

Reações de oxidação-redução

Essencial

- Interpretar reações de oxidação-redução, escrevendo as equações das semirreações, identificando as espécies químicas oxidada (redutor) e reduzida (oxidante), utilizando o conceito de número de oxidação.

Palavras-chave

- Oxidação.
- Redução.
- Espécie oxidante.
- Espécie redutora.
- Número de oxidação.
- Par conjugado oxidação-redução.
- Dismutação.

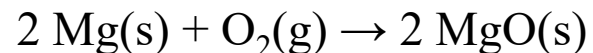


História da oxidação e redução

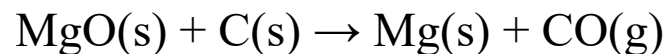
O enferrujamento de metais é conhecido desde a sua descoberta.

Lavoisier, em 1772, verificou o aumento da massa de substâncias após combustão e demonstrou o papel de um gás presente no ar neste processo. Chamou a esse gás **oxigênio** (significa gerador de ácido).

O termo **oxidação** passou a estar associado a reações com oxigênio, com o aparecimento de óxidos.



A **redução** (do latim, “volta para trás”) ficou associada a reações com perda de oxigênio por parte de substâncias.



Com a evolução dos estudos, verificou-se que esta noção de oxidação e de redução era demasiado restritiva e redefiniram-se os conceitos de oxidação e de redução.



Antoine Laurent de Lavoisier
(1743-1794).

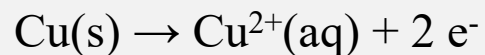


[Imagem: ShareCG.com]

Oxidação

Uma **oxidação** acontece quando uma espécie química **perde elétrons**.

No caso da **oxidação do cobre**, Cu:



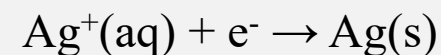
um átomo de cobre, no estado sólido, **perde dois elétrons**, formando-se um íon, no estado aquoso, com carga +2.

A **espécie que perde elétrons oxida-se (é oxidada)**, e é uma **espécie redutora**, porque vai permitir a redução de uma outra espécie química.

Redução

Uma **redução** acontece quando uma espécie química **ganha elétrons**.

No caso da **redução da prata**, Ag:



um íon de prata, com carga +1, no estado aquoso, **ganha um elétron**, formando-se prata no estado sólido.

A **espécie que capta elétrons reduz-se (é reduzida)**, e é uma **espécie oxidante**, permitindo a oxidação de outra espécie.

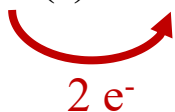
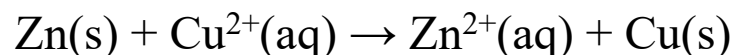
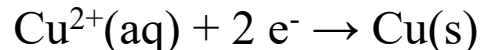
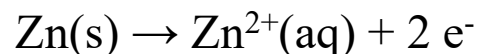
Para que aconteça uma oxidação é necessário que ao mesmo tempo aconteça uma redução.

Reações de oxidação-redução

Quando acontece uma **oxidação** acontece **ao mesmo tempo** uma **redução**.

Ao conjunto destes dois fenómenos simultâneos chama-se **reação de oxidação-redução**.

Em cada reação de oxidação-redução existem duas **semi-reações**, uma referente à oxidação e outra referente à redução.



Equação da **semi-reação de oxidação**

+

Equação da **semi-reação de redução**

=

Equação global de oxidação-redução

Há conservação da massa e das cargas em todas as reações químicas!

Número de oxidação, n.o.

O número de oxidação, n.o., de um átomo é a carga que este teria se os elétrons de cada ligação fossem apenas do átomo mais eletronegativo.

Podem ser calculados a partir das seguintes regras:

O n.o. de um átomo numa substância elementar é zero:

para o caso do H_2 , n.o. (H) = 0;

O n.o. do íon monoatômico é igual à carga do íon:

para o caso do íon Na^+ , n.o. (Na) = +1;

A soma dos números de oxidação dos átomos de uma molécula é igual a zero:

para o caso da molécula H_2O , $2 \times \text{n.o. (H)} + \text{n.o. (O)} = 0$;

Número de oxidação, n.o.

O número de oxidação, n.o., de um átomo é a carga que este teria se os elétrons de cada ligação fossem apenas do átomo mais eletronegativo.

