

Reações de oxidação - redução

T17 - José Pestana

São reações de grande importância no nosso cotidiano, como exemplos:



Transportes: na combustão dos combustíveis fósseis



Respiração das plantas e animais



Metalurgia: extração de metais



Pilhas e equipamentos eletrônicos

Reações de Oxidação – Redução (*redox*)

São reações em que estão envolvidos processos de **transferência** de **elétrões** de uma espécie química para outra.

OXIDAÇÃO: reação em que uma espécie química perde elétrons

REDUÇÃO: reação em que uma espécie química ganha elétrons

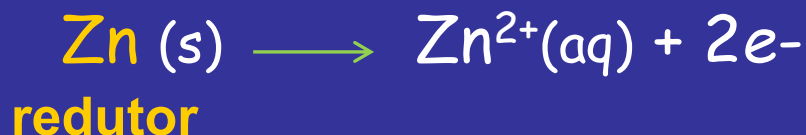
Qualquer reação de **OXIDAÇÃO**
É SEMPRE
acompanhada de uma reação de **REDUÇÃO**

OXIDANTE – espécie responsável pela oxidação da outra espécie, logo é a espécie química **aceitadora** dos **elétrões** (sofre **redução**)

REDUTOR – espécie responsável pela redução da outra, logo é a espécie química **dadora** de **elétrões** (sofre **oxidação**)

Exemplo:

semi-reação
de oxidação:



semi-reação
de redução:



reação global



Número de oxidação ($n^\circ \text{Ox}$)

É uma medida do estado de oxidação de um elemento

Regras para determinação dos números de oxidação dos átomos nas diferentes espécies químicas:

1) Substâncias Elementares: o número de oxidação de um elemento numa substância elementar é zero

Exemplos:



2) Iões monoatômicos: o número de oxidação de um átomo num ião monoatômico é igual à **carga do ião**

Exemplos:



3) Espécies heteroatômicas neutras: a **soma** dos números de oxidação dos átomos que constituem uma espécie química **neutra é zero**

Exemplos:



4) Iões heteroatômicos: a **soma** dos números de oxidação dos átomos que constituem um ião heteroatômico é igual à **carga do ião**

Exemplos:



5) Compostos com metais alcalinos: o número de oxidação dos **metais alcalinos** em substâncias compostas é **+1**

Exemplos:



6) Compostos com hidrogénio: o número de oxidação do **hidrogénio é +1** excepto nos **hidretos** (compostos de hidrogénio e metal) em que é **-1**

Exemplos:



7) Compostos com oxigénio: o número de oxidação do **oxigénio é -2** exceto nos **peróxidos** (compostos com ligação O-O) em que é **-1**

Exemplos:

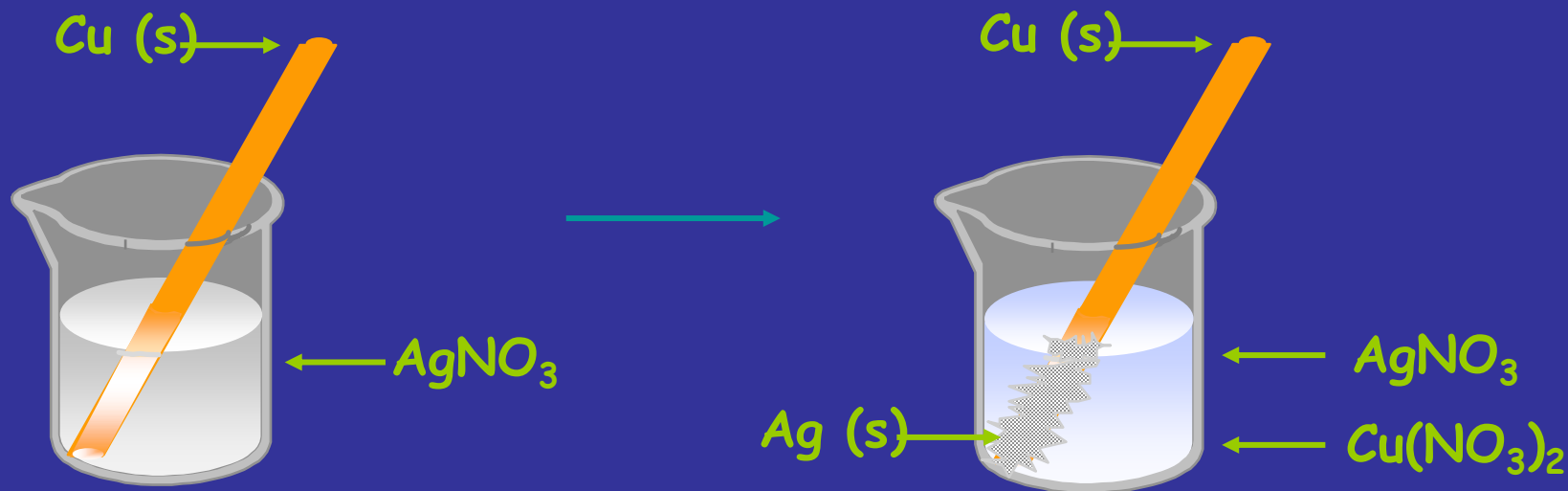
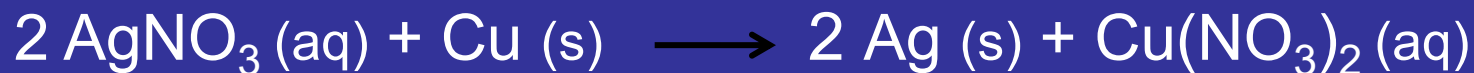


