

4.5 Concentrações de soluções

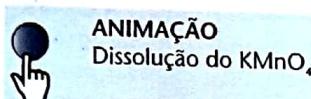
O comportamento das soluções geralmente depende não só da natureza dos solutos, mas também de suas concentrações. Os cientistas usam o termo **concentração** para designar a quantidade de soluto dissolvida em uma determinada quantidade de solvente ou solução. O conceito de concentração é intuitivo: quanto maior a quantidade de soluto dissolvido em certa quantia de solvente, mais concentrada a solução resultante. Em química normalmente precisamos expressar as concentrações de soluções de forma quantitativa.

Concentração em quantidade de matéria*

A concentração em quantidade de matéria (símbolo c) expressa a concentração da solução como a quantidade de matéria** do soluto em um litro de solução:

$$\text{Concentração em quantidade de matéria} = \frac{\text{quantidade de matéria de soluto}}{\text{volume de solução em litros}}$$

[4.33]



Uma solução de 1,00 mol/L (ou 1,00 c) contém 1,00 mol de soluto em cada litro da solução. A Figura 4.16 mostra a preparação de 250 mL de uma solução de 1,00 mol/L de CuSO₄ usando um balão volumétrico que está calibrado para comportar exatamente 250 mL. Primeiro, 0,250 mol de CuSO₄ (39,9 g) é pesado e colocado em um balão volumétrico. Adiciona-se água para dissolver o sal, e a

solução resultante é diluída para um volume total de 250 mL. A concentração em quantidade de matéria da solução é (0,250 mol de CuSO₄)/(0,250 L de solução) = 1,00 mol/L.

COMO FAZER 4.11

Calcule a concentração em quantidade de matéria de uma solução preparada a partir da dissolução de 23,4 g de sulfato de sódio (Na₂SO₄) em água suficiente para perfazer 125 mL de solução.

Solução

Análise: tendo sido dado o número de gramas de soluto (23,4 g), sua fórmula molecular (Na₂SO₄) e o volume da solução (125 mL), pede-se calcular a concentração em quantidade de matéria da solução.

Planejamento: podemos calcular a concentração usando a Equação 4.33. Para tanto, devemos converter o número de gramas de soluto em quantidade de matéria e o volume da solução de mililitros para litros.

Resolução: a quantidade de matéria de Na₂SO₄ é obtida a partir da sua massa molar.

$$\text{Quantidade de matéria de Na}_2\text{SO}_4 = (23,4 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4) \left(\frac{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4} \right) = 0,165 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4$$

Convertendo o volume da solução para litros:

$$\text{Litros de solução} = (125 \text{ mL}) \left(\frac{1 \text{ L}}{1.000 \text{ mL}} \right) = 0,125 \text{ L}$$

Assim, a concentração em quantidade de matéria é:

$$\text{Concentração em quantidade de matéria} = \frac{0,165 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4}{0,125 \text{ L de solução}} = 1,32 \frac{\text{mol de Na}_2\text{SO}_4}{\text{L de solução}} = 1,32 \text{ mol/L}$$

Conferência: uma vez que o numerador é apenas ligeiramente maior que o denominador, é razoável a resposta ser um pouco acima de 1 mol/L. A unidade (mol/L) é apropriada para a concentração em quantidade de matéria e três algarismos significativos são apropriados para a resposta porque cada dado tinha três algarismos significativos.

PRATIQUE

Calcule a concentração em quantidade de matéria de uma solução preparada a partir da dissolução de 5,00 g de glicose (C₆H₁₂O₆) em água suficiente para perfazer 100 mL de solução.

Resposta: 0,278 mol/L

* Anteriormente, como tradução de *molarity* usava-se o termo 'molaridade'. Hoje, no entanto, acredita-se que 'concentração em quantidade de matéria' é a tradução que melhor define esse termo (N. do T.).

** A tradução do termo *number of moles* também sofreu modificações ao longo do tempo. Anteriormente traduzido como 'número de mols', hoje é chamado 'quantidade de matéria' (N. do T.).

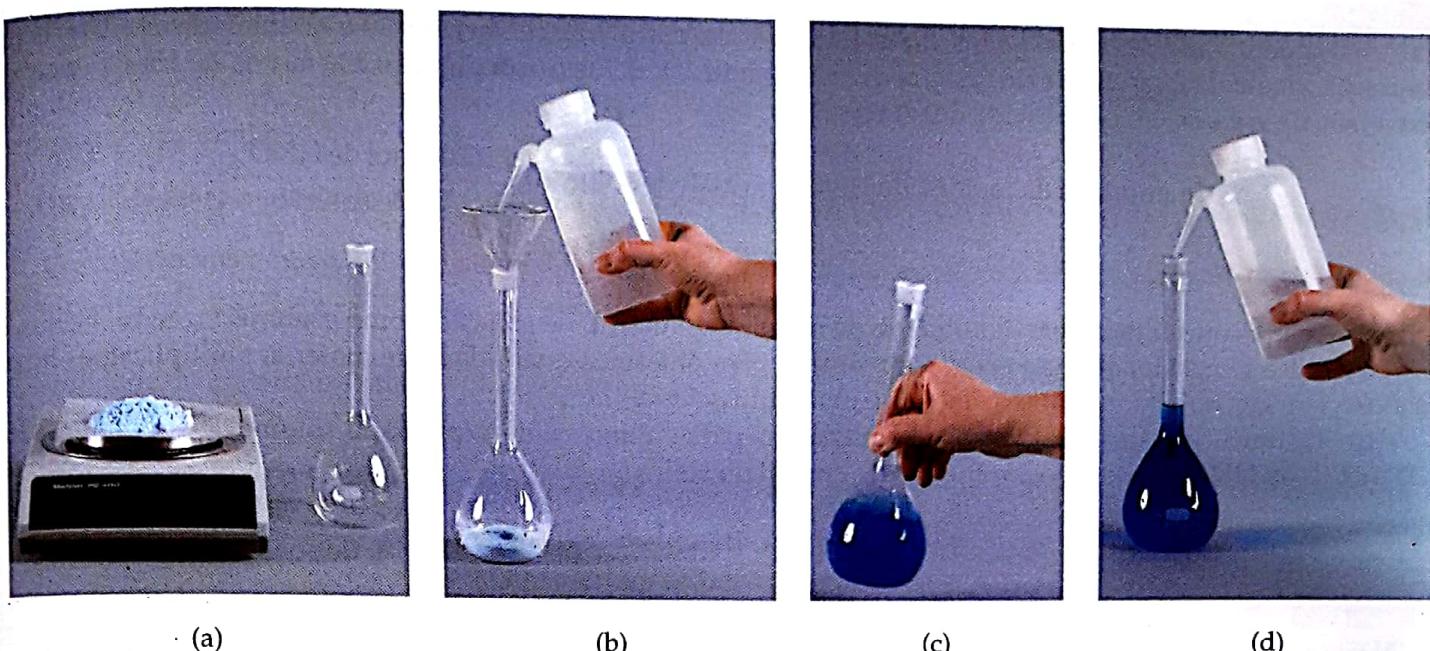


Figura 4.16 Procedimento para preparação de 0,250 L de uma solução de 1,00 mol/L de CuSO_4 . (a) Pese 0,250 mol (39,9 g) de CuSO_4 (massa molecular = 159,6 u). (b) Coloque o CuSO_4 (sólido) em um balão volumétrico de 250 mL e adicione uma pequena quantidade de água. (c) Dissolva o sólido girando o balão. (d) Adicione mais água até a solução atingir a marca da calibração gravada no gargalo do balão. Agite o balão tampado para garantir uma mistura completa.

Expressando a concentração de um eletrólito

Quando um composto iônico se dissolve, a concentração relativa dos íons produzidos na solução depende da fórmula química desses compostos. Por exemplo, uma solução de 1,0 mol/L de NaCl tem 1,0 mol/L de íons Na^+ e 1,0 mol/L de íons Cl^- . Analogamente, uma solução 1,0 mol/L de Na_2SO_4 tem 2,0 mol/L de íons Na^+ e 1,0 mol/L de íons SO_4^{2-} . Portanto, a concentração de uma solução eletrolítica pode ser especificada em termos dos compostos utilizados para preparar a solução (1,0 mol/L de Na_2SO_4) ou em termos dos íons que a solução contém (2,0 mol/L de Na^+ e 1,0 mol/L de SO_4^{2-}).

COMO FAZER 4.12

Quais são as concentrações em quantidade de matéria dos íons presentes em uma solução aquosa de 0,025 mol/L de nitrato de cálcio?

Solução

Análise: dada a concentração do composto iônico usado para preparar a solução, pede-se determinar as concentrações dos íons na solução.

Planejamento: podemos usar os índices inferiores na fórmula química do composto para determinar as concentrações relativas dos íons.

Resolução: o nitrato de cálcio é constituído de íons cálcio (Ca^{2+}) e íons nitrito (NO_3^-); logo, sua fórmula química é $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Como existem dois íons NO_3^- para cada íon Ca^{2+} no composto, cada molécula de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ que se dissolve dissocia-se em 1 mol de Ca^{2+} e 2 mols de NO_3^- . Uma solução que tem 0,025 mol/L de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ tem 0,025 mol/L de Ca^{2+} e $2 \times 0,025 \text{ mol/L} = 0,050 \text{ mol/L}$ de NO_3^- .

Conferência: a concentração de íons NO_3^- é duas vezes maior que a de íons Ca^{2+} , como o índice inferior 2 depois do NO_3^- na fórmula química sugere que deva ser.

PRATIQUE

Qual é a concentração em quantidade de matéria de íons K^+ em uma solução de 0,015 mol/L de carbonato de potássio?

Resposta: 0,030 mol/L de K^+ .

Conversão entre concentração em quantidade de matéria, quantidade de matéria e volume

A definição de concentração em quantidade de matéria (Equação 4.33) contém três grandezas — concentração em quantidade de matéria, quantidade de matéria do soluto e litros de solução. Se conhecemos duas dessas três, podemos calcular a terceira. Por exemplo, se conhecemos a concentração em quantidade de matéria de uma solução, podemos calcular a quantidade de matéria do soluto em determinado volume. Conseqüentemente, a concen-

tração em quantidade de matéria é um fator de conversão entre volume da solução e quantidade de matéria do soluto. O cálculo da quantidade de matéria de HNO_3 em 2,0 L de uma solução de 0,200 mol/L de HNO_3 ilustra a conversão de volume em quantidade de matéria:

$$\text{Quantidade de matéria de } \text{HNO}_3 = (2,0 \text{ L de solução}) = \frac{0,200 \text{ mol de } \text{HNO}_3}{1 \text{ L de solução}} \\ = 0,40 \text{ mol de } \text{HNO}_3$$

Expressar a concentração em quantidade de matéria em mol/L de solução, como estamos fazendo, facilita o uso da análise dimensional nessa conversão. Assim, para obtermos quantidade de matéria, multiplicamos litros pela concentração em quantidade de matéria: mol = litros \times mol/litros.

Para ilustrar a conversão de quantidade de matéria para volume, vamos calcular o volume de uma solução de 0,30 mol/L de HNO_3 necessário para fornecer 2,0 mol de HNO_3 :

$$\text{Litros de solução} = (2,0 \text{ mol de } \text{HNO}_3) \left(\frac{1 \text{ L de solução}}{0,30 \text{ mol de } \text{HNO}_3} \right) = 6,7 \text{ L de solução}$$

Nesse caso, devemos usar a recíproca de concentração em quantidade de matéria na conversão: litros = mol \times 1/c.

COMO FAZER 4.13

Quantos gramas de Na_2SO_4 são necessários para preparar 0,350 L 0,500 mol/L de Na_2SO_4 ?

