

ELETROQUÍMICA – PILHAS ELETROQUÍMICAS

AULA 1 – CONCEITOS GERAIS DE PILHA

Também chamada de célula/ cela eletroquímica ou célula galvânica. É um dispositivo que gera corrente elétrica contínua a partir de uma reação de oxirredução espontânea.

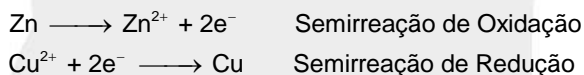
Vale lembrar que a oxidação envolve a perda de elétrons enquanto a redução, o recebimento de elétrons.

O exemplo clássico de uma pilha eletroquímica é a pilha de Daniell que envolve a reação entre zinco metálico e cobre metálico em suas respectivas soluções, ou seja, soluções que contenham os cátions destes metais. Observe a reação devidamente balanceada abaixo.



Note pelos Nox dos constituintes da reação que o cobre sofre redução pelo recebimento de elétrons, enquanto o zinco sofre oxidação, perdendo elétrons.

Esse processo também pode ser observado pelas semirreações:



É interessante notar que uma reação não acontece sem a outra.

Quando falamos de um processo de oxirredução (também podemos chamá-lo de processo redox) utilizamos alguns nomes específicos que é importante saber.

Bom, tome nota:

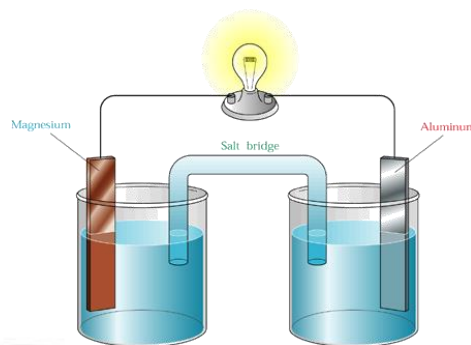
Quem doa ou perde elétrons sofre oxidação e quem recebe, sofre redução.

Podemos ir mais longe agora e dizer que a espécie que sofre oxidação causa a redução em outra e é chamado de agente redutor; quem sofre a redução causa a oxidação e é chamado de agente oxidante.

Em resumo, temos:

Doar ou receber elétrons é uma característica que depende de quem são as espécies que fazem contato entre si.

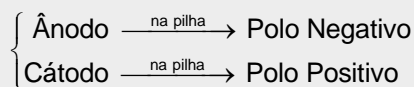
Fazendo um arranjo simples, onde se coloca em dois recipientes separados placas destes dois metais mergulhados em soluções que contenham seus cátions e ligando-os entre si por um fio condutor, mediante a presença de uma ponte salina, ocorre a geração da corrente elétrica.



Tome cuidado com alguns nomes utilizados no estudo das pilhas eletroquímicas.

O cátodo é o eletrodo onde ocorre a redução e é o polo positivo da pilha;

O ânodo é o eletrodo onde ocorre a oxidação e é o polo negativo da pilha.



A ponte salina é necessária para fechar o circuito elétrico e tem por função essencial manter as cubas com concentrações de íons sempre constantes. Quando há excesso de íons em algumas das cubas a pilha para de funcionar.

AULA 2 – POTENCIAL DE REDUÇÃO

Potencial pode ser traduzido neste caso como sendo a capacidade que um determinado composto ou elemento pode sofrer uma redução, ou seja, sua capacidade em receber elétrons.

Os potenciais de redução são calculados experimentalmente fazendo-se reações de oxirredução e comparando-se os valores com um potencial padrão para o hidrogênio.

Existem tabelas para consulta dos potenciais e quando necessárias são apresentadas nos exercícios.

ELETROQUÍMICA – PILHAS ELETROQUÍMICAS

$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	- 3.04
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	- 1.68
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	- 0.76
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	- 0.44
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	- 0.41
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	- 0.26
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	- 0.13
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	0.00
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	0.34
$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	0.52
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	0.77
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	0.80
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	0.82
$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-$	1.07
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1.36
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}$	1.52

Com os valores de potenciais padrão de redução, podemos decidir entre dois metais quem sofrerá redução e quem sofrerá oxidação.

Observe um exemplo:

Queremos montar uma pilha entre prata (Ag) e Níquel (Ni) e queremos saber quem sofrerá redução e oxidação sem fazer a montagem da pilha num laboratório.

Com os dados da tabela de potencial de redução, verificamos que a prata possui maior potencial de redução (E_{redução} = 0,80 V), sendo assim, é ela quem sofrerá a redução enquanto o níquel oxidará obrigatoriamente por ter o menor potencial de redução (E_{redução} = -0,26).

Também podemos calcular a diferença de potencial (ddp) de uma pilha com base nos dados dos potenciais de redução.

Para isso utilizamos a seguinte regra:

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{maior Redução}} - E^0_{\text{menor Redução}}$$

Para o exemplo que fizemos entre a prata e o níquel podemos calcular a sua ddp. Observe:

$$\text{ddp} = 0,80 - (-0,26) = +1,06 \text{ V}$$

AULA 3 – NOTAÇÃO DE PILHAS

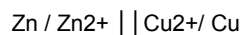
Existe um modo simplificado para mostrarmos o arranjo de uma pilha sem fazer o esquema ou equações.

Para isso seguimos esta sequência: oxidação || redução

Para a pilha de Daniell onde temos a equação:



Escrevemos simplificada por notação:



AULA 4 – ESPONTANEIDADE DE REAÇÃO

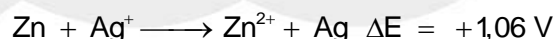
Algumas reações de oxirredução são espontâneas a medida que se colocam os compostos em contato; por outro lado, outras reações não ocorrem espontaneamente.

Podemos prever se uma reação será ou não espontânea por meio dos potenciais de redução.

Para essa previsão escrevemos a equação sempre espontânea de acordo com os potenciais e então comparamos com aquilo que está descrito no exercício.

Por exemplo:

A reação entre prata e zinco ocorre espontaneamente quando colocamos em contato zinco metálico com uma solução que contenha íons de prata.



Se colocarmos prata metálica em uma solução que contenha íons de zinco a reação não ocorre por não ser espontânea.



Importante: note que para uma reação espontânea a ddp é maior que zero, enquanto uma reação dita não-espontânea possui ddp negativa.