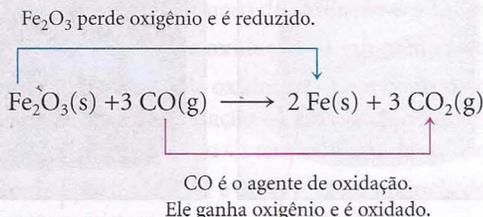


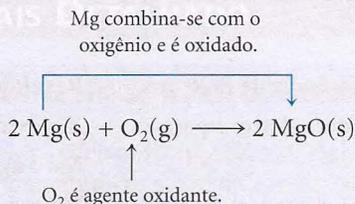
## 5.7 Reações de Oxirredução

Os termos “oxidação” e “redução” vêm de reações que são conhecidas há séculos. As civilizações antigas aprenderam a transformar óxidos e sulfetos metálicos em metais, isto é, a “reduzir” o minério ao metal. Um exemplo moderno é a redução do óxido de ferro(III) com o monóxido de carbono para formar o ferro metálico (Figura 5.12a).



Nessa reação o monóxido de carbono é o agente que causa a redução do minério de ferro a ferro metálico, de modo que o monóxido de carbono é chamado **agente redutor**.

Quando  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  é reduzido pelo monóxido de carbono, o oxigênio é removido do minério de ferro e adicionado ao monóxido de carbono, que é “oxidado” pela adição do oxigênio para formar o dióxido de carbono. *Todo o processo em que o oxigênio é adicionado a uma outra substância é uma oxidação.* Na reação do oxigênio com magnésio, por exemplo (Figura 5.9), o oxigênio é o **agente oxidante** porque é o agente responsável pela oxidação do magnésio.

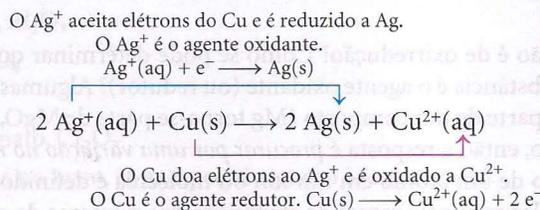


As observações experimentais esboçadas aqui apontam para várias conclusões importantes:

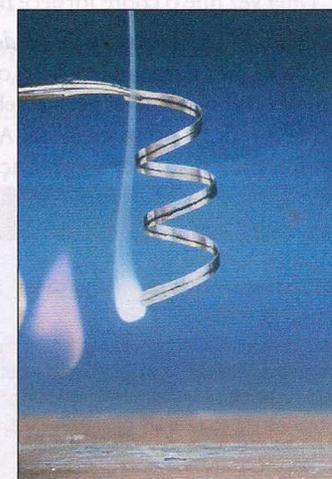
- Se uma substância for oxidada, outra substância na mesma reação deve ser reduzida. Por esse motivo, essas reações são chamadas frequentemente de reações de oxirredução ou oxidação-redução, ou, para abreviar, **reações redox**.
- O agente redutor é oxidado, e o agente oxidante é reduzido.
- A oxidação é o oposto da redução. Por exemplo, a remoção do oxigênio é redução, e a adição do oxigênio é oxidação.

## REAÇÕES REDOX E TRANSFERÊNCIA DE ELÉTRONS

Nem todas as reações redox envolvem o oxigênio, mas *todas as reações de oxidação e de redução envolvem a transferência de elétrons entre substâncias*. Quando uma substância aceita elétrons, dizemos que ela é **reduzida** porque há uma redução na carga positiva em um átomo da substância. Na equação iônica líquida para a reação de um sal de prata com cobre metálico, por exemplo, os íons  $\text{Ag}^+$  carregados positivamente são reduzidos a átomos de prata não carregados quando aceitam elétrons do cobre metálico (Figura 5.13).



(a)



(b)

**Figura 5.12 Oxirredução.** (a) Minério de ferro, que consiste principalmente em  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , é reduzido a ferro metálico com monóxido de carbono em um alto-forno, processo realizado em larga escala. (b) A oxidação do magnésio converte o magnésio metálico em óxido de magnésio.

© 2009 Jupiterimages Corporation

Charles D. Winters

**Figura 5.13** A oxidação de cobre metálico por íons prata. Um pedaço limpo de fio de cobre é colocado em uma solução de nitrato de prata,  $\text{AgNO}_3$ . Com a passagem do tempo, o cobre reduz os íons  $\text{Ag}^+$  formando cristais de prata, e o cobre metálico é oxidado a íons  $\text{Cu}^{2+}$ . A coloração azul da solução deve-se à presença de íons cobre(II) em solução.



Fio de cobre puro

Fio de cobre em solução diluída de  $\text{AgNO}_3$ ; após várias horasColoração azul devida à formação de íons  $\text{Cu}^{2+}$  na reação redox

Cristais de prata formados após várias semanas

Fotos a, b e c: Charles D. Winters

Uma vez que o cobre fornece os elétrons para a prata e faz com que os íons  $\text{Ag}^+$  sejam reduzidos, o Cu é o *agente redutor*.