Podem ser calculados a partir das seguintes regras:

A soma dos números de oxidação de um ião poliatômico é igual à carga do ião:

para o caso do ião OH^- , $\text{n.o. (H)} + \text{n.o. (O)} = -1$;

O n.o. do hidrogénio é +1 quando combinado com um elemento mais eletronegativo:

para o caso do HCl , $\text{n.o. (H)} = +1$;

O n.o. do hidrogénio é -1 quando combinado com um elemento menos eletronegativo:

para o caso do NaH , $\text{n.o. (H)} = -1$;

Número de oxidação, n.o.

O número de oxidação, n.o., de um átomo é a carga que este teria se os eletrões de cada ligação fossem apenas do átomo mais eletronegativo.

Podem ser calculados a partir das seguintes regras:

O n.o. do oxigénio é -2:

$$\text{n.o. (O)} = -2;$$

O n.o. do oxigénio é -1 nos peróxidos:

$$\text{para o caso do H}_2\text{O}_2, \text{n.o. (O)} = -1;$$

O n.o. do oxigénio é $-1/2$ nos superóxidos;

Número de oxidação, n.o.

O número de oxidação, n.o., de um átomo é a carga que este teria se os elétrons de cada ligação fossem apenas do átomo mais eletronegativo.

Podem ser calculados a partir das seguintes regras:

O n.o. do oxigênio é +1 ou +2 quando combinado com o flúor;

O n.o. do flúor é -1 nas substâncias compostas (moleculares):

para o caso do HF, n.o. (F) = -1.

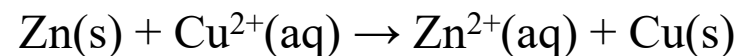
Número de oxidação, n.o.

Uma espécie química que numa reação **aumente o seu número de oxidação** (porque perde eletrões) está a sofrer uma **oxidação** (é oxidada).

Uma espécie química que numa reação **diminua o seu número de oxidação** (porque ganha eletrões) está a sofrer uma **redução** (é reduzida).

Número de oxidação, n.o.

Aplicando a leitura dos números de oxidação à reação:



Números de oxidação (n.o.)

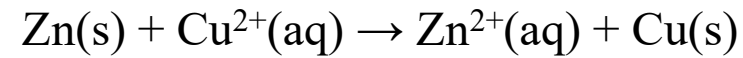


O zinco sólido, Zn, passa do n.o. = 0 para o n.o. = +2, o que demonstra que está a sofrer uma **oxidação**, transformando-se no íon Zn^{2+} .

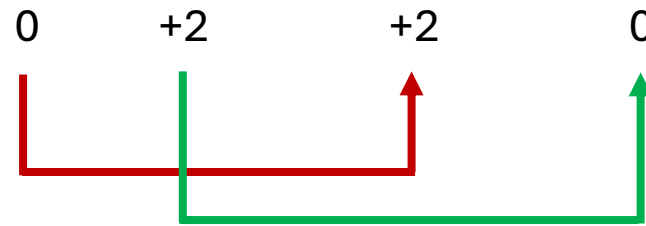
O íon cobre, Cu^{2+} , passa do n.o. = +2 para o n.o. = 0, sofrendo uma **redução** e tornando-se cobre sólido, Cu.

Número de oxidação, n.o.

Aplicando a leitura dos números de oxidação à reação:



Números de oxidação (n.o.)



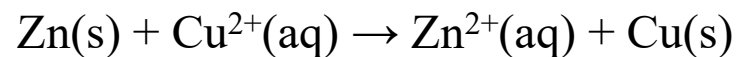
Se numa reação houver uma espécie química que altere o seu número de oxidação essa deve ser uma reação de oxidação!

Tem que existir uma espécie química a ser oxidada e outra a ser reduzida!

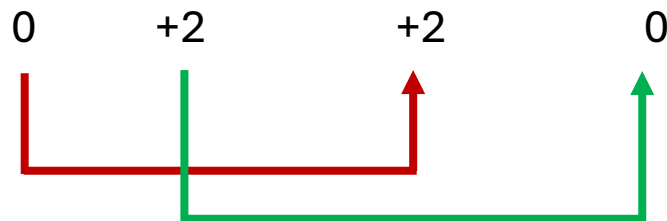
Pares conjugados de oxidação-redução

Um **par conjugado oxidação-redução** é o conjunto espécie oxidada/espécie reduzida.

