

Relembrar oxidação-redução

Miguel Neta, novembro de 2025

fq.pt

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 (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 eletrões**.

A **espécie que perde eletrões 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:

$$Cu\ (s) \rightarrow Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^{-}$$

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

Redução

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

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

No caso da redução da prata, Ag:

$$\mathrm{Ag^{+}\,(aq) + e^{-} \rightarrow Ag\,(s)}$$

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

Reações de oxidação-redução (Reação redox)

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.

$$Zn\,(s) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$$ (Equação da **semi-reação de oxidação**)

\+

$$Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu\,(s)$$ (Equação da **semi-reação de redução**)

=

$$Zn\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + Cu\,(s)$$ (**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 eletrões de cada ligação fossem apenas do átomo mais eletronegativo.

Podem ser calculados a partir das seguinte 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 **ião monoatómico** é igual à carga do ião:

para o caso do ião 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, $2 \times$ n.o. (H) + 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 eletrões 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 poliatómico** é igual à carga do ião:

para o caso do ião OH^-, n.o. (H) + n.o. (O) = -1;

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

para o caso do HCl, n.o. (H) = +1;

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

para o caso do NaH, 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 seguinte regras:

O n.o. do oxigénio é -2:

n.o. (O) = -2;

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

para o caso do H_2O_2, n.o. (O) = -1;

O n.o. do oxigénio é -½ nos superóxidos;

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 seguinte 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.

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).

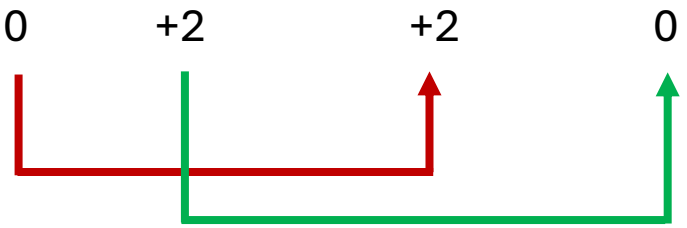
Uma espécie química que numa reação **diminua o seu número de oxidação** (porque ganha eletrões) está a sofrer uma **redução** (é reduzida).

Número de oxidação, n.o.

Aplicando a leitura dos números de oxidação à reação:

$$Zn\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + Cu\,(s)$$

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.

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!

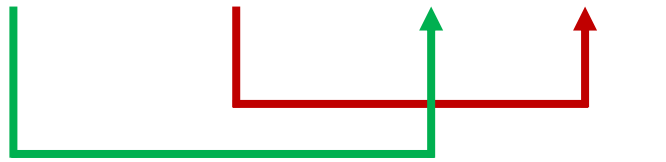
Pares conjugados de oxidação-redução

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

Na reação

$$CuO\ (s) + H_2\ (g) \rightarrow Cu\ (s) + H_2O\ (g)$$

n.o. +2 -2 0 0 +1 -2



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
H_2O / H_2

[em primeiro aparece sempre a espécie que contém o elemento que varia o seu n.o. no estado de maior n.o.]

Força relativa de oxidantes e de redutores

A reação redox

$$Zn\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + Cu\,(s)$$

acontece espontaneamente, enquanto que

$$Zn^{2+}\,(aq) + Cu\,(s) \rightarrow \sout{Zn\,(s) + Cu^{2+}\,(aq)}$$

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 **Cu^{2+} tem maior poder oxidante do que o Zn^{2+}**.

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...

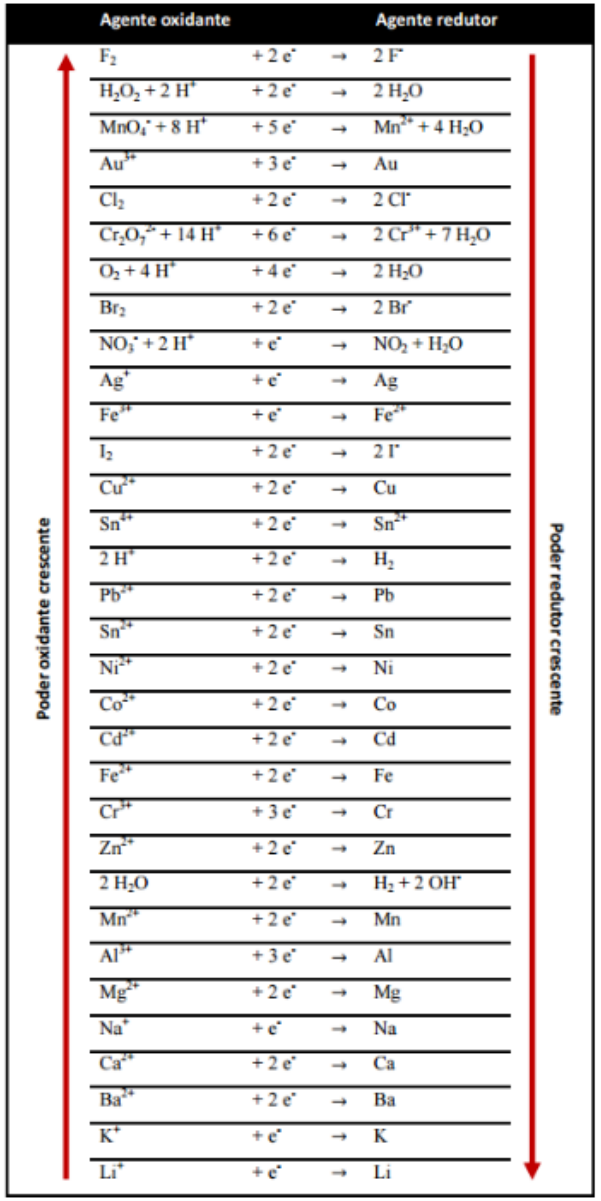
Poder redutor crescente

$$Au < Hg < Ag < Cu < H_2 < Pb < Sn < Ni < Fe < Cr < Zn < Al < Mg < Na < Ca < Ba < K < Li$$