Solução

Análise: dados o volume da solução (0,350 L), sua concentração (0,500 mol/L) e a identidade do soluto (Na_2SO_4), pede-se calcular o número de gramas de soluto na solução.

Planejamento: podemos usar a definição de concentração em quantidade de matéria (Equação 4.33) para determinar a quantidade de matéria de soluto e converter a quantidade de matéria para gramas usando a massa molar do soluto:

$$c_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{\text{quantidade de matéria de } \text{Na}_2\text{SO}_4}{\text{litros de solução}}$$

Resolução: calculando a quantidade de matéria de Na_2SO_4 e usando a concentração em quantidade de matéria e o volume da solução, obtém-se:

$$\text{Quantidade de matéria de } \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{litros da solução} \times c_{\text{Na}_2\text{SO}_4}$$

$$= 0,350 \text{ L de solução} \left(\frac{0,500 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L de solução}} \right) \\ = 0,175 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

Uma vez que a massa molar de Na_2SO_4 é 142 g, o número de gramas de Na_2SO_4 necessário é:

$$\text{Gramas de } \text{Na}_2\text{SO}_4 = (0,175 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{SO}_4) \left(\frac{142 \text{ g de } \text{Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{SO}_4} \right) = 24,9 \text{ g de } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

Conferência: o valor da resposta, as unidades e o número de algarismos significativos são todos apropriados.

PRATIQUE

(a) Quantos gramas de Na_2SO_4 existem em 15 mL de Na_2SO_4 0,50 mol/L de Na_2SO_4 ? (b) Quantos mililitros de solução 0,50 mol/L de Na_2SO_4 são necessários para fornecer 0,038 mol desse sal?

Respostas: (a) 1,1 g; (b) 76 mL.

Diluição

As soluções usadas rotineiramente em laboratórios são em geral compradas ou preparadas na forma concentrada (chamadas *soluções estoque*). O ácido clorídrico, por exemplo, é comprado como uma solução de 12 mol/L (HCl concentrado). As soluções de concentrações mais baixas podem, então, ser obtidas pela adição de água, processo chamado **diluição**.³

ANIMAÇÃO
Preparação de solução por diluição

³ Ao diluir-se um ácido ou uma base concentrada, o ácido ou a base devem ser adicionados à água e diluídos adicionando-se mais água. Essa adição, feita diretamente a ácidos ou bases concentradas, pode causar respingamento por causa do intenso calor gerado.

Para ilustrar a preparação de uma solução diluída a partir de uma solução concentrada, vamos supor que queremos preparar 250 mL (isto é, 0,250 L) de uma solução de 0,100 mol/L de CuSO_4 por diluição de uma solução estoque de 1,00 mol/L de CuSO_4 . Quando o solvente é adicionado à solução, a quantidade de matéria do soluto permanece inalterada.

$$\text{Quantidade de matéria de soluto antes da diluição} = \text{quantidade de matéria do soluto após a diluição} \quad [4.34]$$

Como sabemos tanto o volume quanto a concentração da solução diluída, podemos calcular a quantidade de matéria de CuSO_4 que ela contém.

$$\text{Quantidade de matéria na solução diluída} = (0,250 \text{ L de solução}) \left(0,100 \frac{\text{mol de CuSO}_4}{\text{L de solução}} \right) = 0,0250 \text{ mol de CuSO}_4$$

Agora podemos calcular o volume da solução concentrada necessário para fornecer 0,0250 mol de CuSO_4 :

$$1 \text{ L de solução conc.} = (0,0250 \text{ mol de CuSO}_4) \left(\frac{1 \text{ L de solução}}{1,00 \text{ mol de CuSO}_4} \right) = 0,0250 \text{ L}$$

Essa diluição é obtida retirando-se 0,0250 L (isto é, 25,0 mL) da solução, 1,00 mol/L usando de uma pipeta, adicionando-a a um balão volumétrico de 250 mL e depois diluindo-a para o volume final de 250 mL, como mostrado na Figura 4.17. Observe que a solução diluída tem cor menos intensa que a solução concentrada.

Em situações de laboratório, cálculos desse tipo, são em geral feitos rapidamente com uma única equação que pode ser derivada, lembrando que a quantidade de matéria de soluto é a mesma tanto na solução concentrada como na diluída, e que a quantidade de matéria = concentração em quantidade de matéria \times litros:

$$\text{Quantidade de matéria do soluto na solução conc.} = \text{quantidade de matéria na solução diluída}$$

$$c_{\text{conc}} \times V_{\text{conc}} = c_{\text{dil}} \times V_{\text{dil}} \quad [4.35]$$

A concentração em quantidade de matéria de uma solução estoque mais concentrada (c_{conc}) é sempre maior do que a concentração em quantidade de matéria da solução diluída (c_{dil}). Uma vez que o volume da solução aumenta com a diluição, V_{dil} é sempre maior do que V_{conc} . Apesar de a Equação 4.35 estar derivada em termos de litros, qualquer unidade de volume pode ser usada, desde que a mesma unidade seja usada em ambos os lados da equação. Por exemplo, no cálculo que fizemos para a solução de CuSO_4 , temos

$$(1,00 \text{ mol/L})(V_{\text{conc}}) = (0,100 \text{ mol/L})(250 \text{ mL})$$

Resolvendo para V_{conc} , obtém-se $V_{\text{conc}} = 25,0 \text{ mL}$ como anteriormente.

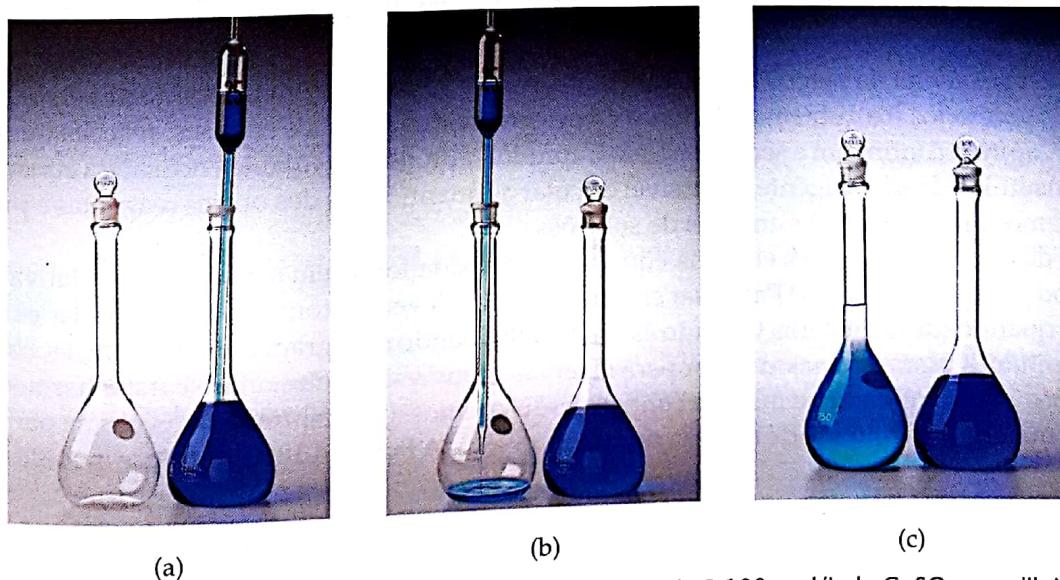


Figura 4.17 Procedimento para preparação de 250 mL de uma solução de 0,100 mol/L de CuSO_4 por diluição de uma solução de 1,00 mol/L de CuSO_4 . (a) Tome 25,0 mL de uma solução de 1,00 mol/L com uma pipeta. (b) Adicione essa alíquota a um balão volumétrico de 250 mL. (c) Adicione água para diluir a solução até um volume total de 250 mL.

COMO FAZER 4.14

Quantos mililitros de 3,00 mol/L de H_2SO_4 são necessários para preparar 450 mL de H_2SO_4 0,10 mol/L de H_2SO_4 ?

Solução

Análise: precisamos diluir uma solução concentrada. Foram dados a concentração em quantidade de matéria de uma solução mais concentrada (3,0 mol/L) e o volume e a concentração em quantidade de matéria de uma solução mais diluída contendo o mesmo soluto (450 mL de uma solução de 0,10 mol/L). Devemos calcular o volume da solução concentrada necessário para preparar a solução diluída.

Planejamento: podemos calcular a quantidade de matéria do soluto, H_2SO_4 , na solução diluída e em seguida calcular o volume da solução concentrada necessário para fornecer essa quantidade de soluto. Alternativamente, podemos aplicar diretamente a Equação 4.35. Vamos comparar os dois métodos.

Resolução: calculando a quantidade de matéria de H_2SO_4 na solução diluída:

$$\text{Quantidade de matéria de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ na solução diluída} = (0,450 \text{ L de solução}) \left(\frac{0,10 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L de solução}} \right) = 0,045 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Calculando o volume da solução concentrada que contém 0,045 mol de H_2SO_4 :

$$L \text{ de solução conc.} = (0,045 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4) \left(\frac{1 \text{ L de solução}}{3,0 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4} \right) = 0,015 \text{ L de solução}$$

Convertendo litros para mililitros, obtém-se 15 mL.

Se aplicarmos a Equação 4.35, conseguiremos o mesmo resultado:

$$(3,0 \text{ mol/L})(V_{\text{conc}}) = (0,10 \text{ mol/L})(450 \text{ mL})$$

$$V_{\text{conc}} = \frac{(0,10 \text{ mol/L})(450 \text{ mL})}{3,0 \text{ mol/L}} = 15 \text{ mL}$$

Qualquer que seja o método, vemos que se começarmos com 15 mL de solução de 3,0 mol/L de H_2SO_4 e a diluirmos para um volume total de 450 mL, obteremos a solução de 0,10 mol/L desejada.

Conferência: o cálculo do volume parece razoável porque um volume pequeno de uma solução concentrada é usado para preparar um volume grande de uma solução diluída.

PRATIQUE

(a) Qual é o volume de uma solução de nitrato de chumbo de 2,50 mol/L que contém 0,0500 mol de Pb^{2+} ? (b) Quantos mililitros de uma solução de 5,0 mol/L de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ devem ser diluídos para preparar 250 mL de uma solução 0,10 de mol/L? (c) Se 10,0 mL de uma solução estoque de 10,0 mol/L de NaOH são diluídos para 250 mL, qual é a concentração da solução resultante?

Respostas: (a) 0,0200 L = 20,0 mL; (b) 5,0 mL; (c) 0,40 mol/L.

4.6 Estequiometria de soluções e análise química

Imagine que você tenha de determinar as concentrações de vários íons em uma amostra de água de um lago. Apesar de vários métodos instrumentais terem sido desenvolvidos para tais análises, reações químicas como as descritas nesse capítulo continuam a ser usadas. No Capítulo 3 aprendemos que se você sabe a equação química e a quantidade consumida de um reagente, é possível calcular as quantidades dos outros reagentes e produtos. Nesta seção exploraremos brevemente tais análises de soluções.

Lembre-se de que os coeficientes em uma equação balanceada fornecem a quantidade relativa de matéria de reagentes e produtos. (Seção 3.6) Para usar essa informação, devemos converter as quantidades de substâncias envolvidas em quantidade de matéria. Quando estamos trabalhando com gramas de substâncias, como estávamos fazendo no Capítulo 3, usamos a massa molar para fazer essa conversão. Entretanto, se trabalharmos com soluções de concentrações em quantidade de matéria conhecidas, usaremos a concentração e o volume para determinar a quantidade de matéria (quantidade de matéria do soluto = $c \times L$). A Figura 4.18 resume esse método para usar este-quiometria.

