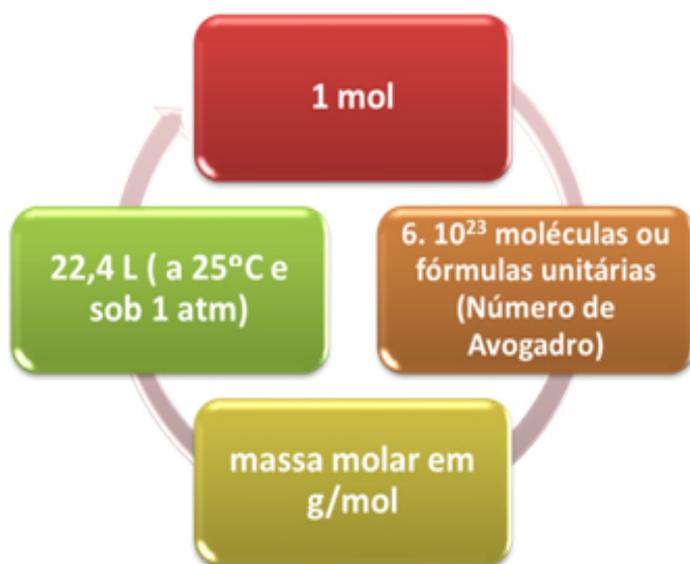


QUÍMICA GERAL

FÓRMULAS QUÍMICAS E ESTEQUIOMETRIA DE REAÇÕES



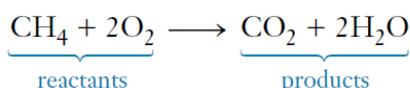
No Capítulo 2 estudamos a estequiometria da composição, as relações quantitativas entre os elementos dos compostos. Neste capítulo, enquanto estudamos a estequiometria da reação — as relações quantitativas entre substâncias à medida que elas participam de reações químicas — fazemos várias perguntas importantes. Como podemos descrever a reação de uma substância com outra? Quanto de uma substância reage com uma determinada quantidade de outra substância? Qual reagente determina a quantidade de produtos formados em uma reação química? Como podemos descrever reações em soluções aquosas? Quer estejamos preocupados em descrever uma reação usada em uma análise química, uma utilizado industrialmente na produção de um plástico, ou aquela que ocorre durante o metabolismo em corpo, devemos descrevê-la com precisão. As equações químicas representam um método muito preciso, mas uma linguagem muito versátil que descreve as mudanças químicas. Começamos nosso estudo examinando equações químicas.

3-1

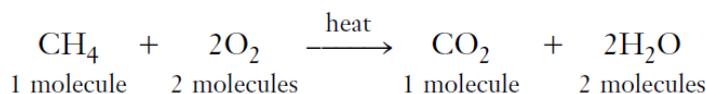
– REAÇÕES QUÍMICAS

As reações químicas sempre envolvem a mudança de uma ou mais substâncias em uma ou mais substâncias diferentes. Em outras palavras, as reações químicas reorganizam átomos ou íons para formar outras substâncias.

As **equações químicas** são usadas para descrever reações químicas e mostram (1) as substâncias que reagem, chamadas **reagentes**; (2) as substâncias formadas, chamadas de **produtos**; e (3) as quantidades relativas das substâncias envolvidas. Escrevemos os reagentes à esquerda de uma seta e os produtos à direita da seta. Como um exemplo típico, vamos considerar a combustão (queima) de gás natural, uma reação usada para aquecer edifícios e cozinhar alimentos. O gás natural é uma mistura de várias substâncias, mas o principal componente é o metano, CH₄. A equação que descreve a reação do metano com o excesso de oxigênio é:



O que essa equação nos diz? Em termos mais simples, diz-nos que o metano reage com oxigênio para produzir dióxido de carbono, CO₂ e água. Mais especificamente, diz que para cada molécula de CH₄ que reage, duas moléculas de O₂ também reagem, e aquela molécula de CO₂ e duas moléculas de H₂O são formadas. Isso é,



Esta descrição da reação de CH₄ com O₂ é baseada em *observações experimentais*. Queremos dizer que experimentos mostraram que quando uma molécula de CH₄ reage com duas moléculas de O₂, uma molécula de CO₂ e duas moléculas de H₂O são formadas. *Equações químicas são baseadas em observações experimentais*. Condições especiais necessárias para algumas reações são indicadas pela notação sobre a seta. A Figura 3-1 é uma representação pictórica do rearranjo de átomos descrito por esta equação.

Como apontamos na Seção 1-1, não há mudança detectável na quantidade de matéria durante uma reação química comum. Este princípio orientador, a Lei de Conservação da Matéria, fornece a base para “equilibrar” equações químicas e para

cálculos baseados nessas equações. Como a matéria não é criada nem destruída durante uma reação química,

uma equação química balanceada deve sempre incluir o mesmo número de cada tipo de átomo em ambos os lados da equação.

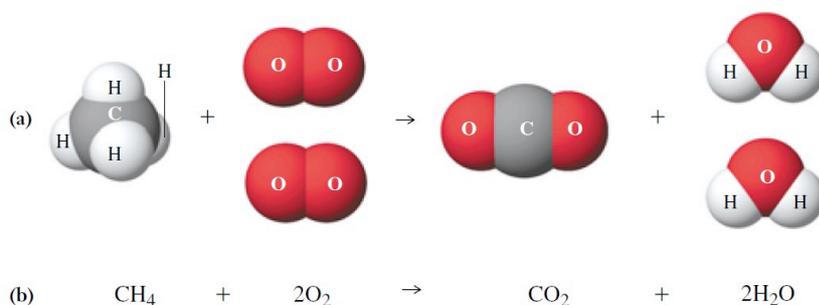
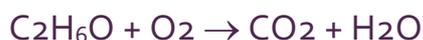


Figura 3-1 Duas representações de a reação do metano com o oxigênio para formar dióxido de carbono e água. As ligações químicas são quebradas e novas são formados em cada representação. A parte (a) ilustra a reação usando modelos, e (b) usa fórmulas químicas.

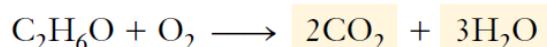
Os químicos geralmente escrevem equações com os menores coeficientes de números inteiros possíveis.

Antes de tentarmos equilibrar uma equação, todas as substâncias devem ser representadas por fórmulas que os descrevem como *elas existem*. Por exemplo, devemos escrever H_2 para representar moléculas de hidrogênio - não H , que representa átomos de hidrogênio. Uma vez que a fórmula correta é escrita, os subscritos nas fórmulas não podem ser alterados. Diferentes subscritos em fórmulas especificam compostos diferentes, então mudar as fórmulas significaria que a equação não mais descreveria a mesma reação.

O éter dimetílico, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, queima em excesso de oxigênio para dar dióxido de carbono e água. Vamos balancear a equação para esta reação. Na forma desequilibrada, a equação é:



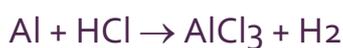
O carbono aparece em apenas um composto de cada lado, e o mesmo acontece com o hidrogênio. Começamos equilibrando esses elementos:



Agora temos um número desigual de átomos de O em cada lado. O único O do $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ equivale a um dos átomos de O à direita. Equilibramos os outros seis colocando um coeficiente de 3 antes do O_2 à esquerda.



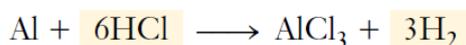
Quando terminamos o balanceamento, devemos sempre fazer uma verificação completa para cada elemento. Vamos escrever a equação balanceada para a reação do metal alumínio com o ácido clorídrico para produzir cloreto de alumínio e hidrogênio. A “equação” desequilibrada é:



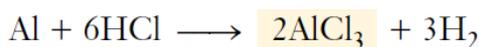
Como está agora, a “equação” não satisfaz a Lei da Conservação da Matéria porque há dois átomos de H na molécula de H₂ e três átomos de Cl em uma fórmula unitária de AlCl₃ (lado direito), mas apenas um átomo de H e um átomo de Cl na molécula de HCl (lado esquerdo). Vamos primeiro equilibrar o cloro colocando um coeficiente de 3 na frente do HCl.



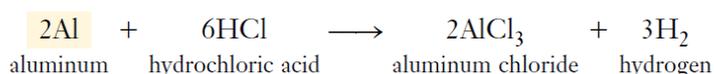
Agora há 3 H à esquerda e 2 H à direita. O mínimo múltiplo comum de 3 e 2 é 6; para equilibrar H, multiplicamos o 3 HCl por 2 e o H₂ por 3.



