

ELETROQUÍMICA

Prof. Edvaldo Amaro
Eng^o Químico

- A eletroquímica estuda o aproveitamento da transferência de elétrons entre diferentes substâncias para converter energia química em energia elétrica e vice-versa.
- Pilhas: conversão espontânea de energia química em elétrica.
- Eletrólise: conversão não espontânea de energia elétrica em química.

Nomenclatura Eletroquímica

A seguir está descrita a nomenclatura hoje utilizada no estudo da eletroquímica

- a) **ELETRODOS**: São assim chamadas as partes metálicas que estão em contato com a solução dentro de uma célula eletroquímica.
- b) **ÂNODOS**: São os eletrodos pelo qual a corrente elétrica que circula numa célula **ENTRA** na solução.
- c) **CÁTODOS**: São os eletrodos pelo qual a corrente elétrica que circula numa célula **DEIXA** a solução.
- d) **ELETRÓLITOS**: São assim chamadas todas as soluções que **CONDUZEM** a corrente elétrica.
- e) **ÍONS**: São assim chamadas as partículas carregadas que se movimentam na solução.

OBS. Lembrando que o sentido convencionalmente adotado para a corrente elétrica é o sentido oposto ao da movimentação dos elétrons, ânodo e cátodo podem ser redefinidos como segue:

ÂNODO: Eletrodo do qual saem os elétrons para o circuito externo da célula.

CÁTODO: Eletrodo no qual entram os elétrons através do circuito externo da célula.

f) CÉLULA ELETROQUÍMICA: Todo sistema formado por um circuito externo que conduza a corrente elétrica e interligue dois eletrodos que estejam separados e mergulhados num eletrólito.



"Resuminho":

Redução: ganho de elétrons (diminuição de Nox)

Oxidação: perda de elétrons (aumento de Nox)

Redutor: fornece elétrons e se oxida (Nox aumenta)

Oxidante: recebe elétrons e se reduz (Nox diminui)

O redutor reduz o oxidante

O oxidante oxida o redutor

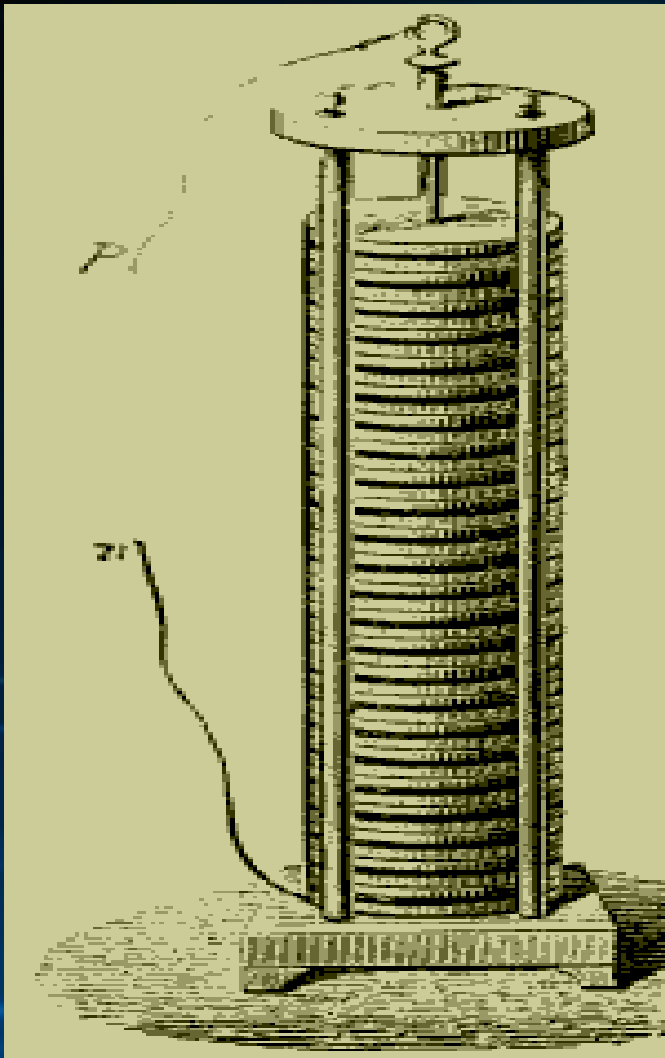
➤ Pilhas são dispositivos eletroquímicos que transformam reações químicas em energia elétrica.

➤ Cada substância possui uma maior ou menor tendência de perder elétrons; tendência esta chamada de "Potencial de Oxidação". Deste modo, uma substância X que tenha um potencial de oxidação maior que uma substância Y, irá perder seus elétrons gradativamente para esta substância se estiverem as duas juntas.

Alessandro Giuseppe Volta



Este físico italiano, foi um dos precursores dos estudos de fenômenos elétricos e conseguiu gerar eletricidade por meio de reações químicas.



Volta construiu um estranho aparelho com moedas de cobre, discos de zinco e discos de feltro banhados com uma solução ácida, que servia para produzir com continuidade um movimento de cargas elétricas através de um condutor. Esse aparelho era chamado pilha porque as moedas de cobre, os discos de feltro e os discos de zinco eram empilhados uns sobre os outros.

PILHA DE DANIELL

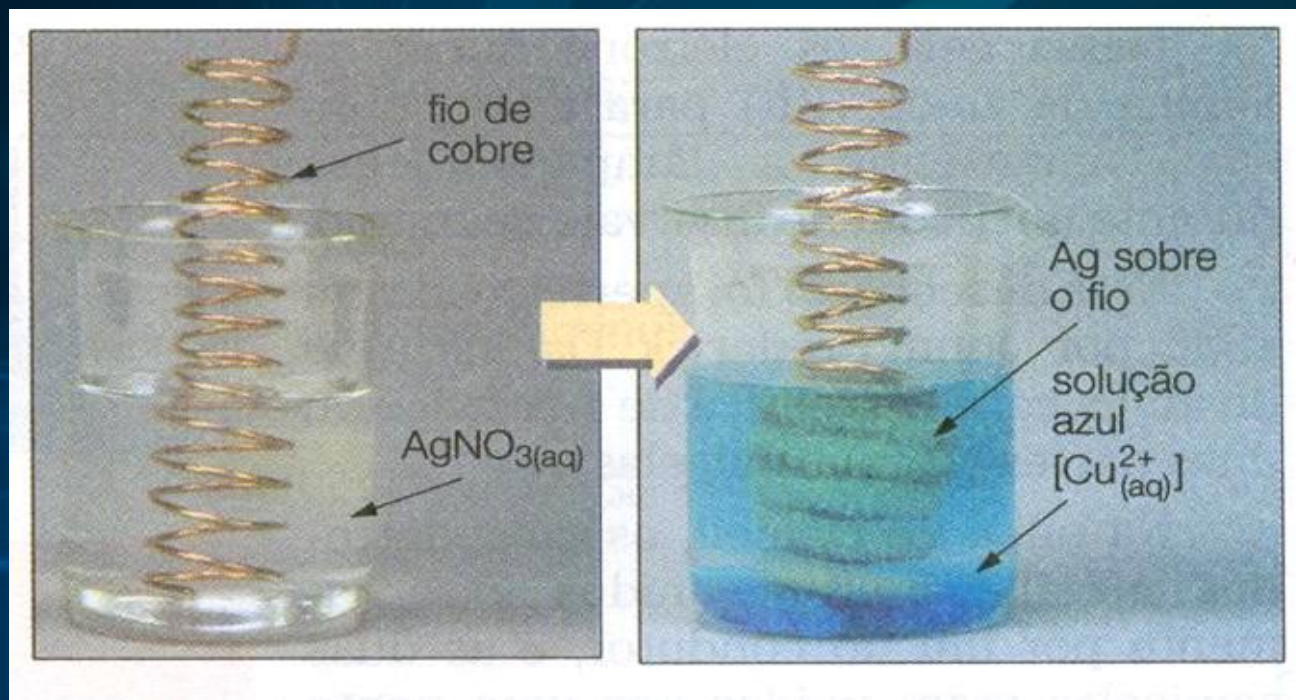
- O químico inglês John Frederic Daniell construiu uma pilha diferente, substituindo as soluções ácidas utilizadas por Volta - que produziam gases tóxicos - por soluções de sais tornando as experiências com pilhas menos arriscadas.