Na reação



n.o.



O Zn é **oxidado**.

O Zn é o **agente redutor**.

O Cu²⁺ é **reduzido**.

O Cu²⁺ é o **agente oxidante**.

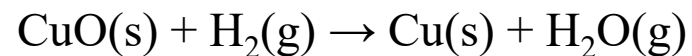
Pares oxidação-redução: Zn²⁺ / Zn
 Cu²⁺ / Cu

Nos pares oxidação-redução é sempre escrita em primeiro lugar a espécie química que contenha o átomo que varia o seu número de oxidação no estado com o maior número de oxidação.

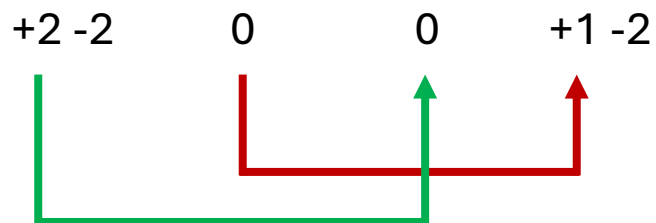
Pares conjugados de oxidação-redução

Um **par conjugado oxidação-redução** é o conjunto espécie oxidada/espécie reduzida.

Na reação



n.o.



O H_2 é **oxidado**.

O H_2 é o **agente redutor**.

O CuO é **reduzido**.

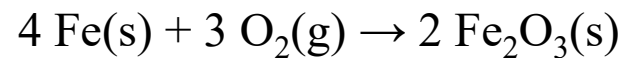
O CuO é o **agente oxidante**.

Pares oxidação-redução: CuO / Cu
 $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2$

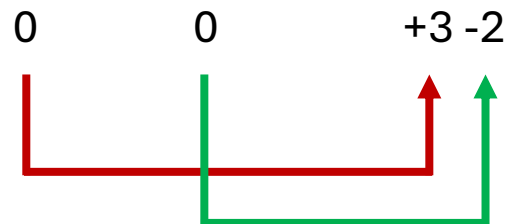
Pares conjugados de oxidação-redução

Um **par conjugado oxidação-redução** é o conjunto espécie oxidada/espécie reduzida.

Na reação



n.o.



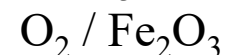
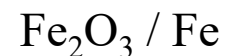
O Fe é **oxidado**.

O Fe é o **agente redutor**.

O O₂ é **reduzido**.

O O₂ é o **agente oxidante**.

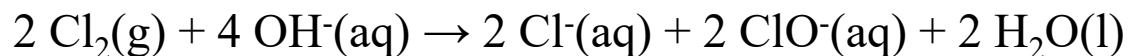
Pares oxidação-redução:



Dismutação

Uma dismutação é uma reação de oxidação-redução em que **átomos de um mesmo elemento químico de uma espécie são, ao mesmo tempo, oxidados e reduzidos**.

Exemplo:



n.o. (Cl)

0

-1

+1

em que:



um átomo de Cl do Cl_2 (n.o.(Cl) = 0) é **oxidado** na espécie ClO^- (n.o.(Cl) = +1);

e outro é **reduzido** para a espécie Cl^- (n.o.(Cl) = -1).

Essencial

- Interpretar reações de oxidação-redução, escrevendo as equações das semirreações, identificando as espécies químicas oxidada (reductor) e reduzida (oxidante), utilizando o conceito de número de oxidação.

Palavras-chave

- Oxidação.
- Redução.
- Espécie oxidante.
- Espécie redutora.
- Número de oxidação.
- Par conjugado oxidação-redução.
- Dismutação.

Bibliografia

- “Aprendizagens Essenciais – Física e Química A – 11º ano”, Ministério da Educação, 2018.
- C. C. Silva, C. Cunha, M. Vieira, “Eu e a Química 11”, Porto Editora, Porto, 2016.
- D. Reger, S. Goode, E. Mercer, “Química: Princípios e Aplicações”, 2ª edição, Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, 2010.
- J. Paiva, A. J. Ferreira, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, “Novo 11Q”, Texto Editores, Lisboa, 2016.
- J. Paiva, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, “11 Q – Física e Química A – Química”, Texto Editores, Lisboa, 2022.
- C. C. Silva, C. Cunha, “Química em Reação 11”, Porto Editora, Porto, 2022.