Agora Cl está novamente desequilibrado (6Cl à esquerda, 3 à direita), mas podemos corrigir isso colocando um coeficiente de 2 na frente de AlCl₃ à direita.



Agora todos os elementos exceto Al estão balanceados (1 à esquerda, 2 à direita); nós completamos o balanceamento colocando um coeficiente de 2 na frente de Al à esquerda.



O balanceamento de equações químicas “por inspeção” é uma abordagem de tentativa e erro. Isso requer muita prática, mas é muito importante! Lembre-se de que usamos o menor número inteiro como coeficiente. Algumas equações químicas são difíceis de balancear por inspeção ou “tentativa e erro.” Nas aulas seguintes do curso, aprenderemos métodos para balancear equações complexas.

Dica para solução de problemas: balanceamento de equações químicas

Não há um jeito melhor para começar quando se equilibra uma equação química, mas as seguintes sugestões podem ser úteis:

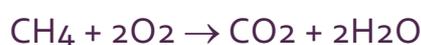
(1) Procure por elementos que aparecem em apenas um lugar em cada lado da equação (em apenas um reagente e em apenas um produto) e balanceie esses elementos primeiro.

(2) Se elementos livres e não combinados aparecerem em ambos os lados, balanceie-os por último.

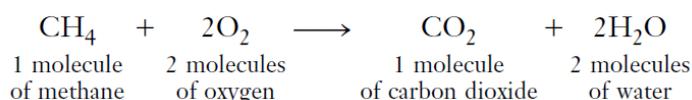
Observe como essas sugestões funcionaram nos procedimentos ilustrados nesta seção. Acima de tudo, lembre-se de que nunca devemos alterar subscritos em fórmulas, porque isso indica diferentes substâncias. Apenas ajustamos os coeficientes para equilibrar a equação.

3-2 CÁLCULOS BASEADOS EM EQUAÇÕES QUÍMICAS

Agora estamos prontos para usar equações químicas para calcular as quantidades relativas de substâncias envolvidos em reações químicas. Consideremos novamente a combustão do metano em excesso oxigênio. A equação química balanceada para essa reação é:



Em uma base quantitativa, no nível molecular, a equação diz:



EXEMPLO 3-1 Número de Moléculas

Quantas moléculas de O_2 reagem com 47 moléculas de CH_4 de acordo com a equação anterior?

Plano

A equação balanceada nos diz que uma molécula de CH_4 reage com duas moléculas de O_2 . Nós podemos construir dois fatores unitários a partir deste fato:

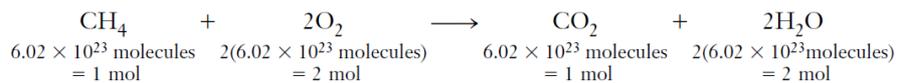
$$\frac{1 \text{ CH}_4 \text{ molecule}}{2 \text{ O}_2 \text{ molecules}} \quad \text{and} \quad \frac{2 \text{ O}_2 \text{ molecules}}{1 \text{ CH}_4 \text{ molecule}}$$

Essas expressões são fatores unitários para essa reação porque o numerador e o denominador são quimicamente equivalentes. Em outras palavras, o numerador e o denominador representam a mesma quantidade de reação. Para converter moléculas de CH₄ em moléculas de O₂, multiplique pelo segundo dos dois fatores.

Solução

$$94 \text{ O}_2 \text{ molecules} = 47 \text{ CH}_4 \text{ molecules} \times \frac{2 \text{ O}_2 \text{ molecules}}{1 \text{ CH}_4 \text{ molecule}} = 94 \text{ O}_2 \text{ molecules}$$

Uma equação química também indica as quantidades relativas de cada reagente e produto em uma determinada reação química. Mostramos anteriormente que as fórmulas podem representar mols de substâncias. Suponha que o Número de Avogadro de moléculas CH₄, em vez de apenas uma molécula de CH₄, participam desta reação. Então a equação pode ser escrita:



Esta interpretação nos diz que um mol de metano reage com dois moles de oxigênio para produzir um mol de dióxido de carbono e dois moles de água.

EXEMPLO 3-2 Número de moles formados

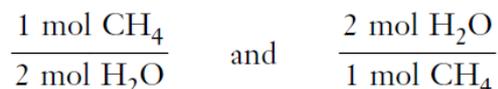
Quantos moles de água podem ser produzidos pela reação de 3,5 moles de metano com excesso de oxigênio (ou seja, mais do que uma quantidade suficiente de oxigênio está presente)?

Plano

A equação para a combustão do metano:



mostra que 1 mol de metano reage com 2 moles de oxigênio para produzir 2 moles de água. A partir de esta informação, construímos dois fatores unitários:

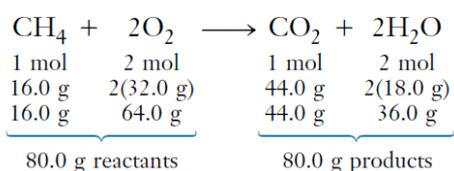


Usamos o segundo fator neste cálculo.

Solução:

$$\underline{\quad} \text{ mol H}_2\text{O} = 3.5 \text{ mol CH}_4 \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CH}_4} = 7.0 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Conhecemos a massa de 1 mol de cada uma dessas substâncias, então também podemos escrever



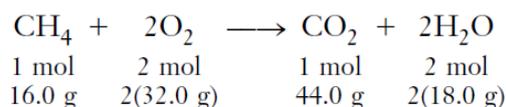
A equação agora nos diz que 16,0 gramas de CH₄ reagem com 64,0 gramas de O₂ para formar 44,0 gramas de CO₂ e 36,0 gramas de H₂O. A Lei de Conservação da Matéria é satisfeita. As equações químicas descrevem as razões da reação, isto é, as razões molares dos reagentes e produtos, bem como as massas relativas de reagentes e produtos.

EXEMPLO 3-3 Massa de um Reagente Necessária

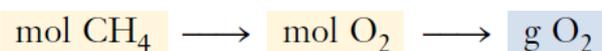
Que massa de oxigênio é necessária para reagir completamente com 1,20 mol de CH₄?

Plano

A equação balanceada:



fornece as relações entre mols e gramas de reagentes e produtos.



Solução:

Que massa de CH₄, em gramas, é necessária para reagir com 96,0 gramas de O₂?

Plano

Lembramos que um mol de CH₄ reage com dois moles de O₂.

Solução

$$\underline{\quad} \text{ g CH}_4 = 96.0 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32.0 \text{ g O}_2} \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{2 \text{ mol O}_2} \times \frac{16.0 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} = 24.0 \text{ g CH}_4$$

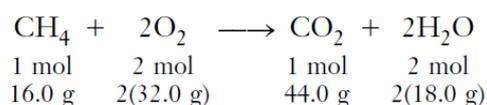
Esta é a quantidade de CH₄ no Exemplo 3-4 que reagiu com 96,0 gramas de O₂.

EXEMPLO 3-6 Massa de um Produto Formado

A maioria das reações de combustão ocorre em excesso de O₂, ou seja, mais do que o suficiente para queimar a substância completamente. Calcule a massa de CO₂, em gramas, que pode ser produzida pela queima de 6,00 moles de CH₄ em excesso de O₂.

Plano

A equação balanceada nos diz que um mol de CH₄ produz um mol de CO₂.



Solução:

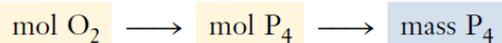
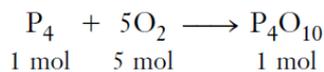
$$\underline{\quad} \text{ g CO}_2 = 6.00 \text{ mol CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \times \frac{44.0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 2.64 \times 10^2 \text{ g CO}_2$$

EXEMPLO 3-7 Massa de um Reagente Necessária

O fósforo, P₄, queima com excesso de oxigênio para formar decóxido de tetrafósforo, P₄O₁₀. Nesta reação, que massa de P₄ reage com 1,50 mols de O₂?

Plano

A equação balanceada nos diz que um mol de P₄ reage com cinco moles de O₂.