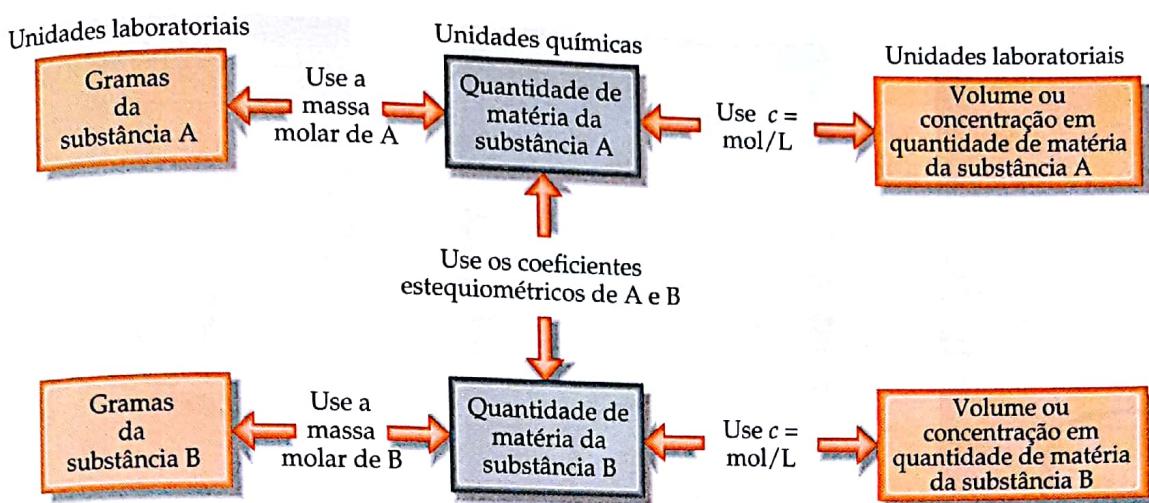


Figura 4.18 Esboço do procedimento usado para resolver problemas estequiométricos que envolvam unidades de massa medidas (laboratório), concentração (concentração em quantidade de matéria) ou volume.

COMO FAZER 4.15

Quantos gramas de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ são necessários para neutralizar 25,0 mL de 1,00 mol/L de HNO_3 ?

Solução

Análise: os reagentes são um ácido, HNO_3 , e uma base, $\text{Ca}(\text{OH})_2$. O volume e a concentração em quantidade de matéria de HNO_3 são dados e pergunta-se quantos gramas de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ são necessários para neutralizar essa quantidade de HNO_3 .

Planejamento: podemos usar a concentração em quantidade de matéria e o volume da solução de HNO_3 para calcular a quantidade de matéria de HNO_3 . Usamos a equação balanceada para relacionar a quantidade de matéria de HNO_3 com a quantidade de matéria de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Finalmente, podemos converter quantidade de matéria de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ para gramas. Essas etapas podem ser resumidas como a seguir:

$$\text{L}_{\text{HNO}_3} \times \text{c}_{\text{HNO}_3} \Rightarrow \text{mol de HNO}_3 \Rightarrow \text{mol de Ca}(\text{OH})_2 \Rightarrow \text{g de Ca}(\text{OH})_2$$

Resolução: o produto da concentração em quantidade de matéria de uma solução pelo seu volume em litros dá a quantidade de matéria do soluto:

$$\begin{aligned} \text{Quantidade de matéria de HNO}_3 &= \text{L}_{\text{HNO}_3} \times \text{c}_{\text{HNO}_3} = (0,0250 \text{ L}) \left(0,100 \frac{\text{mol de HNO}_3}{\text{L}} \right) \\ &= 2,50 \times 10^{-3} \text{ mol de HNO}_3 \end{aligned}$$

Como essa é uma reação de neutralização ácido-base, HNO_3 e $\text{Ca}(\text{OH})_2$ reagem para formar H_2O e o sal contendo Ca^{2+} e NO_3^- :



Portanto, 2 mols de $\text{HNO}_3 \approx 1$ mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Conseqüentemente,

$$\begin{aligned} \text{Gramas de Ca}(\text{OH})_2 &= (2,50 \times 10^{-3} \text{ mol de HNO}_3) \left(\frac{1 \text{ mol de Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol de HNO}_3} \right) \left(\frac{74,1 \text{ g de Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol de Ca}(\text{OH})_2} \right) \\ &= 0,926 \text{ g de Ca}(\text{OH})_2 \end{aligned}$$

Conferência: o resultado é razoável. Um volume pequeno de ácido diluído requer apenas uma pequena quantidade de base para neutralizá-lo.

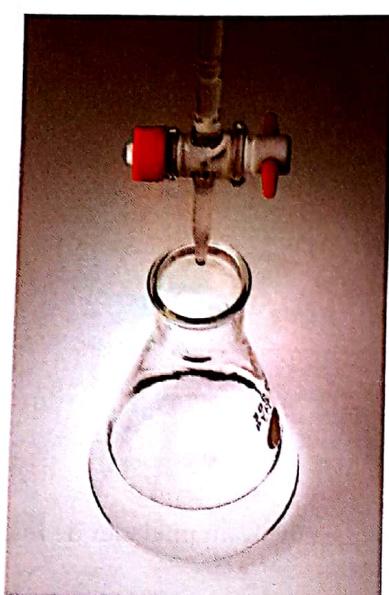
PRATIQUE

- (a) Quantos gramas de NaOH são necessários para neutralizar 20,0 mL de uma solução de 0,150 mol/L de H_2SO_4 ?
 (b) Quantos litros de $\text{HCl}(aq)$ são necessários para reagir completamente com 0,100 mol de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(aq)$, formando um precipitado de $\text{PbCl}_2(s)$?

Respostas: (a) 0,240 g; (b) 0,400 L.

Titulações

Para determinar a concentração de determinado soluto em uma solução, os químicos geralmente realizam uma titulação, que envolve combinar uma amostra de solução com uma solução reagente de concentração



(a)



(b)



(c)

Figura 4.19 Mudança na aparência de uma solução contendo o indicador fenolf taleína quando a base é adicionada. Antes do ponto final, a solução é incolor (a). À medida que se aproxima do ponto final, uma cor rosa-clara se forma onde a base é adicionada (b). No ponto final, cor rosa clara se estende por toda a solução após agitação. Quanto mais base for adicionada, mais se intensifica da cor rosa (c).



ANIMAÇÃO Titulação ácido-base

conhecida, chamada **solução padrão**. As titulações podem ser conduzidas usando reações ácido–base, precipitação ou oxirredução. Suponha que temos uma solução de HCl com concentração desconhecida e uma solução de NaOH cuja concentração é 0,100 mol/L. Para determinar a concentração

da solução de HCl, tomamos determinado volume dessa solução, digamos, 20,0 mL. Adicionamos lentamente a solução padrão de NaOH até que a reação de neutralização entre HCl e NaOH seja completa. O ponto no qual as quantidades estequiométricas se equivalem é conhecido como **ponto de equivalência** ou **ponto de viragem** da titulação.



ATIVIDADE Titulação ácido-base

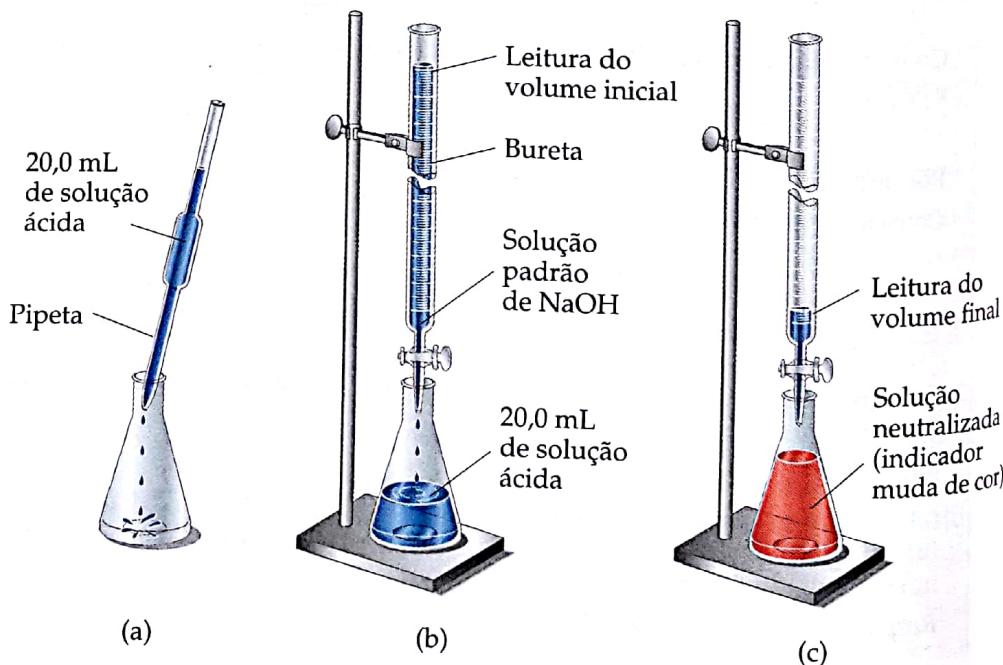
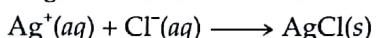


Figura 4.20 Procedimento para a titulação de ácido com uma solução padronizada de NaOH. (a) Uma quantidade conhecida de ácido é adicionada ao erlenmeyer. (b) Um indicador ácido–base é adicionado, e o NaOH padronizado é adicionado a partir de uma bureta. (c) O ponto de equivalência é sinalizado pela mudança de cor do indicador.

Para que se faça a titulação de uma solução desconhecida com uma solução padrão, é necessário encontrar alguma maneira de se determinar quando o ponto de equivalência da titulação foi atingido. Em uma titulação ácido-base, a tintura conhecida como fenolftaleína é incolor em soluções ácidas, mas rosa em soluções básicas. Se adicionamos fenolftaleína a uma solução desconhecida de ácido, a solução ficará incolor, como visto na Figura 4.19(a). Podemos, então, adicionar base a partir de uma bureta até a solução praticamente de incolor tonar-se rosa, como visto na Figura 4.19(b). Essa mudança de cor indica que o ácido foi completamente neutralizado e que não existe mais ácido para reagir com a gota de base que fez com que a solução ficasse colorida. A solução, consequentemente, torna-se básica, e a tintura, rosa. A mudança de cor sinaliza o *ponto final* da titulação, que geralmente é muito próximo do ponto de equivalência. Deve-se ser cuidadoso ao escolher os indicadores cujos pontos finais correspondam ao ponto de equivalência da titulação. Abordaremos esse problema no Capítulo 17. O procedimento de titulação está resumido na Figura 4.20.

COMO FAZER 4.16

A quantidade de Cl^- em um reservatório de água é determinada titulando-se a amostra com Ag^+ .



(a) Quantos gramas de íon cloreto existem em uma amostra de água se são necessários 20,2 mL de 0,100 mol/L de Ag^+ para reagir com todo o cloreto na amostra? (b) Se a amostra tem uma massa de 10,0 g, qual a porcentagem de Cl^- presente?

Solução

Análise: dados o volume (20,2 mL) e a concentração em quantidade de matéria (0,100 mol/L) de uma solução de Ag^+ e a equação química para a reação desse íon com o Cl^- na amostra, pede-se primeiro calcular o número de gramas de Cl^- na amostra e, em segundo, calcular a massa percentual de Cl^- na amostra.