Resumo das regras para determinação dos números de oxidação

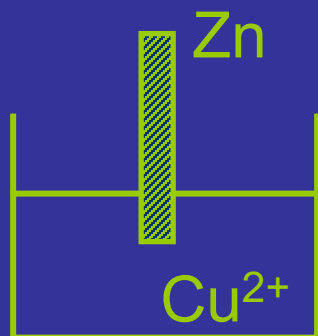
Regra	Exemplos	Exceções
O n° Ox de uma substância elementar é zero	He; H ₂ ; Cl ₂ ; P ₄ ; K	--
O n° Ox do oxigénio combinado é -2	CaO; Na ₂ O; H ₂ O	Nos peróxidos é -1
O n° Ox do hidrogénio combinado é +1	H ₂ O; NH ₃ ; HCl; CH ₄	Nos hidretos é -1
O n° Ox dos metais alcalinos é +1 e dos alcalino - terrosos é +2	Na ₂ S; CaO	--
O n° Ox dos iões monoatômicos é igual à carga do ião	Ca ²⁺ ; Cl ⁻	--
A soma dos n° Ox de todos os átomos de um composto é zero	CO ₂ +4+2(-2)=0	--
Num ião poliatômico, a soma dos n° Ox de todos os átomos é igual à sua carga	NH ₄ ⁺ -3+4(+1)=+1	--

Exercício

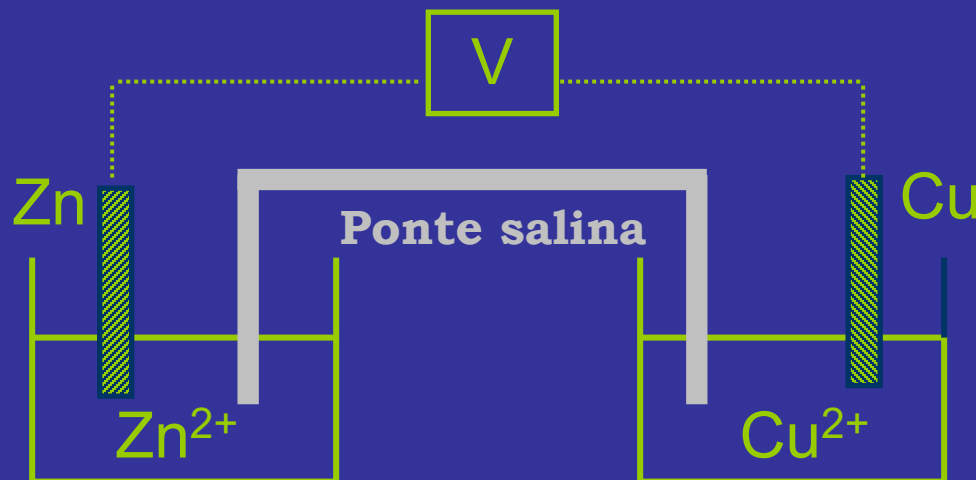
Obter os **no** da prata e do cobre na seguinte reação de oxidação - redução:



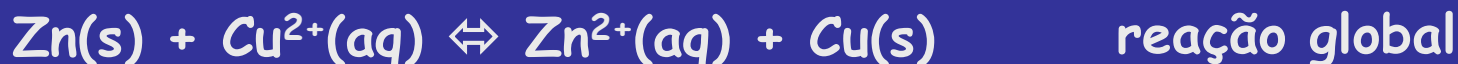
Potencial (E): capacidade para reagir, para ceder ou captar elétrons



Contacto direto entre os reagentes



Não contacto direto entre os reagentes



Potencial normal de redução:

$$E_{\text{red}}^{\circ} (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,763 \text{ volts}$$



$$E_{\text{red}}^{\circ} (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,337 \text{ volts}$$



$$\Delta E^{\circ} = 1,100 \text{ V}$$

A reação global é espontânea se:

$$\Delta E = E_{\text{red}} (\text{S.R. redução}) - E_{\text{red}} (\text{S.R. oxidação}) > 0$$