Solution

$$\underline{\quad} \text{ g P}_4 = 1.50 \text{ mol O}_2 \times \frac{1 \text{ mol P}_4}{5 \text{ mol O}_2} \times \frac{124.0 \text{ g P}_4}{\text{mol P}_4} = 37.2 \text{ g P}_4$$

3-3 O CONCEITO DE REAGENTE LIMITANTE

Nos problemas que trabalhamos até agora, a presença de um excesso de um reagente foi declarada ou implícita. Os cálculos foram baseados na substância que foi usada primeiro, chamado de reagente limitante. Antes de estudarmos o conceito de reagente limitante em estequiometria, vamos desenvolver a ideia básica considerando um exemplo simples não químico, mas análogo.

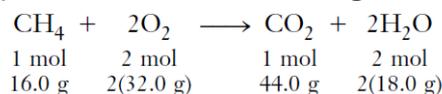
Suponha que você tenha quatro fatias de presunto e seis fatias de pão e queira fazer quantos sanduíches de presunto for possível usando apenas uma fatia de presunto e duas fatias de pão por sanduíche. Obviamente, você pode fazer apenas três sanduíches, e nesse ponto você fica sem pão. (Em uma reação química, isso corresponderia a um dos reagentes sendo usado até o fim - para que a reação pare.) O pão é, portanto, o "reagente limitante", e a fatia extra de presunto é o "reagente em excesso". A quantidade de produto, sanduíches de presunto, é determinada pela quantidade do reagente limitante, pão neste caso. O reagente limitante não é necessariamente o reagente presente em menor quantidade. Temos quatro fatias de presunto, a menor quantidade, e seis fatias de pão, mas a "relação de reação" é de duas fatias de pão para um pedaço de presunto, e assim o pão é o reagente limitante.

EXEMPLO 3-8 Reagente Limitante

Que massa de CO₂ pode ser formada pela reação de 16,0 g de CH₄ com 48,0 g de O₂?

Plano

A equação balanceada nos diz que um mol de CH₄ reage com dois moles de O₂.



Recebemos massas de CH₄ e O₂, então calculamos o número de moles de cada reagente, e então determinamos o número de moles de cada reagente necessário para

reagir com o outro. A partir desses cálculos, identificamos o reagente limitante. Em seguida, baseamos o cálculo nele.

Solução

$$\underline{?} \text{ mol CH}_4 = 16.0 \text{ g CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16.0 \text{ g CH}_4} = \underline{1.00 \text{ mol CH}_4}$$

$$\underline{?} \text{ mol O}_2 = 48.0 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32.0 \text{ g O}_2} = \underline{1.50 \text{ mol O}_2}$$

Agora voltamos à equação balanceada. Primeiro calculamos o número de moles de O₂ que seria necessário para reagir com 1,00 mol de CH₄.

$$\underline{?} \text{ mol O}_2 = 1.00 \text{ mol CH}_4 \times \frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CH}_4} = 2.00 \text{ mol O}_2$$

Vemos que são necessários 2,00 moles de O₂, mas temos só 1,50 moles de O₂, então O₂ é o reagente limitante. Alternativamente, podemos calcular o número de moles de CH₄ que reagiriam com 1,50 mol de O₂.

$$\underline{?} \text{ mol CH}_4 = 1.50 \text{ mol O}_2 \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{2 \text{ mol O}_2} = 0.750 \text{ mol CH}_4$$

Isso nos diz que apenas 0,750 mol de CH₄ seriam necessários para reagir com 1,50 mol de O₂. Mas temos 1,00 mol de CH₄, então vemos novamente que O₂ é o reagente limitante. A reação deve parar quando o reagente limitante, O₂, é usado, então baseamos o cálculo no O₂.

$$\begin{array}{ccccccc} \text{g of O}_2 & \longrightarrow & \text{mol of O}_2 & \longrightarrow & \text{mol of CO}_2 & \longrightarrow & \text{g of CO}_2 \\ \underline{?} \text{ g CO}_2 = 48.0 \text{ g O}_2 & \times & \frac{1 \text{ mol O}_2}{32.0 \text{ O}_2} & \times & \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol O}_2} & \times & \frac{44.0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = \underline{33.0 \text{ g CO}_2} \end{array}$$

Assim, 33,0 gramas de CO₂ é a maior quantidade de CO₂ que pode ser produzida a partir de 16,0 gramas de CH₄ e 48,0 gramas de O₂. Se tivéssemos baseado nosso cálculo em CH₄ em vez de O₂, nossa resposta seria muito grande (44,0 gramas) e errada porque é necessário mais O₂ do que temos. Outra abordagem para problemas como o Exemplo 3-8 é calcular o número de moles de cada reagente:

$$\underline{\quad} \text{ mol CH}_4 = 16.0 \text{ g CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16.0 \text{ g CH}_4} = \underline{1.00 \text{ mol CH}_4}$$

$$\underline{\quad} \text{ mol O}_2 = 48.0 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32.0 \text{ g O}_2} = \underline{1.50 \text{ mol O}_2}$$

Então voltamos à equação balanceada. Primeiro calculamos a razão necessária de reagentes como indicado pela equação química balanceada. Em seguida, calculamos a razão disponível de reagentes e comparamos os dois:

Required Ratio	Available Ratio
$\frac{1 \text{ mol CH}_4}{2 \text{ mol O}_2} = \frac{0.500 \text{ mol CH}_4}{1.00 \text{ mol O}_2}$	$\frac{1.00 \text{ mol CH}_4}{1.50 \text{ mol O}_2} = \frac{0.667 \text{ mol CH}_4}{1.00 \text{ mol O}_2}$

Vemos que cada mol de O₂ requer exatamente 0,500 mol de CH₄ para ser completamente usado acima. Temos 0,667 mol de CH₄ para cada mol de O₂, então há CH₄ mais do que suficiente reagir com o O₂ presente. Isso significa que não há O₂ suficiente para reagir com todos os moles de CH₄ disponível. A reação deve parar quando o O₂ acabar; O₂ é o reagente limitante, e devemos basear o cálculo nele. (Se a proporção disponível de CH₄ para O₂ tivesse sido menor do que a proporção necessária, teríamos concluído que não há CH₄ suficiente reagir com todo o O₂, e CH₄ teria sido o reagente limitante.)

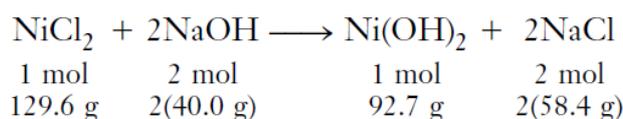
EXEMPLO 3-9 Reagente Limitante

Qual é a massa máxima de Ni(OH)₂ que pode ser preparada misturando duas soluções que contêm 25,9 g de NiCl₂ e 10,0 g de NaOH, respectivamente?



Plano

Interpretando a equação balanceada como de costume, temos



Determinamos o número de moles de NiCl₂ e NaOH presentes. Então encontramos o número de moles de cada reagente necessário para reagir com o outro reagente. Esses cálculos identificam o reagente limitante. Baseamos o cálculo nele.

Solução

$$\underline{x} \text{ mol NiCl}_2 = 25.9 \text{ g NiCl}_2 \times \frac{1 \text{ mol NiCl}_2}{129.6 \text{ g NiCl}_2} = 0.200 \text{ mol NiCl}_2$$

$$\underline{x} \text{ mol NaOH} = 10.0 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40.0 \text{ g NaOH}} = 0.250 \text{ mol NaOH}$$

Voltamos à equação balanceada e calculamos o número de moles de NaOH necessários para reagir com 0,200 mol de NiCl₂.

$$\underline{x} \text{ mol NaOH} = 0.200 \text{ mol NiCl}_2 \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol NiCl}_2} = 0.400 \text{ mol NaOH}$$

Mas temos apenas 0,250 mol de NaOH, então NaOH é o reagente limitante.