(a) Planejamento: começamos usando o volume e a concentração em quantidade de matéria de Ag^+ para calcular a quantidade de matéria usada na titulação. Podemos usar a equação balanceada para determinar a quantidade de matéria de Cl^- e, a partir dela, as gramas de Cl^- .

Resolução:

$$\begin{aligned} \text{Quantidade de matéria de } \text{Ag}^+ &= (20,2 \text{ mL de solução}) \left(\frac{1 \text{ L de solução}}{1.000 \text{ mL de solução}} \right) \left(0,100 \frac{\text{mol de Ag}^+}{\text{L de solução}} \right) \\ &= 2,02 \times 10^{-3} \text{ mol de Ag}^+ \end{aligned}$$

A partir da equação balanceada vemos que 1 mol de $\text{Ag}^+ \approx 1$ mol de Cl^- . Usando essa informação e a massa molar do Cl, temos

$$\text{Gramas de Cl}^- = (2,02 \times 10^{-3} \text{ mol de Ag}^+) \left(\frac{1 \text{ mol de Cl}^-}{1 \text{ mol de Ag}^+} \right) \left(\frac{35,5 \text{ g de Cl}^-}{1 \text{ mol de Cl}^-} \right) = 7,17 \times 10^{-2} \text{ g de Cl}^-$$

(b) Planejamento: para calcular a porcentagem de Cl^- na amostra, comparamos o número de gramas de Cl^- nela, $7,17 \times 10^{-2}$ g, com a massa original da amostra, 10,0 g.

Resolução:

$$\% \text{Cl}^- = \frac{7,17 \times 10^{-2} \text{ g}}{10,0 \text{ g}} \times 100\% = 0,717\% \text{ de Cl}^-$$

Comentário: o íon cloreto é um dos íons mais comuns na água e no esgoto. A água do oceano contém 1,92% de Cl^- . Se ela terá um gosto salgado vai depender dos outros íons presentes. Se os únicos contra-íons são Na^+ , o gosto salgado será detectado com uma concentração tão baixa quanto 0,03% de Cl^- .

PRATIQUE

Uma amostra de minério de ferro é dissolvida em ácido e o ferro é convertido a Fe^{2+} . A amostra é titulada com 47,20 mL de uma solução de 0,02240 mol/L de MnO_4^- . A reação de oxirredução que ocorre durante a titulação é a seguinte: $\text{MnO}_4^-(aq) + 5\text{Fe}^{2+}(aq) + 8\text{H}^+(aq) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 5\text{Fe}^{3+}(aq) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$. (a) Qual foi a quantidade de matéria de MnO_4^- adicionada à amostra? (b) Qual é a quantidade de matéria de Fe^{2+} existente na amostra? (c) Quantos gramas de ferro há na amostra? (d) Se a amostra tinha uma massa de 0,8890 g, qual é a porcentagem de ferro na amostra?

Respostas: (a) $1,057 \times 10^{-3}$ mol de MnO_4^- ; (b) $5,286 \times 10^{-3}$ mol de Fe^{2+} ; (c) 0,2952 g; (d) 33,21%.

COMO FAZER 4.17

Um método comercial usado para descascar batatas é afundá-las em uma solução de NaOH por curto período, removê-las da solução e retirar a casca com jatos de água. A concentração do NaOH fica normalmente na faixa entre 3 e 6 mol/L. NaOH é analisado periodicamente. Em uma dessas análises, foram necessários 45,7 mL de 0,500c de H₂SO₄ para neutralizar 20,0 mL de uma amostra de solução de NaOH. Qual é a concentração da solução de NaOH?

Solução

Análise: dados o volume (45,7 mL) e a concentração em quantidade de matéria (0,500 mol/L) de uma solução de H₂SO₄ que reage por completo com 20,0 mL de uma amostra de NaOH, pede-se calcular a concentração em quantidade de matéria da solução de NaOH.

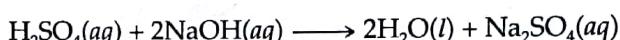
Planejamento: podemos usar o volume e a concentração em quantidade de matéria de H₂SO₄ para calcular a quantidade de matéria dessa substância. Usaremos essa quantidade e a equação balanceada para a reação para calcular a quantidade de matéria de NaOH. Finalmente, podemos usar a quantidade de matéria de NaOH e o volume dessa solução para calcular a concentração em quantidade de matéria.

Resolução: a quantidade de matéria de H₂SO₄ é dada pelo produto do volume pela concentração em quantidade de matéria dessa solução:

$$\text{Quantidade de matéria de H}_2\text{SO}_4 = (45,7 \text{ mL de solução}) \left(\frac{1 \text{ L de solução}}{1.000 \text{ mL de solução}} \right) \left(0,500 \frac{\text{mol de H}_2\text{SO}_4}{\text{L de solução}} \right)$$

$$= 2,28 \times 10^{-2} \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Os ácidos reagem com hidróxidos metálicos formando água e um sal. Portanto, a equação balanceada para a reação de neutralização é:



De acordo com a equação balanceada, 1 mol de H₂SO₄ ≈ 2 mol de NaOH. Conseqüentemente,

$$\text{Quantidade de matéria de NaOH} = (2,28 \times 10^{-2} \text{ mols de H}_2\text{SO}_4) \left(\frac{2 \text{ mols de NaOH}}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} \right)$$

$$= 4,56 \times 10^{-2} \text{ mol de NaOH}$$

Sabendo-se a quantidade de matéria de NaOH presente em 20,0 mL de solução, podemos calcular a concentração em quantidade de matéria:

Concentração em quantidade de matéria de NaOH =

$$= \frac{\text{quantidade de matéria de NaOH}}{\text{L de solução}} = \left(\frac{4,56 \times 10^{-2} \text{ mol de NaOH}}{20,0 \text{ mL de solução}} \right) \left(\frac{1000 \text{ mL de solução}}{1 \text{ L de solução}} \right)$$

$$= 2,28 \frac{\text{mol de NaOH}}{\text{L de solução}} = 2,28 \text{ mol/L}$$

PRATIQUE

Qual é a concentração em quantidade de matéria de uma solução de NaOH se são necessários 48,0 mL dela para neutralizar 35,0 mL de 0,144 mol/L de H₂SO₄?

Respostas: 0,210 mol/L

COMO FAZER ESPECIAL: Interligando os conceitos

Nota: os exercícios cumulativos exigem experiência dos capítulos anteriores bem como experiência do presente capítulo.

Uma amostra de 70,5 mg de fosfato de potássio é adicionada a 15,0 mL de 0,050 mol/L de nitrato de prata, resultando na formação de um precipitado. (a) Escreva a equação molecular para essa reação. (b) Qual é o reagente limitante na reação? (c) Calcule o rendimento teórico, em gramas, do precipitado formado.

Solução (a) Tanto o fosfato de potássio quanto o nitrato de prata são compostos iônicos. O fosfato de potássio contém os íons K⁺ e PO₄³⁻; logo, sua fórmula química é K₃PO₄. O nitrato de prata contém íons Ag⁺ e NO₃⁻; logo, sua fórmula química é AgNO₃. Uma vez que ambos os reagentes são eletrólitos fortes, a solução contém íons K⁺, PO₄³⁻, Ag⁺ e NO₃⁻ antes de a reação acontecer. De acordo com as regras de solubilidade na Tabela 4.1, Ag⁺ e PO₄³⁻ formam um composto insolúvel; logo, Ag₃PO₄ precipitará da solução. Contrariamente, K⁺ e NO₃⁻ permanecerão em solução porque KNO₃ é solúvel em água. Assim, a equação molecular balanceada para a reação é:



(b) Para determinar o reagente limitante, devemos examinar a quantidade de matéria de cada reagente. (Seção 3.7) A quantidade de matéria de K_3PO_4 é calculada a partir da massa da amostra usando a massa molar como um fator de conversão. (Seção 3.4) A massa molar do K_3PO_4 é $3(39,1) + 31,0 + 4(16,0) = 212,3 \text{ g/mol}$. Convertendo miligramas para gramas e, a seguir, para quantidade de matéria, temos:

$$70,5 \text{ mg de K}_3\text{PO}_4 \left(\frac{10^{-3} \text{ g de K}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mg de K}_3\text{PO}_4} \right) \left(\frac{1 \text{ mol de K}_3\text{PO}_4}{212,3 \text{ g de K}_3\text{PO}_4} \right) = 3,32 \times 10^{-4} \text{ mol de K}_3\text{PO}_4$$

Determinamos a quantidade de matéria de AgNO_3 a partir do volume e da concentração em quantidade de matéria da solução. (Seção 4.5) Convertendo mililitros para litros e, daí, para quantidade de matéria, temos:

$$(15,0 \text{ mL}) \left(\frac{10^{-3} \text{ L}}{1 \text{ mL}} \right) \left(\frac{0,050 \text{ mol de AgNO}_3}{\text{L}} \right) = 7,5 \times 10^{-4} \text{ mol de AgNO}_3$$

Comparando as quantidades dos dois reagentes, descobrimos que existem $(7,5 \times 10^{-4}) / (3,32 \times 10^{-4}) = 2,3$ vezes mais quantidade de matéria de AgNO_3 que de K_3PO_4 . Entretanto, de acordo com a equação balanceada, 1 mol de K_3PO_4 requer 3 mols de AgNO_3 . Portanto, a quantidade de AgNO_3 é insuficiente para consumir o K_3PO_4 , e o AgNO_3 é o reagente limitante.

(c) O precipitado é Ag_3PO_4 , cuja massa molar é $3(107,9) + 31,0 + 4(16,0) = 418,7 \text{ g/mol}$. Para calcular o número de gramas de Ag_3PO_4 que poderia ser produzido nessa reação (o rendimento teórico), usamos a quantidade de matéria do reagente limitante, convertendo mol de $\text{AgNO}_3 \Rightarrow$ mol de $\text{Ag}_3\text{PO}_4 \Rightarrow$ g de Ag_3PO_4 . Usamos os coeficientes da equação balanceada para converter mols de AgNO_3 para mols de Ag_3PO_4 , e usamos a massa molar de Ag_3PO_4 para converter a quantidade de matéria dessa substância para gramas.

$$(7,5 \times 10^{-4} \text{ mol de AgNO}_3) \left(\frac{1 \text{ mol de Ag}_3\text{PO}_4}{3 \text{ mols de AgNO}_3} \right) \left(\frac{418,7 \text{ g de Ag}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol de Ag}_3\text{PO}_4} \right) = 0,10 \text{ g de Ag}_3\text{PO}_4$$

A resposta tem apenas dois algarismos significativos porque a quantidade de AgNO_3 é dada com dois algarismos significativos.

Resumo e termos-chave

Introdução e Seção 4.1 As soluções nas quais a água é o meio dissolvente são chamadas **soluções aquosas**. O componente da solução que está em maior quantidade é o **solvente**. Os outros componentes são **solutos**.

Qualquer substância cuja solução aquosa contém íons é chamada **eletrólito**. Qualquer substância que forma uma solução que não contém íons é um **não-eletrólito**. Os eletrólitos que estão presentes em solução unicamente como íons são **eletrólitos fortes**, enquanto os que estão presentes parcialmente como íons e parcialmente como moléculas são **eletrólitos fracos**. Os compostos iônicos dissociam-se em íons quando dissolvidos e são eletrólitos fortes. A maioria dos compostos moleculares é não-eletrólita, apesar de alguns eletrólitos serem fracos, e poucos, eletrólitos fortes. Quando representamos a ionização de um eletrólito fraco em solução, usamos seta dupla, indicando que as reações direta e inversa podem atingir um balanço chamado de **equilíbrio químico**.

