

LISBOA

UNIVERSIDADE
DE LISBOA

Universidade de Lisboa
Instituto Superior de Agronomia



INSTITUTO
SUPERIOR DE
AGRONOMIA
Universidade de Lisboa

QUÍMICA E FÍSICA PARA A ARQUITETURA PAISAGISTA

7º Capítulo - Reações de oxidação-redução

PAULA ALVARENGA

REAÇÕES DE OXIDAÇÃO-REDUÇÃO: DEFINIÇÕES

As reações redox ocorrem com **transferência completa de um número inteiro de elétrons**.

A oxidação e a redução ocorrem simultaneamente:

- **OXIDAÇÃO**: perda de elétrons por uma substância.
- **REDUÇÃO**: ganho de elétrons por uma substância.

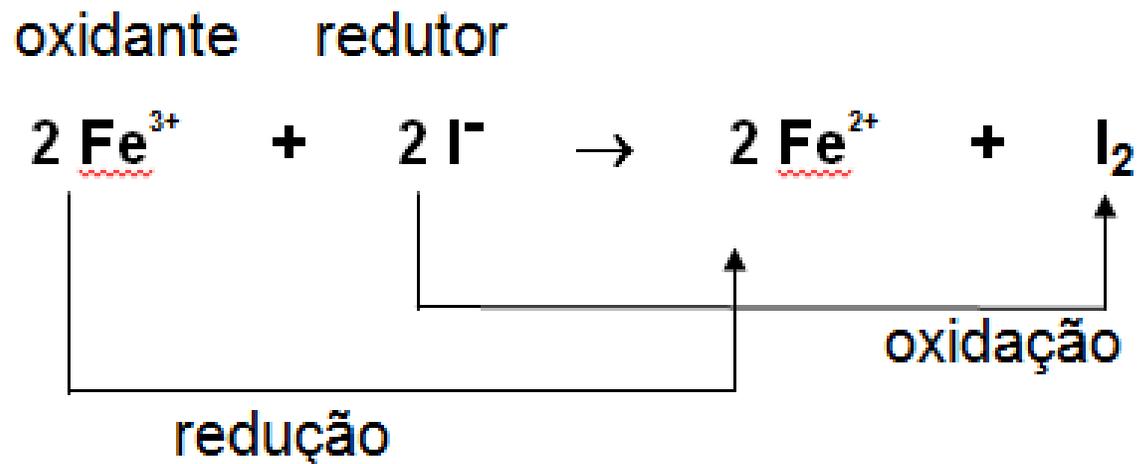
- **OXIDANTE**: espécie que aceita elétrons.
- **REDUTOR**: espécie que cede elétrons.

A extensão de oxidação numa reação redox deve ser igual à extensão de redução.

Por outras palavras, numa reação redox, o número de elétrons cedidos por um agente redutor deve ser igual ao número de elétrons recebidos pelo agente oxidante.

INTRODUÇÃO ÀS REAÇÕES DE OXIDAÇÃO-REDUÇÃO

Exemplo:



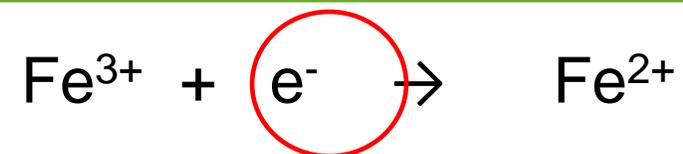
Fe^{3+} - oxidante - recebeu electrões e passou a Fe^{2+} - sofreu redução

I^- - redutor - cedeu electrões e passou a I_2 - sofreu oxidação

AS SEMI-REAÇÕES

Ao estudar uma reação de oxidação-redução, ou redox, nós concebemo-la geralmente como sendo constituída por duas reações separadas, chamadas semi-reações ou reações parciais, uma representando o processo de oxidação e a outra o processo de redução:

Semi-reação de redução:



Semi-reação de oxidação:



No entanto, deve ficar bem claro que, apesar de teoricamente concebermos estes dois processos em separado, não podemos ter uma sem a outra. **Cada eletrão perdido pela espécie redutora é captado pela espécie oxidante e vice versa.**

O NÚMERO DE OXIDAÇÃO

NÚMERO DE OXIDAÇÃO OU ESTADO DE OXIDAÇÃO DE UM ELEMENTO:

mede a **carga real** que um elemento químico tem num composto iônico, ou a **carga parcial** que um elemento químico tem num composto molecular, considerando os elétrons da ligação atribuídos ao elemento mais eletronegativo.