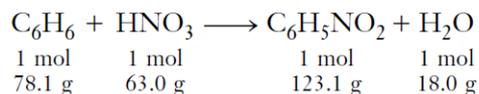
$$\begin{aligned} & \text{g of NaOH} \longrightarrow \text{mol of NaOH} \longrightarrow \text{mol Ni(OH)}_2 \longrightarrow \text{g of Ni(OH)}_2 \\ \underline{x} \text{ g Ni(OH)}_2 &= 10.0 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40.0 \text{ g NaOH}} \times \frac{1 \text{ mol Ni(OH)}_2}{2 \text{ mol NaOH}} \times \frac{92.7 \text{ g Ni(OH)}_2}{1 \text{ mol Ni(OH)}_2} \\ &= 11.6 \text{ g Ni(OH)}_2 \end{aligned}$$

3-4 PORCENTAGEM DE RENDIMENTOS DE REAÇÕES QUÍMICAS

O **rendimento teórico** de uma reação química é o rendimento calculado assumindo que a reação vai ocorrer até a sua conclusão. Na prática, muitas vezes não obtemos tanto produto de uma mistura de reação como é teoricamente possível. Isso é verdade por vários motivos. (1) Muitas reações não se completam; isto é, os reagentes não são completamente convertidos em produtos. (2) Em alguns casos, um determinado conjunto de reagentes sofre duas ou mais reações simultaneamente, formando produtos indesejados, bem como produtos desejados. Outras reações além da desejada são chamadas de “reações colaterais”. (3) Em alguns casos, a separação do produto da mistura de reação é tão difícil que nem todo o produto formado é isolado com sucesso. O **rendimento real** é a quantidade de um produto puro especificado realmente obtido a partir de uma determinada reação. O termo **rendimento percentual** é usado para indicar quanto de um produto desejado é obtido de uma reação. por cento de rendimento 100%

$$\text{rendimento percentual} = \frac{\text{rendimento real do produto}}{\text{rendimento teórico do produto}} \times 100\%$$

Considere a preparação de nitrobenzeno, C₆H₅NO₂, pela reação de uma quantidade de benzeno, C₆H₆, com excesso de ácido nítrico, HNO₃. A equação balanceada para a reação pode ser escrita como:



EXEMPLO 3-10 por cento de rendimento

Uma amostra de 15,6 gramas de C_6H_6 é misturada com excesso de HNO_3 . Isolamos 18,0 gramas de $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$. Qual é o rendimento percentual de $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ nesta reação?

Plano

Primeiro interpretamos a equação química balanceada para calcular o rendimento teórico de $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$. Em seguida, usamos o rendimento real (isolado) e a definição anterior para calcular a porcentagem obtida.

Solução:

Calculamos o rendimento teórico de $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$

$$\begin{aligned}
 \text{? g C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 &= 15.6 \text{ g C}_6\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6}{78.1 \text{ g C}_6\text{H}_6} \times \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{NO}_2}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6} \times \frac{123.1 \text{ g C}_6\text{H}_5\text{NO}_2}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{NO}_2} \\
 &= 24.6 \text{ g C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 \leftarrow \text{theoretical yield}
 \end{aligned}$$

Isso nos diz que se todo o C_6H_6 fosse convertido em $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ e isolado, deveríamos obter 24,6 gramas de $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ (100% de rendimento). No entanto, isolamos apenas 18,0 gramas de $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$.

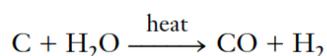
$$\begin{aligned}
 \text{rendimento porcentual} &= \frac{\text{rendimento real do produto}}{\text{rendimento teórico do produto}} \times 100\% \\
 &= \frac{18,0 \text{ g}}{24,6 \text{ g}} \times 100\% = 73,2 \text{ rendimento porcentual}
 \end{aligned}$$

3-5 REAÇÕES SEQUENCIAIS

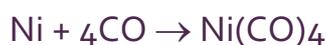
Muitas vezes, mais de uma reação é necessária para mudar os materiais de partida para os produtos. Isso é verdade para muitas reações que realizamos em laboratório e para muitos processos industriais. Estas reações são chamadas de **reações sequenciais**. A quantidade de produto gerado em cada reação é tomada como o material de partida para a próxima reação.

EXEMPLO 3-11 Reações Sequenciais

Em altas temperaturas, o carbono reage com a água para produzir uma mistura de monóxido de carbono, CO, e hidrogênio, H₂.



O monóxido de carbono é separado do H₂ e então usado para separar o níquel do cobalto formando um composto gasoso, tetracarbonila de níquel, Ni(CO)₄.



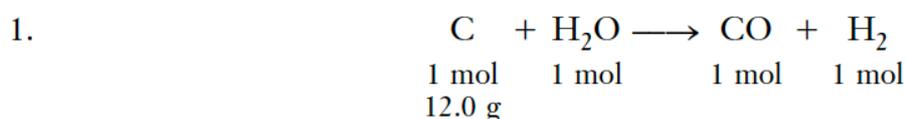
Que massa de Ni(CO)₄ pode ser obtida a partir do CO produzido pela reação de 75,0 g de carbono? Considere 100% de rendimento.

Plano

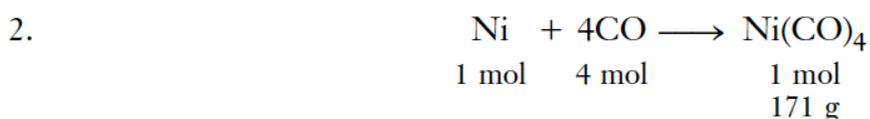
Interpretamos ambas as equações químicas da maneira usual e resolvemos o problema em duas etapas. Eles nos dizem que um mol de C produz um mol de CO e que quatro moles de CO são necessário para produzir um mol de Ni(CO)₄.

1. Determinamos o número de moles de CO formado na primeira reação.
2. A partir do número de moles de CO produzidos na primeira reação, calculamos o número de gramas de Ni(CO)₄ formado na segunda reação.

Solução

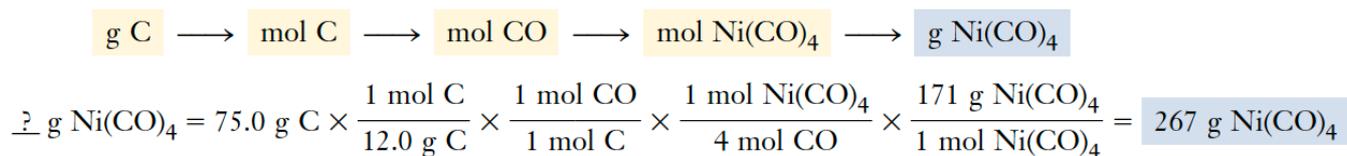


$$\underline{\quad} \text{ mol CO} = 75.0 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.0 \text{ g C}} \times \frac{1 \text{ mol CO}}{1 \text{ mol C}} = 6.25 \text{ mol CO}$$



$$\underline{\quad} \text{ g Ni}(\text{CO})_4 = 6.25 \text{ mol CO} \times \frac{1 \text{ mol Ni}(\text{CO})_4}{4 \text{ mol CO}} \times \frac{171 \text{ g Ni}(\text{CO})_4}{1 \text{ mol Ni}(\text{CO})_4} = 267 \text{ g Ni}(\text{CO})_4$$

Alternativamente, podemos configurar uma série de fatores unitários com base nas conversões na reação sequencial e resolver o problema em um passo.



EXEMPLO 3-12 Reações Sequenciais

O ácido fosfórico, H_3PO_4 , é um composto muito importante usado para fazer fertilizantes. Também está presente em refrigerantes de cola. O H_3PO_4 pode ser preparado em um processo de duas etapas.

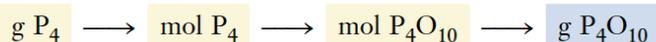
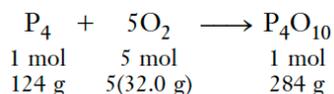


Colocamos 272 gramas de fósforo para reagir com o excesso de oxigênio, formando o decóxido de tetrafósforo, P_4O_{10} , com rendimento de 89,5%. Na reação da segunda etapa, obtém-se um rendimento de 96,8% de H_3PO_4 . Que massa de H_3PO_4 é obtida?

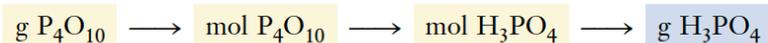
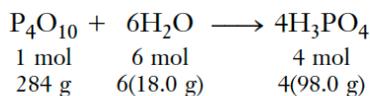
Plano

1. Interpretamos a primeira equação como de costume e calculamos a quantidade de P_4O_{10} obtida.

Solução:



2. Then we interpret the second equation and calculate the amount of H_3PO_4 obtained from the P_4O_{10} from the first step.



