?

18. Um pesticida contém o sulfato de tálio(I), Tl_2SO_4 . A dissolução de uma amostra de 10,20 g de pesticida impuro em água, seguida da adição de iodeto de sódio, leva à precipitação de 1,1964 g de iodeto de tálio(I), TlI .



Qual é a porcentagem em massa de Tl_2SO_4 na amostra original de 10,20 g?

Determinação das Fórmulas Empírica e Molecular usando Estequiometria

(Exemplo 4.6 e Exercício 4.9)

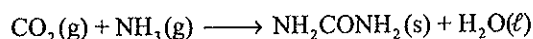
19. O estireno, unidade de construção do poliestireno, é um hidrocarboneto, composto que consiste somente de C e H. Se 0,438 g de estireno for queimado em oxigênio e produzir 1,481 g de CO_2 e 0,303 g de H_2O , qual será a fórmula empírica do estireno?
20. O ciclopentano é um hidrocarboneto simples. Se 0,0956 g do composto for queimado em oxigênio, 0,300 g de CO_2 e 0,123 g de H_2O são isolados.
- (a) Qual é a fórmula empírica do ciclopentano?
- (b) Se um experimento separado determinar que a massa molar do composto é 70,1 g/mol, qual é a sua fórmula molecular?
21. Um composto desconhecido tem a fórmula $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$. Você queima 0,0956 g do composto e isola 0,1356 g de CO_2 e 0,0833 g de H_2O . Qual é a fórmula empírica do composto? Se a massa molar é 62,1 g/mol, qual é a fórmula molecular? (Exercício 4.9).
22. O níquel forma um composto com monóxido de carbono, $\text{Ni}_x(\text{CO})_y$. Para determinar sua fórmula, você aquece com cuidado uma amostra de 0,0973 g no ar para converter níquel a NiO (0,0426 g) e o CO a CO_2 (0,100 g). Qual é a fórmula empírica de $\text{Ni}_x(\text{CO})_y$?

QUESTÕES GERAIS DE ESTEQUIOMETRIA

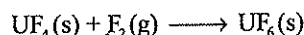
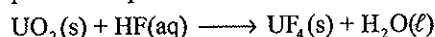
Estas questões não são designadas quanto ao tipo ou a posição no capítulo. Elas podem combinar diversos capítulos.

23. Balanceie as seguintes equações:

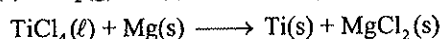
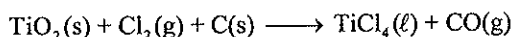
- (a) A síntese da ureia, um fertilizante comum



- (b) As reações usadas para se obter fluoreto de urânio(VI) para o enriquecimento do urânio natural



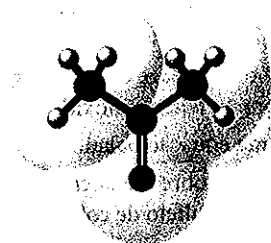
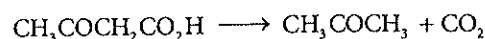
- (c) A reação para se obter cloreto de titânio(IV), que é convertido então ao metal titânio



24. Suponha que 16,04 g de benzeno, C_6H_6 , são queimados no oxigênio.

- (a) Quais são os produtos da reação?
- (b) Qual é a equação balanceada para a reação?
- (c) Quanto de massa do O_2 , em gramas, é necessário para a combustão completa do benzeno?
- (d) Qual é a massa total de produtos esperada a partir de 16,04 g de benzeno?

25. A desordem metabólica conhecida por diabetes causa um acúmulo de acetona (CH_3COCH_3) no sangue de vítimas não tratadas. A acetona, um composto volátil, é exalada na respiração, que imprime um odor característico ao hálito de um diabético não tratado. A acetona é produzida na quebra de gorduras em uma série de reações. A equação para a última etapa é:



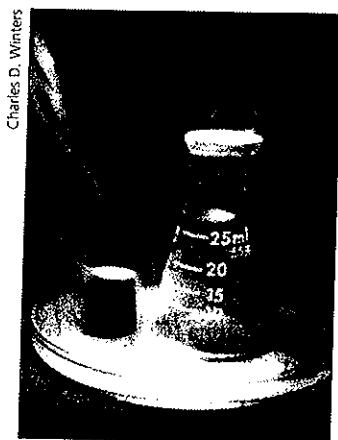
acetona, CH_3COCH_3

Que massa de acetona pode ser produzida a partir de 125 mg de ácido acetoacético ($\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CO}_2\text{H}$)?

