ELETROQUÍMICA

**Dezembro de 1998 – NACIONAL – São Mateus – ES.**

## SUMÁRIO

**1 – Introdução**

**2 – Desenvolvimento**

**2.1 – Pilhas**

**2.1.1 – Pilha de Daniell**

**2.1.2 – Pilhas comuns**

**2.2 – Medida de diferencial de potencial de pilha**

**2.2.1 – Fatores**

**2.2.2 – Eletrodo-padrão de hidrogênio**

**2.2.3 – Tabela dos potenciais-padrão**

**2.2.4 – Cálculo da ddp**

**2.2.5 – Previsão da espontaneidade das**

**reações de oxi-redução**

**2.3 – Eletrólise**

**2.3.1 – Eletrólise ígnea**

**2.3.2 – Eletrólises em solução aquosa com**

**eletrodos inertes**

**2.3.3 – Eletrólises em solução aquosa com**

**eletrodos ativos**

**2.3.4 – Leis de Faraday**

**3 – Conclusão**

**4 – Introdução**

**1 – Introdução**

Tentar-se-á mostrar neste trabalho uma pesquisa com o âmbito de alcançar um conhecimento superficial mas com aprofundamento suficiente para estudos colegiais. A obra aqui relacionada cita elementos e componentes da infinidade de estudos feitos por vários e ilustres cientistas no campo da ciência responsável pela eletroquímica.

Mostrar-se-á o que tentamos demonstrar, ou seja, começamos falando do que são os princípios e vamos a medida em que o leitor se aperfeiçoa no assunto, aprofundando cada vez mais, levando além de uma boa síntese sistemática e bem dividida da eletroquímica, um entendimento variado e abrangedor.

A eletroquímica é geralmente dividida em duas partes: A das pilhas, que estuda sobre os tipos de pilhas como a de Daniell, e a que nós conhecemos e chamamos aqui de comuns. E a da eletrólise, tratamos aqui de alguns tipos de eletrólise como a eletrólise ígnea e as eletrólises em solução aquosa com eletrodos inertes e ativos.

**2 – Desenvolvimento**

**2.1 – Pilhas**

Alguns lembretes que não devemos esquecer:

* **Oxidação:** é a perda de elétrons por um elemento químico (ou aumento de seu número de oxidação)
* **Redução:** é o ganho de elétrons por um elemento químico (ou a diminuição de seu número de oxidação)
* **Oxidante:** é o elemento (ou substância) que provoca oxidações (ele próprio se reduzindo).
* **Redutor:** é o elemento (ou substância) que provoca reduções (ele próprio se reduzindo).
* **Eletroquímica:** é o estudo das reações de oxi-redução que produzem ou são produzidas pela corrente elétrica.

De fato, nas pilhas e acumuladores ocorrem reações espontâneas que produzem corrente elétrica; pelo contrário, nos processos de eletrólise (como, por exemplo, na cromação de um pára-choque de automóvel) será a corrente elétrica que irá produzir uma reação química.

**2.1.1 – Pilha de Daniell**

Essa pilha ou célula eletroquímica baseia-se na seguinte reação de oxi-redução:

Zn + CuSO4 → Zn SO4 + Cu

São os elétrons que passam do Zn ao Cu2+, que produzem a corrente elétrica.

A montagem da pilha de Daniell é a seguinte:

Veja que existe dois compartimentos, chamados **MEIAS-CÉLULAS**, separados por uma porcelana porosa:

- no compartimento da esquerda (meia-célula do zinco), existe uma chapa de zinco mergulhada em solução aquosa de sulfato de zinco; considerando-se que o zinco tem uma tendência espontânea para perder elétrons, temos: Zn → Zn2+ + 2 e- (é a semi-reação de oxidação), desse modo, a chapa de zinco “solta” elétrons para o circuito externo (dizemos, então, que a chapa de zinco é o eletrodo negativo ou ANODO);

- no compartimento da direita (meia-célula do cobre), existe uma chapa de cobre mergulhada em solução aquosa de sulfato cúprico; considerando-se que o Cu2+ tem uma tendência espontânea para receber elétrons, temos: Cu2+ + 2e- → Cu (é a semi-reação de redução); desse modo, o Cu2+ “captura” elétrons do circuito externo, através da chapa de cobre, que se torna positiva (dizemos, então, que a chapa de cobre é o eletrodo positivo ou CATODO); veja também que a soma das duas equações anteriores fornece a equação geral da pilha:

A porcelana porosa deve impedir a mistura das duas soluções, mas deve permitir a passagem dos íons que estão sendo atraídos ou repelidos pelas forças elétricas.