Observe as situações:

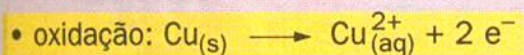
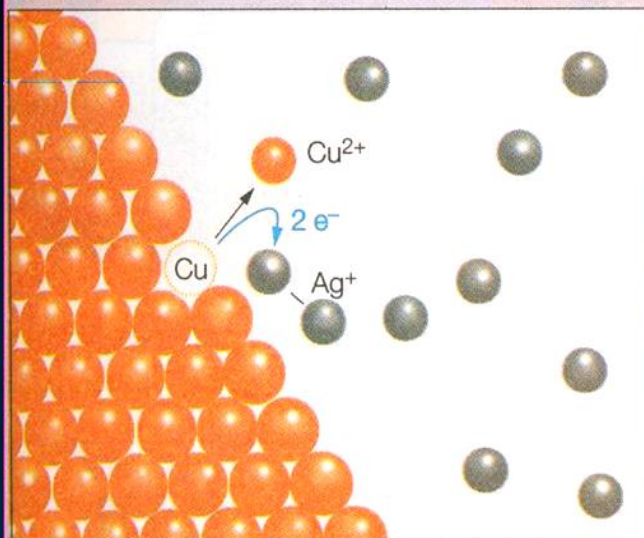
(I)

(II)

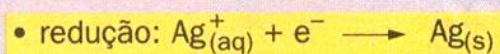
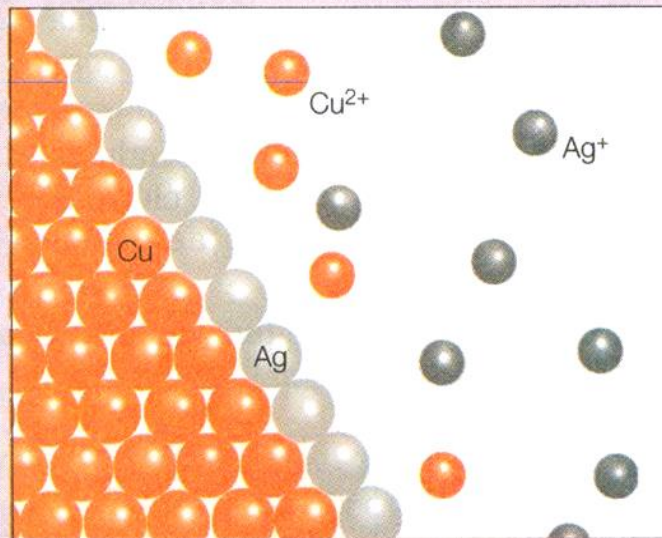




Nesse processo ocorrem duas semi-reações:



Os átomos de cobre (Cu), ao perderem elétrons, originam íons Cu^{2+} , que passam para a solução, tornando-a azulada.



Os íons Ag^{+} retiram elétrons dos átomos de cobre (Cu) e transformam-se em prata metálica (Ag), que se deposita sobre o fio.

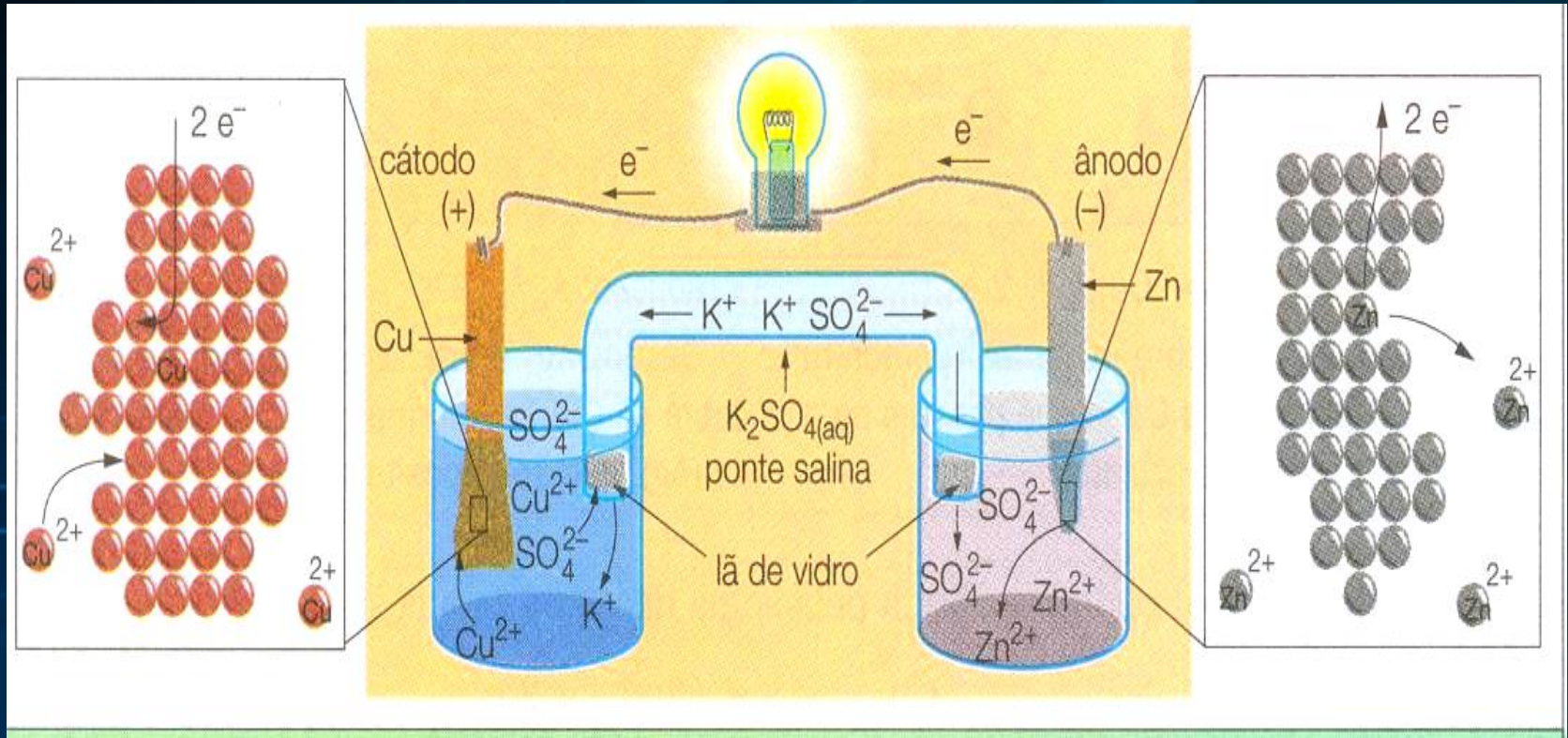
PILHA DE DANIELL



PILHA DE DANIELL



Esquema :