26. Na Figura 4.2, você viu a reação entre o ferro metálico e gás cloro para formar cloreto de ferro(III).
- (a) Escreva a equação química balanceada para a reação.
- (b) Partindo de 10,0 g de ferro, que massa de Cl_2 , em gramas, é necessário para a reação completa? Que massa de FeCl_3 pode ser produzida?
- (c) Se somente 18,5 de FeCl_3 são obtidos, qual é o rendimento percentual?
- (d) Se massas iguais de ferro e cloro são combinadas (10,0 g de cada), qual é o rendimento teórico de cloreto de ferro(III)?
27. Alguns haletos metálicos reagem com água para produzir o óxido metálico e o haleto de hidrogênio correspondente (veja a foto a seguir). Por exemplo,



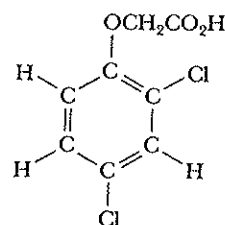
- (a) Dê o nome dos quatro compostos envolvidos nesta reação.
- (b) Se você partir de 14,0 mL de TiCl_4 ($d = 1,73 \text{ g/mL}$), que massa de água, em gramas, é necessária para completar a reação?
- (c) Que massa de cada produto é esperada?



Charles D. Winters

28. A azida de sódio, substância química explosiva utilizada em *airbags* de automóveis, é obtida pela seguinte reação:
- $$\text{NaNO}_3 + 3 \text{NaNH}_2 \longrightarrow \text{NaN}_3 + 3 \text{NaOH} + \text{NH}_3$$
- Se você combinar 15,5 g de NaNO_3 (85,0 g/mol) com 15,0 g de NaNH_2 , que massa de NaN_3 é produzida?
29. O sulfeto de cobre(I) reage com O_2 sob aquecimento para formar cobre metálico e dióxido de enxofre.
- (a) Escreva uma equação balanceada para esta reação.
- (b) Que massa de cobre metálico pode ser obtida a partir de 500 g de sulfeto de cobre(I)?
30. O boro forma uma série extensa de compostos com hidrogênio, todos com a fórmula geral B_xH_y .
- $$\text{B}_x\text{H}_y(\text{s}) + \text{excesso } \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \frac{x}{2} \text{B}_2\text{O}_3(\text{s}) + \frac{y}{2} \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$
- Se 0,148 g de B_xH_y formam 0,422 g de B_2O_3 quando queimados em excesso de O_2 , qual é a fórmula empírica de B_xH_y ?
31. O mentol, do óleo de menta, tem um odor característico. O composto contém somente C, H, e O. Se 95,6 mg de mentol queimam completamente em O_2 e formam 269 mg de CO_2 e 110 mg de H_2O , qual é a fórmula empírica do mentol?
32. Em um experimento, 1,056 g de um carbonato de metal, contendo um metal desconhecido M, é aquecido para formar o óxido do metal e 0,376 g de CO_2 .
- $$\text{MCO}_3(\text{s}) + \text{calor} \longrightarrow \text{MO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$$
- Qual é a identidade do metal M?
- (a) M = Ni (c) M = Zn
(b) M = Cu (d) M = Ba
33. O óxido de titânio(IV), TiO_2 , é aquecido em gás hidrogênio para formar água e um novo óxido de titânio, Ti_xO_y . Se 1,598 g de TiO_2 produzir 1,438 g de Ti_xO_y , qual é a fórmula deste óxido novo?
34. Um herbicida contém o ácido 2,4-D (2,4-diclorofenoxiacético), $\text{C}_8\text{H}_6\text{Cl}_2\text{O}_3$. Uma amostra de 1,236 g do herbicida foi decomposta para liberar o cloro na forma do íon cloreto, Cl^- . Este foi precipitado na forma de

AgCl , obtendo-se uma massa de 0,1840 g. Qual é a porcentagem em massa de 2,4-D na amostra?