Na oxidação há uma perda de elétrons, à qual está associada um aumento do número de oxidação de um elemento na reação:

Oxidação \Rightarrow n.o. aumenta

Na redução há um ganho de elétrons, ao qual está associada uma diminuição do número de oxidação de um elemento na reação:

Redução \Rightarrow n.o. diminui

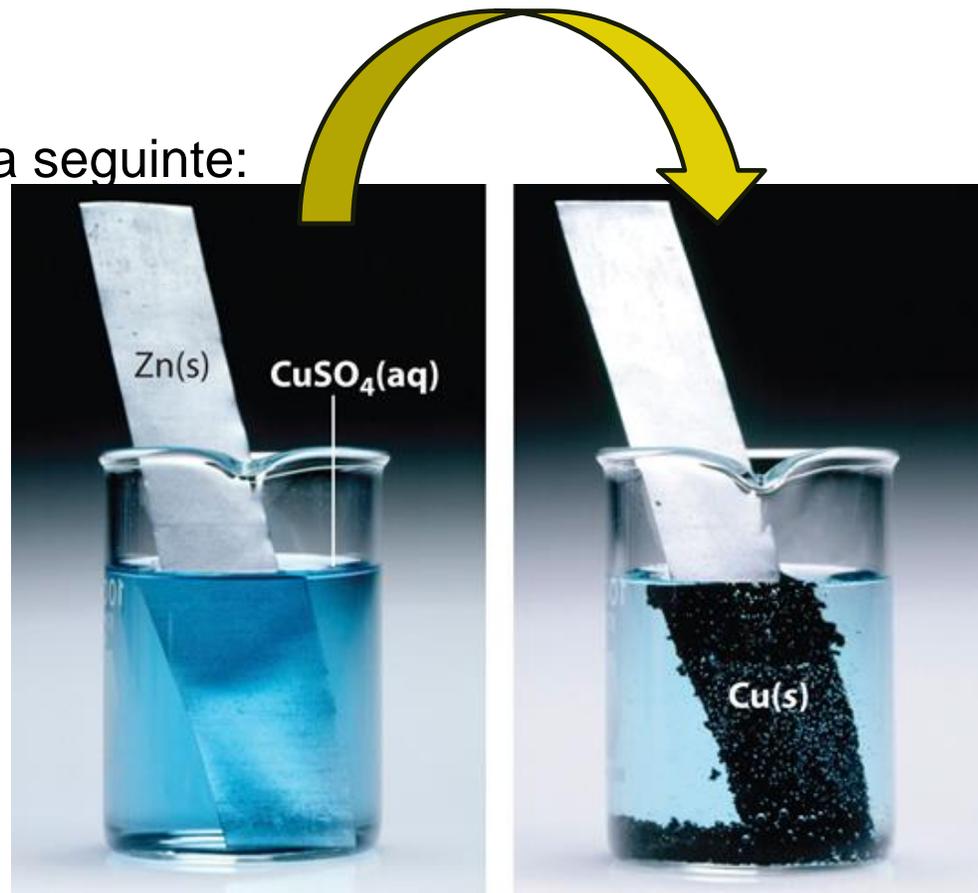
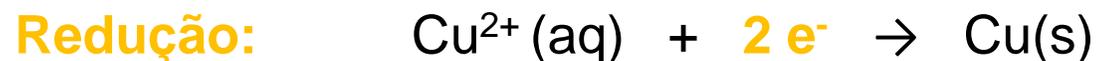
ESPONTANEIDADE DAS REAÇÕES DE OXIDAÇÃO-REDUÇÃO

Quando um pedaço de zinco metálico é mergulhado numa solução de sulfato de cobre, CuSO_4 , o zinco metálico é oxidado a iões Zn^{2+} , que passam à solução e os iões Cu^{2+} são reduzidos a cobre metálico, que se deposita à superfície da barra metálica.