Quando uma substância *perde elétrons*, a carga positiva em um átomo da substância aumenta. Dizemos que a substância foi **oxidada**. Em nosso exemplo, o cobre libera elétrons ao passar para  $\text{Cu}^{2+}$ , portanto o metal é oxidado. Para que isso aconteça, algo deve estar disponível para receber os elétrons oferecidos pelo cobre. Nesse caso, o  $\text{Ag}^+$  é o receptor de elétrons, e sua carga é reduzida a zero na prata metálica. Assim, o  $\text{Ag}^+$  é o “agente” que causa a oxidação do cobre metálico, ou seja,  $\text{Ag}^+$  é o agente oxidante. Em cada reação de oxirredução, um reagente é reduzido (e, conseqüentemente, é o agente oxidante) e outro é oxidado (e, conseqüentemente, é o agente redutor). Podemos mostrar isso dividindo a reação redox geral  $X + Y \rightarrow X^{n+} + Y^{n-}$  em duas partes ou semirreações.

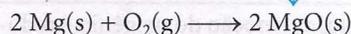
#### • Balanceamento de Equações de Reações Redox

A noção de que uma reação redox pode ser dividida em uma parte referente à oxidação e outra referente à redução levará a um método para balancear as equações mais complexas para as reações redox, descritas no Capítulo 20, vol. 2.

Semirreação	Transferência de Elétrons	Resultado
$X \longrightarrow X^{n+} + ne^-$	X transfere elétrons para Y	X é oxidado a $X^{n+}$ X é o agente redutor
$Y + ne^- \longrightarrow Y^{n-}$	Y aceita elétron(s) de X	Y é reduzido a $Y^{n-}$ Y é o agente oxidante

Na reação entre magnésio e oxigênio (Figura 5.12b), o oxigênio é reduzido porque ganha elétrons (quatro elétrons por molécula) ao passar para óxido. Portanto, o  $\text{O}_2$  é o agente oxidante.

Mg libera  $2e^-$  por átomo. Mg é oxidado a  $\text{Mg}^{2+}$  e é o agente redutor.



$\text{O}_2$  ganha  $4e^-$  por molécula para formar  $2\text{O}^{2-}$ .  
O  $\text{O}_2$  é reduzido e é o agente oxidante.

Na mesma reação, o magnésio é o agente redutor porque libera dois elétrons por átomo ao ser oxidado ao íon  $\text{Mg}^{2+}$  (e portanto dois átomos de Mg são necessários para fornecer os quatro elétrons exigidos por uma molécula de  $\text{O}_2$ ). Todas as reações redox podem ser analisadas de forma semelhante.

## NÚMEROS DE OXIDAÇÃO

Como se pode constatar que uma reação é de oxirredução? Como se pode determinar qual substância ganhou, ou perdeu, elétrons, e dessa forma determinar qual substância é o agente oxidante (ou redutor)? Algumas vezes isso é óbvio. Por exemplo, se um elemento não combinado passa a fazer parte de um composto (Mg torna-se parte de  $\text{MgO}$ , por exemplo), com certeza trata-se de um processo redox. Caso não seja óbvio, então a resposta é *procurar por uma variação no número de oxidação de um elemento no curso da reação*. O **número de oxidação** de um átomo em um íon ou molécula é definido como a carga que um átomo tem, ou aparenta ter, conforme determinado pelas seguintes regras de atribuição dos números de oxidação. Essas regras são:

1. Cada átomo em um elemento (ou substância simples) apresenta número de oxidação igual a zero. O número de oxidação do Cu no cobre metálico, assim como para cada átomo em  $I_2$  ou  $S_8$ , é 0.
2. Para íons monoatômicos, o número de oxidação é igual à carga do íon. Elementos dos grupos periódicos 1A-3A formam íons monoatômicos com uma carga positiva e número de oxidação igual ao número do grupo. O magnésio forma  $Mg^{2+}$ , e, portanto, seu número de oxidação é +2 [Seção 3.3].
3. O flúor sempre tem número de oxidação -1 em compostos com todos os outros elementos.
4. Cl, Br e I sempre têm número de oxidação -1 em compostos, exceto quando combinados com oxigênio ou flúor. Isso significa que o Cl tem número de oxidação -1 em NaCl (no qual Na é +1, conforme previsto pelo fato de que ele é um membro do Grupo 1A). Porém, no íon  $ClO^-$ , o Cl tem número de oxidação +1 (e o oxigênio tem número de oxidação -2; veja a Regra 5).
5. O número de oxidação do H é +1 e do O é -2 na maioria de seus compostos. Embora essa regra se aplique a um enorme número de compostos, existem exceções importantes.
  - Quando o H forma um composto binário com um metal, o metal forma um íon positivo e o H torna-se um íon hidreto,  $H^-$ . Portanto, em  $CaH_2$ , o número de oxidação do Ca é +2 (igual ao número do grupo) e o do H é -1.
  - O oxigênio pode ter número de oxidação -1 em uma classe de compostos chamada de peróxidos. Por exemplo, em  $H_2O_2$ , peróxido de hidrogênio, o H recebe seu número de oxidação normal, +1, portanto o O é -1.
6. A soma algébrica dos números de oxidação em um composto neutro deve ser zero; em um íon poliatômico, a soma deve ser igual à carga do íon. Por exemplo, no  $HClO_4$ , atribui-se +1 ao átomo de H e -2 ao átomo de O. Isto significa que o átomo de Cl deve ser +7. Exemplos adicionais podem ser encontrados no Exemplo 5.6.