Solution

$$1. \text{ ? g P}_4\text{O}_{10} = 272 \text{ g P}_4 \times \frac{1 \text{ mol P}_4}{124 \text{ g P}_4} \times \frac{1 \text{ mol P}_4\text{O}_{10}}{1 \text{ mol P}_4} \times \frac{284 \text{ g P}_4\text{O}_{10} \text{ theoretical}}{1 \text{ mol P}_4\text{O}_{10} \text{ theoretical}} \times \left(\frac{89.5 \text{ g P}_4\text{O}_{10} \text{ actual}}{100 \text{ g P}_4\text{O}_{10} \text{ theoretical}} \right) = 558 \text{ g P}_4\text{O}_{10}$$

$$2. \text{ ? g H}_3\text{PO}_4 = 558 \text{ g P}_4\text{O}_{10} \times \frac{1 \text{ mol P}_4\text{O}_{10}}{284 \text{ g P}_4\text{O}_{10}} \times \frac{4 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol P}_4\text{O}_{10}} \times \frac{98.0 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \text{ theoretical}}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4 \text{ theoretical}} \times \left(\frac{96.8 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \text{ actual}}{100 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \text{ theoretical}} \right) = 746 \text{ g H}_3\text{PO}_4$$

Os químicos determinaram as estruturas de muitos compostos naturais. Uma maneira de provar a estrutura de tal composto é sintetizando-o a partir de materiais. O professor Grieco, agora na Universidade de Indiana, foi auxiliado por Majetich e Ohfune na síntese de helenalina, um poderoso medicamento anticancerígeno, em um processo de 40 etapas. Esta síntese de 40 etapas deu um rendimento médio notável de cerca de 90% para cada etapa, o que ainda resultou em um rendimento global de apenas cerca de 1,5%.

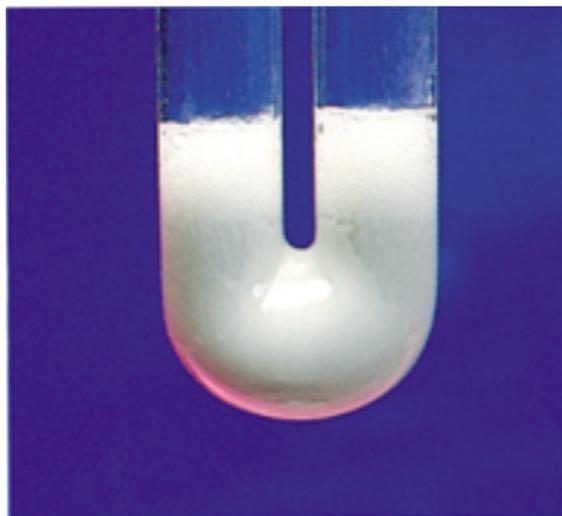
3-6 CONCENTRAÇÕES DE SOLUÇÕES

Muitas reações químicas são mais convenientemente realizadas com os reagentes misturados em solução e não como substâncias puras. Uma **solução** é uma mistura homogênea, no nível molecular, de duas ou mais substâncias. Soluções simples geralmente consistem em uma substância, o **soluto**, dissolvido em outra substância, o **solvente**. As soluções usadas no laboratório são geralmente líquidas, e o solvente é frequentemente água. São as chamadas **soluções aquosas**. Por exemplo, soluções de ácido clorídrico podem ser preparadas pela dissolução de cloreto de hidrogênio (HCl , um gás à temperatura ambiente e pressão atmosférica) em água. Soluções de hidróxido de sódio são preparadas dissolvendo NaOH sólido em água.

Muitas vezes usamos soluções para fornecer os reagentes para reações químicas. As soluções permitem a mistura mais íntima das substâncias reagentes no nível molecular,

muito mais do que seria possível na forma sólida. (Um exemplo prático é o desentupidor de ralos, mostrado na foto). Às vezes, ajustamos as concentrações das soluções para acelerar ou desacelerar a velocidade de uma reação. Nesta seção estudamos métodos para expressar as quantidades dos vários componentes presentes em uma determinada quantidade de solução.

As **concentrações** das soluções são expressas tanto em termos da quantidade de soluto presente em uma dada massa ou volume de *solução*, como quanto à quantidade de soluto dissolvida em uma dada massa ou volume do *solvente*.



O hidróxido de sódio e o alumínio em alguns limpadores de ralos não reagem enquanto estão armazenados na forma sólida. Quando a água é adicionada, o NaOH se dissolve e começa a agir sobre a graxa retida. Ao mesmo tempo, NaOH e Al reagem para produzir gás H₂; a turbulência resultante ajuda a desalojar o bloqueio. Assim, você percebe por que o recipiente que os contém deve ser mantido bem fechado?

Porcentagem em massa

As concentrações de soluções podem ser expressas em termos de porcentagem em massa de soluto, que dá a massa de soluto por 100 unidades de massa de solução. O grama é a unidade de massa usual.

$$\text{porcentagem do soluto} = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa da solução}} \times 100\%$$

$$\text{porcentagem} = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa do soluto} + \text{massa do solvente}} \times 100\%$$

Assim, uma solução que é 10,0% de gluconato de cálcio, $\text{Ca}(\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_7)_2$, em massa contém 10,0 gramas de gluconato de cálcio em 100,0 gramas de *solução*. Isso pode ser descrito como 10,0 gramas de gluconato de cálcio em 90,0 gramas de água. A densidade de uma solução a 10,0% de gluconato de cálcio é 1,07 g/mL, então 100 mL de uma solução de gluconato de cálcio a 10,0% tem uma massa de 107 gramas. Observe que 100 gramas de uma solução geralmente *não* ocupam 100 mL. A menos que especificado de outra forma, porcentagem significa porcentagem em *massa* e a água é o solvente.

EXEMPLO 3-13 Por cento de soluto

Calcule a massa de sulfato de níquel(II), NiSO_4 , contida em 200 g de uma solução a 6,00% de NiSO_4 .

Plano

A informação percentual nos diz que a solução contém 6,00 gramas de NiSO_4 por 100 gramas de solução. A informação desejada é a massa de NiSO_4 em 200 gramas de solução. Um fator unitário é construído colocando 6,00 gramas de NiSO_4 sobre 100 gramas de solução.

A multiplicação da massa da solução, 200 gramas, por este fator unitário dá a massa de NiSO_4 na solução.

Solução:

$$\underline{?} \text{ g NiSO}_4 = 200. \text{ g soln} \times \frac{6.00 \text{ g NiSO}_4}{100. \text{ g soln}} = 12.0 \text{ g NiSO}_4$$

EXEMPLO 3-14 Massa de Solução

Uma solução de NiSO_4 a 6,00% contém 40,0 g de NiSO_4 . Calcule a massa da solução.

Plano

Colocando 100, g de solução sobre 6,00 g de NiSO_4 dá o fator de unidade desejado.

Solução:

$$\underline{?} \text{ g soln} = 40.0 \text{ g NiSO}_4 \times \frac{100. \text{ g soln}}{6.00 \text{ g NiSO}_4} = 667 \text{ g soln}$$

EXEMPLO 3-15 Massa de Soluto

Calcule a massa de NiSO_4 presente em 200, mL de uma solução de NiSO_4 a 6,00%. A densidade da solução é 1,06 g/mL a 25 °C.

Plano

O volume de uma solução multiplicado por sua densidade dá a massa da solução (veja a Seção 1-11). A massa da solução é então multiplicada pela fração de massa devido ao NiSO_4 (6,00 g NiSO_4 /100. g soln) para dar a massa de NiSO_4 em 200 mL de solução.

Solução

$$\underline{\quad} \text{ g NiSO}_4 = 200. \text{ mL soln} \times \underbrace{\frac{1.06 \text{ g soln}}{1.00 \text{ mL soln}}}_{212 \text{ g soln}} \times \frac{6.00 \text{ g NiSO}_4}{100. \text{ g soln}} = 12.7 \text{ g NiSO}_4$$

EXEMPLO 3-16 Porcentagem de soluto e Densidade

Que volume de uma solução com 15,0% de nitrato de ferro(III) contém 30,0 g de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$? A densidade da solução é 1,16 g/mL a 25 °C.

Plano

Dois fatores unitários relacionam a massa de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ e a massa da solução, 15,0 g $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ /100 g e 100 g/15,0 g $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. O segundo fator converte gramas de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ em gramas de solução.

Solução:

$$\underline{\quad} \text{ mL soln} = 30.0 \text{ g Fe}(\text{NO}_3)_3 \times \underbrace{\frac{100. \text{ g soln}}{15.0 \text{ g Fe}(\text{NO}_3)_3}}_{200 \text{ g soln}} \times \frac{1.00 \text{ mL soln}}{1.16 \text{ g soln}} = 172 \text{ mL}$$

Observe que a resposta não é 200 mL, mas consideravelmente menor porque 1,00 mL de solução tem uma massa de 1,16 gramas; no entanto, 172 mL da solução tem uma massa de 200 g.

