

Reações de oxidação-redução



Reações de oxidação-redução

Oxidação e redução

Desde há séculos que o termo **oxidação** é associado ao aparecimento de **óxidos**, como o óxido de ferro – ferrugem, envolvendo **reações com oxigénio**, e a **redução** associada a reações com **perda de oxigénio** por parte de algumas 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.

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



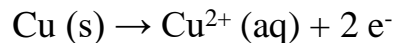
Reações de oxidação-redução

Oxidação

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

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

No caso da **oxidação do cobre (Cu)**:



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

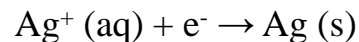
Reações de oxidação-redução

Redução

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

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

No caso da redução da prata (Ag):



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

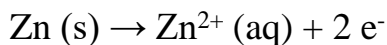
Reações de oxidação-redução

Reações de oxidação-redução

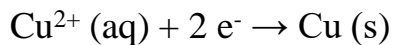
Quando acontece uma **oxidação** acontece **ao mesmo tempo** uma **redução**.

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.



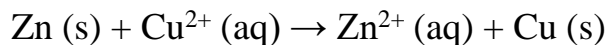
(Equação da **semi-reação de oxidação**)



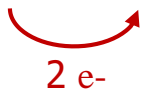
(Equação da **semi-reação de redução**)

+

=



(**Equação global de oxidação-redução**)



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

Número de oxidação

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 , $2 \times \text{n.o. (H)} + \text{n.o. (O)} = 0$;

Reações de oxidação-redução

Número de oxidação

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:

A soma dos números de oxidação de um ião poliatómico 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

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 -2:

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

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

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

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

Reações de oxidação-redução

Número de oxidação

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 +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.

Reações de oxidação-redução

Número de oxidação

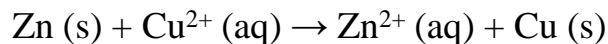
Uma espécie química que numa reação **aumente o seu número de oxidação** (porque perde elétrons) está a sofrer uma **oxidação** (é oxidada).

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

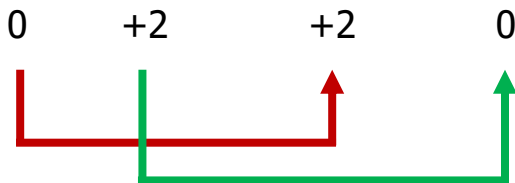
Reações de oxidação-redução

Número de oxidação

Aplicando a leitura dos números de oxidação à reação:



Números de oxidação (n.o.)



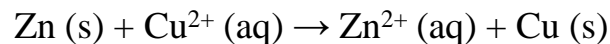
O zinco sólido, Zn, passa do n.o. = 0 para o n.o. = +2, o que demonstra que está a sofrer uma **oxidação**, transformando-se no ião Zn^{2+} .

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

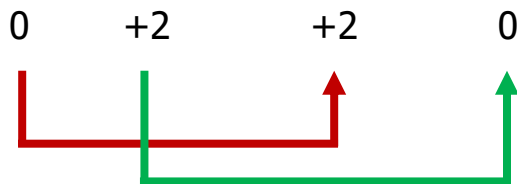
Reações de oxidação-redução

Número de oxidação

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!

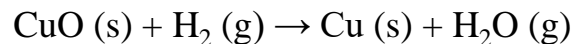
Tem que existir uma espécie química a ser oxidada e outra a ser reduzida!

Reações de oxidação-redução

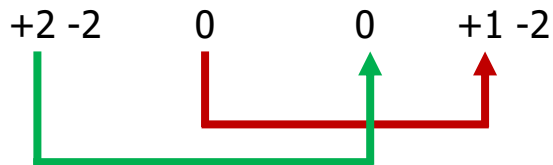
Pares conjugados de oxidação-redução

Um par conjugado oxidação-redução é representado pelo 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.

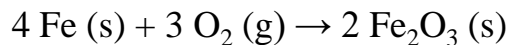
Pares oxidação-redução: CuO / Cu
 $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2$

Reações de oxidação-redução

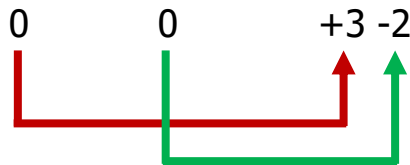
Pares conjugados de oxidação-redução

Um par conjugado oxidação-redução é representado pelo 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.

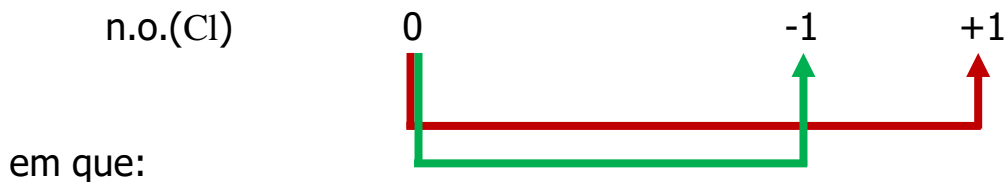
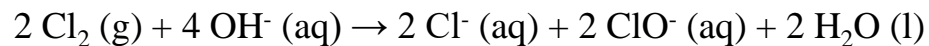
Pares oxidação-redução: Fe₂O₃ / Fe
 O₂ / Fe₂O₃

Reações de 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:



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).

Bibliografia

C. C. Silva, C. Cunha, M. Vieira, *Eu e a Química 11*, Porto Editora, Porto, 2016.

J. Paiva, A. J. Ferreira, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, *Novo 11Q*, Texto Editores, Lisboa, 2016.

D. reger, S. Goode, E. Mercer, *Química: Princípios e Aplicações*, 2ª edição, Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, 2010.