A reação de oxidação-redução espontânea que ocorre é a seguinte:



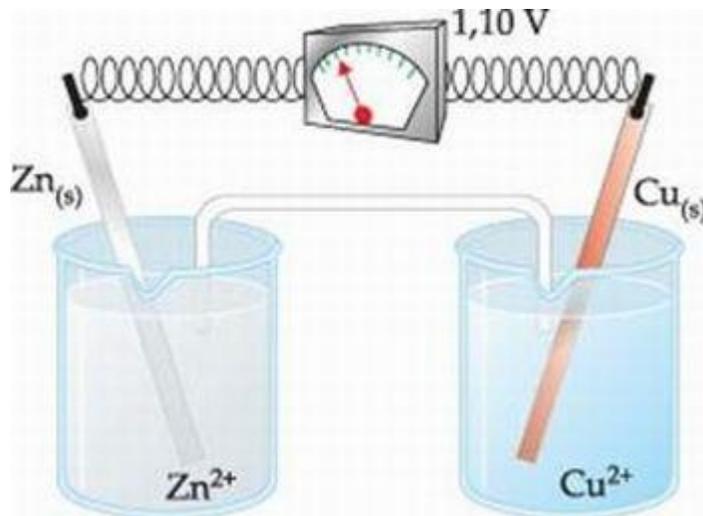
Separando a reação em duas semi-reações temos:



CÉLULAS GALVÂNICAS, VOLTAICAS OU PILHAS: UMA OXIDAÇÃO ÚTIL

Se for possível obrigar os elétrons cedidos pelo redutor a passar por um circuito exterior, antes de se associarem à espécie oxidante, teremos então uma **corrente elétrica**.

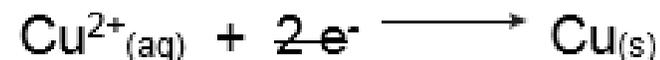
Para tal, será necessário separar as duas semi-reações através de um circuito exterior, como o que se consegue na montagem da **PILHA DE DANIELL**:



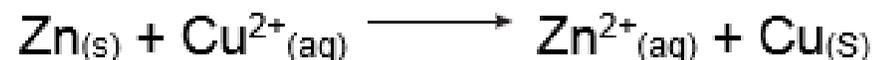
Anodo



Catodo



Equação global



PILHA: UMA OXIDAÇÃO ÚTIL

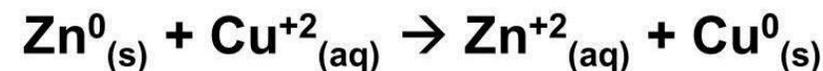
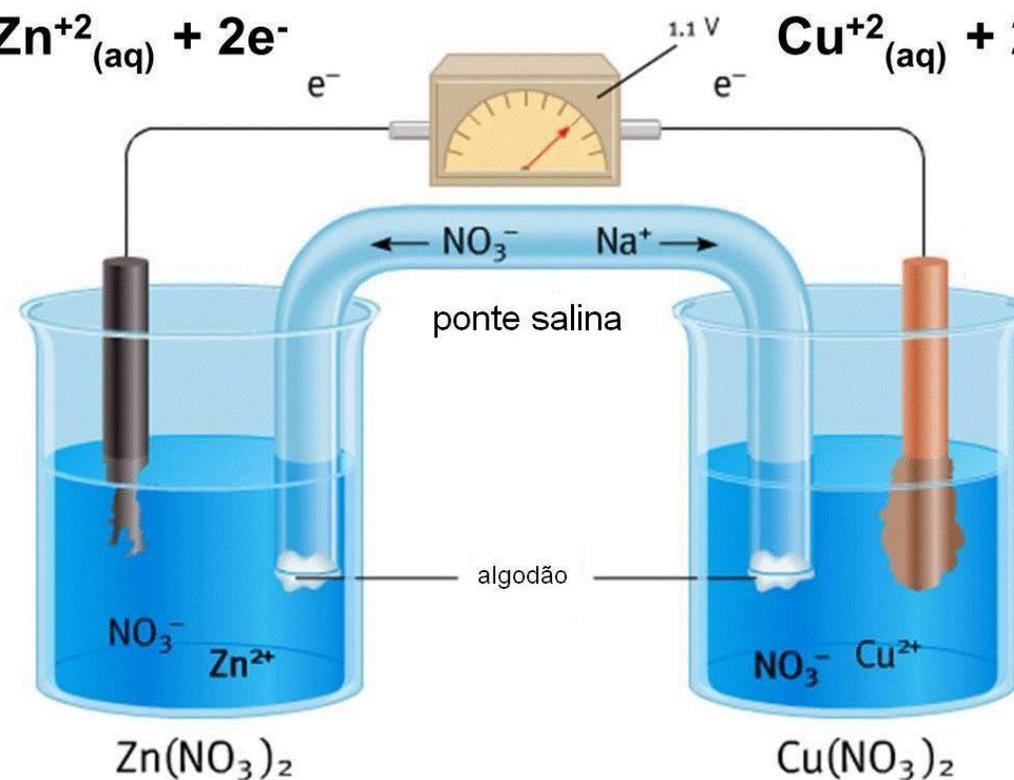
Representação de uma célula galvânica ou pilha, na qual se produz eletricidade a partir de uma reação redox espontânea

O dispositivo experimental usado para produzir eletricidade a partir de uma reação redox espontânea é designado por **PILHA ELETROQUÍMICA**, ou mais vulgarmente **PILHA**.

Anodo (-)



Catodo (+)



SÉRIE ELETROQUÍMICA DE POTENCIAIS DE REDUÇÃO PADRÃO

Reaction	Standard Electrode Potential (V) at 25°C
$\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na(s)}$	-2.71
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mg(s)}$	-2.35
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn(s)}$	-0.76
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe(s)}$	-0.44
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Co(s)}$	-0.28
$\text{V}^{3+} + \text{e}^- = \text{V}^{2+}$	-0.26
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2(\text{g})$	0.00
$\text{S(s)} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{S}$	+0.14
$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- = \text{Cu}^+$	+0.16
$\text{AgCl(s)} + \text{e}^- = \text{Ag(s)} + \text{Cl}^-$	+0.22
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu(s)}$	+0.34
$\text{Cu}^+ + \text{e}^- = \text{Cu(s)}$	+0.52
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$	+0.77
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag(s)}$	+0.80
$\text{Fe(OH)}_3(\text{s}) + 3\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1.01
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \frac{1}{2}\text{I}_2(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.29
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- = 2\text{Cl}^-$	+1.36
$\text{Co}^{3+} + \text{e}^- = \text{Co}^{2+}$	+1.82

Força crescente como AGENTE OXIDANTE

Força crescente como AGENTE REDUTOR

CORROSÃO: UMA OXIDAÇÃO NÃO DESEJÁVEL DE UM METAL

A **corrosão** é uma oxidação não desejável de um metal, que ocorre naturalmente numa atmosfera rica em oxigénio, sendo facilitada em meio aquoso.

A **corrosão** refere-se à deterioração de um metal por um processo eletroquímico, que envolve uma reação de oxidação-redução, e que conduz à formação de óxidos, hidróxidos, sulfuretos e carbonatos.