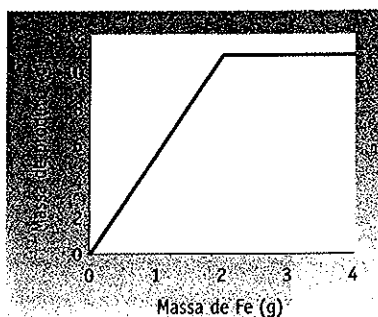
35. Um "hidrosulfito" de sódio comercial consiste de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ com 90,1% de pureza. A sequência de reações usadas para preparar o composto é:
- $$\text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{SO}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{ZnS}_2\text{O}_4(\text{s})$$
- $$\text{ZnS}_2\text{O}_4(\text{s}) + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{ZnCO}_3(\text{s}) + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4(\text{aq})$$
- (a) Que massa de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ puro pode ser preparada a partir de 125 kg de Zn, 500 kg de SO_2 e um excesso de Na_2CO_3 ?
- (b) Que massa do produto comercial iria conter a massa de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ produzida usando as quantias de reagentes do item (a)?
36. O ácido sulfúrico pode ser produzido a partir de um minério contendo sulfeto, tal como a pirita de ferro, através da seguinte sequência de reações:
- $$4 \text{FeS}_2(\text{s}) + 11 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 8 \text{SO}_2(\text{g})$$
- $$2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$$
- $$\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{l})$$
- Partindo de 525 kg de FeS_2 (e um excesso dos outros reagentes), qual é a massa de H_2SO_4 puro que pode ser preparada?
37. Uma mistura de buteno, C_4H_8 , e butano, C_4H_{10} , é queimada no ar, formando CO_2 e água. Suponha que você queime 2,86 g da mistura e obtenha 8,80 g de CO_2 e 4,14 g de H_2O . Quais são as porcentagens em massa de buteno e butano na mistura?
38. O hidrogenocarbonato de sódio, NaHCO_3 , pode ser decomposto quantitativamente por aquecimento.
- $$2 \text{NaHCO}_3(\text{s}) \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$
- Uma amostra de 0,682 g de NaHCO_3 impuro resultou em um resíduo sólido (consistindo de Na_2CO_3 e outros sólidos) com uma massa de 0,467 g. Qual é a porcentagem em massa de NaHCO_3 na amostra?

RESUMO E QUESTÕES CONCEITUAIS

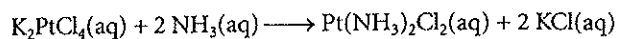
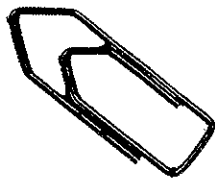
As questões a seguir utilizam conceitos dos capítulos anteriores.

39. Uma amostra de ferro (Fe) de massa conhecida é adicionada a bromo líquido (Br_2) e permite-se que a reação se complete. A reação produz um único produto, que pode ser isolado e pesado. A experiência é repetida algumas

vezes com massas diferentes de ferro, mas com a mesma massa de bromo (veja o gráfico seguinte).

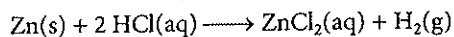


- (a) Que massa de Br_2 é usada quando a reação consome 2,0 g de Fe?
 - (b) Qual é a relação molar entre Br_2 e Fe na reação?
 - (c) Qual é a fórmula empírica do produto?
 - (d) Escreva a equação química balanceada para a reação entre bromo e ferro.
 - (e) Qual é o nome do produto da reação?
 - (f) Qual das seguintes afirmações melhor resume os experimentos sumarizados pelo gráfico?
 - (i) Quando 1,00 g de Fe é adicionado ao Br_2 , Fe é o reagente limitante.
 - (ii) Quando 3,50 g de Fe são adicionados ao Br_2 , há um excesso de Br_2 .
 - (iii) Quando 2,50 g de Fe são adicionados ao Br_2 , ambos os reagentes são completamente consumidos.
 - (iv) Quando 2,00 g de Fe são adicionados ao Br_2 , 10,0 g de produto são formados. O rendimento percentual deve portanto ser de 20,0%.
40. A cisplatina $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ é um agente de quimioterapia contra o câncer. Note que ela contém grupos NH_3 ligados à platina.
- (a) Qual é a porcentagem em massa de Pt, N e Cl na cisplatina?
 - (b) A cisplatina é preparada reagindo-se K_2PtCl_4 com amônia.