#### • Por Que Usar os Números de Oxidação?

O motivo de se aprender os números de oxidação, nesse ponto, é para ser capaz de identificar quais reações são de oxirredução, qual é o agente oxidante e qual é o agente redutor em uma reação. Para uma discussão mais detalhada das reações redox, veja o Capítulo 20, vol. 2.

## UM EXAME MAIS DETALHADO

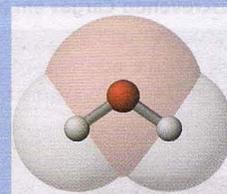
### Os Números de Oxidação são "Reais"?

Os números de oxidação refletem a carga elétrica real sobre um átomo em uma molécula ou íon? À exceção dos íons monoatômicos como o  $Cl^-$  ou o  $Na^+$ , a resposta é não.

Os números de oxidação pressupõem que os átomos em uma molécula são íons positivos ou negativos, o que não é verdade. Por exemplo, em  $H_2O$ , os átomos de H não são íons  $H^+$ , e os átomos de O não são íons  $O^{2-}$ . Isso não quer dizer, entretanto, que os átomos nas moléculas não possuem uma carga elétrica de algum tipo. Na água, por exemplo, cálculos indicam que o átomo de O tem uma carga de aproximadamente -0,4 (ou 40% da carga do elétron), e os átomos de H têm uma carga de +0,2 cada.

Então, por que usar números de oxidação? Os números de oxidação fornecem um meio de dividir os elétrons em uma molécula ou íon poliatômico. Em uma reação redox, essa distribuição dos elétrons se altera. Usamos isso como uma maneira de determinar se uma reação redox de fato ocorreu, para distinguir os agentes de oxidação e redução e, conforme se verá no Capítulo 20 do vol. 2, como forma de balancear equações de reações redox.

carga no átomo de O = -0,4



carga no átomo de H = +0,2

### Exemplo 5.6 Determinando Números de Oxidação

**Problema** • Determine o número de oxidação do elemento indicado em cada um dos seguintes compostos ou íons:

- (a) Alumínio no óxido de alumínio,  $Al_2O_3$
- (b) Fósforo no ácido fosfórico,  $H_3PO_4$
- (c) Enxofre no íon sulfato,  $SO_4^{2-}$
- (d) Cada átomo de Cr no íon dicromato,  $Cr_2O_7^{2-}$

**Estratégia** • Siga as regras apresentadas no texto, com especial atenção às regras 5 e 6.

**Solução •**

- (a) O  $\text{Al}_2\text{O}_3$  é um composto neutro. Supondo que o O tenha seu número de oxidação comum de  $-2$ , o número de oxidação do Al deve ser  $+3$ , de acordo com a sua posição na Tabela Periódica.

$$\begin{aligned} \text{Carga líquida em } \text{Al}_2\text{O}_3 &= 0 \\ &= \text{soma dos números de oxidação dos átomos de Al} + \text{números de oxidação do O} \\ &= 2(+3) + 3(-2) \end{aligned}$$

- (b) O  $\text{H}_3\text{PO}_4$  tem uma carga global igual a 0. Se cada átomo de oxigênio tem um número de oxidação  $-2$ , e o número de oxidação do H é  $+1$ , então o número de oxidação do P tem de ser  $+5$ .

$$\begin{aligned} \text{Carga líquida no } \text{H}_3\text{PO}_4 &= 0 \\ &= \text{soma dos números de oxidação dos átomos de H} + \text{número de oxidação do P} + \\ &\quad \text{soma dos números de oxidação dos átomos de O} \\ &= 3(+1) + (+5) + 4(-2) \end{aligned}$$

- (c) O íon sulfato,  $\text{SO}_4^{2-}$ , tem uma carga global igual a  $-2$ . Já que esse composto não é um peróxido, atribui-se ao O número de oxidação  $-2$ , o que significa que o S tem número de oxidação  $+6$ .

$$\begin{aligned} \text{Carga líquida no } \text{SO}_4^{2-} &= -2 \\ &= \text{número de oxidação do S} + \text{soma dos números de oxidação dos átomos de O} \\ &= (+6) + 4(-2) \end{aligned}$$