Seção 4.2 Reações de precipitação são aquelas nas quais se forma um produto insolúvel, chamado **precipitado**. As regras de solubilidade ajudam a determinar se um composto iônico será ou não solúvel em água. (A **solubilidade** de uma substância é a quantidade que se dissolve em certa quantidade de solvente.) As reações, como as de precipitação, nas quais os cátions e ânions parecem

trocar de contra-íons, são chamadas **reações de dupla troca** ou **reações de metátese**.

As equações químicas podem ser escritas para mostrar se as substâncias em solução estão predominantemente na forma de íons ou moléculas. Quando as fórmulas químicas completas de todos os reagentes e produtos são usadas, a equação é chamada **equação molecular**. Uma **equação iônica completa** mostra todos os eletrólitos fortes dissolvidos na forma de seus íons componentes. Em uma **equação iônica simplificada**, íons que não se modificam durante a reação (**íons espectadores**) são omitidos.

Seção 4.3 Ácidos e bases são importantes eletrólitos. Os **ácidos** são doadores de prótons; eles aumentam a concentração de $\text{H}^+(aq)$ em soluções aquosas às quais são adicionados. As **bases** são receptoras de prótons; elas aumentam a concentração de $\text{OH}^-(aq)$ em soluções aquosas. Ácidos e bases que são eletrólitos fortes são chamados **ácidos fortes** e **bases fortes**, respectivamente. Os que são eletrólitos fracos são **ácidos fracos** e **bases fracas**. Quando soluções de ácidos e bases são misturadas, resultam em uma **reação de neutralização**. A reação de neutralização entre um ácido e um hidróxido metálico produz água e um **sal**. Gases também podem ser formados como resultado de reações ácido-base. A reação de um sulfeto com um ácido forma $\text{H}_2\text{S}(g)$; a reação entre um carbonato e um ácido forma $\text{CO}_2(g)$.

Seção 4.4 Oxidação é a perda de elétrons por uma substância, enquanto **redução** é o ganho de elétrons por uma substância. Os **números de oxidação** nos mantêm informados sobre os elétrons durante as reações químicas e são assinalados aos átomos pelo uso de regras específicas. A oxidação de um elemento resulta em aumento no número de oxidação, enquanto a redução é acompanhada por diminuição no número de oxidação. A oxidação é sempre acompanhada pela redução, produzindo **reações de oxirredução**, ou redox.

Muitos metais são oxidados pelo O₂, por ácidos e por sais. As reações redox entre metais e ácidos e entre metais e sais são chamadas **reações de deslocamento**. Os produtos dessas reações de deslocamento são sempre um elemento (H₂ ou metal) e um sal. A comparação entre tais reações permite-nos colocar os metais em ordem de facilidade de oxidação. A lista dos metais em ordem decrescente de facilidade de oxidação é chamada **série de atividade**. Qualquer metal na lista pode ser oxidado pelos íons metais (ou H⁺) abaixo deles na série.

Seção 4.5 A composição de uma solução expressa as quantidades relativas de solvente e solutos que ela contém. Um das maneiras mais comuns de expressar a **concentração** de um soluto em uma solução é em termos de

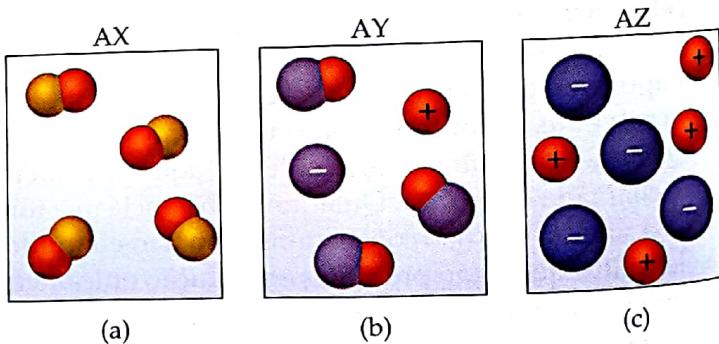
concentração em quantidade de matéria. A **concentração em quantidade de matéria** de uma solução é a quantidade de matéria do soluto por litros de solução. Ela torna possível a interconversão do volume de solução em quantidade de matéria do soluto. As soluções de concentração em quantidade de matéria conhecidas podem ser preparadas pesando-se o soluto e diluindo-o para um volume conhecido, ou por **diluição** de uma solução mais concentrada de concentração conhecida (como solução estoque). Adicionando-se solvente à solução de concentração conhecida (processo de diluição) diminui-se a concentração do soluto sem alterar sua quantidade de matéria na solução ($c_{\text{conc}} \times V_{\text{conc}} = c_{\text{dil}} \times V_{\text{dil}}$).

Seção 4.6 Nos processos chamados **titulação**, combinamos uma solução de concentração conhecida (uma **solução padrão**) com uma solução de concentração desconhecida no intuito de determinar a concentração desconhecida ou a quantidade de soluto na solução desconhecida. O ponto na titulação no qual quantidades esteticamente equivalentes são conciliadas é chamado de **ponto de equivalência**. Um **indicador** pode ser usado para mostrar o ponto final da titulação, que é muito próximo do ponto de equivalência.

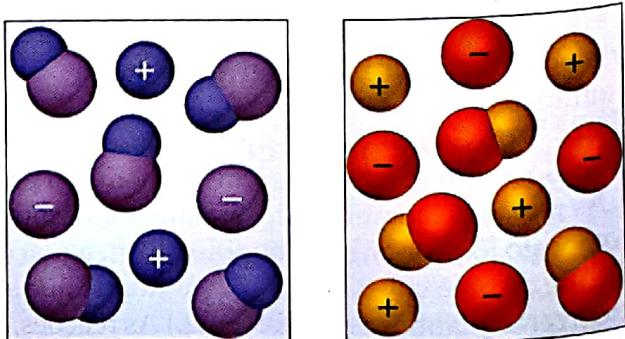
Exercícios

Eletrólitos

- 4.1 Apesar de a água pura ser mau condutor de eletricidade, é aconselhável não se operar aparelhos elétricos perto dela. Por quê?
- 4.2 Quando perguntaram a um estudante qual a razão de uma solução de eletrólitos conduzir eletricidade, ele respondeu que é por causa do movimento de elétrons pela solução. O estudante está correto? Se não, qual a resposta correta?
- 4.3 Quando o metanol, CH₃OH, é dissolvido em água, obtém-se uma solução não-condutora. Quando o ácido acético, HC₂H₃O₂, dissolve-se em água, a solução é má condutora e de natureza ácida. Descreva o que acontece na dissolução nos dois casos e julgue as diferenças.
- 4.4 Aprendemos neste capítulo que muitos sólidos iônicos dissolvem-se em água como um eletrólito forte, isto é, como íons separados em solução. Quais as propriedades da água que facilitam esse processo?
- 4.5 Descreva como cada um dos seguintes eletrólitos fortes ionizam-se ou dissociam-se em íons na dissolução em água: (a) ZnCl₂; (b) HNO₃; (c) K₂SO₄; (d) Ca(OH)₂.
- 4.6 Descreva como cada um dos seguintes eletrólitos fortes ionizam-se ou dissociam-se em íons na dissolução em água: (a) MgI₂; (b) Al(NO₃)₃; (c) HClO₄; (d) (NH₄)₂SO₄.
- 4.7 As soluções aquosas de três substâncias diferentes, AX, AY e AZ, estão representadas pelos três diagramas a seguir. Identifique cada substância como um eletrólito forte, eletrólito fraco ou não-eletrólito.



- 4.8 Os dois diagramas representam soluções aquosas de duas substâncias diferentes, AX e BY. Essas duas substâncias são eletrólitos fortes, eletrólitos fracos ou não-eletrólitos? Qual você espera ser a melhor condutora de eletricidade? Explique.



- 4.9 O ácido fórmico, HCHO_2 , é um eletrólito fraco. Quais partículas do soluto estão presentes na solução aquosa desse composto? Escreva a equação química para a ionização do HCHO_2 .
- 4.10 A acetona, CH_3COCH_3 , é um não-eletrólito; o ácido hipocloroso, HClO , é um eletrólito fraco e o cloreto de

amônio, um eletrólito forte. (a) Quais são as partículas do soluto presentes em soluções aquosas de cada composto? (b) Se 0,1 mol de cada composto está dissolvido em solução, qual contém 0,2 mol de partículas de soluto, qual contém 0,1 mol de partículas de soluto e qual contém algo entre 0,1 e 0,2 mol de partículas de soluto?

Reações de precipitação e equações iônicas simplificadas

- 4.11 Usando as regras de solubilidade, diga se cada um dos seguintes compostos é solúvel ou insolúvel em água: (a) NiCl_2 ; (b) Ag_2S ; (c) Cs_3PO_4 ; (d) SrCO_3 ; (e) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
- 4.12 Usando as regras de solubilidade, diga se cada um dos seguintes compostos é solúvel ou insolúvel em água: (a) $\text{Ni}(\text{OH})_2$; (b) PbSO_4 ; (c) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; (d) AlPO_4 ; (e) $\text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2$.
- 4.13 Ocorre precipitação quando soluções a seguir são misturadas? Caso ocorra, escreva a equação química balanceada para a reação. (a) Na_2CO_3 e AgNO_3 ; (b) NaNO_3 e NiSO_4 ; (c) FeSO_4 e $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.
- 4.14 Identifique o precipitado (caso haja) formado quando as seguintes soluções são misturadas e escreva a equação balanceada para cada reação. (a) $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ e NaOH ; (b) NaOH e K_2SO_4 ; (c) Na_2S e $\text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$.
- 4.15 Escreva as equações iônica completa e iônica simplificada para as reações que ocorrem quando cada uma das seguintes soluções são misturadas.
- (a) $\text{Na}_2\text{CO}_3(aq)$ e $\text{MgSO}_4(aq)$
 (b) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(aq)$ e $\text{Na}_2\text{S}(aq)$
 (c) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4(aq)$ e $\text{CaCl}_2(aq)$
- 4.16 Escreva as equações iônicas simplificadas para as reações que ocorrem em cada um dos seguintes casos. Identifique o íon espectador em cada reação.

- (a) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3(aq) + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(aq) \longrightarrow$
 (b) $\text{AgNO}_3(aq) + \text{K}_2\text{SO}_4(aq) \longrightarrow$
 (c) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(aq) + \text{KOH}(aq) \longrightarrow$

- 4.17 Amostras separadas de uma solução de um sal desconhecido são tratadas com soluções diluídas de HBr , H_2SO_4 e NaOH . Forma-se precipitado apenas com H_2SO_4 . Qual dos seguintes cátions a solução poderia conter: K^+ , Pb^{2+} ou Ba^{2+} ?
- 4.18 Amostras separadas de uma solução de certo composto iônico desconhecido são tratadas com soluções diluídas de AgNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e BaCl_2 . Forma-se precipitado nos três casos. Qual dos seguintes poderia ser o ânion do sal desconhecido: Br^- ; CO_3^{2-} ; NO_3^- ?
- 4.19 Caíram os rótulos de duas garrafas, uma contendo $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ e a outra contendo $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Você dispõe de uma garrafa de H_2SO_4 diluído. Como você a usaria para testar uma alíquota de cada solução a fim de identificá-las?
- 4.20 Você sabe que uma garrafa sem rótulo contém: AgNO_3 , CaCl_2 ou $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Um amigo sugere que você teste uma alíquota da garrafa com $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ e depois com NaCl . Qual o comportamento esperado quando cada um deles é adicionado à garrafa sem rótulo?