Molaridade

Molaridade (M), ou concentração molar, é uma unidade comum para expressar as concentrações de soluções. A molaridade é definida como o número de moles de soluto por litro de solução:

$$\text{molaridade} = \frac{\text{numero de moles do soluto}}{\text{numero de litros de solução}}$$

Para preparar um litro de uma solução um molar, um mol de soluto é colocado em um balão volumétrico de um litro, adiciona-se solvente suficiente para dissolver o soluto e o solvente é então adicionados até que o volume da solução seja exatamente um litro. Os alunos às vezes fazem a erro de supor que uma solução molar contém um mol de soluto em um litro de solvente. Este não é o caso; um litro de solvente mais um mol de soluto geralmente tem um volume total superior a um litro. Uma solução 0,100 M contém 0,100 mol de soluto por litro de solução (Figura 3-2).

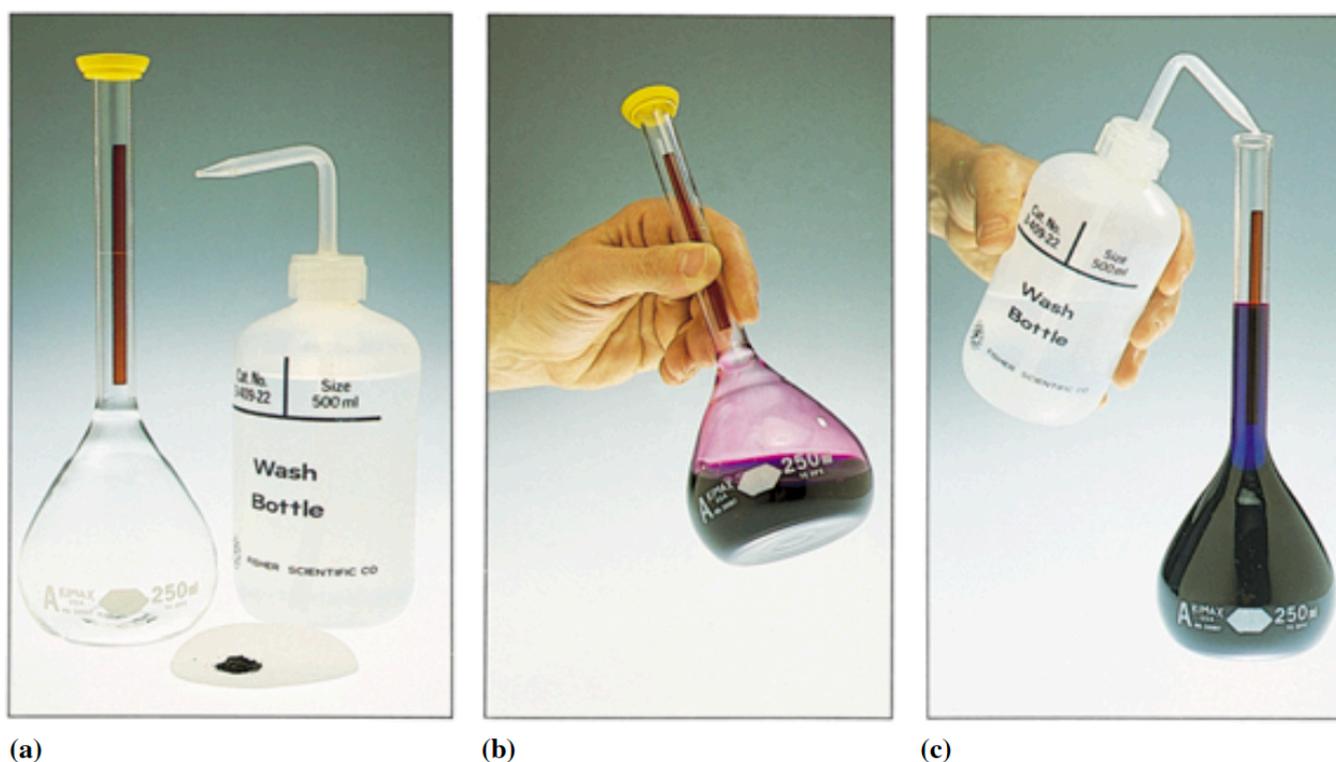


Figura 3-2. Preparação de solução 0,0100 M de KMnO_4 , permanganato de potássio. Uma amostra de 250 mL de solução de KMnO_4 0,0100 M contém 0,395 g de KMnO_4 (1 mol = 158 g). (a) 0,395 g de KMnO_4 (0,00250 mol) são cuidadosamente pesados e transferidos para um balão volumétrico de 250 mL. (b) O KMnO_4 é dissolvido em água. (c) H_2O destilada é adicionada ao balão volumétrico até que o volume da solução seja 250. mL. O frasco é então tampado e seu conteúdo é misturado completamente para dar uma solução homogênea.

EXEMPLO 3-17 Molaridade

Calcule a molaridade (M) de uma solução que contém 3,65 gramas de HCl em 2,00 litros de solução.

Plano

Nos é dado o número de gramas de HCl em 2,00 litros de solução. Aplicamos a definição de molaridade, lembrando-se de converter gramas de HCl em mols de HCl.

Solução:

$$\frac{? \text{ mol HCl}}{\text{L soln}} = \frac{3.65 \text{ g HCl}}{2.00 \text{ L soln}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} = 0.0500 \text{ mol HCl/L soln}$$

A concentração da solução de HCl é 0,0500 molar, e a solução é chamada 0,0500 M de ácido clorídrico. Um litro da solução contém 0,0500 mol de HCl.

EXEMPLO 3-18 Massa de Solute

Calcule a massa de Ba(OH)₂ necessária para preparar 2,50 L de uma solução de hidróxido de bário 0,0600 M.

Plano

O volume da solução, 2,50 L, é multiplicado pela concentração, 0,0600 mol Ba(OH)₂/L, para dar o número de moles de Ba(OH)₂. O número de moles de Ba(OH)₂ é então multiplicado pela massa de Ba(OH)₂ em um mol, 171,3 g Ba(OH)₂/mol Ba(OH)₂, para dar a massa de Ba(OH)₂ na solução.

Solução:

$$\begin{aligned} ? \text{ g Ba(OH)}_2 &= 2.50 \text{ L soln} \times \frac{0.0600 \text{ mol Ba(OH)}_2}{1 \text{ L soln}} \times \frac{171.3 \text{ g Ba(OH)}_2}{1 \text{ mol Ba(OH)}_2} \\ &= 25.7 \text{ g Ba(OH)}_2 \end{aligned}$$

As soluções de ácidos e bases que são vendidas comercialmente são muito concentradas para maioria dos usos laboratoriais. Muitas vezes diluímos essas soluções

antes de usá-las. Devemos saber a concentração molar de uma solução estoque antes de ser diluída. Isso pode ser calculado da gravidade específica e dos dados percentuais indicados no rótulo da garrafa.

EXEMPLO 3-19 Molaridade

Uma amostra de ácido sulfúrico comercial é 96,4% H₂SO₄ em massa e sua gravidade específica é 1,84. Calcule a molaridade desta solução de ácido sulfúrico.

Plano

A densidade de uma solução, gramas por mililitro, é numericamente igual à sua gravidade específica, então a densidade da solução é 1,84 g/mL. A solução é 96,4% H₂SO₄ em massa; portanto 100, g de solução contém 96,4 g de H₂SO₄ puro. A partir desta informação, podemos encontrar a molaridade de a solução. Primeiro, calculamos a massa de um litro de solução.

