

REAÇÕES DE OXIDAÇÃO E REDUÇÃO

20
aula

META

Apresentar os tipos de reações envolvendo transferência de elétrons.

OBJETIVOS

Ao estudar esta lição, o(a) aluno(a) deverá:
identificar e diferenciar uma reação de oxidação e de redução e aplicar o balanceamento em reações de oxidação e redução em solução aquosa.

PRÉ-REQUISITOS

Balanceamento de reações e cálculos estequiométricos.



Pilhas (Fonte: braganzonya.blogspot.com).

A variedade de reações químicas que ocorrem no nosso cotidiano é surpreendente. Nossa sociedade parece viver das pilhas e baterias que movimentam as calculadoras, carros, brinquedos, lâmpadas e muitas outras coisas. O branqueamento de roupas

INTRODUÇÃO

e a revelação fotográfica usam reações químicas em solução que envolve a *transferência de elétrons*. Os testes de glicose na urina ou de álcool no ar expirado são feitos com base em intensas mudanças de cor. As plantas transformam energia em compostos químicos através de uma série de reações chamadas de *cadeia de transporte de elétrons*. Todas essas reações envolvem transferência de elétrons entre as substâncias em processos chamados de reações redox.



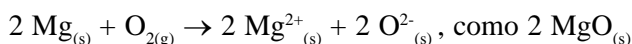
“A revelação fotográfica usa reações químicas em solução que envolve a transferência de elétrons”. (Fonte: <http://blog.wired.com>).

As reações redox formam a terceira das classes principais das reações químicas. Elas são extraordinariamente versáteis. Muitas reações comuns, como a combustão, a corrosão, a fotossíntese, o metabolismo dos alimentos e a extração de metais de minérios parecem completamente diferentes, mas, ao examinar essas reações a nível molecular, sob a óptica de um químico, pode-se ver que elas são exemplos de um único tipo de processo.

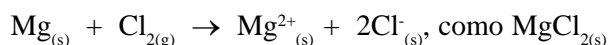
REAÇÕES REDOX

OXIDAÇÃO E REDUÇÃO

Examinemos algumas reações para ver o que elas têm em comum. Vejamos, em primeiro lugar, a reação entre o magnésio e o oxigênio, que produz óxido de magnésio. Essa é a reação usada em fogos de artifício, para produzir faíscas brancas. Ela é também usada, menos agradavelmente, em munição traçadora e em dispositivos incendiários. A reação entre o magnésio e o oxigênio é um exemplo clássico de reação de oxidação, que, no sentido original do termo, significa “reação com o oxigênio”. Durante a reação, os átomos do magnésio (Mg) sólido perdem elétrons para formar íons Mg^{2+} e os átomos do oxigênio (O) molecular ganham elétrons para formar íons O^{2-} :



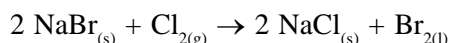
Uma reação semelhante acontece quando magnésio reage com cloro para produzir cloreto de magnésio:



Como o padrão de reação é o mesmo, faz sentido interpretar a segunda reação como uma “oxidação” do magnésio embora o oxigênio não esteja envolvido. Nos dois casos, há o aspecto comum da perda de elétrons do magnésio e sua transferência para outro reagente. A *transferência de elétrons* de uma espécie para outra é hoje reconhecida com a etapa essencial da oxidação. Os químicos defi-

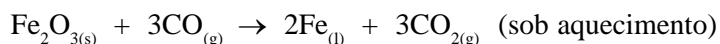
nem **oxidação** como a perda de elétrons, desconsiderando as espécies para as quais os elétrons migram.

Podemos reconhecer a perda de elétrons observando o aumento da carga de uma espécie. Essa regra também se aplica a ânions, como na oxidação dos íons brometo (carga -1) a bromo (carga 0) em uma reação usada comercialmente na obtenção de bromo.

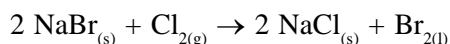


Neste exemplo, o íon brometo (como brometo de sódio) é oxidado a bromo pelo gás cloro.

