

Reações Químicas

Principais Tipos de Reações

- Reações de síntese ou combinação
- Reações de análise ou decomposição
- Reações de deslocamento e de troca
 - Reações de neutralização (ácido-base)
 - Reações de precipitação
 - Reações de oxirredução

Combinação



Decomposição



Deslocamento (Simple troca)



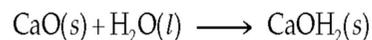
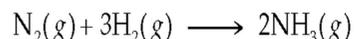
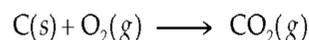
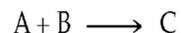
Metátese (Dupla troca)



Reações de Combinação e Decomposição

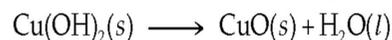
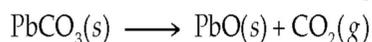
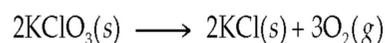
Reações de combinação e decomposição

Reações de combinação



Dois reagentes se combinam para formar um único produto. Muitos elementos reagem com outros dessa maneira para formar compostos.

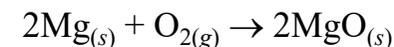
Reações de decomposição



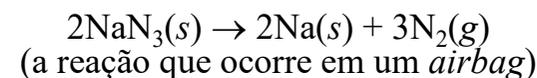
Um único reagente quebra-se para formar duas ou mais substâncias. Muitos compostos reagem dessa maneira quando aquecidos.

Reações de combinação e decomposição

- **As reações de combinação** têm menos produtos do que reagentes:

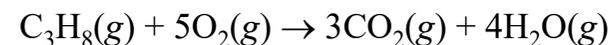


- **As reações de decomposição** têm menos reagentes do que produtos:



Combustão ao ar

Combustão é a queima de uma substância em oxigênio do ar:



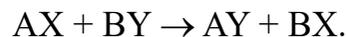
Reações de precipitação

- Quando duas soluções são misturadas e um sólido é formado, o sólido é chamado de um *precipitado*.
- O precipitado se forma porque o produto formado é insolúvel no meio de reação (geralmente água).
- A solubilidade dos compostos depende de sua natureza, mas algumas generalizações pode ser feitas.



Reações de dupla troca (metátese)

- Reações de metátese envolvem a troca de íons em solução:



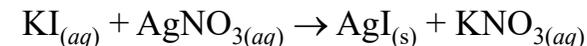
- As reações de metátese levarão a uma alteração na solução se um dos três eventos abaixo acontecer:
 - forma-se um sólido insolúvel (precipitado),
 - formam-se eletrólitos fracos ou não-eletrólitos ou
 - forma-se um gás insolúvel.

Regras de solubilidade em água para compostos iônicos comuns

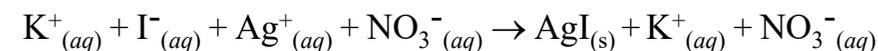
Compostos iônicos solúveis	Exceções importantes	
Compostos contendo	NO_3^-	Nenhuma
	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	Nenhuma
	Cl^-	Compostos de Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
	Br^-	Compostos de Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
	I^-	Compostos de Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
	SO_4^{2-}	Compostos de Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
Compostos iônicos insolúveis	Exceções importantes	
Compostos contendo	S^{2-}	Compostos de NH_4^+ dos cátions de metais alcalinos e Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+}
	CO_3^{2-}	Compostos de NH_4^+ e dos cátions de metais alcalinos
	PO_4^{3-}	Compostos de NH_4^+ e dos cátions de metais alcalinos
	OH^-	Compostos dos cátions de metais alcalinos e Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+}

Equações iônicas

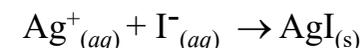
- **Equação química:** lista todas as substâncias envolvidas:



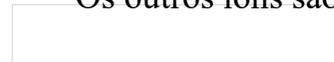
- **Equação iônica completa:** lista todos os *íons* envolvidos:



- **Equação iônica simplificada:** lista somente íons que efetivamente participam da reação:



Os outros íons são chamados *íons espectadores*



Reações de oxirredução

Regras para atribuir números de oxidação

1) Flúor nos seus compostos tem sempre $N_{ox} = -1$

2) Oxigênio nos seus compostos $N_{ox} = -2$

Exceções:

a) Nos peróxidos o $N_{ox} = -1$ e nos superóxidos $N_{ox} = -1/2$

b) Nos fluoretos a regra 1 tem preferência; para OF_2 $N_{ox} = +2$ e para O_2F_2 , $N_{ox} = +1$.

3) Hidrogênio nos seus compostos $N_{ox} = +1$

Exceção: Nos hidretos metálicos o $N_{ox} = -1$.

4) Elementos do grupo IA (metais alcalinos) e IIA (alcalino-terrosos) têm, respectivamente, $N_{ox} = +1$ e $+2$. Elementos do grupo IIIA, se combinados, geralmente têm $N_{ox} = +3$

5) Na fórmula da substância ou espécie (íon, átomo ou molécula), a soma dos N_{ox} 's de todos os átomos é igual à carga elétrica mostrada na fórmula. Isso implica que:

a) Átomos de qualquer elemento no estado livre (não combinado) têm $N_{ox} = 0$;

b) Um íon monoatômico tem N_{ox} igual à sua carga;

c) A soma dos N_{ox} 's de todos os átomos pertencentes à fórmula de um composto é zero;

ou a soma dos N_{ox} 's de todos os átomos

Exercícios

Atribuir os N_{ox} 's para **todos** os átomos nas seguintes espécies:

S_8

BaO_2

Cu

KNO_3

HCl

HSO_3^-

CH_4

$Cr_2O_7^{2-}$

NaH

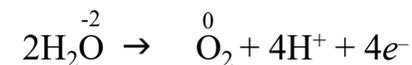
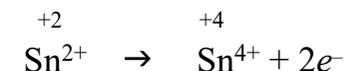
Fe_3O_4

BaO

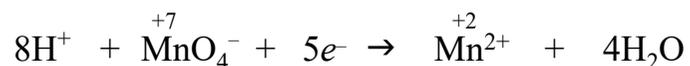
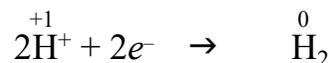
$C_6H_{12}O_6$

Oxidação e redução

Oxidação é qualquer reação em que uma substância ou espécie perde elétrons. Quando uma substância é oxidada, o número de oxidação de pelo menos um de seus átomos aumenta (fica mais positivo), pois elétrons são perdidos.

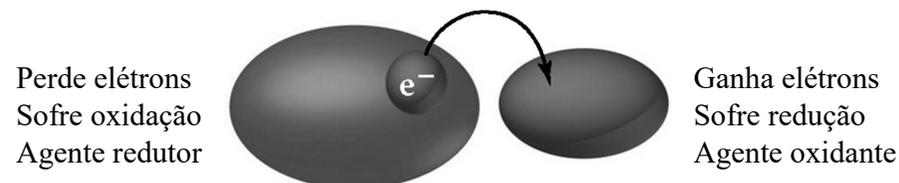


Redução é qualquer reação em que uma substância ou espécie ganha elétrons. Quando uma substância é *reduzida*, o número de oxidação de pelo menos um de seus átomos *diminui* (fica mais negativo), pois elétrons são recebidos.

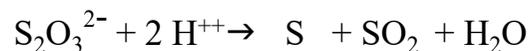


Observações

- Uma oxidação não pode ocorrer sem que haja uma redução associada a ela.
- A substância que *retira elétrons* de outra é chamada de **agente oxidante**.
- A substância que *perde elétrons* para outra é chamada de **agente redutor**.