Reações ácido-base

- 4.21 Qual é a diferença entre: (a) ácido monoprótico e ácido diprótico; (b) ácido fraco e forte; (c) ácido e base?
- 4.22 Explique as seguintes observações: (a) NH_3 não contém íons OH^- e mesmo assim suas soluções aquosas são básicas; (b) HF é chamado de ácido fraco, mas mesmo assim é muito reativo; (c) apesar de o ácido sulfúrico ser um eletrólito forte, uma solução aquosa de H_2SO_4 contém mais íons HSO_4^- do que íons SO_4^{2-} . Explique.
- 4.23 Classifique cada um dos seguintes itens como ácido forte, fraco ou base: (a) HClO_4 ; (b) HClO_2 ; (c) NH_3 ; (d) $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
- 4.24 Classifique cada um dos seguintes itens como ácido forte, fraco ou base: (a) CsOH ; (b) H_3PO_4 ; (c) $\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2$; (d) H_2SO_4 .
- 4.25 Classifique cada uma das substâncias como um ácido, uma base, um sal ou nenhum desses. Indique se a substância existe em solução aquosa unicamente na sua forma molecular, só como íons ou como uma mistura de moléculas e íons. (a) HF; (b) acetonitrila, CH_3CN ; (c) NaClO_4 ; (d) $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

- 4.26 Uma solução aquosa de um soluto desconhecido é testada com papel tornassol e descobre-se ser ácida. A solução é um condutor fraco comparado com uma solução de NaCl de mesma concentração. Qual das seguintes substâncias poderia ser o soluto desconhecido: KOH , NH_3 , HNO_3 , KClO_2 , H_3PO_3 , CH_3COCH_3 (acetona)?
- 4.27 Classifique cada uma das substâncias como um não-eletrólito, eletrólito fraco ou eletrólito forte em água: (a) H_2SO_3 ; (b) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (etanol); (c) NH_3 ; (d) KClO_3 ; (e) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
- 4.28 Classifique cada uma das substâncias como não-eletrólito, eletrólito fraco ou eletrólito forte em água: (a) HBrO ; (b) HNO_3 ; (c) KOH ; (d) CH_3COCH_3 (acetona); (e) CoSO_4 ; (f) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (sacarose).
- 4.29 Complete e faça o balanceamento das seguintes equações moleculares e a seguir escreva a equação iônica simplificada para cada uma:
- (a) $\text{HBr}(aq) + \text{Ca}(\text{OH})_2(aq) \longrightarrow$
 (b) $\text{Cu}(\text{OH})_2(s) + \text{HClO}_4(aq) \longrightarrow$
 (c) $\text{Al}(\text{OH})_3(s) + \text{HNO}_3(aq) \longrightarrow$

- 4.30** Escreva a equação molecular e a equação iônica simplificada (ambas balanceadas) para cada uma das seguintes reações de neutralização:
 (a) Ácido acético aquoso é neutralizado por hidróxido de potássio aquoso.
 (b) Hidróxido de cromo(III) sólido reage com ácido nítrico.
 (c) Ácido hipocloroso aquoso reage com hidróxido de cálcio aquoso.
- 4.31** Escreva a equação molecular e a equação iônica simplificada (ambas balanceadas) para as seguintes reações e identifique o gás formado em cada uma: (a) sulfeto de cádmio sólido reage com uma solução aquosa de ácido sulfúrico; (b) carbonato de magnésio sólido reage com uma solução aquosa de ácido perclórico.
- 4.32** Escreva a equação molecular e a equação iônica simplificada (ambas balanceadas) para a reação que ocorre

quando: (a) CaCO_3 sólido reage com uma solução aquosa de ácido nítrico; (b) sulfeto de ferro(II) reage com uma solução aquosa de ácido bromídrico.

- 4.33** Uma vez que o íon óxido é básico, óxidos metálicos reagem facilmente com ácidos. (a) Escreva a equação iônica simplificada para a seguinte reação: $\text{FeO}(s) + 2\text{HClO}_4(aq) \longrightarrow \text{Fe}(\text{ClO}_4)_2(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$. (b) Baseado no exemplo do item (a) escreva a equação iônica simplificada para a reação que ocorre entre o $\text{NiO}(s)$ e uma solução aquosa de ácido nítrico.
- 4.34** À medida que K_2O dissolve-se em água, o óxido reage com as moléculas de água para formar íons hidróxido. Escreva as equações molecular e iônica simplificadas para essa reação. Baseado nas definições de ácido e base, qual íon é a base nessa reação? Qual é o íon espectador na reação?

Reações de oxirredução

- 4.35** Defina oxidação e redução em termos de (a) transferência de elétrons e (b) números de oxidação.
- 4.36** Pode ocorrer oxidação sem redução? Explique
- 4.37** Em geral, onde estão localizados na tabela periódica os metais que sofrem oxidação com maior facilidade? Onde estão na tabela periódica os metais que têm menos facilidade de sofrer oxidação?
- 4.38** Por que platina e ouro são chamados metais nobres? Por que os metais alcalinos e alcalinos terrosos são chamados metais ativos?
- 4.39** Determine o número de oxidação para os elementos indicados em cada uma das seguintes substâncias: (a) S em SO_3 ; (b) C em COCl_2 ; (c) Mn em MnO_4^- ; (d) Br em HBrO ; (e) As em As_4 ; (f) O em K_2O_2 .
- 4.40** Determine o número de oxidação para os elementos indicados em cada um dos seguintes compostos: (a) Ti em TiO_2 ; (b) Sn em SnCl_4 ; (c) C em $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$; (d) N em $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; (e) N em HNO_2 ; (f) Cr em $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.
- 4.41** Qual elemento é oxidado e qual é reduzido nas seguintes reações?
 (a) $\text{Ni}(s) + \text{Cl}_2(g) \longrightarrow \text{NiCl}_2(s)$
 (b) $3\text{Fe}(\text{NO}_3)_2(aq) + 2\text{Al}(s) \longrightarrow 3\text{Fe}(s) + 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3(aq)$
 (c) $\text{Cl}_2(aq) + 2\text{NaI}(aq) \longrightarrow \text{I}_2(aq) + 2\text{NaCl}(aq)$
 (d) $\text{PbS}(s) + 4\text{H}_2\text{O}_2(aq) \longrightarrow \text{PbSO}_4(s) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$
- 4.42** Quais das seguintes reações são redox? Para as que são, indique qual elemento é oxidado e qual é reduzido. Para as que não são, indique se são reações de precipitação ou ácido-base.
 (a) $\text{Cu}(\text{OH})_2(s) + 2\text{HNO}_3(aq) \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(aq) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$
 (b) $\text{Fe}_2\text{O}_3(s) + 3\text{CO}(g) \longrightarrow 2\text{Fe}(s) + 3\text{CO}_2(g)$
 (c) $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2(aq) + \text{H}_2\text{SO}_4(aq) \longrightarrow \text{SrSO}_4(s) + 2\text{HNO}_3(aq)$
 (d) $4\text{Zn}(s) + 10 \text{H}^+(aq) + 2\text{NO}_3^-(aq) \longrightarrow 4\text{Zn}^{2+}(aq) + \text{N}_2\text{O}(g) + 5\text{H}_2\text{O}(l)$
- 4.43** Escreva a equação molecular e a equação iônica simplificada (ambas balanceadas) para as reações de: (a) manganes com ácido sulfúrico; (b) cromo com ácido bromídrico; (c) estanho com ácido clorídrico; (d) alumínio com ácido fórmico, HCHO_2 .

- 4.44** Escreva a equação molecular e a equação iônica simplificada (ambas balanceadas) para as reações de: (a) ácido clorídrico com níquel; (b) ácido sulfúrico com ferro; (c) ácido bromídrico com magnésio; (d) ácido acético, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, com zinco.
- 4.45** Baseado na série de atividade (Tabela 4.5), qual é o resultado de cada uma das seguintes reações?
 (a) $\text{Al}(s) + \text{NiCl}_2(aq) \longrightarrow$
 (b) $\text{Ag}(s) + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(aq) \longrightarrow$
 (c) $\text{Cr}(s) + \text{NiSO}_4(aq) \longrightarrow$
 (d) $\text{Mn}(s) + \text{HBr}(aq) \longrightarrow$
 (e) $\text{H}_2(g) + \text{CuCl}_2(aq) \longrightarrow$
- 4.46** Usando a série de atividade (Tabela 4.5), escreva equações químicas balanceadas para as seguintes reações. Se a reação não ocorre, simplesmente escreva NR. (a) Ferro metálico é adicionado a uma solução de nitrato de cobre(II); (b) zinco metálico é adicionado a uma solução de sulfato de magnésio; (c) ácido bromídrico é adicionado a estanho metálico; (d) gás hidrogênio é borbulhado em uma solução aquosa de cloreto de níquel(II); (e) alumínio metálico é adicionado a uma solução de sulfato de cobalto(II).
- 4.47** O cádmio metálico tende a formar íons Cd^{2+} . As seguintes observações foram feitas: (i) Quando uma fita de zinco metálico é colocada em $\text{CdCl}_2(aq)$, o cádmio metálico deposita-se na fita. (ii) Quando uma fita de cádmio metálico é colocada em $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2(aq)$, o níquel metálico deposita-se na fita. (a) Escreva as equações iônicas simplificadas para explicar cada uma das observações feitas anteriormente. (b) O que você pode concluir sobre a posição do cádmio na série de atividade? (c) Que experimentos você precisaria realizar para localizar precisamente a posição do cádmio na série de atividade?
- 4.48** (a) Use as seguintes reações para preparar uma série de atividade para os halogênios: $\text{Br}_2(aq) + 2\text{NaI}(aq) \longrightarrow 2\text{NaBr}(aq) + \text{I}_2(aq)$; $\text{Cl}_2(aq) + 2\text{NaBr}(aq) \longrightarrow 2\text{NaCl}(aq) + \text{Br}_2(aq)$. (b) Relacione as posições dos halogênios na tabela periódica com suas localizações na série de atividade. (c) Determine se ocorre reação quando os seguintes reagentes são misturados: $\text{Cl}_2(aq)$ e $\text{KI}(aq)$; $\text{Br}_2(aq)$ e $\text{LiCl}(aq)$.