Solução:

$$\frac{? \text{ g soln}}{\text{L soln}} = \frac{1.84 \text{ g soln}}{\text{mL soln}} \times \frac{1000 \text{ mL soln}}{\text{L soln}} = 1.84 \times 10^3 \text{ g soln/L soln}$$

The solution is 96.4% H₂SO₄ by mass, so the mass of H₂SO₄ in one liter is

$$\frac{? \text{ g H}_2\text{SO}_4}{\text{L soln}} = \frac{1.84 \times 10^3 \text{ g soln}}{\text{L soln}} \times \frac{96.4 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100.0 \text{ g soln}} = 1.77 \times 10^3 \text{ g H}_2\text{SO}_4/\text{L soln}$$

The molarity is the number of moles of H₂SO₄ per liter of solution.

$$\frac{? \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{\text{L soln}} = \frac{1.77 \times 10^3 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{\text{L soln}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98.1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 18.0 \text{ mol H}_2\text{SO}_4/\text{L soln}$$

Assim, a solução é uma solução de 18,0 M H₂SO₄. Este problema também pode ser resolvido usando uma série de três fatores unitários.

$$\begin{aligned} \frac{? \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{\text{L soln}} &= \frac{1.84 \text{ g soln}}{\text{mL soln}} \times \frac{1000 \text{ mL soln}}{\text{L soln}} \times \frac{96.4 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g soln}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98.1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \\ &= 18.1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4/\text{L soln} = 18.1 \text{ M H}_2\text{SO}_4 \end{aligned}$$

3-7 DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

Lembre-se de que a definição de molaridade é o número de mols de soluto dividido pelo volume da solução em litros:

$$\text{molaridade} = \frac{\text{numero de moles de soluto}}{\text{numero de litros de solução}}$$

Multiplicando ambos os lados da equação pelo volume, obtemos:

$$\text{volume (em L)} \times \text{molaridade} = \text{número de mols de soluto}$$

A multiplicação do volume de uma solução, em litros, pela sua concentração molar dá a quantidade de soluto na solução.

Quando diluímos uma solução misturando-a com mais solvente, a quantidade de soluto presente não muda. Mas o volume e a concentração da solução mudam. Como o mesmo número de moles de soluto é dividido por um número maior de litros de solução, a molaridade diminui. Usando um subscrito 1 para representar a concentração original solução e um subscrito 2 para representar a solução diluída, obtemos:

$$\text{volume}_1 \times \text{molaridade}_1 = \text{número de mols de soluto} = \text{volume}_2 \times \text{molaridade}_2$$

ou

$$V_1 M_1 = V_2 M_2 \text{ (apenas para diluição)}$$

Esta expressão pode ser usada para calcular qualquer uma das quatro quantidades quando as outras três são conhecidas (Figura 3-3). Frequentemente precisamos de um certo volume de solução diluída de uma dada molaridade para uso em laboratório, e sabemos a concentração da solução disponível. Então podemos calcular a quantidade de solução inicial que deve ser usada para fazer a solução diluída.

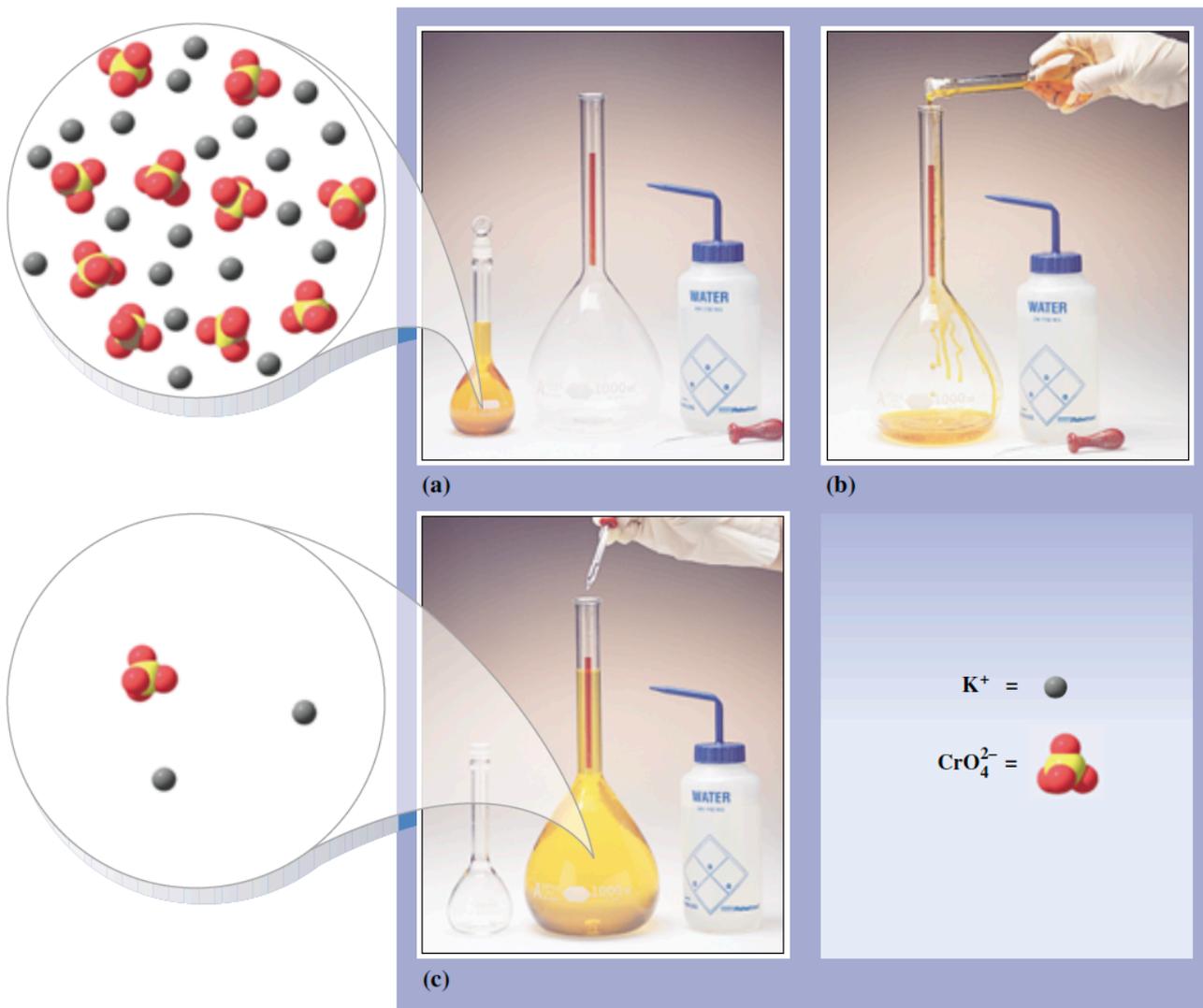


Figura 3-3. Diluição de uma solução. (a) Um balão volumétrico de 100 mL é cheio até a linha de calibração com uma solução de cromato de potássio 0,100 M, K_2CrO_4 . (b) A solução 0,100 M de K_2CrO_4 é transferida para um balão volumétrico de 1,00 L. O frasco menor é lavado com uma pequena quantidade de H_2O destilada. A solução de enxágue é adicionada à solução no frasco maior. Para garantir que toda a solução original de K_2CrO_4 seja transferida para o frasco maior, o frasco menor é enxaguado mais duas vezes e cada lavagem é adicionada à solução no frasco maior. (c) Água destilada é adicionada ao frasco de 1,00 L até que o nível do líquido coincida com sua linha de calibração. O frasco é tampado e seu conteúdo é bem misturado. A nova solução é 0,0100 M K_2CrO_4 . (100, mL de solução de K_2CrO_4 0,100 M foi diluída para 1000 mL.) Os 100 mL da solução original e os 1000 mL da solução final contêm a quantidade de K_2CrO_4 dissolvida nos 100 mL originais de K_2CrO_4 0,100 M.

EXEMPLO 3-20 Diluição

Quantos mililitros de H_2SO_4 18,0 M são necessários para preparar 1,00 L de uma solução 0,900 M de H_2SO_4 ?

Plano

O volume (1,00 L) e a molaridade (0,900 M) da solução final, bem como a molaridade (18,0 M) da solução original, são dadas. Portanto, a relação $V_1M_1 = V_2M_2$ pode ser usada, com o subscrito 1 para a solução ácida inicial e subscrito 2 para a solução diluída. Nós resolvemos:

$$V_1M_1 = V_2M_2 \text{ para } V_1$$

Solução

$$V_1 = \frac{V_2M_2}{M_1} = \frac{1.00 \text{ L} \times 0.900 \text{ M}}{18.0 \text{ M}} = 0.0500 \text{ L} = 50.0 \text{ mL}$$

A solução diluída contém $1,00 \text{ L} \times 0,900 \text{ M} = 0,900 \text{ mol}$ de H_2SO_4 , então 0,900 mol de H_2SO_4 também deve estar presente na solução concentrada original. De fato, $0,0500 \text{ L} \times 18,0 \text{ M} = 0,900 \text{ mol}$ de H_2SO_4 .