- Quando um elemento apresenta um número de oxidação intermediário, a reação pode levar a produtos em que o elemento apresenta número de oxidação maior e menor, isto é, a substância pode sofrer oxidação e redução *simultaneamente*.
- O processo se chama **desproporcionamento**, mas também é conhecido como auto-redox.



REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO - BALANCEAMENTO

a) Reações em ausência de solvente

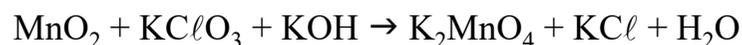
- 1) Atribua N_{ox} a todos os átomos.
- 2) Determine quantos elétrons são perdidos ou ganhos por átomo.
- 3) Se houver mais de um átomo ganhando ou perdendo elétrons em uma fórmula unitária, determine o total de números de elétrons perdidos ou recebidos por fórmula unitária.
- 4) Iguale o ganho de elétrons pelo oxidante ao da perda pelo redutor, colocando o coeficiente apropriado antes da fórmula de cada um, no lado esquerdo da equação.

5) Complete o balanceamento da equação por tentativas. Inicialmente balanceie todos os átomos que ganharam ou perderam elétrons; em segundo lugar todos os outros átomos, à exceção de O e H; em terceiro os átomos de O e, por último, os átomos de H.

6) Certifique-se de que o número de átomos de cada elemento é o mesmo em ambos os lados da equação.

Exercícios

Balancear as seguintes equações de oxirredução, efetuadas em ausência de solvente.



b) Reações em solução aquosa

1) Atribua N_{ox} a todos os átomos.

2) Determine quantos elétrons são perdidos ou ganhos por átomo.

3) Se houver mais de um átomo ganhando ou perdendo elétrons em uma fórmula unitária, determine o total de números de elétrons perdidos ou recebidos por fórmula unitária.

4) Iguale o ganho de elétrons pelo oxidante ao da perda pelo redutor, colocando o coeficiente apropriado antes da fórmula de cada um, no lado esquerdo da equação.

5) Balanceie os átomos que ganharam ou perderam elétrons, adicionando coeficientes apropriados à direita.

6) Balanceie todos os outros átomos, exceto O e H.

7) Balanceie a carga (a soma de todas as cargas iônicas) de maneira que seja a mesma em ambos os lados da equação, adicionando H^+ ou OH^- :

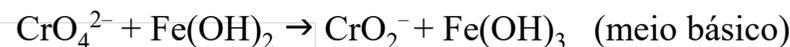
- Para reações em solução ácida, adicionar íons H^+ ao lado deficiente de cargas positivas;
- Para reações em solução básica, adicionar íons OH^- ao lado deficiente de cargas negativas.

8) Balanceie os átomos de O, adicionando H_2O ao lado apropriado. Verifique se os átomos de H estão balanceados agora.

9) Finalmente, certifique-se de que: (1) o número de átomos de cada elemento e (2) a soma das cargas iônicas são iguais em ambos os lados da equação

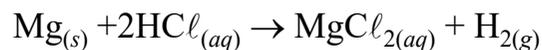
Exercícios

Completar e balancear as seguintes equações de oxirredução, que ocorrem em solução aquosa.

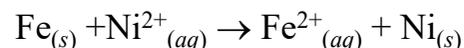


Oxidação de metais por ácidos e sais

- Os metais são oxidados por ácidos para formarem sais:



- Durante a reação, $2\text{H}^+_{(aq)}$ é reduzido para $\text{H}_{2(g)}$.
- Os metais também podem ser oxidados por outros sais:



- Observe que o Fe é oxidado para Fe^{2+} e o Ni^{2+} é reduzido para Ni.

© 2005 by Pearson Education

Série de reatividade química

- Alguns metais são facilmente oxidados; outros, não.
- Série de reatividade: é uma lista de metais organizados em ordem decrescente de facilidade de oxidação.
- Quanto mais no topo da tabela estiver o metal, mais ativo ele é, isto é, mais fácil de sofrer oxidação.
- Qualquer metal pode ser oxidado pelos íons dos elementos abaixo dele.