Se você partir de 16,0 g de K_2PtCl_4 , que massa de amônia deverá ser usada para consumir completamente o K_2PtCl_4 ? Que massa de cisplatina será produzida?

41. Vamos agora explorar uma reação com reagente limitante. Aqui, zinco metálico é adicionado a um frasco contendo HCl aquoso, e um produto é o gás H_2 .

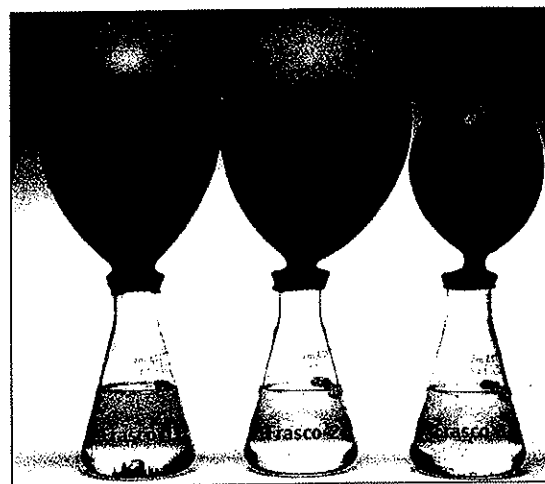


Cada um dos frascos contém 0,100 mol de HCl . As seguintes quantidades de zinco são adicionadas aos frascos:

Frasco 1: 7,00 g Zn

Frasco 2: 3,27 g Zn

Frasco 3: 1,31 g Zn



Charles D. Winters

Quando os reagentes são misturados, o H_2 infla o balão preso ao frasco. Os resultados são os seguintes:

Frasco 1: O balão infla completamente, mas resta algum Zn quando o balão para de inflar.

Frasco 2: O balão infla completamente. Não resta nenhum Zn.

Frasco 3: O balão não infla completamente. Não resta nenhum Zn.

Explique estes resultados de forma completa. Realize cálculos que justifiquem sua explicação.

5

Reações em Solução Aquosa

Objetivos do capítulo

- Compreender a natureza das substâncias iônicas dissolvidas em água.
- Reconhecer ácidos e bases comuns e entender seu comportamento em soluções aquosas.
- Reconhecer e escrever equações para os tipos comuns de reações em solução aquosa.
- Reconhecer agentes oxidantes e redutores e identificar reações de oxirredução.
- Definir e utilizar a molaridade em estequiometria de soluções.



Sal

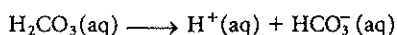
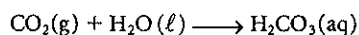
Existe uma lenda francesa sobre uma princesa que disse a seu pai, o rei, que o amava tanto quanto amava o sal. Pensando que essa não era uma grande demonstração de amor, o rei banuiu a princesa de seu reino. Só mais tarde ele percebeu o quanto necessitava de sal e o valor que ele lhe dava.

O sal tem desempenhado um papel fundamental na história. O primeiro registro escrito a respeito da produção de sal data de aproximadamente 800 a.C., mas o mar sempre foi uma fonte de sal. De fato, há evidências de que os chineses retiravam o sal da água do mar por volta de 6000 a.C.

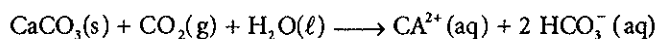
O salgado é uma das sensações básicas de sabor, e provar a água do mar revela sua natureza rapidamente. Como os oceanos se tornaram salgados? O que, além do sal, está dissolvido na água do mar?

A água do mar contém enormes quantidades de sais dissolvidos. Ela contém íons de virtualmente todos os elementos, bem como alguns íons poliatômicos. Qual é sua origem? E por que o cloreto é o íon mais abundante?

O íon carbonato, e seu parente próximo HCO_3^- , o íon bicarbonato, podem vir da interação do CO_2 atmosférico com a água.



A reação entre CO_2 e H_2O é o motivo pelo qual a água da chuva é geralmente ácida. A água ligeiramente ácida da chuva faz então com que algumas substâncias, como o calcário ou os corais, se dissolvam, produzindo íons cálcio e mais íons bicarbonato.



Os íons magnésio vêm de uma reação semelhante com o mineral dolomita (uma mistura de CaCO_3 e MgCO_3), que é encontrada em rochas terrestres, como as do Grand Canyon, no Arizona, e das montanhas Dolomitas, na Itália. (MgCl_2 é frequentemente encontrado com o sal marinho, dando ao sal um sabor amargo).