Originalmente, o nome *redução* referia-se à extração de um metal de seu óxido, comumente pela reação com hidrogênio, carbono ou monóxido de carbono. Um exemplo é a redução do óxido de ferro(III) pelo monóxido de carbono na produção de aço:



Nessa reação, um óxido de um elemento converte-se no elemento livre, o oposto da oxidação. Na redução do óxido de ferro(III), os íons Fe^{3+} de Fe_2O_3 são convertidos em átomos de Fe, com carga zero, ao ganhar elétrons para neutralizar as cargas positivas. Este é o padrão comum a todas as reduções: em uma **redução**, um átomo *ganha* elétrons de outra espécie. Sempre que a carga de uma espécie diminui (como Fe^{3+} para Fe), dizemos que houve redução. A mesma regra se aplica se a carga é negativa. Assim, quando cloro converte-se em íons cloro na reação



a carga diminui de 0 (em Cl_2) a -1 (em Cl) e dizemos que o cloro se reduziu.

Vimos que:

Oxidação = processo de perda de elétrons

Redução = processo de ganho de elétrons

Então, os elétrons são partículas reais e não podem ser “perdidas”; portanto, sempre que, em uma reação, uma espécie se oxida, outra tem de se reduzir. A oxidação e a redução consideradas separadamente é como bater palmas com uma só mão: uma transferência precisa ocorrer juntamente com a outra, para que a reação possa

acontecer. Por isto, na reação entre cloro e brometo de sódio, os íons brometo são oxidados e as moléculas de cloro são reduzidas. Como a oxidação e redução estão sempre juntas, os químicos utilizam o termo reações redox, isto é, reações de oxidação-redução, sem separar as reações de oxidação das reações de redução.

NÚMEROS DE OXIDAÇÃO

Para reconhecer as reações redox, é preciso decidir se os elétrons migraram de um espécie a outra. No caso dos íons monoatômicos, a perda ou o ganho de elétrons é fácil de identificar, porque podemos monitorar as cargas das espécies. Por isso, quando os íons Br^- se convertem em átomos de bromo (nas moléculas de Br_2), sabemos que cada Br^- perdeu um elétron e, portanto, foi oxidado. Quando O_2 forma íons óxido, O^{2-} , sabemos que o oxigênio ganha elétrons e, portanto, foi reduzido. A dificuldade aparece quando a transferência de elétrons é acompanhada pela transferência de átomos. O cloro, por exemplo, é oxidado ou é reduzido quando se converte a íons hipoclorito, ClO^- ?

Os químicos encontraram uma maneira de seguir o caminho dos elétrons atribuindo um número de oxidação a cada elemento. O número de oxidação é definido do seguinte modo:

A oxidação corresponde ao aumento no número de oxidação.

A redução corresponde à diminuição no número de oxidação.

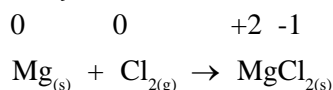
Uma reação redox, portanto, é qualquer reação na qual os números de oxidação se alteram.

O número de oxidação de um elemento em um íon monoatômico é igual à sua carga. Assim, o número de oxidação do magnésio é +2 nos íons Mg^{2+} e o número de oxidação do cloro é -1 nos íons Cl^- . O

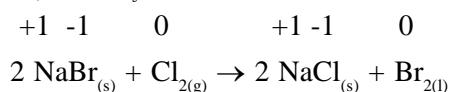


Ferrugem (Fonte: <http://olhares.aciou.pt>)

número de oxidação de um elemento na forma elementar é 0. Por isso, o metal magnésio tem número de oxidação zero e o cloro das moléculas Cl_2 também. Quando o magnésio se combina com o cloro, os números de oxidação mudam:



Pode-se ver que o magnésio oxidou e o cloro se reduziu. De forma semelhante, na reação entre o brometo de sódio e o cloro,



Nessa reação, o bromo se oxida e o cloro se reduz. Os íons sódio não se alteram.