PILHA DE DANIEL

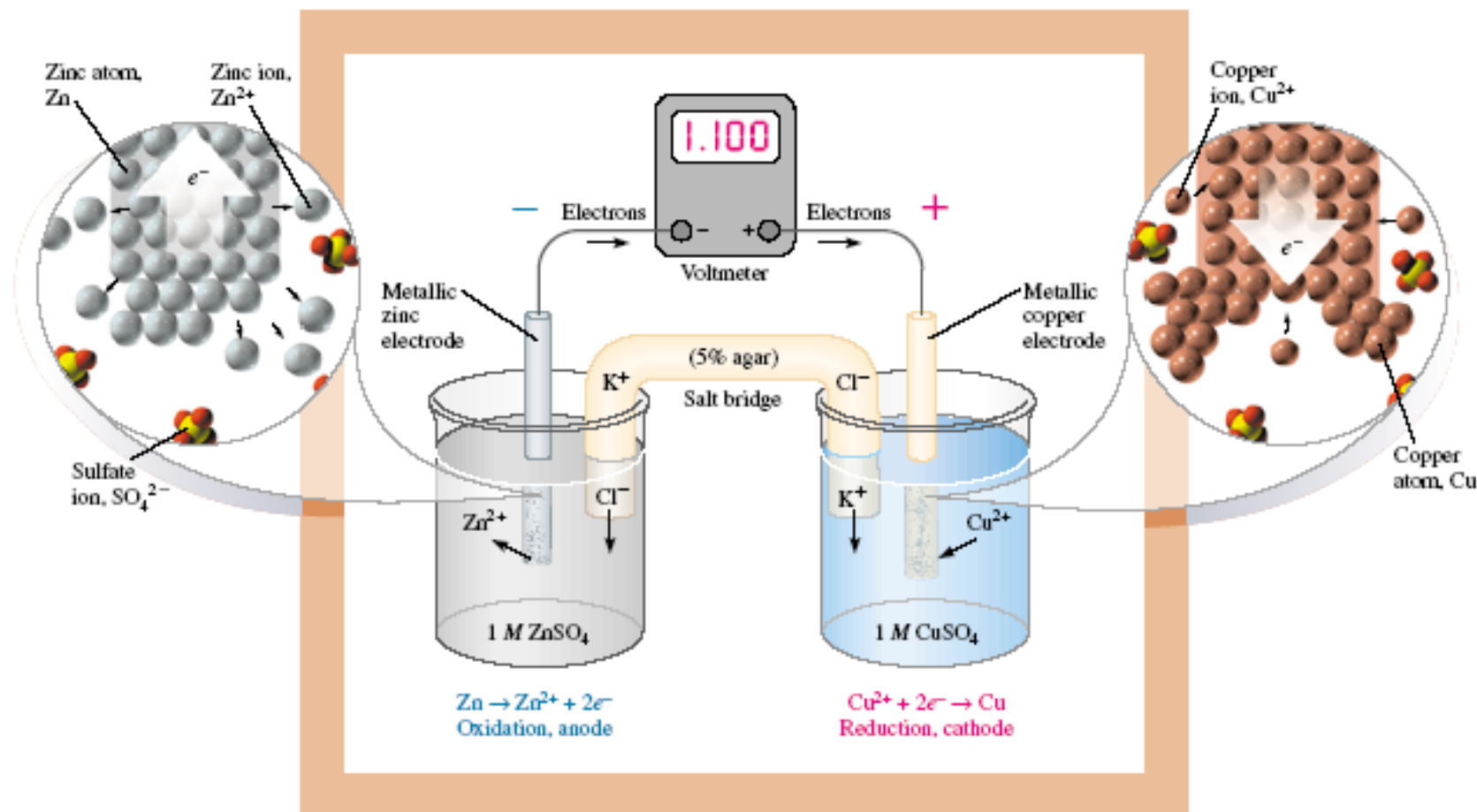
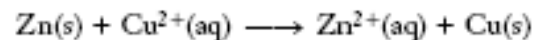
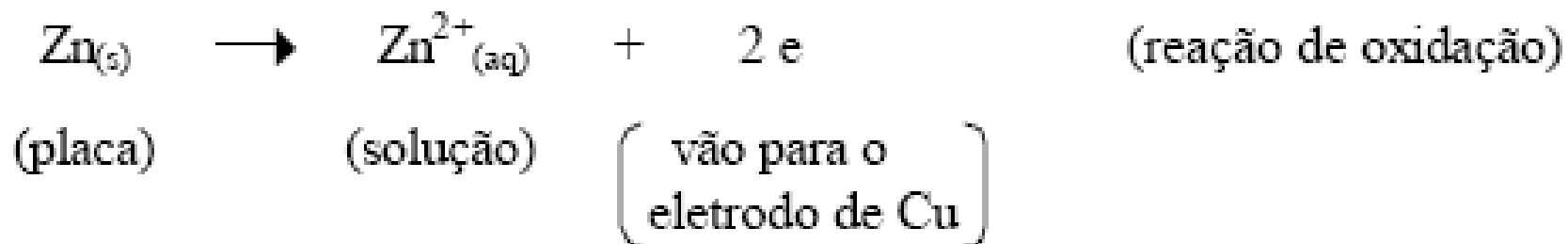


Figure 21-6 The zinc-copper voltaic cell utilizes the reaction

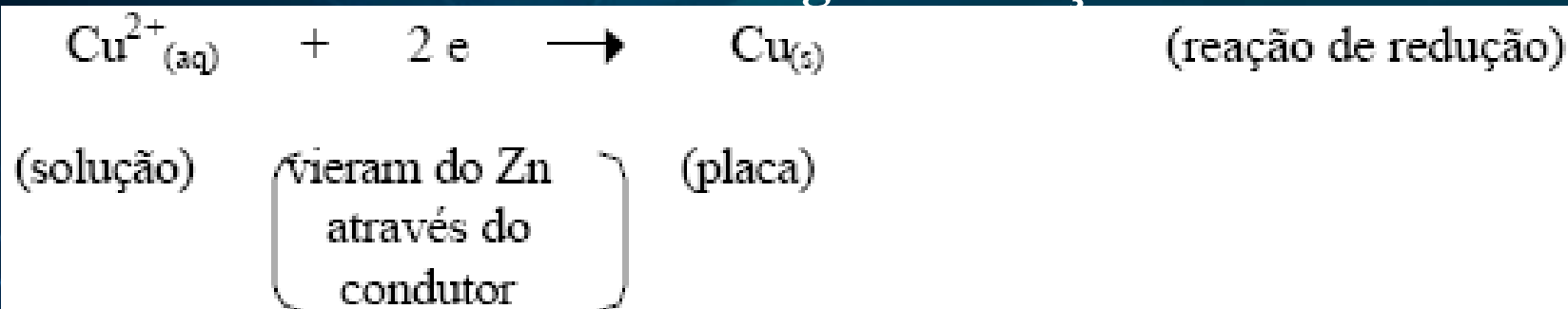


Célula Eletroquímica

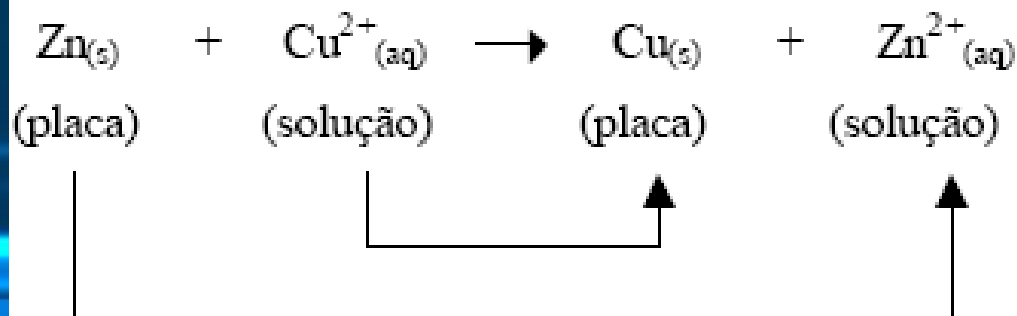
No eletrodo de Zn ocorre a seguinte reação:



No eletrodo de Cu ocorre a seguinte reação:



Reação Global:





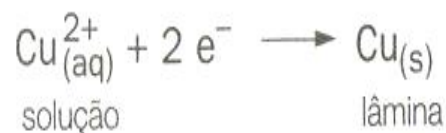
"Resuminho":

Modificações e explicações

eletrodo de cobre

- espessamento da lâmina de Cu
- diminuição da cor azul

Esses dois fatos podem ser explicados pela semi-reação de redução:



O eletrodo onde ocorre a **redução** é o **cátodo**.

eletrodo de zinco

- corrosão da lâmina de Zn

Esse fato pode ser explicado pela semi-reação de oxidação:

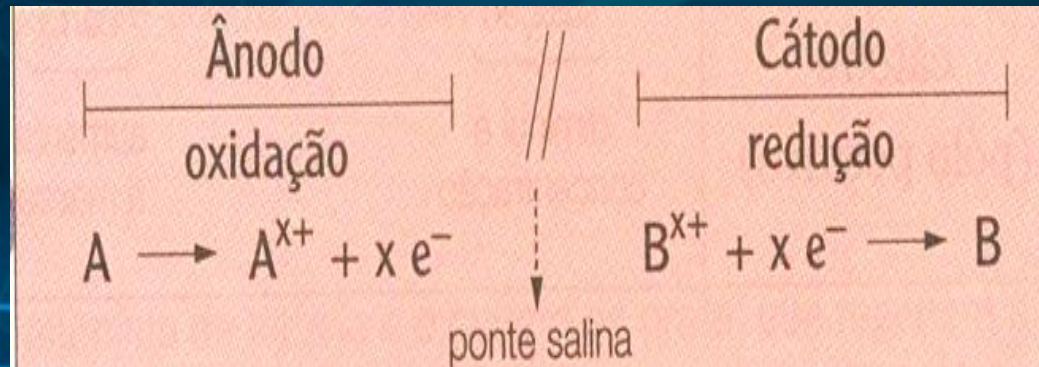


O eletrodo onde ocorre a **oxidação** é o **ânodo**.



