

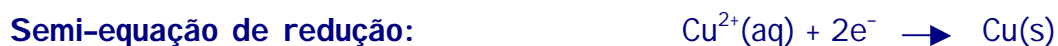
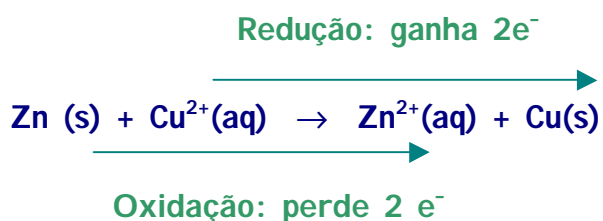
OXIDAÇÃO - REDUÇÃO**1. REACÇÕES DE OXIDAÇÃO - REDUÇÃO**

Antigamente:

Oxidação: combinação com o oxigénio.

Redução: perda de oxigénio.

Estes conceitos evoluíram e hoje com a Teoria Atómica, define-se **Reacção de Oxidação - Redução** como uma reacção química em que ocorre **transferência de electrões**.



Assim,

O **Zn** é a espécie **Redutora**, porque:

- cede electrões
- sofre oxidação.

O **Cu²⁺** é a espécie **Oxidante**, porque:

- capta electrões
- sofre redução.

2. NÚMEROS DE OXIDAÇÃO:

As reacções redox são fáceis de identificar, quando nela participam espécies iónicas. Mas, nem sempre isso acontece, podendo ocorrer também em espécies moleculares.

Ex:



Nos compostos covalentes a transferência de electrões é apenas parcial, então, os químicos desenvolveram uma notação própria, que atribui a cada átomo um n.º capaz de descrever o seu estado de carga eléctrica.

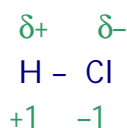
Tal número é chamado de:

Número de Oxidação.



Carga que um átomo adquiriria, se os electrões, de cada ligação, fossem atribuídos ao átomo mais electronegativo.

Ex:

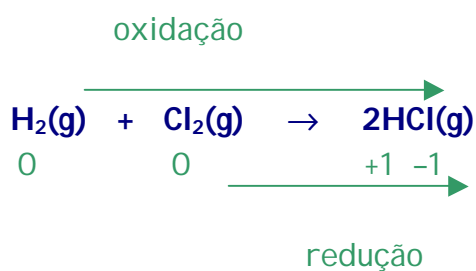


Assim, podemos considerar:

Oxidação: Aumento do n.º de oxidação.

Redução: Diminuição do n.º de oxidação.

Reacção Redox: reacção em que ocorre variação do n.º de oxidação ($\Delta\text{nox} \neq 0$)



3. REGRAS PARA A DETERMINAÇÃO DOS NÚMEROS DE OXIDAÇÃO

- O número de oxidação de qualquer elemento no seu estado elementar é zero. Ex.:
$$\text{n.ox.}(\text{Zn}) = 0; \text{n.ox.}(\text{O}_2) = 0$$
- O número de oxidação dos metais alcalino e alcalino-terrosos, é respectivamente +1 e +2.
- O número de oxidação dos halogéneos é geralmente -1, exceptuando os casos em que estes se encontram ligados a átomos mais electronegativos.
- O número de oxidação do hidrogénio é geralmente +1, exceptuando os casos em que este se encontra ligado a átomos menos electronegativos.

Ex.: Hidretos iónicos - NaH ($\text{Na}^+ + \text{H}^-$).

$\text{n.º de oxidação (Na)} = +1$

$\text{n.º de oxidação (H)} = -1$

- O número de oxidação do átomo de oxigénio é geralmente -2, excepto nos peróxidos (O_2^{2-}) em que é -1.
- A soma algébrica dos números de oxidação de todos os átomos numa molécula é igual a zero.
- A soma algébrica dos números da oxidação de todos os átomos num ião é igual à carga do ião.

4. REACÇÕES DE OXIDAÇÃO-REDUÇÃO. AGENTE REDUTOR E OXIDANTE, PARES CONJUGADOS.

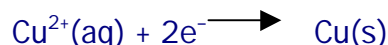
Número de Oxidação	0	+2	+2	0
Equação Química	$\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu(s)}$			

Diminuição do n.º de Oxidação:
Redução

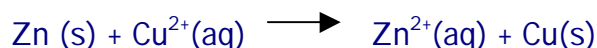
Semi-equação de oxidação:



Semi-equação de redução:



Eq. Global de Oxidação -Redução
(Redox)



Pares conjugados de oxidação-redução são pares que envolvem uma mesma espécie em estados de oxidação diferentes.



Notas: *Oxidações e reduções ocorrem simultaneamente:*

Na **oxidação**

há cedência de electrões

o N° Ox. de uma espécie aumenta $\Rightarrow \Delta\text{nox} > 0$

Na **redução**

há captação de electrões

o N° Ox. de uma espécie diminui $\Rightarrow \Delta\text{nox} < 0$

O agente oxidante oxida a outra espécie e, portanto, é reduzido.

O agente redutor reduz a outra espécie e, portanto, é oxidado.