Você ouvirá os químicos falarem em “número de oxidação” e em “estados de oxidação”. O número de oxidação é o número fixado de acordo com as regras que serão mostradas a seguir. O estado de oxidação é a condição real de uma espécie com um dado número de oxidação. Então um elemento tem certo número de oxidação e está no estado de oxidação correspondente. Por exemplo, Mg^{2+} está no estado de oxidação +2 do magnésio e, neste estado, o magnésio tem número de oxidação +2.

COMO ATRIBUIR OS NÚMEROS DE OXIDAÇÃO?

Para atribuir um número de oxidação a um elemento, começamos com duas regras simples:

- a) Número de oxidação de um elemento não combinado com outros elementos é 0.
- b) A soma dos números de oxidação de todos os átomos em uma espécie é igual à sua carga total.

Regras práticas:

1. O número de oxidação do hidrogênio é +1, quando combinado com não-metais e -1 em combinação com metais
2. Os números de oxidação dos elementos dos Grupos 1 e 2 são iguais ao número de seu grupo.

3. O número de oxidação de todos os halogênios é -1, a menos que o halogênio esteja em combinação com o oxigênio ou outro halogênio mais alto no grupo. O número de oxidação do flúor é -1 em todos os seus compostos.

4. O número de oxidação do oxigênio é -2 na maioria dos seus compostos. As exceções são os compostos com o hidrogênio e em certos metais como peróxidos (O_2^{2-}), superóxidos (O_2^-) e ozonetos (O_3^-).

Exemplo: vamos determinar os números de oxidação do enxofre em (a) SO_2 e (b) SO_4^{2-} .

Primeiro, representamos o número de oxidação do enxofre por x . O número de oxidação do oxigênio é -2 nos dois compostos.

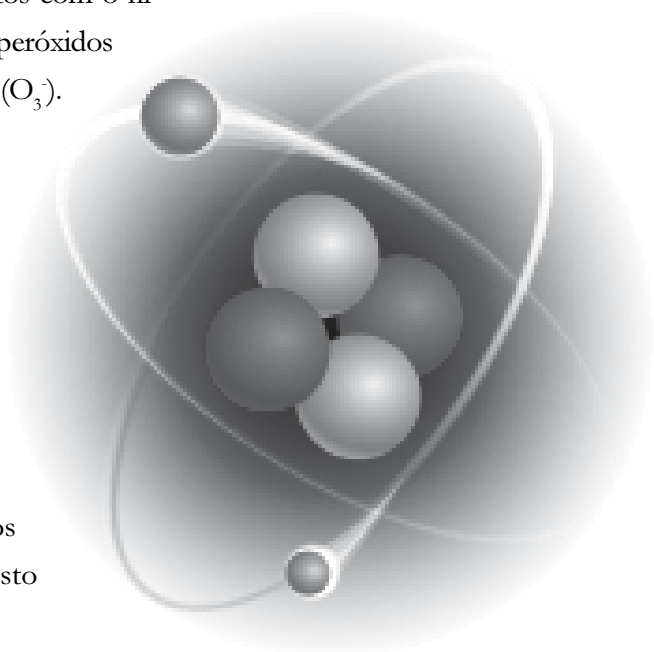
(a) Pela regra 2, a soma dos números de oxidação dos átomos no composto deve ser 0:

número de oxidação de S + [2 x (número de oxidação de O)] = 0

$x + [2 \times (-2)] = 0$, portanto, $x = +4$

(b) pela regra 2, a soma dos números de oxidação dos átomos no íon é -2, então:

$x + [4 \times (-2)] = -2$, $x = +6$



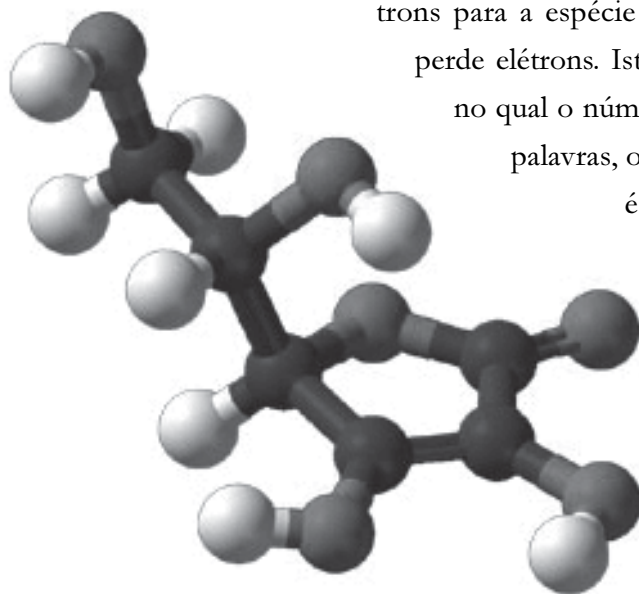
Ciência exata (Fonte: <http://saber.sapo.cv>).

OXIDANTES E REDUTORES

A espécie que provoca a oxidação em uma reação redox é chamada de agente oxidante (ou simplesmente, oxidante). Ao agir, o oxidante aceita os elétrons liberados pelas espécies que se oxidam. Em outras palavras, o oxidante contém um elemento no qual o número de oxidação diminui. Em outras palavras, o oxidante em uma reação redox é a espécie que é reduzida.

Por exemplo, o oxigênio remove elétrons do magnésio. Como o oxigênio aceita esses elétrons, seu número de oxidação diminui de 0 a -2 (uma redução). O oxigênio é, portanto, o oxidante nessa reação. Os oxidantes podem ser elementos, íons ou compostos.

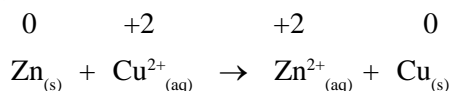
A espécie que produz redução é chamado de agente redutor (ou, simplesmente, redutor). Como o redutor fornece os elétrons para a espécie que está sendo reduzida, o redutor perde elétrons. Isto é, o redutor contém um elemento no qual o número de oxidação aumenta. Em outras palavras, o agente redutor em uma reação redox é a espécie que é oxidada.



Agente redutor (<http://bp3.blogger.com>).

Por exemplo, o metal magnésio fornece elétrons ao oxigênio, provocando a redução do oxigênio. Quando os átomos de magnésio perdem elétrons, o número de oxidação do magnésio aumenta de 0 a +2 (uma oxidação). Ele é o redutor na reação entre o magnésio e o oxigênio.

Para identificar o redutor e o oxidante em uma reação redox, é necessário comparar os números de oxidação dos elementos antes e depois da reação, para ver o que mudou. O reagente que contém um elemento que é reduzido na reação é o agente oxidante, e o reagente que contém um elemento que é oxidado é o agente redutor. Por exemplo, quando um pedaço de zinco é colocado em uma solução de cobre(II), a reação é:



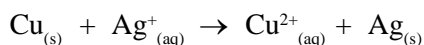
O número de oxidação do zinco aumenta de 0 a +2 (oxidação) e o do cobre diminui de +2 a 0 (redução). Portanto, como o zinco se oxida, o metal zinco é o redutor nessa reação, e, como o cobre se reduz, o íon cobre(II) é o oxidante.

Em resumo: a oxidação é produzida por agente oxidante, uma espécie que contém um elemento que se reduz. A redução é produzida por um agente redutor, uma espécie que contém um elemento que se oxida.

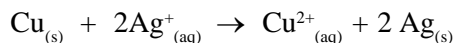
BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES REDOX SIMPLES

Como os elétrons não podem ser perdidos nem criados em uma reação química, todos os elétrons perdidos pela espécie que está sendo oxidada se transferem para a espécie que está sendo reduzida. Logo, a carga total dos reagentes deve ser igual à carga total dos produtos. Assim, ao balancear a equação química de uma reação redox, temos de balancear as cargas e os átomos.