Os íons sódio chegam aos oceanos devido a uma reação semelhante com minerais contendo sódio, tais como a albita, $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$. A chuva ácida que cai sobre a terra extrai os íons sódio, que os rios carregam para os oceanos.

O teor médio de cloreto nas rochas da crosta terrestre é de apenas 0,01%, portanto apenas uma proporção minúscula dos íons cloreto nos oceanos pode vir do intemperismo sobre as rochas e minerais. Qual, então, é a origem dos íons cloreto na água do mar? Vulcões.

O gás cloreto de hidrogênio, HCl , é um constituinte importante dos gases vulcânicos. No início da história da Terra,

o planeta era muito mais quente, e havia um número muito maior de vulcões. O gás HCl emitido por esses vulcões é muito solúvel em água e rapidamente se dissolve, formando uma solução diluída de ácido clorídrico.



Os íons cloreto provenientes do gás HCl dissolvido e os íons sódio provenientes das rochas submetidas ao intemperismo são a fonte do sal no mar.

O corpo humano tem em média aproximadamente 230 g de sal. Como nós perdemos sal continuamente na urina, suor e outras excreções, o sal deve ser parte de nossa dieta. Os humanos antigos reconheceram que a deficiência de sal causa dores de cabeça, câibras, falta de apetite e, em casos extremos, morte. O consumo de carne fornece sal, mas o consumo de vegetais não. Este é o motivo pelo qual os animais herbívoros procuram os "lambedouros de sal".

Os humanos antigos também aprenderam que o sal conserva outros materiais. Os egípcios usavam o sal na mumificação, e peixe e carne são frequentemente conservados com sal. Essa capacidade de proteger contra o apodrecimento levou à tradição judaica de levar sal para um novo lar. Na França medieval, colocava-se sal na língua dos recém-nascidos e salgava-se as crianças pequenas.

A importância do sal na sociedade se reflete em um livro sobre etiqueta à mesa do século XVI. Nele, foi escrito que o sal só pode ser manuseado com segurança com os dois dedos médios. Se uma pessoa usasse um polegar, seus filhos morreriam, e o uso do dedo indicador levaria a pessoa a se tornar um assassino.

O sal é tão indispensável que tem sido uma fonte de receita para os governos, o que não é surpreendente. Um exemplo, que levou a um imposto extremamente abusivo, ocorreu na Índia no século XX. Nos tempos coloniais os britânicos estabeleceram um imposto sobre o sal e tornaram ilegal a produção de sal a partir da água do mar. O sal só poderia ser comprado de agentes do governo britânico a um preço estabelecido pelos britânicos. Além disso, apesar de o imposto do sal ter sido eliminado na Grã-Bretanha no século XVIII, ele foi duplicado na Índia em 1923. Para protestar contra esse imposto, em 1930 Mahatma Ghandi liderou uma peregrinação ao mar, seguido por milhares de pessoas, para coletar sal. Milhares de pessoas foram encarceradas, mas as greves e os protestos continuaram. Um ano depois, o imposto do sal foi aliviado, e o monopólio britânico do sal foi quebrado. Este evento marcou o início do fim do domínio britânico na Índia, e o país se tornou independente em 1947.

Para se informar sobre o sal na história e na sociedade, leia *Salt, a World History*, de Mark Kurlansky (Nova York, Penguin Books, 2003).

PARA REVER ANTES DE INICIAR

- Revisar os nomes de íons e compostos comuns (Seção 3.3 e Tabela 3.1).
- Sabar a razão de conversão de massa para mols e de mols para massa.

Dois terços do corpo humano são constituídos de água. A água é essencial porque está envolvida em todas as funções do corpo. Além de auxiliar o transporte de nutrientes e de resíduos para dentro e para fora das células, e é necessária em todas as funções digestivas, circulatórias, de absorção e de excreção. Nós nos voltamos agora ao estudo das soluções aquosas, sistemas químicos em que a água desempenha papel principal.