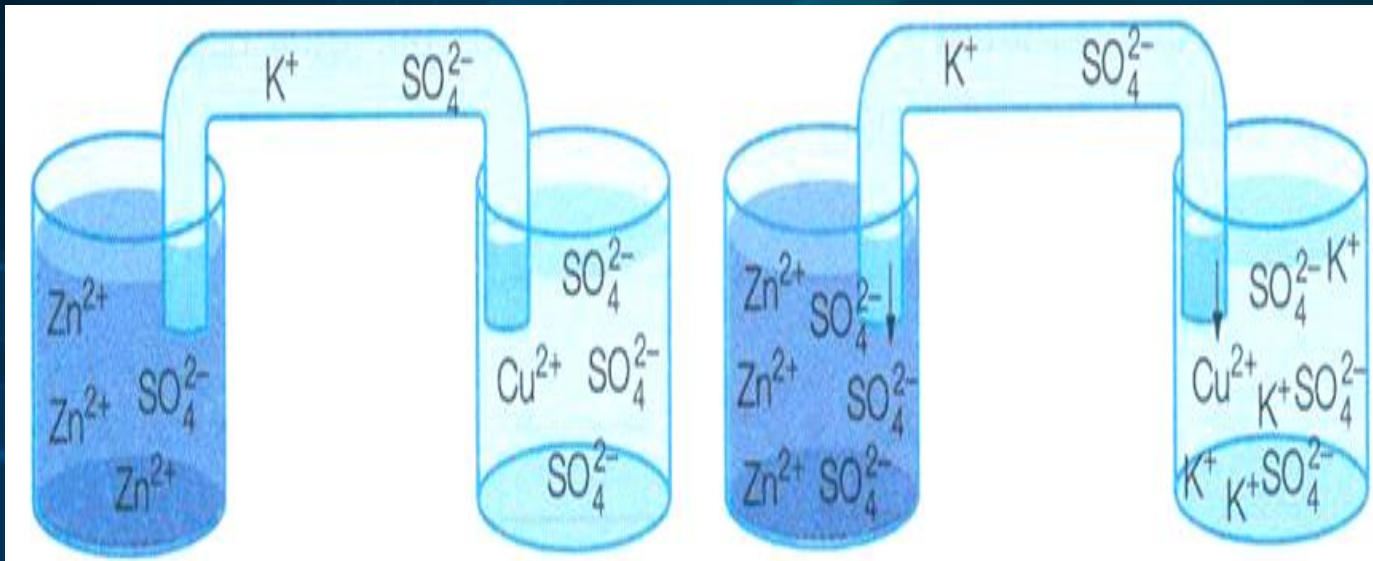
Atenção:

- Oficialmente, por convenção mundial, as pilhas são representadas da seguinte maneira:

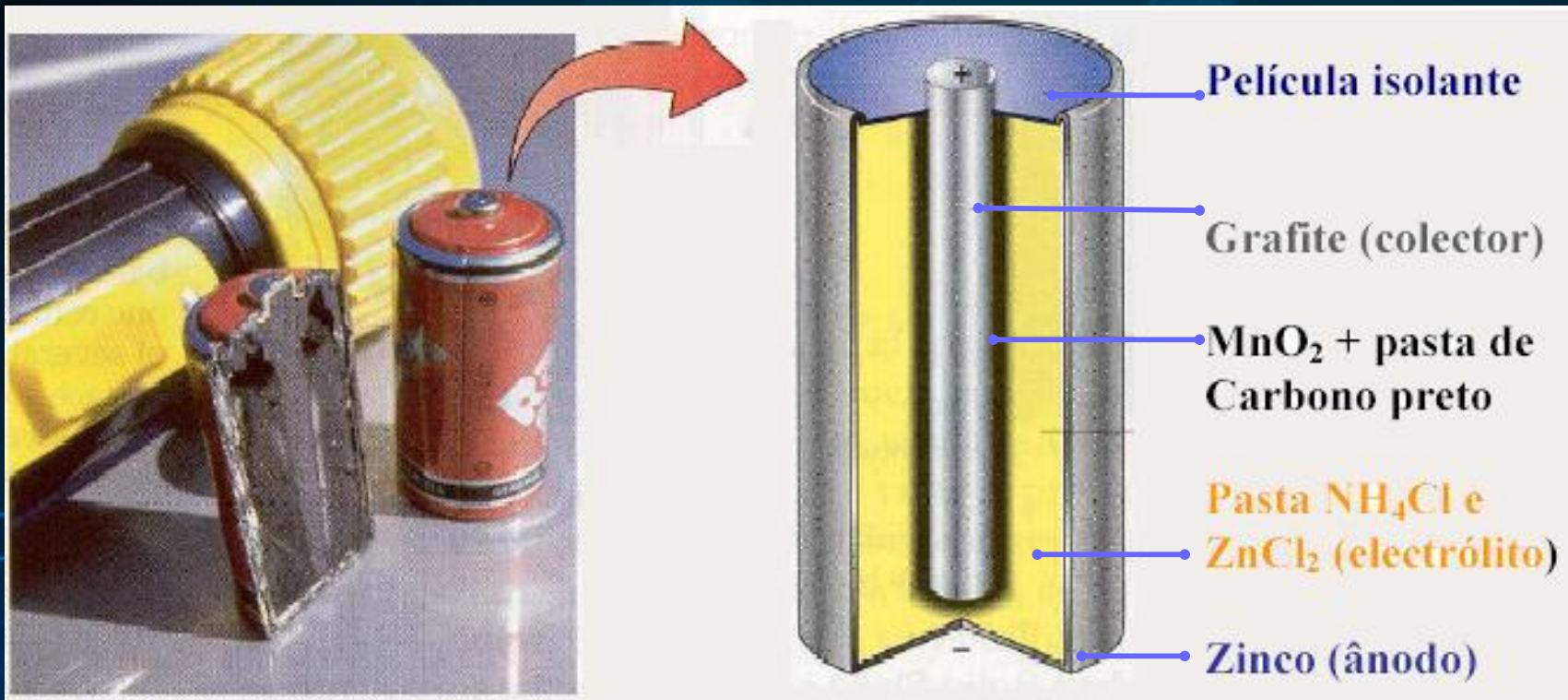


Ponte salina

- A finalidade da ponte salina é manter os dois eletrodos eletricamente neutros através da migração de íons (corrente iônica).



PILHA DE LECLANCHÉ



O MnO_2 triturado e mesclado com o carvão, constitui em conjunto com a barra de grafite o eletrodo positivo e a pasta de NH_4Cl mais o eletrodo de Zn constituem o eletrodo negativo.

PILHA DE LECLANCHÉ

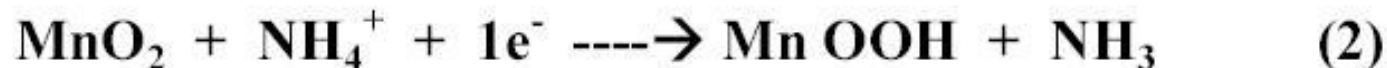
Princípio de funcionamento

Compartimento Anódico:



$$n=2 \ ; \ E^\circ_1 = -1,1 \text{ V/ENH}$$

Compartimento Catódico:



$$m=1 \ ; \ E^\circ_2 = +0,5 \text{ Volts/ ENH}$$

PILHA DE LECLANCHÉ

A **tensão** em **circuito aberto** ou força electromotriz, f.e.m., nas condições padrão, é obtida calculado a diferença entre os potenciais de redução padrão do cátodo (E°_2) e do ânodo (E°_1).

$$E^{\circ}_2 = +0,50V \ ; \ E^{\circ}_1 = -1,1V$$

$$\text{f.e.m} = 0,5 - (-1,1)$$

$$\text{f.e.m} = + 1,6V$$

PILHA SECA ALCALINA ou PILHA COMUM ALCALINA



São semelhantes à de Leclanché. As principais diferenças são:

- ❖ A mistura eletrolítica contém KOH ou NaOH, ao invés de NH_4Cl
- ❖ O ânodo é feito de zinco altamente poroso, que permite uma oxidação mais rápida em relação ao zinco utilizado na pilha seca comum.
- ❖ Comparando-as com as pilhas secas comuns, as alcalinas são mais caras, mantêm a voltagem constante por mais tempo e duram cinco vezes mais.

Por que será que as pilhas alcalinas duram mais que as comuns???

Nas pilhas alcalinas, o meio básico faz com que o eletrodo de zinco sofra um desgaste mais lento, comparado com as pilhas comuns que possuem um caráter ácido.

SABENDO MAIS...

Porque uma bateria de automóvel (chumbo) dura tanto tempo?