Vejam, por exemplo, a equação iônica simplificada da oxidação do metal cobre a íons cobre(II) pelos íons prata:



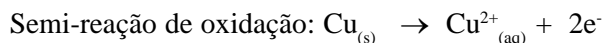
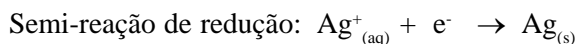
À primeira vista, a equação parece estar balanceada, porque o número de átomos de cada espécie é igual dos dois lados. Entretanto, o átomo de cobre perdeu dois elétrons e o átomo de prata ganhou só um. Para balancear os elétrons, é preciso balancear a carga e escrever:



BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES PELO MÉTODO DAS SEMI-REAÇÕES

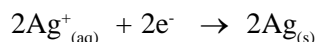
Vamos descrever o método de balanceamento da semi-reação, processo que envolve escrever equações balanceadas separadas para os processos de oxidação e de redução, chamadas de semi-reações. Uma semi-reação descreve a parte de oxidação da reação e uma segunda semi-reação descreve a parte de redução. A equação para a reação global é a soma das duas semi-reações, se feitos os ajustes (se necessários) em uma ou ambas as semi-reações, de modo a ba-

lançar o número de elétrons transferidos do agente redutor para o agente oxidante. Por exemplo, as semi-reações para a reação do cobre metálico com íons prata são:



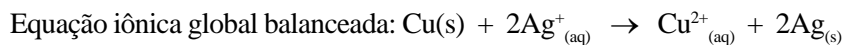
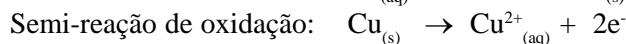
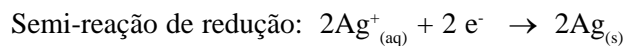
Observe que as equações para cada semi-reação são balanceadas em massa e carga. Na semi-reação do cobre, há um átomo de Cu de cada lado da equação (balanço de massa). A carga elétrica do lado direito da equação é 0 (a soma de +2 para o íon e -2 para os dois elétrons), assim como do lado esquerdo (balanço de carga).

Para produzir uma equação química global, somamos as duas semi-reações. Primeiro, entretanto, precisamos multiplicar a semi-reação da prata por 2.



Cada mol de átomos de cobre produz dois mols de elétrons, e dois mols de íons Ag^{+} são necessários para consumir esses elétrons.

Por fim, somando as duas semi-reações e cancelando os elétrons de ambos os lados, temos a equação iônica global para a reação:



A equação iônica global esta balanceada em massa e carga.

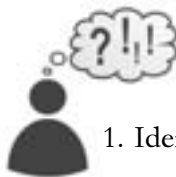
A tendência que tem os elétrons de se transferir em uma reação química depende das espécies envolvidas e sua concentração. Quando o processo é espontâneo, e a redução e a oxidação ocorrem em regiões fisicamente separadas, a reação pode produzir trabalho e forçar os elétrons a percorrerem um circuito externo. Uma reação de oxirredução pode ser balanceada dividindo-se a reação em duas semi-reações, uma para oxidação e outra para redução. Uma semi-reação é uma equação química balanceada que inclui elétrons.

CONCLUSÃO

RESUMO

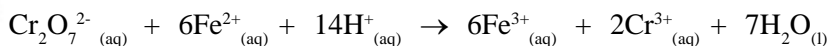


A transferência de elétrons de uma espécie para outra é um dos processos fundamentais que permitem a vida, a fotossíntese, às células a combustível e a purificação de metais. Compreender como os elétrons são transferidos permite determinar modos de usar as reações químicas. As reações de oxirredução (redox) estão entre as reações químicas mais comuns e importantes. Elas estão envolvidas em uma grande variedade de processos importantes incluindo a ferrugem do ferro, a fabricação e a ação de alvejantes e a respiração de animais. A oxidação refere-se à perda de elétrons. Contrariamente, a redução refere-se ao ganho de elétrons. Portanto, as reações redox ocorrem quando os elétrons são transferidos do átomo oxidado para o átomo reduzido.