5.1 Propriedades dos Compostos em Solução Aquosa

Uma **solução** é uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias. Uma substância é geralmente considerada o **solvente**, o meio em que uma outra substância — o **soluto** — está dissolvida. As reações químicas em plantas e animais ocorrem em sua maior parte entre substâncias dissolvidas em água, isto é, em **soluções aquosas**. Muitas das reações que você verá no laboratório ocorrem em solução aquosa. Consequentemente, para compreendê-las, é importante entender primeiro o comportamento dos compostos em água. O foco aqui está nos compostos que produzem íons em solução aquosa.

ÍONS EM SOLUÇÃO AQUOSA: ELETRÓLITOS

A água que se bebe diariamente e os oceanos contêm concentrações pequenas de muitos íons, a maioria dos quais resulta da dissolução de materiais sólidos presentes no ambiente (Tabela 5.1).

A dissolução de um sólido iônico implica a separação de cada íon dos íons de carga oposta que o rodeiam no estado sólido (Objetivos do Capítulo). A água é especialmente boa para dissolver compostos iônicos porque cada molécula de água tem uma extremidade positivamente carregada e uma extremidade negativamente carregada. Consequentemente, uma molécula de água pode atrair um íon positivo à sua extremidade negativa ou pode atrair um íon negativo à sua extremidade positiva. Quando um composto iônico se dissolve em água, cada íon negativo fica cercado por moléculas de água com suas extremidades positivas apontando para o íon, e cada íon positivo fica cercado por extremidades negativas de diversas moléculas de água (Figura 5.1).

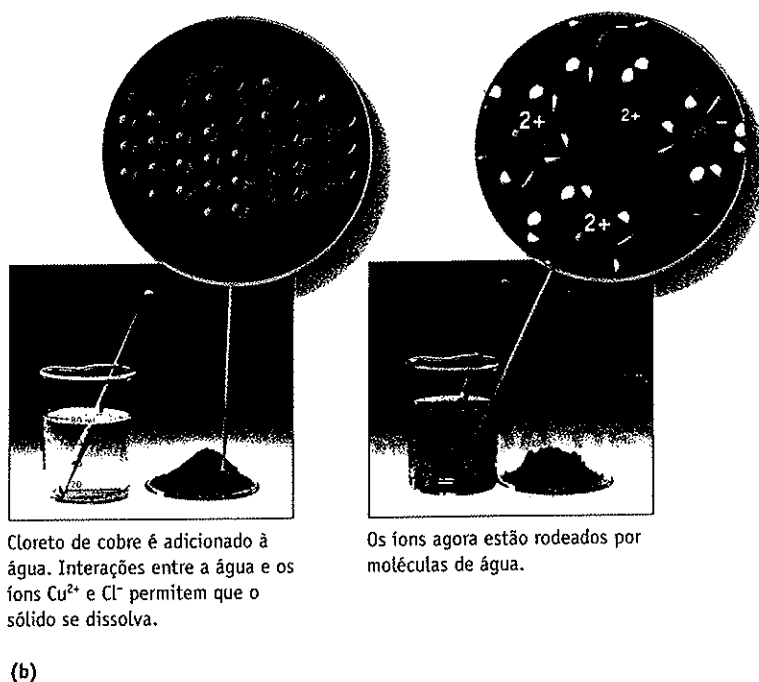
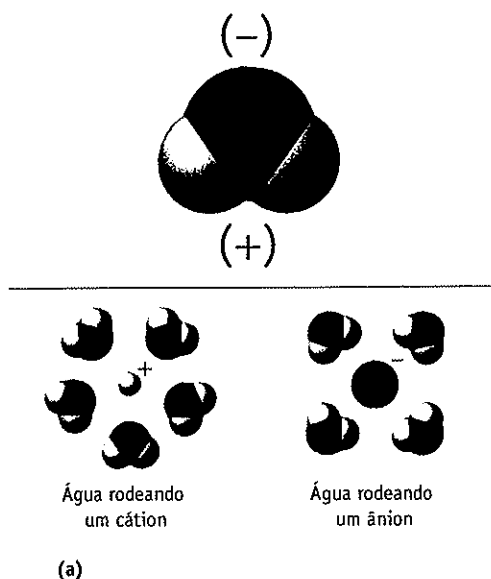
Tabela 5.1 Alguns Cátions e Ânions em Células Vivas e Seu Ambiente*