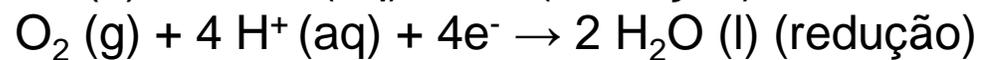
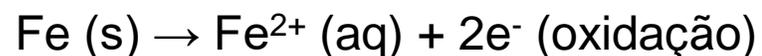
Exemplos:

- Formação de ferrugem no ferro;
- Formação de verdete no cobre e no latão;
- Escurecimento e perda de brilho da prata;

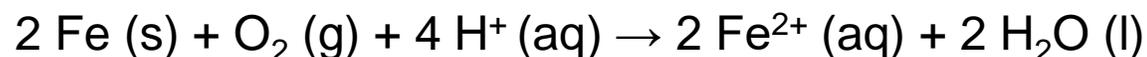


CORROSÃO: UMA OXIDAÇÃO NÃO DESEJÁVEL DE UM METAL

Na formação da **ferrugem**, ocorre a oxidação do ferro e a redução do oxigênio:

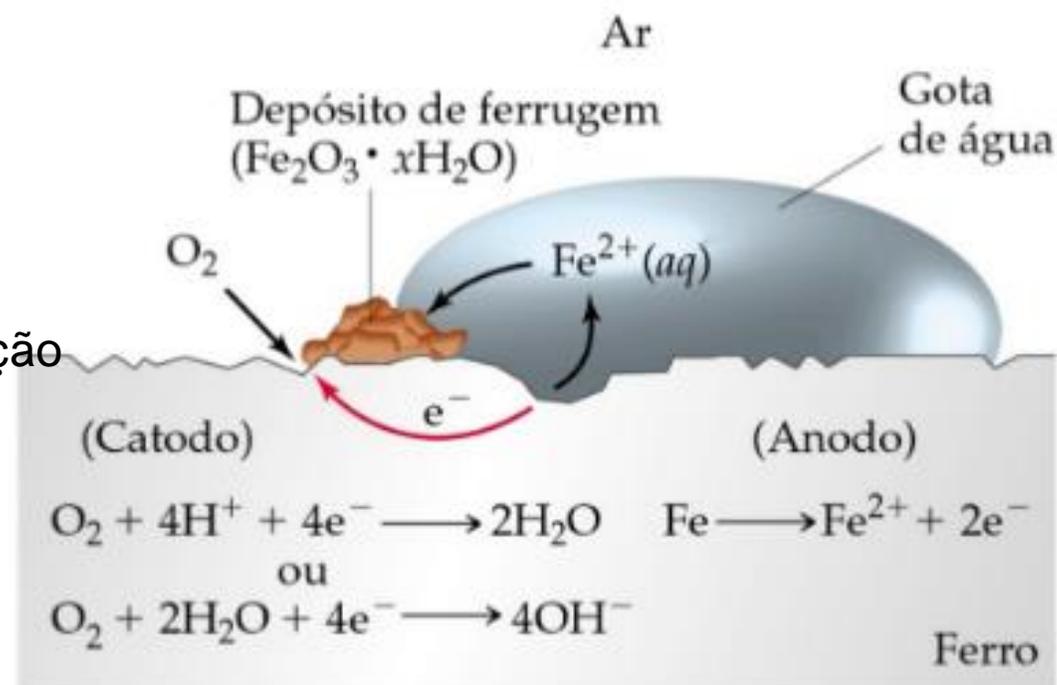
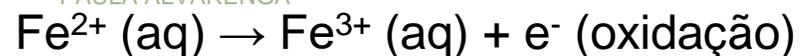


A soma das duas equações leva à equação geral da formação da ferrugem:



Os íons Fe^{2+} formados são posteriormente oxidados a Fe^{3+} , originando o **óxido de ferro (III) hidratado**, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, vulgarmente denominado ferrugem.

PAULA ALVARENGA



Os íons H^+ são fornecidos pelo ácido carbônico H_2CO_3 (aq), o qual se forma quando o dióxido de carbono, CO_2 (g), da atmosfera reage com a água.