

Relembrar oxidação-redução

Essencial

- Interpretar reações de oxidação-redução, escrevendo as equações das semirreações, identificando as espécies químicas oxidada (reduzidor) e reduzida (oxidante), utilizando o conceito de número de oxidação (11º ano).
- Comparar o poder redutor de alguns metais e prever se uma reação de oxidação-redução ocorre usando uma série eletroquímica adequada, interpretando a corrosão dos metais como um processo de oxidação-redução (11º ano).

Palavras-chave

- Oxidação.
- Redução.
- Espécie oxidante.
- Espécie redutora.
- Número de oxidação.
- Poder redutor.
- Poder oxidante.
- Série eletroquímica.

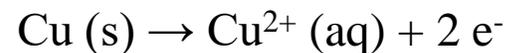


Oxidação

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)**:



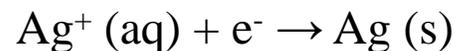
um átomo de cobre, no estado sólido, perde dois elétrons, formando-se um íão, no estado aquoso, com carga +2.

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

Reações de oxidação-redução

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

Ao conjunto destes dois fenômenos 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.



+



=



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 seguinte 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 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 $-\frac{1}{2}$ 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 seguinte 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.

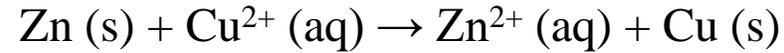
Número de oxidação, n.o.

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

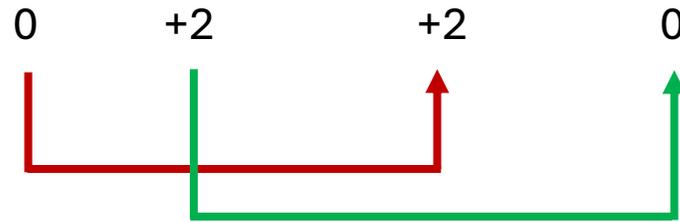
Uma espécie química que numa reação **diminua o seu número de oxidação** (porque ganha eletrões) está a sofrer uma **redução** (é reduzida).

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 ião Zn²⁺.

O ião cobre, Cu²⁺, passa do n.o. = +2 para o n.o. = 0, sofrendo uma **redução** e tornando-se cobre sólido, Cu.

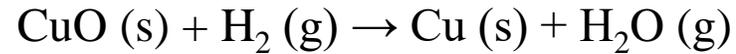
Se numa reação houver uma espécie química que altere o seu número de oxidação essa deve ser uma reação de oxidação!

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

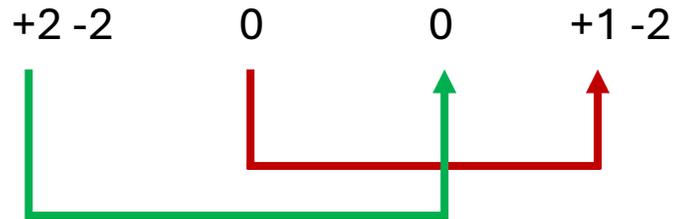
Pares conjugados de oxidação-redução

Um par conjugado oxidação-redução é representado pelo conjunto espécie oxidada/espécie reduzida.

Na reação



n.o.



O H_2 é **oxidado**.

O H_2 é o agente redutor.

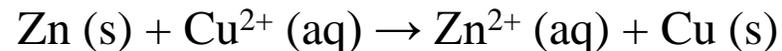
O CuO é **reduzido**.

O CuO é o agente oxidante.

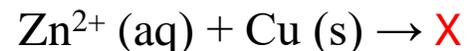
Pares oxidação-redução: CuO / Cu
 $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2$

Força relativa de oxidantes e de redutores

A reação



acontece espontaneamente, enquanto que



não produz qualquer produto.

Pode-se então concluir que o **Zn tem maior poder redutor** (oxida-se mais facilmente) **do que o Cu**.

O ião **Cu²⁺ tem maior poder oxidante do que o Zn²⁺**.

Com a conjugação de resultados de reações semelhantes é possível ordenar espécies químicas pelo seu poder redutor ou oxidante – **série eletroquímica**.

Série eletroquímica

Esta série é construída por comparação...

Poder redutor crescente



Quanto maior for o poder redutor (capacidade de se oxidar) de uma espécie química, menor é o seu poder oxidante (capacidade de se reduzir).

Com a série eletroquímica é possível prever a ocorrência, ou não, de determinada reação de oxidação-redução.