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]



Previsão de reações

Poder redutor crescente

Au < Hg < Ag < Cu < H_2 < Pb < Sn < Ni < Fe < Cr < Zn < Al < Mg < Na < Ca < Ba < K < Li

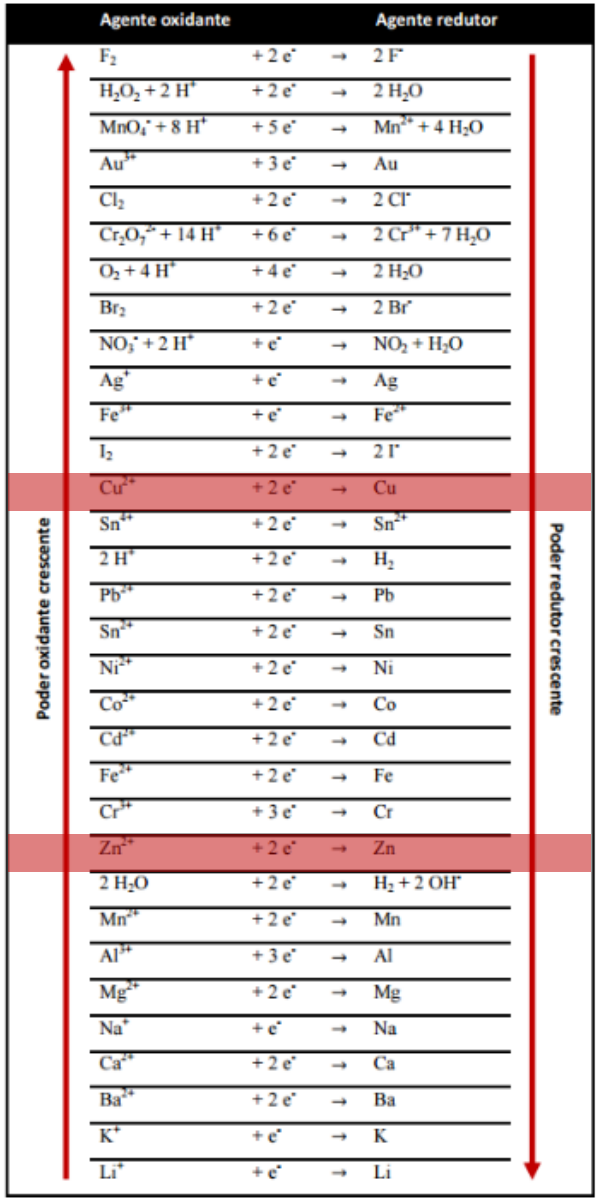
Haverá reação quando se junta $Zn\ (s)$ e $Cu^{2+}\ (aq)$?

$$Zn\ (s) + Cu^{2+}\ (aq) \overset{?}{\rightarrow} Zn^{2+}\ (aq) + Cu\ (s)$$

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:

$$Zn\ (s) + Cu^{2+}\ (aq) \overset{☺}{\rightarrow} Zn^{2+}\ (aq) + Cu\ (s)$$



Agente oxidante			Agente redutor
F_2	$+ 2\ e^-$	→	$2\ F^-$
$H_2O_2 + 2\ H^+$	$+ 2\ e^-$	→	$2\ H_2O$
$MnO_4^- + 8\ H^+$	$+ 5\ e^-$	→	$Mn^{2+} + 4\ H_2O$
Au^{3+}	$+ 3\ e^-$	→	Au
Cl_2	$+ 2\ e^-$	→	$2\ Cl^-$
$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+$	$+ 6\ e^-$	→	$2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$
$O_2 + 4\ H^+$	$+ 4\ e^-$	→	$2\ H_2O$
Br_2	$+ 2\ e^-$	→	$2\ Br^-$
$NO_3^- + 2\ H^+$	$+ e^-$	→	$NO_2 + H_2O$
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
$2\ H_2O$	$+ 2\ e^-$	→	$H_2 + 2\ OH^-$
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 oxidante crescente

Poder redutor crescente

Previsão de reações

Poder redutor crescente

$$Au < Hg < Ag < Cu < H_2 < Pb < Sn < Ni < Fe < Cr < Zn < Al < Mg < Na < Ca < Ba < K < Li$$

Haverá reação quando se junta $Cu\ (s)$ e $Zn^{2+}\ (aq)$?

$$Cu\ (s) + Zn^{2+}\ (aq) \overset{?}{\rightarrow} Cu^{2+}\ (aq) + Zn\ (s)$$

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!

$$Cu\ (s) + Zn^{2+}\ (aq) \not\rightarrow Cu^{2+}\ (aq) + Zn\ (s)$$

Agente oxidante			Agente redutor
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

Poder oxidante crescente

Poder redutor crescente

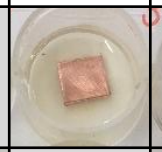
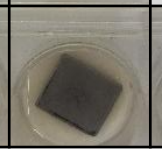
AL Q Série eletroquímica

Poder redutor crescente

Au < Hg < Ag < Cu < H_2 < Pb < Sn < Ni < Fe < Cr < Zn < Al < Mg < Na < Ca < Ba < K < Li

	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 (redutor) 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.

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. Cunha, C. C. Silva, "Química em reação 12", Porto Editora, Porto, 2023.

Ligações

- Série eletroquímica, 20/05/2022.
- Metals In Aqueous Solutions, 20/05/2022.