Composição de soluções; concentração em quantidade de matéria

- 4.49** (a) A concentração de uma solução é propriedade intensiva ou extensiva? (b) Qual é a diferença entre 0,50 mol de HCl e 0,50 mol/L de HCl?
- 4.50** (a) Suponha que você prepare 500 mL de uma solução de 0,10 mol/L de um sal e o derrame. O que acontecerá com a concentração da solução que ficou no recipiente? (b) Um determinado volume de uma solução de 0,50 mol/L contém 4,5 g de um sal. Qual a massa desse sal presente no mesmo volume de uma solução de 2,50 mol/L?
- 4.51** (a) Calcule a concentração em quantidade de matéria de uma solução que contém 0,0345 mol de NH_4Cl em exatos 400 mL de solução. (b) Qual é a quantidade de matéria de HNO_3 presente em 35,0 mL de uma solução de 2,20 mol/L de ácido nítrico? (c) Quantos mililitros de uma solução de 1,50 mol/L de KOH são necessários para fornecer 0,125 mol de KOH?
- 4.52** (a) Calcule a concentração em quantidade de matéria de uma solução preparada pela dissolução de 0,145 mol de Na_2SO_4 em água suficiente para perfazer um volume exato de 750 mL de solução. (b) Qual a quantidade de matéria de KMnO_4 presente em 125 mL de uma solução de 0,0850 mol/L? (c) Quantos mililitros de uma solução 11,6 mol/L de HCl são necessários para obter 0,255 mol de HCl?
- 4.53** Calcule: (a) o número de gramas de soluto em 0,250 L de 0,150 mol/L; (b) a concentração em quantidade de matéria de uma solução contendo 4,75 g de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ em 0,200 L; (c) o volume em mililitros de Na_3PO_4 que contém 5,00 g do soluto.
- 4.54** (a) Quantos gramas de soluto estão presentes em 50,0 mL de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, 0,850 mol/L? (b) Se 2,50 g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ são dissolvidos em água suficiente para perfazer 250 mL de solução, qual é a concentração em quantidade de matéria da solução? (c) Quantos mililitros de CuSO_4 0,387 mol/L contém 1,00 g de soluto?
- 4.55** (a) O que terá a maior concentração de íon potássio: 0,20 mol/L de KCl, 0,15 mol/L de K_2CrO_4 ou 0,080 mol/L de K_3PO_4 ? (b) O que contém a maior quantidade de matéria de íons potássio: 30,0 mL de 0,15 mol/L de K_2CrO_4 ou 25,0 mL de 0,080 mol/L de K_3PO_4 ?
- 4.56** (a) Sem fazer cálculos detalhados, coloque as seguintes soluções em ordem crescente de concentração de íons Cl^- : 0,10 mol/L de CaCl, 0,15 mol/L de KCl, uma solução formada pela dissolução de 0,10 mol de NaCl em quantidade suficiente de água para perfazer 250 mL de solução. (b) O que contém a maior quantidade de matéria de íon cloreto: 40,0 mL de 0,35 mol/L de NaCl ou 25,0 mL de 0,25 mol/L de CaCl₂?
- 4.57** Indique a concentração de cada íon ou molécula presente nas seguintes soluções: (a) 0,14 mol/L de NaOH; (b) 0,25 mol/L de CaBr_2 ; (c) 0,25 mol/L de CH_3OH ; (d) uma mistura de 50,0 mL de 0,10 mol/L de KClO_3 e 25,0 mL de 0,20 mol/L de Na_2SO_4 . Suponha que os volumes sejam cumulativos.
- 4.58** Indique a concentração de cada íon presente na solução formada misturando-se: (a) 20 mL de 0,100 mol/L de HCl e 10,0 mL de 0,500 mol/L de HCl; (b) 15,0 mL de Na_2SO_4 0,300 mol/L e 10,0 mL de KCl 0,200 mol/L; (c) 3,50 g de NaCl em 50,0 mL de solução de 0,500 mol/L de CaCl_2 . (Suponha que os volumes sejam cumulativos.)
- 4.59** (a) Você tem uma solução estoque 14,8 mol/L de NH_3 . Quantos mililitros dessa solução você diluiria para preparar 100,0 mL de uma solução de 0,250 mol/L de NH_3 ? (b) Se você tomar uma alíquota de 10,0 mL da solução estoque e diluir para um volume total de 0,250 L, qual será a concentração final da solução?
- 4.60** (a) Quantos mililitros de uma solução estoque de 12,0 mol/L de HNO_3 você terá de usar para preparar 0,500 L de 0,500 mol/L de HNO_3 ? (b) Se você diluir 25,0 mL da solução estoque para um volume final de 0,500 L, qual será a concentração da solução diluída?
- 4.61** (a) Começando com sacarose sólida, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, descreva como você prepararia 125 mL de uma solução de 0,150 mol/L de sacarose. (b) Descreva como você prepararia 400,0 mL de 0,100 mol/L de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, começando com 2,00 L de 1,50 mol/L de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.
- 4.62** (a) Como você prepararia 100,0 mL de uma solução 0,200 mol/L de AgNO_3 , começando com o soluto puro? (b) Um experimento pede que você use 250 mL de uma solução 1,0 mol/L de HNO_3 . Tudo que você tem disponível é uma garrafa de HNO_3 6,0 mol/L. Como você prepararia a solução desejada?
- [4.63]** O ácido acético puro, conhecido como ácido acético glacial, é um líquido com densidade de 1,049 g/mL a 25 °C. Calcule a concentração em quantidade de matéria de uma solução de ácido acético preparada pela dissolução de 20,0 mL de ácido acético glacial a 25 °C em quantidade suficiente de água para perfazer um volume de 250,0 mL de solução.
- [4.64]** Glicerol, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$, é uma substância muito usada na fabricação de cosméticos, alimentos, anticongelantes e plásticos. O glicerol é um líquido solúvel em água com densidade de 1,2656 g/mL a 15 °C. Calcule a concentração em quantidade de matéria de uma solução de glicerol preparada pela dissolução de 50,00 mL de glicerol a 15 °C em água suficiente para perfazer 250,00 mL de solução.

Estequiometria de soluções; titulações

- 4.65** Qual a massa de NaCl necessária para precipitar todos os íons prata presentes em 20,0 mL de solução de 0,100 mol/L de AgNO_3 ?
- 4.66** Qual é a massa de NaOH necessária para precipitar todos os íons Fe^{2+} de 25,0 mL de uma solução de 0,500 mol/L de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$?
- 4.67** (a) Qual é o volume de uma solução de 0,115 mol/L de HClO_4 necessário para neutralizar 50,0 mL de 0,0875 mol/L

de NaOH? (b) Qual o volume de 0,128 mol/L de HCl necessários para neutralizar 2,87 g de $\text{Mg}(\text{OH})_2$? (c) Se 25,8 mL de AgNO_3 são necessários para precipitar todos os íons Cl^- em 785 mg de uma amostra de KCl (formando AgCl), qual é a concentração em quantidade de matéria da solução de AgNO_3 ? (d) Se são necessários 45,3 mL de uma solução de 0,108 mol de HCl para neutralizar uma solução de KOH, quantos gramas de KOH devem estar presentes na solução?

- 4.68** (a) Quantos mililitros de 0,120 mol/L de HCl são necessários para neutralizar completamente 50,0 mL de uma solução de 0,101 mol/L de Ba(OH)₂? (b) Quantos mililitros de 0,125 mol/L de H₂SO₄ são necessários para neutralizar 0,200 g de NaOH? (c) Se são necessários 55,8 mL de uma solução de BaCl₂ para precipitar todo o íon sulfato presente em 752 mg de uma amostra de Na₂SO₄, qual é a concentração em quantidade de matéria da solução? (d) Se 42,7 mL de uma solução de 0,208 mol/L são necessários para neutralizar uma solução de Ca(OH)₂, quantos gramas de Ca(OH)₂ devem estar presentes na solução?
- 4.69** Derrama-se um pouco de ácido sulfúrico em uma bancada do laboratório. Pode-se neutralizá-lo espalhando bicarbonato de sódio sobre ele e, em seguida, enxugando a solução resultante. O bicarbonato de sódio reage com o ácido sulfúrico da seguinte maneira:
- $$2\text{NaHCO}_3(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(aq) \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(aq) + 2\text{H}_2\text{O}(l) + 2\text{CO}_2(g)$$
- O bicarbonato de sódio é adicionado até que a efervescência causada pela formação de CO₂(g) pare. Se 27 mL de 6,0 mol/L de H₂SO₄ foi derramado, qual massa mínima de NaHCO₃ deve ser adicionada ao derramamento para neutralizar o ácido?
- 4.70** O odor característico do vinagre deve-se ao ácido acético, HC₂H₃O₂. O ácido acético reage com o hidróxido de sódio da seguinte maneira:
- $$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(aq) + \text{NaOH}(aq) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + \text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2(aq)$$
- Se 2,50 mL de vinagre necessitam de 35,5 mL de 0,102 mol/L de NaOH para atingir o ponto de equivalência em uma titulação, quantos gramas de ácido acético estão presentes em uma amostra de 1,00 qt de vinagre?
- 4.71** Uma amostra de Ca(OH)₂ sólido é agitada em água a 30 °C até que a solução contenha o máximo possível de Ca(OH)₂ dissolvido. Retirou-se uma amostra de 100 mL dessa solução e titulou-se com HBr $5,00 \times 10^{-2}$ mol/L. São necessários 48,8 mL da solução ácida para a neutralização.

Exercícios adicionais

- 4.77** A foto a seguir mostra a reação entre uma solução de Cd(NO₃)₂ e uma solução de Na₂S. Qual é o precipitado formado? Quais íons permanecem em solução? Escreva a equação iônica simplificada para a reação.



- 4.78** Vamos supor que você tenha uma solução que contém alguns ou todos os seguintes cátions: Ni²⁺, Ag⁺, Sr²⁺ e Mn²⁺. A adição de solução de HCl provoca a formação de um precipitado. Após filtrá-lo, uma solução de

lização. Qual é a concentração em quantidade de matéria da solução de Ca(OH)₂? Qual é a solubilidade do Ca(OH)₂ em água, a 30 °C, em gramas de Ca(OH)₂ por 100 mL de solução?

- 4.72** No laboratório dissolve-se 7,52 g de Sr(NO₃)₂ em água suficiente para perfazer 0,750 mL. Uma alíquota de 0,100 L é retirada dessa solução estoque e titulada com uma solução 0,0425 mol/L de Na₂CrO₄. Qual o volume da solução de Na₂CrO₄ necessário para precipitar todo o íon Sr²⁺(aq) como SrCrO₄?
- 4.73** 100,0 mL de uma solução de 0,200 mol/L de KOH é misturado com 200,0 mL de 0,150 mol/L de NiSO₄. (a) Escreva a equação química balanceada para a reação que ocorre. (b) Qual o precipitado formado? (c) Qual é o reagente limitante? (d) Quantos gramas de precipitado são formados? (e) Qual é a concentração de cada íon que continua em solução?
- 4.74** Prepara-se uma solução misturando-se 12,0 g de NaOH e 75,0 mL de 0,200 mol/L de HNO₃. (a) Escreva a equação balanceada para a reação que ocorre entre os solutos. (b) Calcule a concentração de cada íon que permanece em solução. (c) A solução resultante é ácida ou básica?
- 4.75** Uma amostra de 0,5895 g de hidróxido de magnésio impuro é dissolvida em 100,0 mL de uma solução de 0,205 mol/L de HCl. Necessita-se então de 19,85 mL de 0,102 mol/L de NaOH para neutralizar o excesso de ácido. Calcule a porcentagem em massa de hidróxido de magnésio na amostra, supondo que ele é a única substância que reage com a solução de HCl.
- 4.76** Uma amostra de 1,452 g de pedra de calcário é pulverizada para ser tratada com 25,00 mL de uma solução de 1,035 mol/L de HCl. Necessita-se de 15,25 mL de NaOH 0,1010 mol/L para neutralizar o excesso de ácido. Calcule a porcentagem em massa de carbonato e cálcio na pedra, supondo que ele é a única substância que reage com a solução de HCl.
- 4.79** Você decide investigar algumas das regras de solubilidade de dois íons que não estão relacionados na Tabela 4.1, o íon cromato (CrO₄²⁻) e o íon oxalato (C₂O₄²⁻). São dadas as soluções (A, B, C, D) de quatro sais solúveis:

Solução	Soluto	Cor da solução
A	Na ₂ CrO ₄	Amarela
B	(NH ₄) ₂ C ₂ O ₄	Incolor
C	AgNO ₃	Incolor
D	CaCl ₂	Incolor

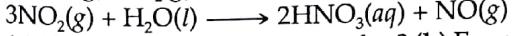
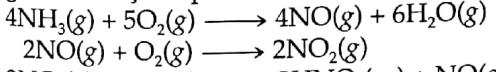
Quando essas soluções são misturadas, observa-se o seguinte:

Número do experimento	Soluções misturadas	Resultado
1	A + B	Não forma precipitado, solução amarela
2	A + C	Forma precipitado vermelho
3	A + D	Não forma precipitado, solução amarela
4	B + C	Forma precipitado branco
5	B + D	Forma precipitado branco
6	C + D	Forma precipitado branco