[Série eletroquímica]

[Metals In Aqueous Solutions]

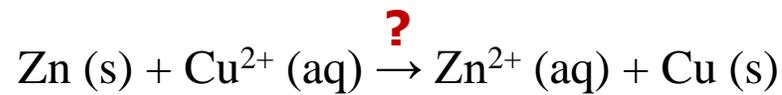
Agente oxidante		Agente reductor
F_2	$+ 2 e^- \rightarrow$	$2 F^-$
$H_2O_2 + 2 H^+$	$+ 2 e^- \rightarrow$	$2 H_2O$
$MnO_4^- + 8 H^+$	$+ 5 e^- \rightarrow$	$Mn^{2+} + 4 H_2O$
Au^{3+}	$+ 3 e^- \rightarrow$	Au
Cl_2	$+ 2 e^- \rightarrow$	$2 Cl^-$
$Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+$	$+ 6 e^- \rightarrow$	$2 Cr^{3+} + 7 H_2O$
$O_2 + 4 H^+$	$+ 4 e^- \rightarrow$	$2 H_2O$
Br_2	$+ 2 e^- \rightarrow$	$2 Br^-$
$NO_3^- + 2 H^+$	$+ e^- \rightarrow$	$NO_2 + H_2O$
Ag^+	$+ e^- \rightarrow$	Ag
Fe^{3+}	$+ e^- \rightarrow$	Fe^{2+}
I_2	$+ 2 e^- \rightarrow$	$2 I^-$
Cu^{2+}	$+ 2 e^- \rightarrow$	Cu
Sn^{4+}	$+ 2 e^- \rightarrow$	Sn^{2+}
$2 H^+$	$+ 2 e^- \rightarrow$	H_2
Pb^{2+}	$+ 2 e^- \rightarrow$	Pb
Sn^{2+}	$+ 2 e^- \rightarrow$	Sn
Ni^{2+}	$+ 2 e^- \rightarrow$	Ni
Co^{2+}	$+ 2 e^- \rightarrow$	Co
Cd^{2+}	$+ 2 e^- \rightarrow$	Cd
Fe^{2+}	$+ 2 e^- \rightarrow$	Fe
Cr^{3+}	$+ 3 e^- \rightarrow$	Cr
Zn^{2+}	$+ 2 e^- \rightarrow$	Zn
$2 H_2O$	$+ 2 e^- \rightarrow$	$H_2 + 2 OH^-$
Mn^{2+}	$+ 2 e^- \rightarrow$	Mn
Al^{3+}	$+ 3 e^- \rightarrow$	Al
Mg^{2+}	$+ 2 e^- \rightarrow$	Mg
Na^+	$+ e^- \rightarrow$	Na
Ca^{2+}	$+ 2 e^- \rightarrow$	Ca
Ba^{2+}	$+ 2 e^- \rightarrow$	Ba
K^+	$+ e^- \rightarrow$	K
Li^+	$+ e^- \rightarrow$	Li

Previsão de reações

Poder redutor crescente



Haverá reação quando se junta Zn (s) e Cu²⁺ (aq)?



Como o metal Zn tem maior poder redutor que o metal Cu, (o Zn oxida-se mais facilmente que o Cu):

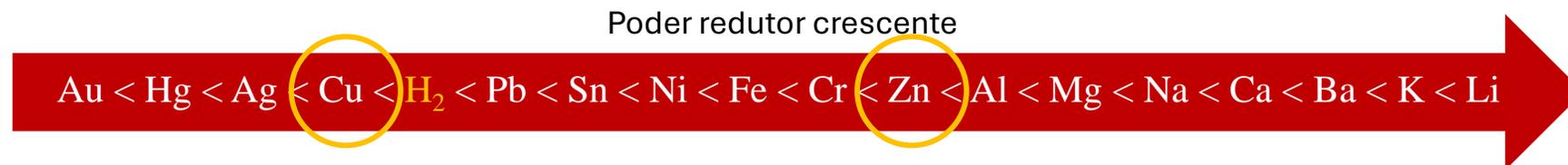
a reação acontece no sentido de oxidação do metal Zn:



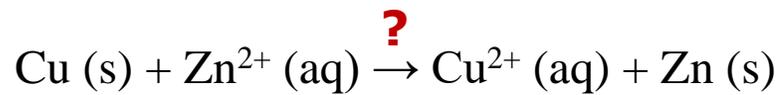
	Agente oxidante		Agente reductor	
↑ Poder oxidante crescente	F ₂	+ 2 e ⁻	→ 2 F ⁻	
	H ₂ O ₂ + 2 H ⁺	+ 2 e ⁻	→ 2 H ₂ O	
	MnO ₄ ⁻ + 8 H ⁺	+ 5 e ⁻	→ Mn ²⁺ + 4 H ₂ O	
	Au ³⁺	+ 3 e ⁻	→ Au	
	Cl ₂	+ 2 e ⁻	→ 2 Cl ⁻	
	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14 H ⁺	+ 6 e ⁻	→ 2 Cr ³⁺ + 7 H ₂ O	
	O ₂ + 4 H ⁺	+ 4 e ⁻	→ 2 H ₂ O	
	Br ₂	+ 2 e ⁻	→ 2 Br ⁻	
	NO ₃ ⁻ + 2 H ⁺	+ e ⁻	→ NO ₂ + H ₂ O	
	Ag ⁺	+ e ⁻	→ Ag	
	Fe ³⁺	+ e ⁻	→ Fe ²⁺	
	I ₂	+ 2 e ⁻	→ 2 I ⁻	
		Cu ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Cu
		Sn ⁴⁺	+ 2 e ⁻	→ Sn ²⁺
		2 H ⁺	+ 2 e ⁻	→ H ₂
		Pb ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Pb
		Sn ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Sn
	Ni ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Ni	
	Co ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Co	
	Cd ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Cd	
	Fe ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Fe	
	Cr ³⁺	+ 3 e ⁻	→ Cr	
	Zn ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Zn	
	2 H ₂ O	+ 2 e ⁻	→ H ₂ + 2 OH ⁻	
	Mn ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Mn	
	Al ³⁺	+ 3 e ⁻	→ Al	
	Mg ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Mg	
	Na ⁺	+ e ⁻	→ Na	
	Ca ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Ca	
	Ba ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Ba	
	K ⁺	+ e ⁻	→ K	
	Li ⁺	+ e ⁻	→ Li	

↓ Poder redutor crescente

Previsão de reações



Haverá reação quando se junta Cu (s) e Zn²⁺ (aq)?



Como o metal Cu tem menor poder redutor que o metal Zn, (o Cu oxida-se mais dificilmente que o Cu):

a reação no sentido de oxidação do metal Cu NÃO ACONTECE!



	Agente oxidante		Agente reductor
	F ₂	+ 2 e ⁻	→ 2 F ⁻
	H ₂ O ₂ + 2 H ⁺	+ 2 e ⁻	→ 2 H ₂ O
	MnO ₄ ⁻ + 8 H ⁺	+ 5 e ⁻	→ Mn ²⁺ + 4 H ₂ O
	Au ³⁺	+ 3 e ⁻	→ Au
	Cl ₂	+ 2 e ⁻	→ 2 Cl ⁻
	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14 H ⁺	+ 6 e ⁻	→ 2 Cr ³⁺ + 7 H ₂ O
	O ₂ + 4 H ⁺	+ 4 e ⁻	→ 2 H ₂ O
	Br ₂	+ 2 e ⁻	→ 2 Br ⁻
	NO ₃ ⁻ + 2 H ⁺	+ e ⁻	→ NO ₂ + H ₂ O
	Ag ⁺	+ e ⁻	→ Ag
	Fe ³⁺	+ e ⁻	→ Fe ²⁺
	I ₂	+ 2 e ⁻	→ 2 I ⁻
	Cu ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Cu
Poder oxidante crescente	Sn ⁴⁺	+ 2 e ⁻	→ Sn ²⁺
	2 H ⁺	+ 2 e ⁻	→ H ₂
	Pb ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Pb
	Sn ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Sn
	Ni ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Ni
	Co ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Co
	Cd ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Cd
	Fe ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Fe
	Cr ³⁺	+ 3 e ⁻	→ Cr
	Zn ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Zn
2 H ₂ O	+ 2 e ⁻	→ H ₂ + 2 OH ⁻	
Mn ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Mn	
Al ³⁺	+ 3 e ⁻	→ Al	
Mg ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Mg	
Na ⁺	+ e ⁻	→ Na	
Ca ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Ca	
Ba ²⁺	+ 2 e ⁻	→ Ba	
K ⁺	+ e ⁻	→ K	
Li ⁺	+ e ⁻	→ Li	

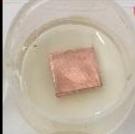
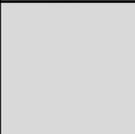
AL Q Série eletroquímica

Poder redutor crescente



	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺
Cu		●	●	●
Pb	●		●	●
Mg	●	●		●
Zn	●	●	●	

Previsão teórica

	Cu ²⁺	Fe ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺
Cu				
Fe				
Mg				
Zn				

Resultados experimentais

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 (11^o ano).
 - Comparar o poder redutor de alguns metais e prever se uma reação de oxidação-redução ocorre usando uma série eletroquímica adequada, interpretando a corrosão dos metais como um processo de oxidação-redução (11^o ano).
-

Palavras-chave

- Oxidação.
 - Redução.
 - Espécie oxidante.
 - Espécie redutora.
 - Número de oxidação.
 - Poder redutor.
 - Poder oxidante.
 - Série eletroquímica.
-

Bibliografia

- 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”, 2^a 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. Cunha, C. C. Silva, “Química em reação 12”, Porto Editora, Porto, 2023.
-

Ligações

- [Série eletroquímica](#), acedida em 20/05/2022.
- [Metals In Aqueous Solutions](#), acedida em 20/05/2022.