3-8 Usando soluções em reações químicas

Se pretendemos realizar uma reação em uma solução, devemos calcular as quantidades de soluções que precisamos. Se conhecemos a molaridade de uma solução, podemos calcular a quantidade de soluto contido em um volume especificado dessa solução. Este procedimento é ilustrado no Exemplo 3-21.

EXEMPLO 3-21 Quantidade de Solute

Calcule (a) o número de moles de H_2SO_4 e (b) o número de gramas de H_2SO_4 em 500 mL de uma solução 0,324 M de H_2SO_4 .

Plano

Como temos dois cálculos paralelos neste exemplo, escrevemos o plano para cada etapa antes que o cálculo seja feito.

Solução:

(a) O volume de uma solução em litros multiplicado por sua molaridade dá o número de moles do soluto, H_2SO_4 neste caso.

$$\underline{\quad} \text{ mol H}_2\text{SO}_4 = 0.500 \text{ L soln} \times \frac{0.324 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{\text{L soln}} = 0.162 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

(b) Podemos usar os resultados da parte (a) para calcular a massa de H_2SO_4 na solução.

$$\underline{\quad} \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 0.162 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \times \frac{98.1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 15.9 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

A massa de H_2SO_4 na solução pode ser calculada sem resolver explicitamente o número de moles de H_2SO_4 .

$$\underline{\quad} \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 0.500 \text{ L soln} \times \frac{0.324 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{\text{L soln}} \times \frac{98.1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 15.9 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Um dos usos mais importantes da molaridade relaciona-se com o volume de uma solução de concentração conhecida de um reagente à massa do outro reagente.

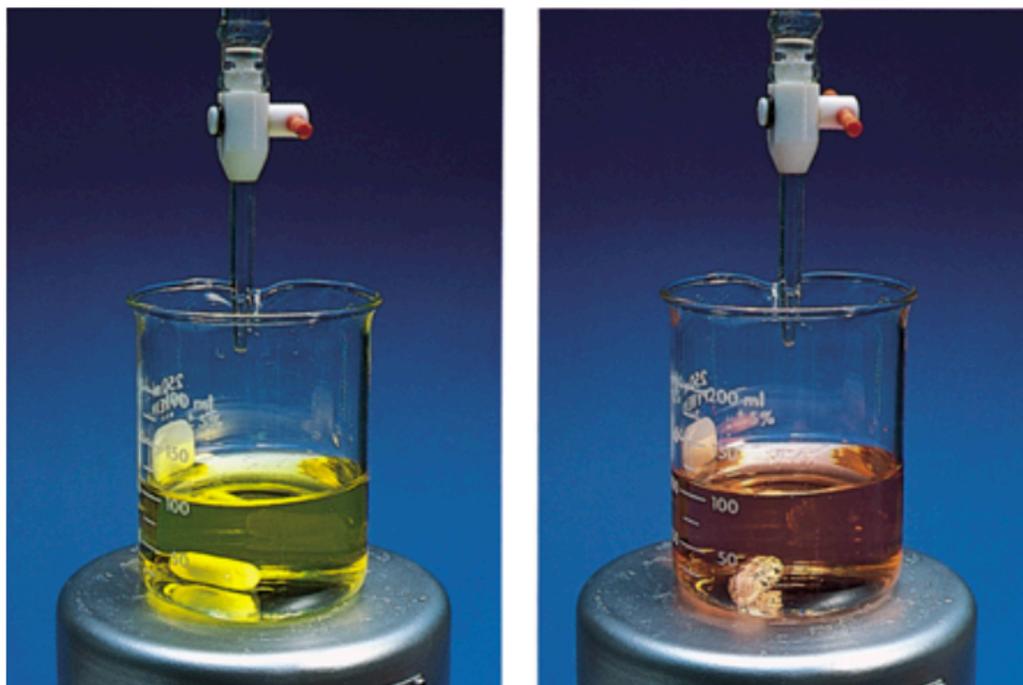
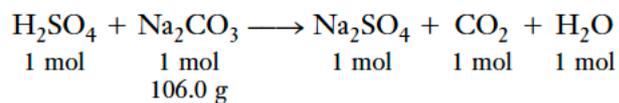
EXEMPLO 3-22 Estequiometria de Solução

Calcule o volume em litros e em mililitros de uma solução 0,324 M de ácido sulfúrico necessário reagir completamente com 2,792 gramas de Na_2CO_3 de acordo com a equação:



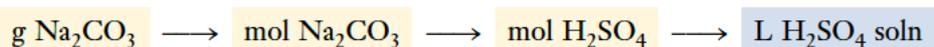
Plano

A equação balanceada nos diz que um mol de H_2SO_4 reage com um mol de Na_2CO_3 , e podemos escrever:



O indicador alaranjado de metila muda de amarelo, sua cor em soluções básicas, para laranja, sua cor em soluções ácidas, quando a reação no Exemplo 3-22 atinge a conclusão.

Convertemos (1) gramas de Na_2CO_3 em moles de Na_2CO_3 , (2) moles de Na_2CO_3 em moles de H_2SO_4 e (3) moles de H_2SO_4 para litros de solução de H_2SO_4 .



Solução:

$$\begin{aligned} \text{? L H}_2\text{SO}_4 &= 2.792 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106.0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ soln}}{0.324 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \\ &= 0.0813 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ soln} \quad \text{or} \quad 81.3 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ soln} \end{aligned}$$

Muitas vezes devemos calcular o volume de solução de molaridade conhecida que é necessário para reagir com um volume especificado de outra solução. Sempre examinamos o equilíbrio químico equação da reação para determinar a razão da reação, isto é, os números relativos de moles de reagentes.

EXEMPLO 3-23 Volume de Solução Necessário

Encontre o volume em litros e em mililitros de uma solução de NaOH 0,505 M necessária para reagir com 40,0 mL de solução de H₂SO₄ 0,505 M de acordo com a reação:

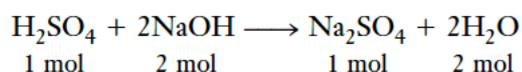


Plano

Trabalharemos este exemplo em várias etapas, declarando o “plano”, ou raciocínio, imediatamente antes de cada passo no cálculo. Em seguida, usaremos uma única configuração para resolver o problema.

Solução:

A equação balanceada nos diz que a razão da reação é de 1 mol de H₂SO₄ para 2 moles de NaOH.



A partir do volume e da molaridade da solução de H₂SO₄, podemos calcular o número de moles de H₂SO₄.

$$\underline{\quad} \text{ mol H}_2\text{SO}_4 = 0.0400 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ soln} \times \frac{0.505 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{\text{L soln}} = 0.0202 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

O número de moles de H₂SO₄ está relacionado ao número de moles de NaOH pela razão, 1 mol H₂SO₄/2 moles NaOH:

$$\underline{\quad} \text{ mol NaOH} = 0.0202 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0.0404 \text{ mol NaOH}$$

Agora podemos calcular o volume de uma solução de NaOH 0,505 M que contém 0,0404 mol de NaOH:

$$\underline{\quad} \text{ L NaOH soln} = 0.0404 \text{ mol NaOH} \times \frac{1.00 \text{ L NaOH soln}}{0.505 \text{ mol NaOH}} = 0.0800 \text{ L NaOH soln}$$

que normalmente chamamos de 80,0 mL de solução de NaOH.

Trabalhamos com o problema passo a passo; vamos resolvê-lo em uma única etapa.

$$\begin{array}{ccccccc} \text{L H}_2\text{SO}_4 \text{ soln} & \longrightarrow & \text{mol H}_2\text{SO}_4 & \longrightarrow & \text{mol NaOH} & \longrightarrow & \text{L NaOH} \\ \text{available} & & \text{available} & & \text{soln needed} & & \text{soln needed} \end{array}$$
$$\begin{aligned} \text{? L NaOH soln} &= 0.0400 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ soln} \times \frac{0.505 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{\text{L H}_2\text{SO}_4 \text{ soln}} \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \\ &\quad \times \frac{1.00 \text{ L NaOH soln}}{0.505 \text{ mol NaOH}} \\ &= 0.0800 \text{ L NaOH soln or } 80.0 \text{ mL NaOH soln} \end{aligned}$$