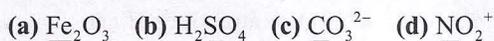
- (d) A carga líquida no íon dicromato,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , é  $-2$ . Atribuindo a cada O um número de oxidação  $-2$ , temos que cada átomo de Cr possui um número de oxidação  $+6$ .

$$\begin{aligned} \text{Carga líquida no } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} &= -2 \\ &= \text{soma dos números de oxidação dos átomos de Cr} + \text{soma dos números de oxidação dos átomos de O} \\ &= 2(+6) + 7(-2) \end{aligned}$$

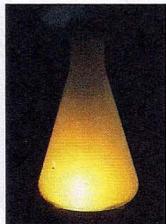
**Exercício 5.10 Determinando Números de Oxidação****• Escrevendo Cargas em Íons**

A forma convencional de escrever íons é: número, sinal ( $\text{Cu}^{2+}$ ), enquanto os números de oxidação são escritos como: sinal, número. Por exemplo, o número de oxidação do  $\text{Cu}^{2+}$  é  $+2$ .

Atribua o número de oxidação ao átomo sublinhado em cada um dos íons ou moléculas.



Charles D. Winters

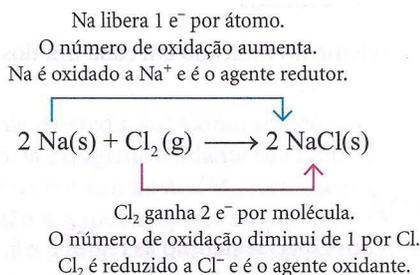
**• Reação Sódio/Cloro**

O sódio metálico reduz o gás cloro. o produto. Veja a Figura 1.7, página 17.

**RECONHECENDO REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO**

Você pode dizer se uma reação envolve oxidação e redução avaliando o número de oxidação de cada elemento e notando se qualquer um destes números varia no decorrer da reação. Em muitos casos, entretanto, essa análise não será necessária. Será obvio que uma reação redox ocorreu se um elemento não combinado é convertido em um composto ou envolve algum tipo bem conhecido de oxidante ou redutor (Tabela 5.4).

Assim como o oxigênio,  $\text{O}_2$ , os halogênios ( $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$  e  $\text{I}_2$ ) são sempre agentes oxidantes nas suas reações com metais e não metais (veja a Figura 1.7).



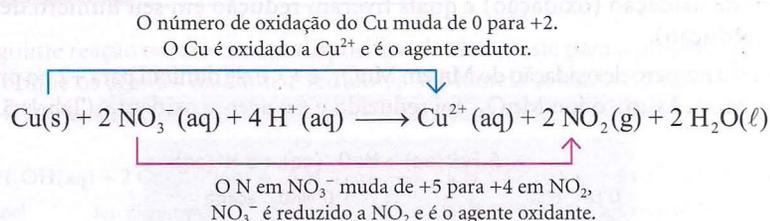
Uma molécula de cloro acaba se tornando dois íons  $\text{Cl}^-$ , tendo adquirido 2 elétrons (de dois átomos de Na) por molécula de  $\text{Cl}_2$ . Dessa forma, o número de oxidação de cada átomo de cloro diminuiu de 0 para  $-1$ . Isso significa que o  $\text{Cl}_2$  foi reduzido e é, portanto, o agente oxidante.

**Tabela 5.4 Agentes Oxidantes e Redutores Comuns**

Agente Oxidante	Produto de Reação	Agente Redutor	Produto de Reação
$\text{O}_2$ , oxigênio	$\text{O}^{2-}$ , íon óxido ou O combinado em $\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2$ , hidrogênio	$\text{H}^+$ (aq), íon hidrogênio ou H combinado em $\text{H}_2\text{O}$ ou outras moléculas
Halogênio, $\text{F}_2$ , $\text{Cl}_2$ , $\text{Br}_2$ ou $\text{I}_2$	Íon haleto, $\text{F}^-$ , $\text{Cl}^-$ , $\text{Br}^-$ ou $\text{I}^-$	M, metais como Na, K, Fe e Al	$\text{M}^{n+}$ , íons metálicos como $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{Fe}^{2+}$ ou $\text{Fe}^{3+}$ e $\text{Al}^{3+}$
$\text{HNO}_3$ , ácido nítrico	Óxidos de nitrogênio*, como NO e $\text{NO}_2$	C, carbono (usado para reduzir óxidos metálicos)	CO e $\text{CO}_2$
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , íon dicromato	$\text{Cr}^{3+}$ , íon cromo(III) (em solução ácida)		
$\text{MnO}_4^-$ , íon permanganato	$\text{Mn}^{2+}$ , íon manganês(II) (em solução ácida)		

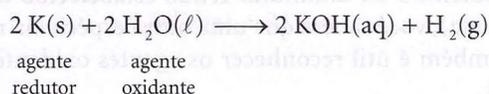
\* NO é produzido com  $\text{HNO}_3$ , ao passo que  $\text{NO}_2$  é um produto do ácido concentrado.