Em uso contínuo, a bateria de chumbo duraria poucas horas, mas no automóvel, ela é recarregada pelo gerador, através da aplicação de uma diferença de potencial superior a da bateria em sentido contrário (eletrólise).

É correto colocar água na bateria de chumbo?

As constantes recargas efetuadas pelo gerador na bateria de chumbo, causa também a decomposição da água da solução da bateria, por isso, periodicamente coloca-se água destilada

Quando a bateria de chumbo fica totalmente descarregada?

Durante a descarga da bateria o ácido sulfúrico é consumido, com isso a concentração e a densidade da diminuem gradativamente. Quando a densidade atinge valores inferiores a 1,20g/mL, a bateria está praticamente descarregada.

SABENDO MAIS...

Depois que a pilha comum para de funcionar (descarrega) ela pode ser recarregada e voltar a funcionar novamente?

Não. Porque a pilha de Leclanché não é recarregável (semi-reação de redução irreversível). A pilha cessa seu funcionamento quando todo o dióxido de manganês é consumido.

Se colocarmos uma pilha gasta na geladeira ela é recarregada?

Não, ela volta a funcionar durante algum tempo, porque a baixa temperatura faz com que o gás amônia seja removido, o que não significa que ela foi recarregada.

SABENDO MAIS...

Será que a pilha comum dura mais se intercalar períodos de uso e de repouso?

Sim. Pois ao utilizar continuamente a pilha, os gases formados: hidrogênio e gás amônia impedem o fluxo de cargas elétricas fazendo com que a corrente caia. Retirando a pilha do aparelho, após um certo tempo ela irá funcionar, pois as bolhas gasosas formadas serão desfeitas.

E na água quente a pilha é recarregada?

Recarregada não, mas o aumento de temperatura irá favorecer a perda de elétrons, fazendo com que ela funcione por mais algum tempo.

Universidade Federal do Paraná

Setor de Tecnologia

Depto de Engenharia Química

Curso de Engenharia Química

Princípios de Eletroquímica

TQ-134 – Turma A

Prof. Dr. Mário J. Dallavalli

dalla@ufpr.br

Princípios de Eletroquímica

Aula 02

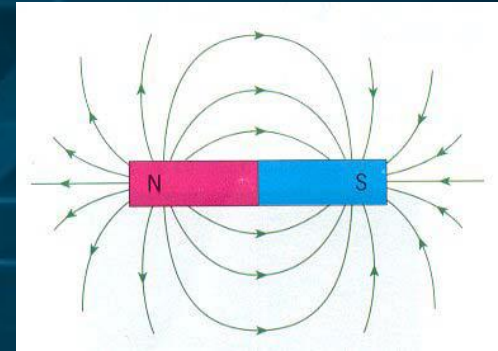
MATERIAIS FERROMAGNÉTICOS

Ferro, Cobalto, Níquel, Gadolínio e Disprósio são materiais fortemente magnéticos, sendo chamados de ferromagnéticos.

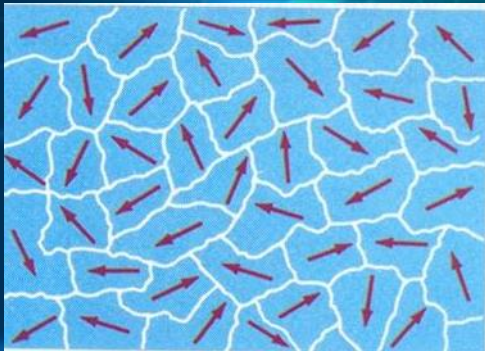
São materiais usados para fabricar ímãs permanentes, contêm átomos com momentos magnéticos de spin que tendem a se alinhar paralelos uns aos outros, mesmo na presença dum campo magnético externo fraco.

Uma vez que os momentos estão alinhados, a substância permanece magnetizada mesmo após o campo externo ser removido.

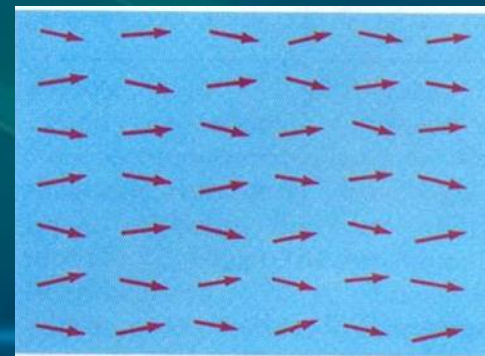
Todos os materiais ferromagnéticos contêm regiões microscópicas (10^{-12} até 10^{-8} m^3), denominadas domínios, dentro das quais todos os momentos magnéticos estão alinhados.



AMOSTRA DESMAGNETIZADA



AMOSTRA MAGNETIZADA



Quando o campo externo é removido, a amostra pode reter a maior parte de seu magnetismo.

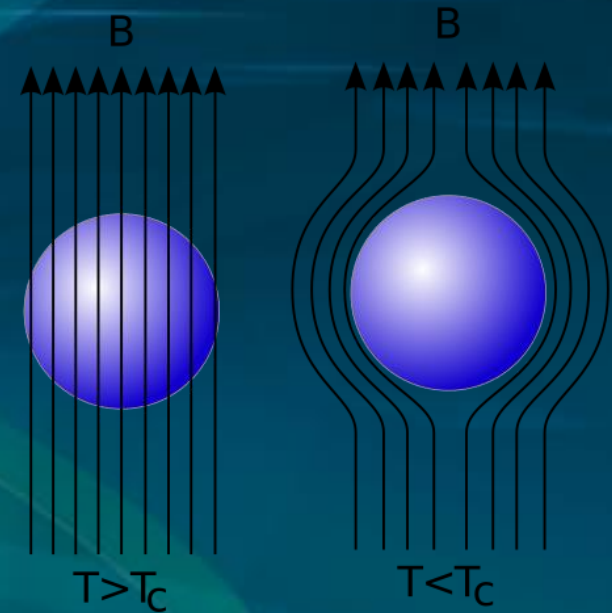
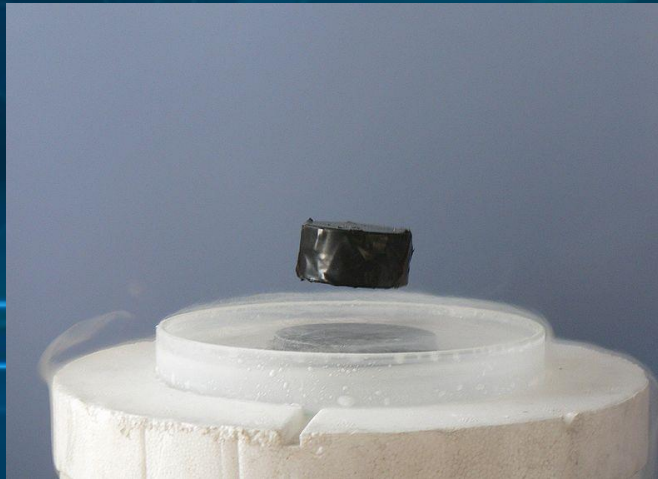
MATERIAIS NÃO FERROMAGNÉTICOS

Quando se aplica o campo magnético são induzidas pequenas correntes microscópicas que se opõem nos seus efeitos magnéticos às variações do campo aplicado.

Comportamento DIAMAGNÉTICO → momentos magnéticos em oposição ao campo magnético aplicado.

Supercondutores

Diamagnetismo perfeito



Comportamento PARAMAGNÉTICO, há a possibilidade de alinhar os momentos magnéticos atômicos individuais e o campo magnético intensifica-se.

6. Campo elétrico devido à um campo magnético variável (Lei de Faraday)

LEI DA INDUÇÃO DE FARADAY

Aprendemos que:

Uma espira condutora percorrida por uma corrente I na presença de um campo magnético, sofre ação de um momento da força (torque):

ESPIRA COM CORRENTE + CAMPO MAGNÉTICO = MOMENTO DA FORÇA

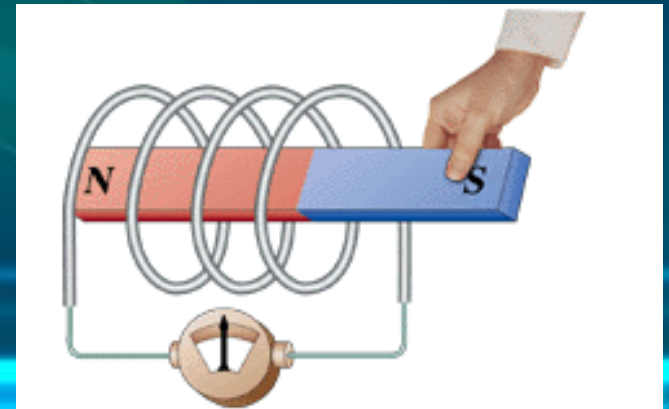
O que acontecerá..

se uma espira sem corrente girar no interior de uma região onde há um campo magnético B ? Aparecerá uma corrente I na espira?