© 2005 by Pearson Education

Metal	Reação de Oxidação			
Lítio	$\text{Li}(s)$	\longrightarrow	$\text{Li}^+(aq)$	$+ e^-$
Potássio	$\text{K}(s)$	\longrightarrow	$\text{K}^+(aq)$	$+ e^-$
Bário	$\text{Ba}(s)$	\longrightarrow	$\text{Ba}^{2+}(aq)$	$+ 2e^-$
Cálcio	$\text{Ca}(s)$	\longrightarrow	$\text{Ca}^{2+}(aq)$	$+ 2e^-$
Sódio	$\text{Na}(s)$	\longrightarrow	$\text{Na}^+(aq)$	$+ e^-$
Magnésio	$\text{Mg}(s)$	\longrightarrow	$\text{Mg}^{2+}(aq)$	$+ 2e^-$
Alumínio	$\text{Al}(s)$	\longrightarrow	$\text{Al}^{3+}(aq)$	$+ 3e^-$
Manganês	$\text{Mn}(s)$	\longrightarrow	$\text{Mn}^{2+}(aq)$	$+ 2e^-$
Zinco	$\text{Zn}(s)$	\longrightarrow	$\text{Zn}^{2+}(aq)$	$+ 2e^-$
Cromo	$\text{Cr}(s)$	\longrightarrow	$\text{Cr}^{3+}(aq)$	$+ 3e^-$
Ferro	$\text{Fe}(s)$	\longrightarrow	$\text{Fe}^{2+}(aq)$	$+ 2e^-$
Cobalto	$\text{Co}(s)$	\longrightarrow	$\text{Co}^{2+}(aq)$	$+ 2e^-$
Níquel	$\text{Ni}(s)$	\longrightarrow	$\text{Ni}^{2+}(aq)$	$+ 2e^-$
Estanho	$\text{Sn}(s)$	\longrightarrow	$\text{Sn}^{2+}(aq)$	$+ 2e^-$
Chumbo	$\text{Pb}(s)$	\longrightarrow	$\text{Pb}^{2+}(aq)$	$+ 2e^-$
Hidrogênio	$\text{H}_2(g)$	\longrightarrow	$2\text{H}^+(aq)$	$+ 2e^-$
Cobre	$\text{Cu}(s)$	\longrightarrow	$\text{Cu}^{2+}(aq)$	$+ 2e^-$
Prata	$\text{Ag}(s)$	\longrightarrow	$\text{Ag}^+(aq)$	$+ e^-$
Mercúrio	$\text{Hg}(l)$	\longrightarrow	$\text{Hg}^{2+}(aq)$	$+ 2e^-$
Platina	$\text{Pt}(s)$	\longrightarrow	$\text{Pt}^{2+}(aq)$	$+ 2e^-$
Ouro	$\text{Au}(s)$	\longrightarrow	$\text{Au}^{3+}(aq)$	$+ 3e^-$

A facilidade de oxidação aumenta

Element	Oxidation Reaction
Lithium	$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + e^-$
Potassium	$\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + e^-$
Barium	$\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2e^-$
Calcium	$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^-$
Sodium	$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$
Magnesium	$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$
Aluminum	$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-$
Manganese	$\text{Mn} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2e^-$
Zinc	$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$
Chromium	$\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3e^-$
Iron	$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$
Cadmium	$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2e^-$
Cobalt	$\text{Co} \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2e^-$
Nickel	$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2e^-$
Tin	$\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2e^-$
Lead	$\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2e^-$
Hydrogen	$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2e^-$
Copper	$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$
Silver	$\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + e^-$
Mercury	$\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2e^-$
Platinum	$\text{Pt} \rightarrow \text{Pt}^{2+} + 2e^-$
Gold	$\text{Au} \rightarrow \text{Au}^+ + e^-$

Increasing ease of oxidation