Tabelas de Potenciais Normais de Eléctrodo

⇒ Por convenção, os potenciais de eléctrodo tabelados, são potenciais de redução

⇒ A partir do eléctrodo padrão de hidrogénio, eléctrodo de referência, calcula-se o potencial normal de redução para todas as espécies

Eléctrodo	$E^\ominus$ volts
$F_2 + 2e \rightleftharpoons 2F^-$	+2,65
$S_2O_8^{2-} + 2e \rightleftharpoons 2SO_4^{2-}$	+2,01
$Co^{3+} + e \rightleftharpoons Co^{2+}$	+1,82
$Pb^{4+} + 2e \rightleftharpoons Pb^{2+}$	+1,70
$MnO_4^- + 4H^+ + 3e \rightleftharpoons MnO_2 + 2H_2O$	+1,69
$Ce^{4+} + e \rightleftharpoons Ce^{3+}$ (nitrato médio)	+1,61
$BrO_3^- + 6H^+ + 5e \rightleftharpoons \frac{1}{2}Br_2 + 3H_2O$	+1,52
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,52
$Ce^{4+} + e \rightleftharpoons Ce^{3+}$ (sulfato médio)	+1,44
$Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Cl^-$	+1,36
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1,33
$Tl^{3+} + 2e \rightleftharpoons Tl^+$	+1,25
$MnO_2 + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2H_2O$	+1,23
$O_2 + 4H^+ + 4e \rightleftharpoons 2H_2O$	+1,23
$IO_3^- + 6H^+ + 5e \rightleftharpoons \frac{1}{2}I_2 + 3H_2O$	+1,20
$Br_2 + 2e \rightleftharpoons 2Br^-$	+1,07
$HNO_2 + H^+ + e \rightleftharpoons NO + H_2O$	+1,00
$NO_3^- + 4H^+ + 3e \rightleftharpoons NO + 2H_2O$	+0,96
$2Hg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Hg_2^{2+}$	+0,92
$ClO^- + H_2O + 2e \rightleftharpoons Cl^- + 2OH^-$	+0,89
$Cu^{2+} + I^- + e \rightleftharpoons CuI$	+0,86
$Hg_2^{+} + 2e \rightleftharpoons 2Hg$	+0,79
$Fe^{3+} + e \rightleftharpoons Fe^{2+}$	+0,77
$BrO^- + H_2O + 2e \rightleftharpoons Br^- + 2OH^-$	+0,76
$BrO_3^- + 3H_2O + 6e \rightleftharpoons Br^- + 6OH^-$	+0,61
$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e \rightleftharpoons MnO_2 + 4OH^-$	+0,60
$MnO_4^- + e \rightleftharpoons MnO_4^{2-}$	+0,56
$H_3AsO_4 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_3AsO_3 + H_2O$	+0,56
$Cu^{2+} + Cl^- + e \rightleftharpoons CuCl$	+0,54
$I_2 + 2e \rightleftharpoons 2I^-$	+0,54
$IO^- + H_2O + 2e \rightleftharpoons I^- + 2OH^-$	+0,49
$[Fe(CN)_6]^{3-} + e \rightleftharpoons [Fe(CN)_6]^{4-}$	+0,36
$UO_2^{2+} + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons U^{4+} + 2H_2O$	+0,33
$IO_3^- + 3H_2O + 6e \rightleftharpoons I^- + 6OH^-$	+0,26
$Cu^{2+} + e \rightleftharpoons Cu^+$	+0,15
$Sn^{4+} + 2e \rightleftharpoons Sn^{2+}$	+0,15
$TiO^{2+} + 2H^+ + e \rightleftharpoons Ti^{3+} + H_2O$	+0,1
$S_4O_6^{2-} + 2e \rightleftharpoons 2S_2O_3^{2-}$	+0,08
$2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2$	0,00
$V^{3+} + e \rightleftharpoons V^{2+}$	-0,26
$Cr^{3+} + e \rightleftharpoons Cr^{2+}$	-0,41
$Bi(OH)_3 + 3e \rightleftharpoons Bi + 3OH^-$	-0,44
$Fe(OH)_3 + e \rightleftharpoons Fe(OH)_2 + OH^-$	-0,56
$U^{4+} + e \rightleftharpoons U^{3+}$	-0,61
$AsO_4^{3-} + 3H_2O + 2e \rightleftharpoons H_2AsO_3^- + 4OH^-$	-0,67
$[Sn(OH)_6]^{2-} + 2e \rightleftharpoons [HSnO_2]^- + H_2O + 3OH^-$	-0,90
$[Zn(OH)_4]^{2-} + 2e \rightleftharpoons Zn + 4OH^-$	-1,22
$[H_2AlO_3]^- + H_2O + 3e \rightleftharpoons Al + 4OH^-$	-2,35