Elemento	Especie Dissolvida	Água do Mar	Valônia**	Células Vermelhas do Sangue	Plasma do Sangue
Cloro	Cl^-	550	50	50	100
Sódio	Na^+	460	80	11	160
Magnésio	Mg^{2+}	52	50	2,5	2
Cálcio	Ca^{2+}	10	1,5	10^{-4}	2
Potássio	K^+	10	400	92	10
Carbono	HCO_3^- , CO_3^{2-}	30	<10	<10	30
Fósforo	HPO_4^{2-}	<1	5	3	<3

* Dados retirados de J. J. R. Fraústo da Silva e R. J. P. Williams: *The Biological Chemistry of the Elements*, Oxford, Inglaterra, Clarendon Press, 1991. As concentrações são fornecidas em milimols por litro (um milimol é 1/1.000 de um mol).

** Valônia são algas unicelulares que vivem no mar.

Uma molécula de água é eletricamente positiva de um lado (os átomos de H) e eletricamente negativa do outro (o átomo de O). Essas cargas possibilitam que a água interaja com íons positivos e negativos em solução.



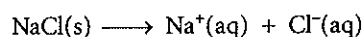
Fotos: Charles D. Winters

Figura 5.1 A água como solvente de substâncias iônicas. (a) A água pode se unir tanto a cátions positivos quanto a ânions negativos em solução aquosa. (b) Quando uma substância iônica se dissolve em água, cada íon fica rodeado por um invólucro de moléculas de água (o número de moléculas de água ao redor de um íon é frequentemente 6).

Os íons envolvidos por água, que são resultado da dissolução de um composto iônico, são livres para se movimentar em solução. Sob condições normais, o movimento de íons é aleatório, e os cátions e ânions de um composto iônico encontram-se dispersos uniformemente na solução. Entretanto, se dois **eletrodos** (condutores de eletricidade, como um fio de cobre) são introduzidos na solução e conectados a uma bateria, o movimento dos íons deixa de ser aleatório. Os cátions positivos migram da solução para o eletrodo negativo, e os ânions negativos movem-se para o eletrodo positivo (Figura 5.2). Se uma lâmpada for inserida no circuito, ela se acende, mostrando que há íons disponíveis em solução para transportar as cargas, assim como os elétrons conduzem a carga na parte do circuito composta pelos fios. Compostos cujas soluções aquosas conduzem eletricidade são chamados de **eletrólitos**, e todos os compostos iônicos que são solúveis em água são eletrólitos.

TIPOS DE ELETRÓLITOS

Os eletrólitos podem ser classificados como fortes ou fracos. Quando o cloreto de sódio e muitos outros compostos iônicos se dissolvem em água, os íons separam-se ou dissociam-se. Para cada mol de NaCl que se dissolve, 1 mol de íons Na^+ e 1 mol de íons Cl^- entram em solução (Veja os Objetivos do Capítulo).



100% de dissociação \equiv eletrólito forte

Já que o soluto dissocia-se completamente em íons, a solução será um bom condutor de eletricidade. As substâncias cujas soluções são bons condutores elétricos devido à presença de íons são chamadas de **eletrólitos fortes**.

Outras substâncias dissociam-se apenas parcialmente em solução e, portanto, são condutoras pobres de eletricidade; elas são conhecidas como **eletrólitos fracos** (Figura 5.2). Por exemplo, quando o ácido acético – um ingrediente importante no vinagre – dissolve-se em água, apenas algumas moléculas em cada cem moléculas do ácido acético são ionizadas para formar íons acetato e íons hidrogênio.