Após certo tempo de funcionamento da pilha, vamos notar que a chapa de zinco está corroída, a chapa de cobre aumentou devido à deposição de cobre e as concentrações das soluções se alterarem. Tudo isso é consequência da própria reação geral de funcionamento da pilha:

Convencionou-se representar a pilha de Daniell ( e as demais pilhas ) esquematicamente da seguinte maneira:

**Zn, Zn2+ (1M) K | Cu2+ (1M), Cu (25ºC)**

Ou

### Zn | Zn2+ (1M) || Cu2+ (1M) | Cu (25ºC)

Onde estão indicados os eletrodos, as molaridades das soluções e a temperatura de funcionamento da pilha.

Resumindo, podemos dizer que a Pilha ou Célula Eletroquímica é um dispositivo que transforma energia química em energia elétrica. Isso é conseguido, por meio de uma reação de oxi-redução, com o oxidante e o redutor separados em compartimentos diferentes, de modo que o redutor seja obrigado a entregar os elétrons ao oxidante através de um circuito externo (fio).

**2.1.2 – Pilhas comuns**

Na prática, as pilhas mais comuns são:

1. Acumulador ou bateria de automóvel;

Formado por placas de chumbo e placas contendo dióxido de chumbo e cujas reações são:

1. Pilhas secas;

São as pilhas comuns (usadas em lanternas, rádios portáteis, etc.), formadas por um invólucro de zinco recheado por uma pasta úmida contendo MnO2 e NH4Cl, e cujas reações são:

**2.2 – Medida de diferencial de potencial de pilha**

**2.2.1 – Fatores**

Os fatores que influenciam na diferença de potencial. Variando-se os metais (ou melhor dizendo, variando-se o oxidante e o redutor), podemos obter uma infinidade de pilhas diferentes, que nos fornecerão diferentes voltagens ou forças eletromotrizes (fem) ou diferenças de potencial (ddp). Isso depende fundamentalmente:

* da natureza dos metais formadores da pilha (ou seja, da natureza do oxidante e do redutor);
* das concentrações das soluções empregadas;
* da temperatura da pilha.

Como decorrência do exposto acima, considerando-se como condições padrão de uma pilha:

* a concentração 1 molar para as soluções;
* a temperatura de 25ºC para a pilha.

**2.2.2 – Eletrodo-padrão de hidrogênio**

Para as medidas eletroquímicas, foi escolhido arbitrariamente como padrão o denominado Eletrodo-padrão (ou normal) de Hidrogênio, ao qual foi atribuído, também arbitrariamente, o potencial de zero volt. Sua montagem esquemática é:

A reação desse eletrodo é:

H2(g) + 2e- ↔ 2 H+(aq)

Montando-se, em condições padrão, a pilha esquematizada a seguir:

Teremos as seguintes reações:

Medindo-se a voltagem dessa pilha, encontraremos 0,76 volt. Esse valor é determinado então Potencial Normal ou Potencial Padrão ou Potencial Meia-Célula ou Potencial de Oxi-Redução do zinco e é indicado por Eº.

**2.2.3 – Tabela dos potenciais-padrão**

Confrontando todos os metais com o eletrodo-padrão de hidrogênio, iremos medir os seus Eº e poderemos então organizar uma tabela de seus potenciais-padrão de eletrodo.

Na verdade, essa medida não é privativa dos metais; podemos fazê-la também com os não-metais e, de um modo mais geral, com todos os oxidantes e redutores. Teremos, então, a tabela dos potenciais-padrão de eletrodo ou de oxi-redução (Eº), para soluções aquosas 1 molar, a 25ºC e 1 atm, de qualquer oxidante ou redutor, como vemos a seguir. Desde já, é bom assinalar que, multiplicando-se as equações por um número qualquer, os valores de Eº não serão alterados.

**3 – Conclusão**

**4 – Bibliografia**