MOMENTO DA FORÇA + CAMPO MAGNÉTICO = CORRENTE ?

As resposta a essa questão foi dada por Faraday

Ele observou que o movimento relativo no conjunto ímanes e circuitos metálicos fechados fazia aparecer nos circuitos metálicos corrente elétricas



Já estudamos campos elétricos devido às cargas estacionárias e campos magnéticos devido a cargas em movimento.

Estudaremos agora o campo elétrico devido a um campo magnético variável

EXPERIÊNCIAS REALIZADAS POR FARADAY

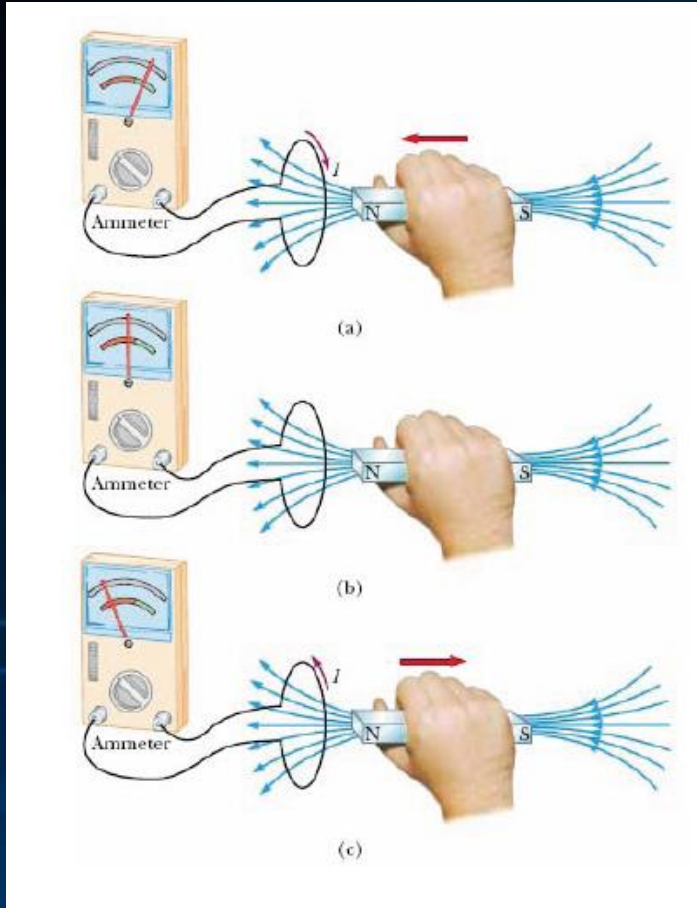
1ª Experiência. Considere uma espira ligada a um galvanômetro (aparelho que mede a corrente elétrica):

a) Quando o ímã é deslocado em direção a espira o galvanômetro indica que uma corrente é induzida na espira.

b) Quando o ímã é mantido parado nenhuma corrente é induzida na espira.

c) Quando o ímã é afastado da espira o galvanômetro indica que uma corrente é induzida na espira → oposta a corrente da alínea (a)

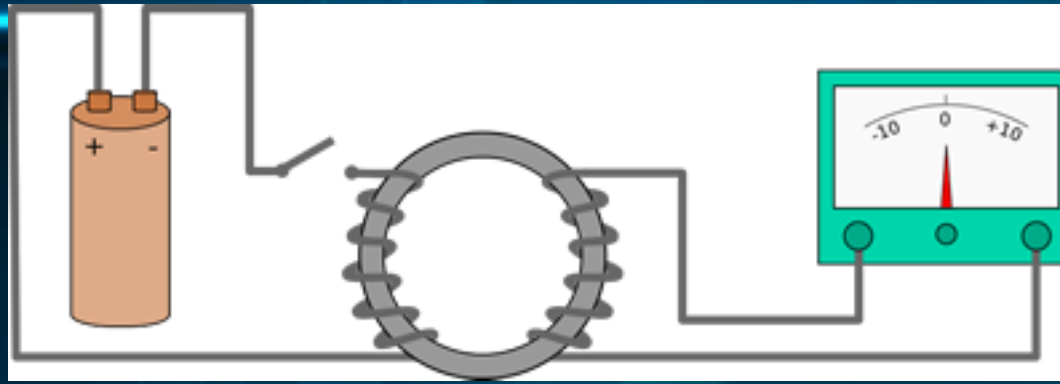
Conclusão: uma corrente elétrica é criada num circuito do galvanômetro enquanto ocorrer um movimento relativo entre o ímã e a espira.



Chamamos essa corrente de corrente induzida e ela é produzida por uma fem induzida

Esses resultados são notáveis pelo fato de existir corrente num fio sem que nenhuma bateria esteja ligada a ele

2ª Experiência. O aparelho, ilustrado na figura, compõe-se de duas partes:



Bobine primária

Bobine secundária

- Um circuito primário que consiste de uma bobine (primária), enrolada num anel de ferro, ligada a uma chave e a uma bateria;
- Um circuito secundário que consiste de uma bobine (secundária), enrolada num anel de ferro e ligada a um galvanômetro

Quando a chave do circuito primário é fechado, o galvanômetro no circuito secundário se desvia momentaneamente.

A fem induzida no circuito secundário é causada pelo campo magnético variável através da bobine secundária.

Nesta experiência, uma fem é induzida na espira somente quando o campo magnético que a atravessa estiver variando.

Faraday concluiu que uma corrente elétrica pode ser produzida por um campo magnético variável

FLUXO MAGNÉTICO

Para quantificar essas observações, temos de definir uma nova grandeza, o fluxo magnético.

A definição é similar a definição de fluxo elétrico

O fluxo associado com um campo magnético é proporcional ao número de linhas do campo magnético que atravessam uma área.

O fluxo magnético através um plano de área A que faz um ângulo θ em relação ao campo magnético uniforme é

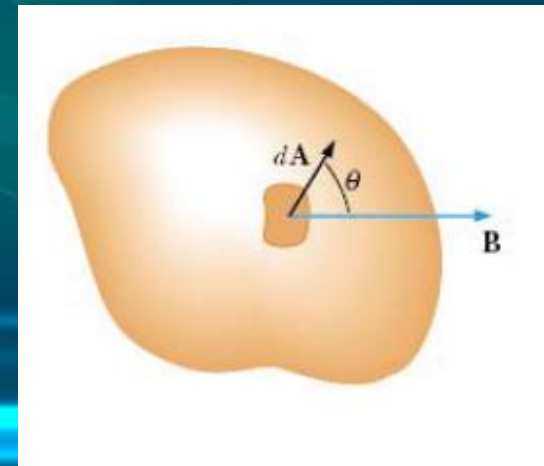
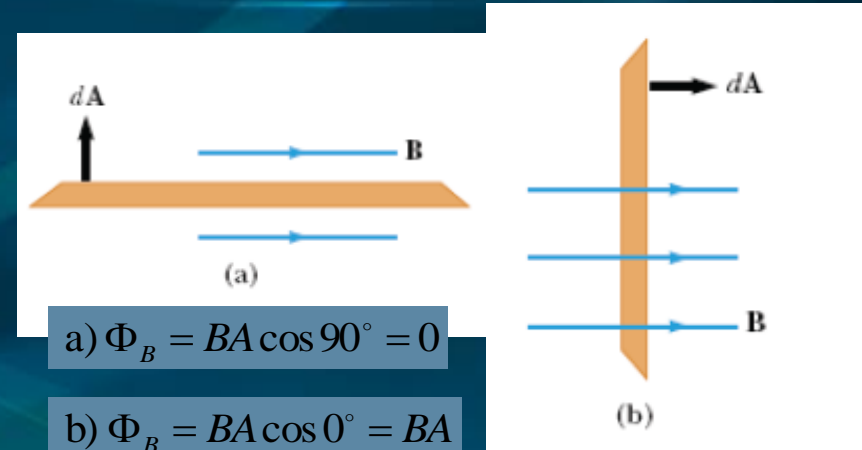
$$\Phi_B = \vec{B} \cdot \vec{A} = BA \cos \theta$$