A Figura 5.14 ilustra a química de outro agente oxidante excelente, o ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ . Aqui, o cobre metálico é oxidado, formando nitrato de cobre(II) e o íon nitrato é reduzido ao gás marrom  $\text{NO}_2$ . A equação iônica líquida para a reação é

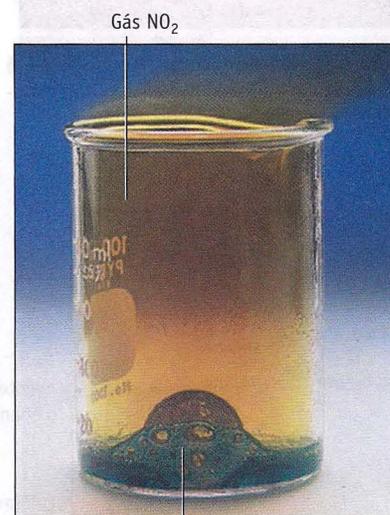
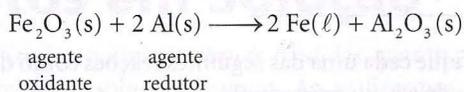


O nitrogênio foi reduzido de +5 (no íon  $\text{NO}_3^-$ ) a +4 (em  $\text{NO}_2$ ); consequentemente, o íon nitrato na solução ácida é um agente oxidante. O cobre metálico, como todos os metais, é o agente redutor; aqui cada átomo do metal fornece dois elétrons para produzir o íon  $\text{Cu}^{2+}$ .

Nas reações do sódio com cloro e cobre com ácido nítrico, os metais são oxidados. Isso é típico dos metais, que em geral são bons agentes redutores. Certamente, os metais alcalinos e alcalino-terrosos são agentes redutores especialmente bons. Um outro exemplo disso é a reação do potássio com a água. Aqui o potássio reduz o hidrogênio da água ao gás  $\text{H}_2$  (página 70).



O alumínio metálico, um bom agente redutor, e é capaz de reduzir o óxido de ferro(III) a ferro metálico em uma reação chamada *reação térmita*.



Cobre metálico é oxidado a  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  verde

**Figura 5.14** A reação de cobre com ácido nítrico. O cobre (agente redutor) reage vigorosamente com ácido nítrico concentrado, um agente oxidante, para formar o gás marrom  $\text{NO}_2$  e uma solução verde de nitrato de cobre(II). Note que o ácido nítrico, um ácido comum, pode ser tanto um agente oxidante quanto um ácido.

Charles D. Winters

Nessa reação, uma quantidade tão grande de calor é liberada que o ferro é produzido no estado fundido (Figura 5.15).

As Tabelas 5.4 e 5.5 podem ajudá-lo a organizar seu raciocínio ao procurar por reações de oxirredução e a usar sua terminologia.

### Tabela 5.5 Reconhecendo Reações de Oxirredução

	Oxidação	Redução
Em termos do número de oxidação	Aumento do número de oxidação de um átomo	Diminuição do número de oxidação de um átomo
Em termos de elétrons	Perda de elétrons por um átomo	Ganho de elétrons por um átomo
Em termos de oxigênio	Ganho de um ou mais átomos de O	Perda de um ou mais átomos de O

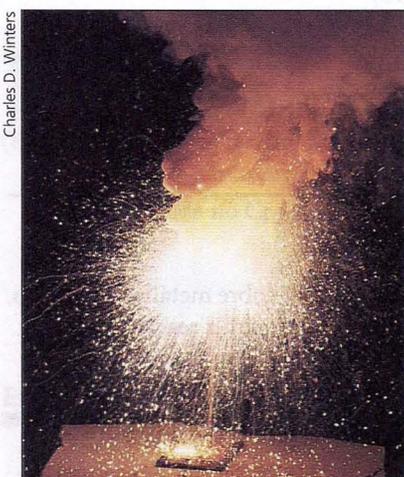
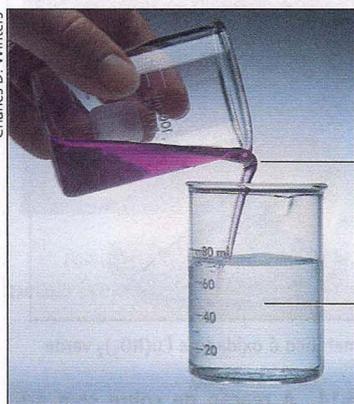


Figura 5.15 Reação térmica. Aqui o  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  é reduzido pelo alumínio metálico para produzir ferro metálico e óxido de alumínio.



$\text{MnO}_4^-$ (aq)  
agente oxidante

$\text{Fe}^{2+}$ (aq)  
agente redutor

A reação entre o íon ferro(II) e o íon permanganato. A reação do íon permanganato, roxo ( $\text{MnO}_4^-$ , o agente oxidante), com o íon ferro(II) ( $\text{Fe}^{2+}$ , o agente redutor) em solução aquosa acidificada forma o íon quase incolor manganês(II) ( $\text{Mn}^{2+}$ ) e o íon ferro(III), ( $\text{Fe}^{3+}$ ).