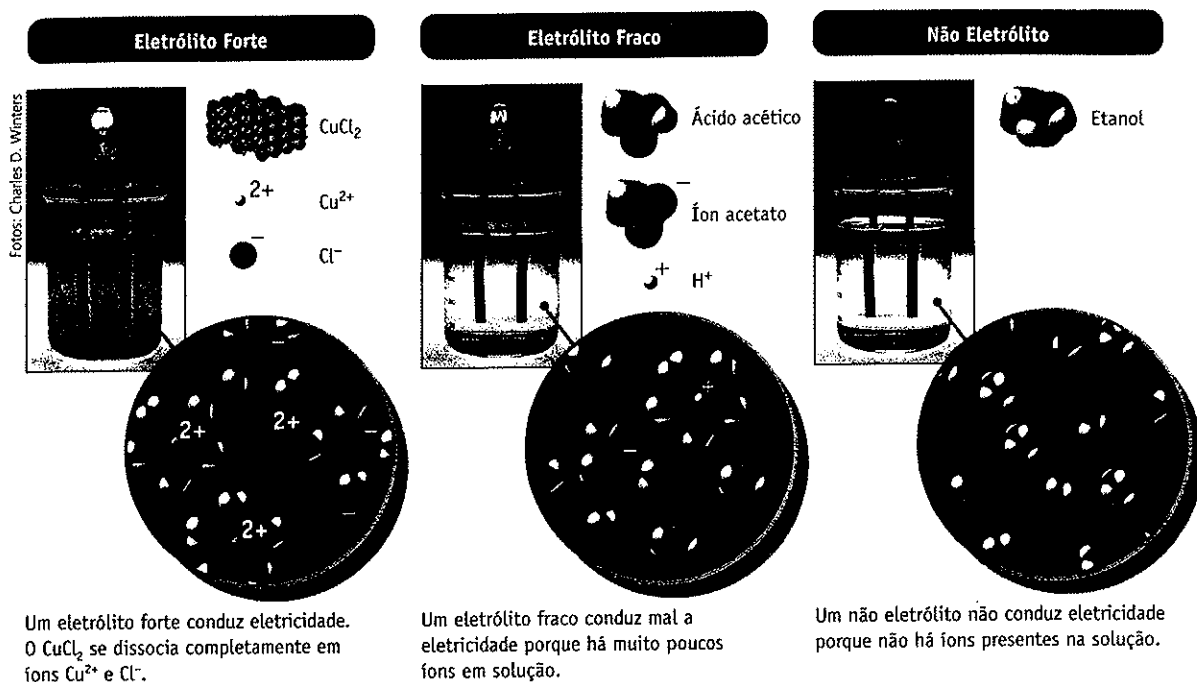
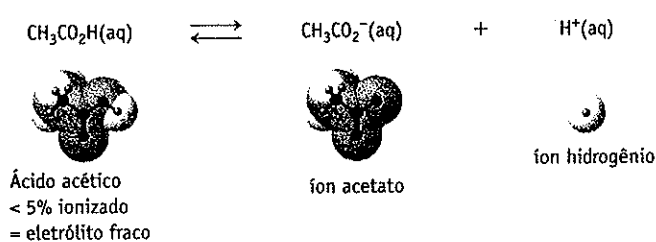


Figura 5.2 Classificação das soluções com base na sua capacidade de conduzir eletricidade.



• Setas Duplas, \rightleftharpoons

As setas duplas na equação da ionização do ácido acético, e de muitas outras substâncias, indicam que o reagente leva a um produto, e também que os íons do produto se recombina para formar o reagente original. Esse é o assunto do equilíbrio químico [Capítulos 16-18, vol. 2].

Muitas outras substâncias dissolvem-se em água, mas não se ionizam. Essas são chamadas **não eletrólitos**, porque suas soluções não conduzem eletricidade (Figura 5.2). Exemplos de não eletrólitos incluem o açúcar (sacarose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), o etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) e o anticongelante para radiadores (etilenoglicol, $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$).

Exercício 5.1 Eletrólitos

O sal de Epsom, $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, é vendido nas drogarias e usado, na forma de solução aquosa, para várias finalidades medicinais. O metanol, CH_3OH , é dissolvido na gasolina no inverno em climas mais frios para impedir a formação de gelo em linhas de combustível do automóvel.¹ Qual desses compostos é um eletrólito e qual é um não eletrólito?

SOLUBILIDADE DE COMPOSTOS IÔNICOS EM ÁGUA

Nem todos os compostos iônicos dissolvem-se completamente em água. Muitos dissolvem-se levemente, e outros são essencialmente insolúveis. Felizmente, podemos fazer algumas indicações gerais sobre quais tipos de composto iônico são solúveis em água.

Na Figura 5.3 listam-se as regras gerais que ajudam a prever se determinado composto iônico será solúvel em água. Por exemplo, o nitrato do sódio, NaNO_3 , contém um cátion alcalino, Na^+ , e o ânion nitrato, NO_3^- . De acordo com a Figura 5.3, a presença de qual-

¹ Essa prática, comum nos Estados Unidos, não é adotada no Brasil devido ao clima mais ameno. (NTT)