O fluxo magnético total que atravessa a superfície aberta arbitrária é

$$\Phi_B = \int \vec{B} \cdot d\vec{A}$$

A unidade SI do fluxo magnético chama-se weber (Wb)

$$1 \text{ Wb} = 1 \text{ T m}^2$$



A LEI DE FARADAY DA INDUÇÃO

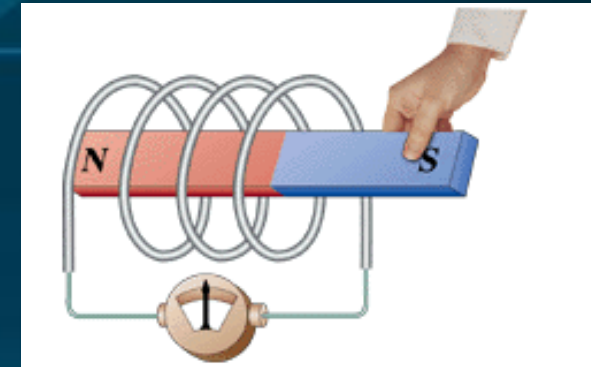
Uma fem é induzida num circuito quando o fluxo magnético através da superfície limitada pelo circuito varia com o tempo.

A fem induzida num circuito é igual à taxa temporal de variação do fluxo magnético através do circuito.

Esse enunciado é conhecido como lei de Faraday da indução.

$$\mathcal{E} = - \frac{d\Phi_B}{dt}$$

$\Phi_B \rightarrow$ fluxo magnético através da superfície limitada pelo circuito



Discutiremos depois o sinal negativo

Se o circuito for uma bobine de N espiras idênticas concêntricas e se as linhas do campo atravessarem todas as espiras, a fem induzida será:

$$\mathcal{E} = -N \frac{d\Phi_B}{dt}$$

O fluxo magnético através da espira é

$$\Phi_B = \int \vec{B} \cdot d\vec{A} = B dA \cos \theta = B \cos \theta \int dA = BA \cos \theta$$

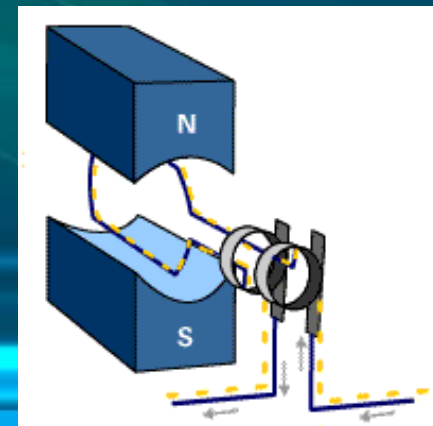
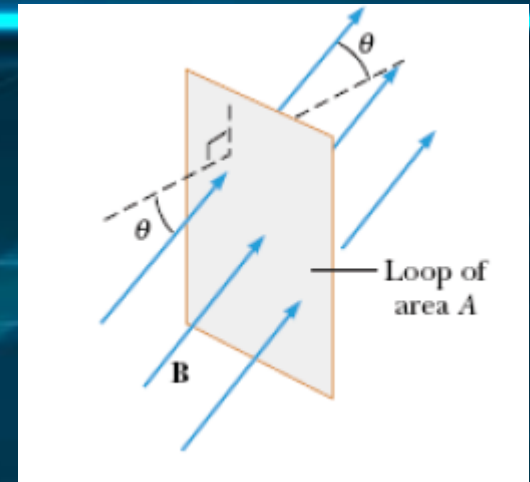
Logo a força eletromotriz induzida

$$\mathcal{E} = - \frac{d\Phi_B}{dt}$$

$$\mathcal{E} = - \frac{d}{dt} (BA \cos \theta)$$

Então, uma fem pode ser induzida num circuito variando-se o fluxo magnético de diversas maneiras:

1. Variar o módulo de B com o tempo.
2. Variar a área A do circuito com o tempo.
3. Variar o ângulo θ entre B e a área com o tempo.
4. Qualquer combinação dessas três variações.



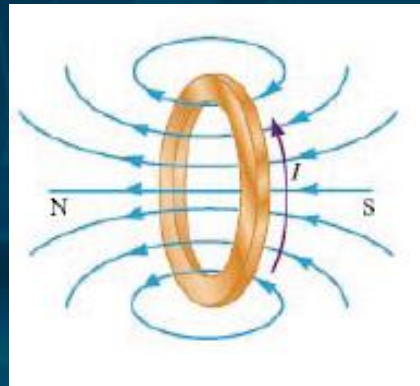
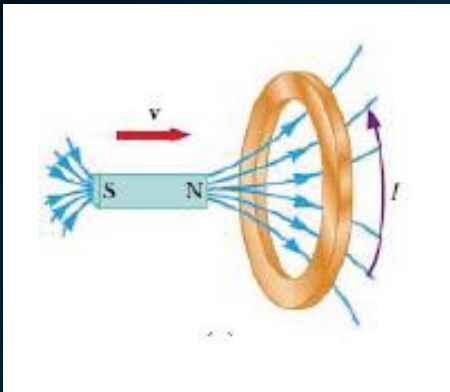
A LEI DE LENZ

A direção da força eletromotriz induzida e da corrente são determinados pela Lei de Lenz

O sentido da corrente induzida é tal que o campo magnético devido a ela se opõe à variação do fluxo magnético que a produziu.

Oposição ao movimento do imane \Rightarrow Oposição à variação do fluxo magnético

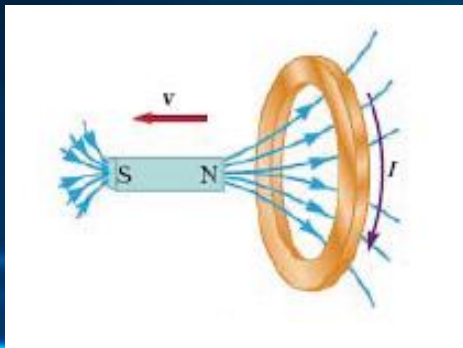
$$\mathcal{E} = - \frac{d\Phi_B}{dt}$$



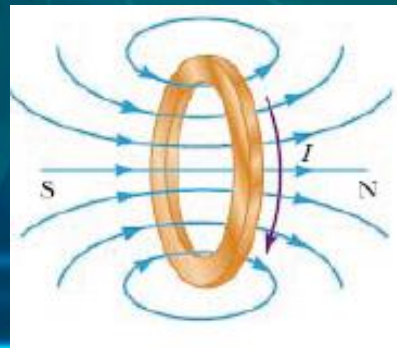
(b)

a) Quando o imane é deslocado em direção à espira condutora parada, uma corrente I é induzida na espira

b) I produz o seu próprio campo magnético, que se opõe ao fluxo externo crescente



(c)



(d)

c) Quando o imane afasta-se da espira condutora parada, uma corrente I é induzida na espira

d) I produz o seu próprio campo magnético, que se opõe ao fluxo externo decrescente

Fem de pilhas

- O fluxo de elétrons do ânodo para o cátodo é espontâneo.
- Os elétrons fluem do anodo para o catodo porque o catodo tem uma energia potencial elétrica mais baixa do que o anodo.
- A diferença potencial: é a diferença no potencial elétrico. É medida em volts.
- Um volt é a diferença potencial necessária para conceder um joule de energia para uma carga de um coulomb:

$$1 \text{ V} = \frac{1 \text{ J}}{1 \text{ C}}$$

- A força eletromotriz (fem) é a força necessária para empurrar os elétrons através do circuito externo.
- Potencial de célula: E_{cel} é a fem de uma célula.
- Para soluções 1 mol/L a 25 °C (condições padrão), a fem padrão (**potencial padrão da célula**) é denominada E°_{cel} .