### Exemplo 5.7 Reação de Oxirredução

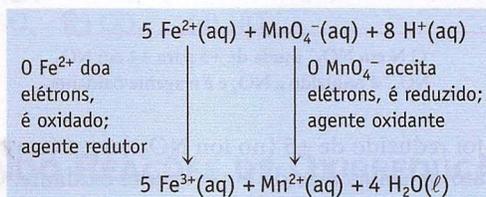
**Problema** • Para a reação do íon ferro(II) com permanganato em meio ácido aquoso,



decida quais átomos estão passando por mudanças em seus números de oxidação e identifique os agentes oxidante e redutor.

**Estratégia** • Defina o número de oxidação dos átomos em cada um dos íons ou moléculas envolvidos na reação. Decida quais átomos tiveram aumento de seu número de oxidação (oxidação) e quais tiveram redução em seu número de oxidação (redução).

**Solução** • O número de oxidação do Mn em  $\text{MnO}_4^-$  é +7, e ele diminui para +2 no produto, o íon  $\text{Mn}^{2+}$ . Assim, o íon  $\text{MnO}_4^-$  foi reduzido e é o agente oxidante (Tabela 5.4).



O número de oxidação do ferro aumentou de +2 para +3; portanto, o  $\text{Fe}^{2+}$  perdeu elétrons ao ser oxidado a  $\text{Fe}^{3+}$  (Tabela 5.5). Isso significa que o íon  $\text{Fe}^{2+}$  é o agente redutor.

**Comentário** • Se um dos reagentes em uma reação redox é frequentemente uma substância simples (nesse caso, o  $\text{Fe}^{2+}$ ), e normalmente é evidente se seu número de oxidação aumentou ou diminuiu. Tendo estabelecido uma espécie como reduzida (ou oxidada), você saberá que uma outra espécie na reação foi oxidada (ou reduzida). Também é útil reconhecer os agentes oxidantes e redutores comuns (Tabela 5.4).

### Exemplo 5.8 Tipos de Reações

**Problema** • Classifique cada uma das seguintes reações como de precipitação, ácido-base, de formação de gás ou oxirredução.

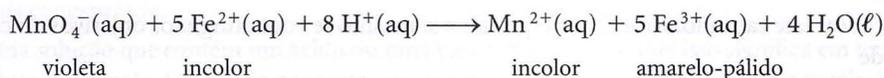


## Titulações Que Utilizam Reações de Oxirredução

Reações de oxirredução (Seção 5.7) também podem ser usadas na análise química por titulação. Muitas dessas reações completam-se rapidamente em solução aquosa, e existem métodos para determinar seus pontos de equivalência.

### Exemplo 5.16 Usando uma Reação de Oxirredução em uma Titulação

**Problema** • Deseja-se analisar um minério de ferro para determinar seu conteúdo de ferro. O ferro na amostra pode ser convertido quantitativamente em íon ferro(II),  $\text{Fe}^{2+}$ , em solução aquosa, e essa solução pode ser então titulada com permanganato de potássio aquoso,  $\text{KMnO}_4$ . A equação iônica líquida balanceada para a reação que ocorre no decorrer dessa titulação é:



Uma amostra de 1,026-g do minério que contém ferro requer 24,35 mL de  $\text{KMnO}_4$  0,0195 M para alcançar o ponto de equivalência. Qual é a porcentagem em massa de ferro no minério?

**Estratégia** • Já que conhecemos a concentração molar e o volume da solução  $\text{KMnO}_4$ , a quantidade de  $\text{KMnO}_4$  usada na titulação pode ser calculada. Usando o fator estequiométrico, a quantidade de  $\text{KMnO}_4$  é relacionada à quantidade de íon ferro(II). A quantidade de ferro(II) é convertida em sua massa e a porcentagem em massa de ferro na amostra é determinada.

**Solução** • Primeiro, calcule a quantidade de  $\text{KMnO}_4$ :

$$c_{\text{KMnO}_4} \times V_{\text{KMnO}_4} = \frac{0,0195 \text{ mol KMnO}_4}{\text{L}} \times 0,02435 \text{ L}$$

$$= 0,000475 \text{ mol KMnO}_4$$

Use o fator estequiométrico para calcular a quantidade de íon ferro(II):

$$0,000475 \text{ mol KMnO}_4 \times \frac{5 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol KMnO}_4} = 0,00237 \text{ mol Fe}^{2+}$$

A massa de ferro no minério pode agora ser calculada:

$$0,00237 \text{ mol Fe}^{2+} \times \frac{55,85 \text{ g Fe}^{2+}}{1 \text{ mol Fe}^{2+}} = 0,133 \text{ g Fe}^{2+}$$

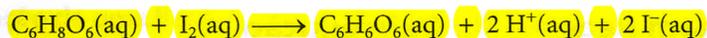
e finalmente a porcentagem em massa pode ser determinada:

$$\frac{0,133 \text{ g Fe}^{2+}}{1,026 \text{ g amostra}} \times 100\% = 12,9\% \text{ ferro}$$