ATIVIDADES

1. Identifique o oxidante e o redutor na seguinte reação:



Vejam as alterações sofridas pelos elementos crômio e ferro, separadamente.

a) Determine os números de oxidação de crômio.

Como reagente (em $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$): façamos o número de oxidação de Cr igual a x . Temos, então,

$$2x + [7 \times (-2)] = -2$$

$$2x - 14 = -2$$

O número de oxidação de Cr em $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ é $x = +6$. Como produto temos Cr^{3+} .

b) Decida se Cr se oxida ou reduz. Como $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}{}_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}{}_{(\text{aq})}$, o número de oxidação de Cr diminui de +6 a +3; logo Cr se reduz e o íon dicromato é o oxidante.

c) Determine os números de oxidação do ferro. Como reagente (Fe^{2+}): o número de oxidação é +2. Como produto (Fe^{3+}): o número de oxidação é +3.

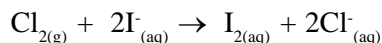
d) Decida se Fé se oxida ou se reduz. Como $\text{Fe}^{2+}{}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Fe}^{3+}{}_{(\text{aq})}$, o número de oxidação de Fe aumenta de +2 a +3; logo Fe se oxida e o íon ferro(II) é o redutor.



ATIVIDADES

1. Encontre os números de oxidação do enxofre, fósforo e nitrogênio em (a) H_2S ; (b) PO_4^{3-} ; (c) NO_3^- , respectivamente.
2. Encontre os números de oxidação do enxofre, nitrogênio e cloro em: (a) SO_4^{2-} ; (b) NO_3^- e (c) HClO_3 .
3. Quando o metal estanho é colocado em contato com uma solução de Fe^{3+} , ele reduz o ferro a ferro(II) e se oxida a íons estanho(II). Escreva a equação iônica simplificada da reação.
4. Use números de oxidação, em cada uma das seguintes reações, para identificar a substância oxidada e a substância reduzida.

(a) Produção do iodo a partir da água do mar:

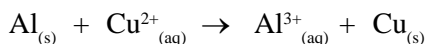


(b) Reação de preparação de um alvejante:



5. Quais destes você esperaria que fosse o agente oxidante mais forte? Explique seu raciocínio. (a) Cl_2 ou Cl^- ; (b) N_2O_5 ou N_2O .
6. Você escolheria um agente oxidante ou um agente redutor para fazer as seguintes conversões?
 - a) $\text{ClO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{ClO}_{2(g)}$
 - b) $\text{SO}_4^{2-}_{(aq)} \rightarrow \text{S}^{2-}_{(aq)}$
 - c) $\text{Mn}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{MnO}_{2(s)}$
7. As manchas da prataria são Ag_2S . (a) Quando a prataria fica manchada, o metal é oxidado ou reduzido? Responda essa questão usando os números de oxidação. (b) Se uma barra de prata é coberta com 5,0 g de sulfeto, que quantidade (em mols) de átomos de prata foi oxidada ou reduzida? c) Que quantidade (em mols) de elétrons foi transferida na parte (b)?

8. Balanceie a equação:



Identifique o agente oxidante, o agente redutor, a substância oxidada e a substância reduzida. Escreva as semi-reações balanceadas e a equação iônica global balanceada.

REFERÊNCIAS

KOTZ, J. C.; TREICHEL Jr., P. M. **Química Geral**. Trad. 5 ed. Thomson, 2003.

HEIN, M.; ARENA, S. **Fundamentos de Química Geral**. 9 ed. LTC., 2006.

ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química. Questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 3 ed. Bookman, 2006.

BROWN, T.L.; et al. **Química, a ciência central**. 9 ed. Prentice Hall, 2005.

RUSSEL, J. B. **Química Geral**. 2 Ed. Makron Books do Brasil, 1994.