Fem de pilhas

- Os dados eletroquímicos são convenientemente colocados em uma tabela.
- Os potenciais padrão de redução, E°_{red} são medidos em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio (EPH).
- O potencial de uma célula pode ser calculado a partir de potenciais padrão de redução:

$$E^{\circ}_{\text{cel}} = E^{\circ}_{\text{red}} (\text{catodo}) - E^{\circ}_{\text{red}} (\text{anodo})$$

TABELA 20.1 Potenciais-padrão de redução em água a 25 °C

Potencial (V)	Semi-reação de redução
+2,87	$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{F}^-(\text{aq})$
+1,51	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
+1,36	$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$
+1,33	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
+1,23	$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
+1,06	$\text{Br}_2(\text{l}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq})$
+0,96	$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
+0,80	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}(\text{s})$
+0,77	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
+0,68	$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$
+0,59	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{OH}^-(\text{aq})$
+0,54	$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$
+0,40	$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^- \longrightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$
+0,34	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$
0	$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$
-0,28	$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}(\text{s})$
-0,44	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$
-0,76	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}(\text{s})$
-0,83	$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$
-1,66	$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Al}(\text{s})$
-2,71	$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}(\text{s})$
-3,05	$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Li}(\text{s})$

Células galvânicas

- Os potenciais padrão de redução devem ser escritos como as reações de redução:



- A variação do coeficiente estequiométrico não afeta o E°_{red} .
- Portanto:



- As reações com $E^\circ_{\text{red}} > 0$ são reduções espontâneas em relação ao EPH.
- As reações com $E^\circ_{\text{red}} < 0$ são oxidações espontâneas em relação ao EPH.
- Em uma célula (espontânea) galvânica o $E^\circ_{\text{red}}(\text{cátodo})$ é mais positivo do que $E^\circ_{\text{red}}(\text{ânodo})$.

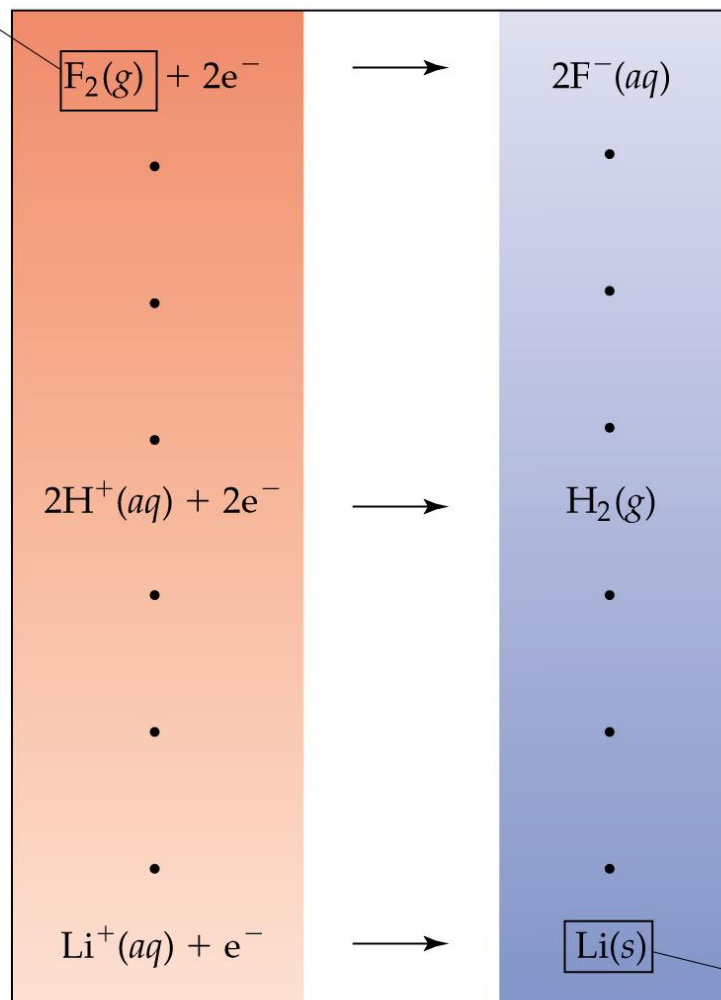
Agentes oxidantes e redutores

- Quanto mais positivo o E°_{red} , mais forte é o agente oxidante à esquerda.
- Quanto mais negativo o E°_{red} , mais forte é o agente redutor à direita.
- Uma espécie na parte esquerda superior da tabela de **potenciais padrão de redução** oxidará espontaneamente uma espécie que está na parte direita inferior da tabela.
- Isto é, o F_2 oxidará o H_2 ou o Li ; o Ni^{2+} oxidará o Al(s) .

Agente oxidante
mais forte

Valores mais positivos de E_{red}°

Aumento da força do agente oxidante



Aumento da força do agente redutor

Valores mais negativos de E_{red}°

Agente
redutor
mais forte

Em uma célula (espontânea) galvânica o E°_{red} (catodo) é mais positivo do que o E°_{red} (anodo) uma vez que:

- Um E° **positivo** indica um processo espontâneo (célula galvânica).
- Um E° **negativo** indica um processo não-espontâneo (célula eletrolítica).

Leis de Faraday

1ª Lei de Faraday:

A quantidade de produto formado em um eletrodo pela eletrólise é proporcional a quantidade de eletricidade que passa pela solução

Leis de Faraday

2ª Lei de Faraday:

As quantidades de diferentes produtos formados em um eletrodo pela mesma quantidade de eletricidade são proporcionais a suas massas moleculares ou atômicas divididas pela variação do número de oxidação durante o processo eletrolítico

Leis de Faraday

- Para que qualquer reação eletroquímica ocorra numa célula, os elétrons devem passar através de um circuito conectado com os dois eletrodos.
- Por esta razão, a corrente “ I ” se torna uma medida conveniente da taxa de reação na cela enquanto a carga “ Q ”, que passa durante um período “ t ”, indica a quantidade total de reação que ocorreu.
- Assim, a carga necessária para a conversão de “ m ” moles de um material em produto, em uma reação com “ n ” elétrons (onde n é o número de cargas envolvidas na reação), é perfeitamente calculada usando-se as Leis de Faraday:

$$Q = \int I dt = mnF$$

Leis de Faraday

- $F = 96.500C$
- m = número de moles depositados
- P = peso do material depositado
- A = peso atômico
- n = número de elétrons cedidos ou recebidos
- O Faraday é por definição, a carga necessária para se depositar um **equivalente eletroquímico** de um material, ou seja " m/n ".

Calcular o peso de cobre a ser depositado numa área “a” de 100 cm², a uma densidade de corrente “i” de 0,05 A/cm², a partir de uma solução de cobre ácido (CuSO₄ + H₂SO₄) para uma espessura “L” de 15 μm.

A_{Cu} = 63,54 g/mol e D_{Cu} = 8,9 g/cm³



1- Cálculo da massa a ser depositada:

$$D = \frac{P}{V}$$

$$P = D \bullet L \bullet a$$

Cálculo do tempo de duração do processo:

$$P = \frac{i \times t}{96500} \times \frac{A}{n}$$

Densidade de corrente:

$$i = I / a$$

Detalhes do processo

1. Preparação da superfície de trabalho.
 - Linchamento (lixa 400)
 - Pesagem da placa de Latão;
 - Desengraxe alcalino com a seguinte solução:
 - Hidróxido de sódio (NaOH) 35 g/L
 - Carbonato de sódio (Na_2CO_3) 25 g/L
 - Fosfato trisódico ($\text{Na}_2\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$) 6 g/L
 - Lauril sulfato de sódio 1 g/L
 - Temperatura = 80°C
 - Tempo = 2min.
2. Decapagem com ácido clorídrico 150 ml/L, tempo = 30s
 - Banho: Cobre ácido:
 - CuSO_4 250 g/L
 - H_2SO_4 50 g/L
3. Deposição realizada com banho a temperatura ambiente e sob agitação.
4. Posteriormente ao depósito, fazer as medidas de espessura em vários pontos da placa.
5. Pesar a placa para confirmar o peso previamente calculado.
 - **Peso teórico: 1,335 g**
 - **Tempo teórico: 13,5 minutos**

Solução:

Lei de Faraday

$$Q = \int Idt = m \bullet n \bullet F$$

Na prática:

$$P = \frac{i \bullet t}{96500} \bullet \frac{A}{n}$$

Onde:

P = peso do metal depositado

i = corrente no tempo **t**

L = espessura do depósito

a = área da superfície a depositar

n = número de elétrons transferidos

A = peso atômico do metal

D = densidade do metal

m = P/A = número de moles

F = 96500 C

1 – Cálculo da massa de Cobre “P” a ser depositado

$$D = \frac{P}{V} \Rightarrow P = 8,9 \cdot 15^{-4} \cdot 100 = 1,335 \text{ g}$$

2 – Cálculo do tempo para depositar P gramas de Cobre:

$$P = \frac{i \cdot t}{96500} \cdot \frac{A}{n} \Rightarrow t = \frac{1,335 \cdot 96500 \cdot 2}{5 \cdot 63,5} = 811 \text{ seg.} = 13,5 \text{ min.}$$