**Comentário** • Esta é uma reação analítica útil, porque é fácil detectar quando todo o ferro(II) reagiu. O íon  $\text{MnO}_4^-$  tem cor violeta intensa, mas quando reage com o  $\text{Fe}^{2+}$  a cor desaparece porque o produto da reação, o íon  $\text{Mn}^{2+}$ , é incolor. Assim, enquanto  $\text{KMnO}_4$  é adicionado de uma bureta, a cor violeta desaparece enquanto as soluções se misturam. Quando todo o  $\text{Fe}^{2+}$  for convertido em  $\text{Fe}^{3+}$ , todo o  $\text{KMnO}_4$  adicional dará à solução uma cor violeta permanente. Portanto, a solução  $\text{KMnO}_4$  é adicionada da bureta até que a solução inicialmente incolor contendo  $\text{Fe}^{2+}$  torne-se ligeiramente violeta, sinal de que o ponto de equivalência foi alcançado.

### Exercício 5.22 Usando uma Reação de Oxirredução em uma Titulação

A vitamina C, ácido ascórbico ( $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ ), é um agente redutor. Uma forma de determinar o índice de ácido ascórbico de uma amostra consiste em misturar o ácido com excesso de iodo:



e então titular o iodo, que *não* reagiu com o ácido ascórbico, com tiosulfato de sódio. A equação iônica líquida balanceada para a reação que ocorre no decorrer dessa titulação é:



Suponha que 50,00 mL de  $\text{I}_2$  0,0520 M foram adicionados à amostra que contém o ácido ascórbico. Depois que a reação  $\text{I}_2$ /ácido ascórbico foi completada, o  $\text{I}_2$  não usado na reação precisou de 20,30 mL de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  0,196 M na titulação para atingir o ponto de equivalência. Calcule a massa de ácido ascórbico na amostra desconhecida.

## Revisão dos Objetivos do Capítulo

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

### Compreender a natureza das substâncias iônicas dissolvidas em água

- Explicar a diferença entre eletrólitos e não eletrólitos e reconhecer exemplos de cada (Seção 5.1 e Figura 5.2).
- Predizer a solubilidade de compostos iônicos em água. (Seção 5.1 e Figura 5.3).
- Reconhecer quais íons são formados quando um composto ou um ácido iônico ou um ácido ou uma base dissolvem-se em água (Seções 5.1-5.3).

### Reconhecer ácidos e bases comuns e compreender seu comportamento em solução aquosa (Seção 5.3 e Tabela 5.2)

- Conhecer os nomes e fórmulas de ácidos e bases comuns.
- Categorizar ácidos e bases como fortes ou fracos.

### Reconhecer e escrever equações para os tipos comuns de reação em solução aquosa

- Prever os produtos de reações de precipitação (Seção 5.2), que envolvem a formação de um produto de reação insolúvel pela troca de ânions entre os cátions dos reagentes.
- Escrever equações iônicas líquidas e mostrar como chegar a essas equações para uma determinada reação (Seções 5.2 e 5.6).
- Prever os produtos das reações ácido-base que envolvem ácidos comuns e bases fortes (Seção 5.4).
- Compreender que a equação iônica líquida para a reação de um ácido forte com uma base forte é  $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$  (Seção 5.4).
- Prever os produtos de reações formadoras de gases (Seção 5.5), as mais comuns das quais são aquelas entre um carbonato metálico e um ácido.
- Usar as ideias desenvolvidas nas Seções 5.2-5.7 como auxílio para reconhecer quatro dos tipos comuns de reação que ocorrem em solução aquosa e escrever equações balanceadas para essas reações (Seção 5.6).

Tipo de Reação	Força Motriz
Precipitação	Formação de um composto insolúvel
Ácido-base forte	Formação de um sal e água
Formadora de gás	Liberação de um gás tal como o $\text{CO}_2$
Oxirredução	Transferência de elétrons

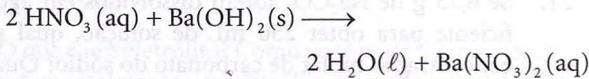
Os três primeiros tipos de reação envolvem a troca de ânions entre os cátions envolvidos, e são portanto chamadas de reações da troca. O quarto tipo (reações redox) envolve transferência dos elétrons.

- Identificar reações reagente- e produto- favorecidas.

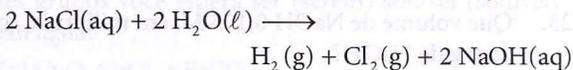
## Estequiometria das Reações em Solução

(Veja o Exemplo 5.12)

31. Que volume de  $\text{HNO}_3$  0,109 M, em mililitros, é necessário para reagir completamente com 2,50 g de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ?