- (a) Escreva a equação iônica simplificada para a reação que ocorre em cada um dos experimentos. (b) Identifique o precipitado formado, quando ocorre, em cada um dos experimentos. (c) Baseado nessas informações limitadas, qual íon tende a formar os sais mais solúveis, cromato ou oxalato?
- 4.80 Os antiácidos são muito usados para aliviar a dor e promover a cura no tratamento de úlceras. Escreva as equações iônicas simplificadas e balanceadas para as reações entre o HCl(*aq*) no estômago e cada uma das seguintes substâncias usadas nos vários antiácidos:

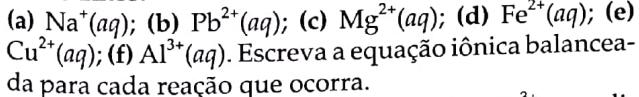
- (a) Al(OH)₃(*s*); (b) Mg(OH)₂(*s*); (c) MgCO₃(*s*); (d) NaAl(CO₃)(OH)₂(*s*); (e) CaCO₃.
- [4.81] Sais de íons sulfito, SO₃²⁻, reagem de maneira similar aos carbonatos. (a) Determine a fórmula química e o nome do ácido fraco que se forma quando o íon sulfito reage com ácidos. (b) O ácido formado no item (a) decompõe-se para formar água e gás insolúvel. Determine a fórmula molecular e o nome do gás formado. (c) Use um livro de dados tipo *CRC Handbook of Chemistry and Physics* para confirmar que a substância do item (b) é um gás nas condições normais de temperatura ambiente. (d) Escreva equações iônicas simplificadas e balanceadas da reação de HCl(*aq*) com (i) Na₂SO₃(*aq*), (ii) Ag₂SO₃(*s*), (iii) KHSO₃(*s*) e (iv) ZnSO₃(*aq*).

- 4.82 A produção comercial de ácido nítrico envolve as seguintes reações químicas:



- (a) Quais dessas reações são redox? (b) Em cada reação redox, identifique o elemento que sofre oxidação e o elemento que sofre redução.

- 4.83 Use a Tabela 4.5 para determinar qual dos seguintes íons pode ser reduzido para a forma metálica reagindo com o zinco:



- 4.84 O íon titânio(IV), Ti⁴⁺, pode ser reduzido a Ti³⁺ por adição cuidadosa de zinco metálico. (a) Escreva a equação iônica simplificada e balanceada para esse processo. (b) Seria apropriado usar essa reação como uma maneira

de incluir o titânio na série de atividade da Tabela 4.5? Justifique sua resposta.

- [4.85] O lantâniô metálico forma cátions com carga 3+. Considere as seguintes observações sobre a química do lantâniô: quando o lantâniô metálico é exposto ao ar, forma-se um sólido branco (composto A) que contém lantâniô e um outro elemento. Quando o lantâniô metálico é adicionado à água, observam-se bolhas de gás e um sólido branco (composto B) diferente é formado. Tanto A quanto B dissolvem-se em ácido clorídrico para resultar em solução límpida. Quando a solução de A ou de B é evaporada, obtém-se um sólido branco (composto C). Se o composto C é dissolvido em água e ácido sulfúrico é adicionado, um precipitado branco (composto D) é formado. (a) Proponha a identidade para as substâncias A, B, C e D. (b) Escreva as equações iônicas simplificadas para todas as reações descritas. (c) Baseado nas observações apresentadas, o que pode ser dito sobre a posição do lantâniô na série de atividade (Tabela 4.5)?

- 4.86 Uma amostra de 25,0 mL de 1,00 mol/L de KBr e uma amostra de 75,0 mL de 0,800 mol/L de KBr são misturadas. A solução é aquecida para evaporar a água até o volume total de 50,0 mL. Qual é a concentração em quantidade de matéria de KBr na solução final?

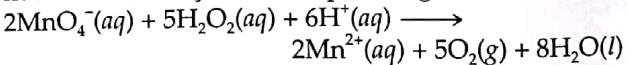
- 4.87 Calcule a concentração em quantidade de matéria da solução preparada misturando-se: (a) 50,0 mL de 0,200 mol/L de NaCl e 75,0 mL de 0,100 mol/L de NaCl; (b) 24,5 mL de 1,50 mol/L de NaOH e 25,5 mL de 0,750 mol/L de NaOH. (suponha que os volumes sejam cumulativos.)

- 4.88 Usando técnicas de química analítica moderna, é possível detectar íons sódio em concentrações tão baixas quanto 50 pg/mL. Qual é esse limite de detecção expresso em: (a) concentração em quantidade de matéria de Na⁺; (b) íons Na⁺ por centímetro cúbico?

- 4.89 A água dura contém Ca²⁺, Mg²⁺ e Fe²⁺, os quais interferem com a ação do sabão e deixam uma cobertura insolúvel no interior de recipientes e canos quando aquecidos. Amaciante de água substituem esses íons por Na⁺. Se $1,0 \times 10^3$ L de água dura contêm 0,010 mol/L de Ca²⁺ e 0,0050 mol/L de Mg²⁺, qual a quantidade de matéria de Na⁺ necessária para substituir esses íons?

- 4.90 O ácido tartárico, H₂C₄H₄O₆, tem dois hidrogênios ácidos. O ácido está normalmente presente em vinhos e precipita da solução à medida que o vinho envelhece. Uma solução contendo uma concentração desconhecida de ácido tartárico é titulada com NaOH. São necessários 22,62 mL de uma solução de 0,2000 mol/L de NaOH para titular os dois prótons ácidos em 40,0 mL de uma solução de ácido tartárico. Escreva a equação iônica simplificada e balanceada para a reação de neutralização e calcule a concentração em quantidade de matéria da solução de ácido tartárico.

- 4.91 A concentração de peróxido de hidrogênio em uma solução é determinada titulando-se uma amostra de 10,0 mL de uma solução de íons permanganato.



- Se são necessários 13,5 mL de uma solução de 0,109 mol/L de MnO₄⁻ para se atingir o ponto de equivalência, qual é a concentração em quantidade de matéria da solução de peróxido de hidrogênio?

- [4.92] Uma amostra sólida de $\text{Zn}(\text{OH})_2$ é adicionada a 0,400 L de solução aquosa de HBr. A solução que sobra ainda é ácida. Ela é titulada com uma solução de NaOH 0,500

mol/L e necessita de 98,5 mL da solução de NaOH para atingir o ponto de equivalência. Qual a massa de $\text{Zn}(\text{OH})_2$ que foi adicionada à solução de HBr?

Exercícios cumulativos

- 4.93 Calcule o número de íons sódio em 1,00 mL de uma solução de 0,0100 mol/L de fosfato de sódio.
- 4.94 (a) Por titulação, 15,0 mL de 0,1008 mol/L de hidróxido de sódio são necessários para neutralizar uma amostra de 0,2053 g de um ácido orgânico. Qual será a massa molar do ácido se ele for monoprótico? (b) Uma análise elementar do ácido indica que ele é composto de 5,89% de H, 70,6% de C e 23,5% de O em massa. Qual é a fórmula molecular?
- 4.95 Uma amostra de 6,977 g de certa mistura foi analisada para íon bário pela adição de um pequeno excesso de ácido sulfúrico a uma solução aquosa da amostra. A reação resultante produziu um precipitado de sulfato de bário, que foi coletado por filtração, lavado, secado e pesado. Se 0,4123 g de sulfato de bário foi obtido, qual era a porcentagem em massa de bário na amostra?
- 4.96 Um caminhão tanque carregando $5,0 \times 10^3$ kg de solução de ácido sulfúrico concentrado tomba e derrama sua carga. Se o ácido sulfúrico é 95,0% de H_2SO_4 em massa e tem densidade de 1,84 g/mL, quantos quilogramas de carbonato de sódio devem ser adicionados para neutralizar o ácido?
- 4.97 Uma amostra de 5,53 g de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ é adicionada a 25,0 mL de 0,200 mol/L de HNO_3 . (a) Escreva a equação química para a reação que ocorre. (b) Qual é o reagente limitante na reação? (c) Qual a quantidade de matéria de $\text{Mg}(\text{OH})_2$, HNO_3 e $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ presente após o término da reação?
- 4.98 Uma amostra de 1,50 g de nitrato de chumbo(II) é misturada com 125 mL de uma solução de 0,100 mol/L de sulfato de sódio. (a) Escreva a equação química para a reação que ocorre. (b) Qual é o reagente limitante na reação? (c) Quais são as concentrações de todos os íons que permanecem em solução depois que a reação termina?
- 4.99 Uma mistura contém 89,0% de NaCl , 1,5% de MgCl_2 e 8,5% de Na_2SO_4 em massa. Qual é a concentração em quantidade de matéria de íons Cl^- na solução formada pela dissolução de 7,50 g da mistura em quantidade suficiente de água para perfazer um volume de 500,0 mL de solução?
- 4.100 A concentração média de íon brometo na água do mar é 65 mg de íon brometo por kg de água do mar. Qual será a concentração em quantidade de matéria de íon brometo se a densidade da água do mar for 1,025 g/mL?
- 4.101 A percentagem em massa de íon cloreto em uma amostra de água do mar foi determinada por titulação com nitrato de prata, precipitando cloreto de prata. Foram necessários 42,58 mL de uma solução de 0,2997 mol/L de nitrato de prata para atingir o ponto de equivalência na titulação. Qual será a porcentagem em massa de íon cloreto na água do mar se sua densidade for 1,025 g/mL?
- 4.102 O arsênio presente em 1,22 g de uma amostra de pesticida foi convertido para AsO_4^{3-} através de tratamento químico apropriado. Ele foi então titulado usando Ag^+ para formar Ag_3AsO_4 como um precipitado. (a) Qual é o estado de oxidação do As em AsO_4^{3-} ? (b) Dê o nome a Ag_3AsO_4 por analogia ao composto correspondente contendo fósforo no lugar do arsênio. (c) Se foram necessários 25,0 mL de 0,102 mol/L de Ag^+ para atingir o ponto de equivalência nessa titulação, qual é a massa percentual de arsênio no pesticida?
- 4.103 Um comprimido de 500 mg de um antiácido contendo $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$ e um 'veículo' inerte foi dissolvido em 50,0 mL de 0,500 mol/L de HCl. A solução resultante, que é ácida, precisou de 30,9 mL de 0,255 mol/L de NaOH para ser neutralizada. (a) Calcule a quantidade de matéria de íons OH^- no comprimido. (b) Se o comprimido contém 5,0% de 'veículo', quantos miligramas de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ e quantos miligramas de $\text{Al}(\text{OH})_3$ o comprimido contém?
- 4.104 Leis federais norte-americanas colocam um limite máximo de 50 partes por milhão (ppm) de NH_3 no ar de um ambiente de trabalho (isto é, 50 moléculas de $\text{NH}_3(g)$ para cada milhão de moléculas de ar). O ar de uma indústria foi borbulhado em uma solução contendo $1,00 \times 10^2$ mL de 0,0105 mol/L de HCl. O NH_3 reage com o HCl como a seguir:

$$\text{NH}_3(aq) + \text{HCl}(aq) \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(aq)$$
Depois de borbulhar o ar na solução ácida por 10,0 min a uma vazão de 10,0 L/min, o ácido foi titulado. O ácido restante precisou de 13,1 mL de NaOH 0,0588 mol/L para atingir o ponto de equivalência. (a) Quantos gramas de NH_3 foram borbulhados na solução ácida? (b) Qual a concentração, em ppm, de NH_3 presente no ar? (O ar tem densidade de 1,20 g/L e massa molar média de 29,0 g/mol nas condições do experimento.) (c) Essa indústria está em conformidade com a legislação?