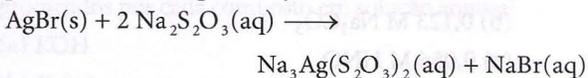


32. Quando uma corrente elétrica é passada através de uma solução aquosa de  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2(\text{g})$ ,  $\text{Cl}_2(\text{g})$ , e  $\text{NaOH}$ , todos os produtos químicos industriais valiosos são produzidos.

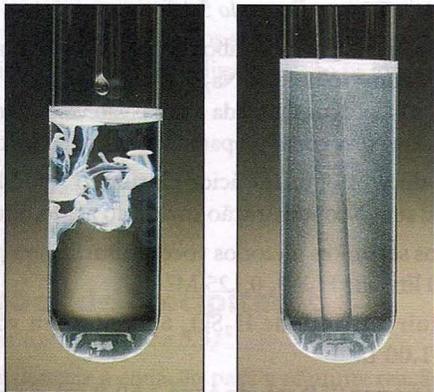


Que massa de  $\text{NaOH}$  pode ser produzida a partir de 15,0 L de  $\text{NaCl}$  0,35 M? Que massa de cloro pode ser obtida?

33. No processo de revelação fotográfica, o brometo de prata é dissolvido pela adição de tiosulfato de sódio:



Se você quiser dissolver 0,225 g de  $\text{AgBr}$ , que volume de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  0,0138 M, em mililitros, deve ser usado?



Fotos a e b: Charles D. Winters

**A química da prata.** (a) Um precipitado de  $\text{AgBr}$  é formado pela adição de  $\text{AgNO}_3(\text{aq})$  a  $\text{KBr}(\text{aq})$ . (b) Ao adicionar  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{aq})$ , tiosulfato de sódio, o  $\text{AgBr}$  sólido dissolve-se.

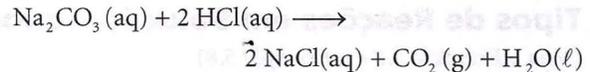
34. Que volume de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  0,750 M, em mililitros, é necessário para reagir completamente com 1,00 L da solução de  $\text{NaCl}$  2,25 M? A equação balanceada é:



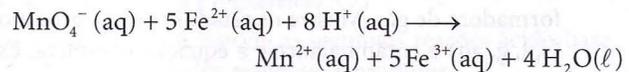
## Titulações

(Veja os Exemplos 5.13-5.16)

35. Que volume de  $\text{HCl}$  0,812 M, em mililitros, é necessário para titular 1,45 g de  $\text{NaOH}$  até o ponto de equivalência?
- $$\text{NaOH}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{NaCl}(\text{aq})$$
36. Se 38,55 mL de  $\text{HCl}$  forem usados para titular 2,150 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  de acordo com a equação abaixo, qual é a molaridade do  $\text{HCl}$ ?



37. Você tem 0,954 g de um ácido desconhecido,  $\text{H}_2\text{A}$ , que reage com  $\text{NaOH}$  de acordo com a equação balanceada:
- $$\text{H}_2\text{A}(\text{aq}) + 2 \text{NaOH}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Na}_2\text{A}(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$$
- Se 36,04 mL de  $\text{NaOH}$  0,509 M forem gastos para titular o ácido até o ponto de equivalência, qual é a massa molar do ácido?
38. Para analisar um composto que contém ferro, converte-se todo o ferro a  $\text{Fe}^{2+}$  em solução aquosa e, então, titula-se a solução com o  $\text{KMnO}_4$  padronizado. A equação iônica líquida balanceada é:



Uma amostra de 0,598 g do composto que contém ferro requer 22,25 mL de  $\text{KMnO}_4$  0,0123 M para atingir o ponto de equivalência da titulação. Qual é a porcentagem em massa de ferro na amostra?

## QUESTÕES GERAIS

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

39. Dê a fórmula para os seguintes compostos:
- um composto solúvel contendo o íon brometo
  - um hidróxido insolúvel
  - um carbonato insolúvel
  - um composto solúvel contendo nitrato
40. Quais dos seguintes sais de cobre(II) são solúveis em água e quais são insolúveis:  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CuCO}_3$ ,  $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{CuCl}_2$ ?
41. Identifique o íon ou os íons espectadores na reação do ácido nítrico e o hidróxido de magnésio e escreva a equação iônica líquida:
- $$2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{NO}_3^-(\text{aq})$$
42. O bromo é obtido da água do mar através da seguinte reação:
- $$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{NaBr}(\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{Br}_2(\ell)$$
- Quem foi oxidado? Quem foi reduzido?
  - Identifique os agentes oxidante e redutor.
  - Que massa de  $\text{Cl}_2$  é necessária para reagir completamente com 125 mL de  $\text{NaBr}$  0,153 M?
43. Qual contém a maior massa de soluto: 1 litro de  $\text{NaCl}$  0,1 M ou 1 litro de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  0,06 M?
44. Você tem um frasco de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  sólido e um balão volumétrico de 500 mL. Explique como se pode preparar uma solução 0,20 M de carbonato de sódio.

