

# *ELETRQUÍMICA*



*PROF. AGAMENON ROBERTO*

< >

## ELETROQUÍMICA

### INTRODUÇÃO

Uma corrente elétrica pode provocar uma reação química ou, uma reação química pode produzir uma corrente elétrica. A relação entre estes dois fenômenos é estudada por um ramo da química chamado **ELETROQUÍMICA**.

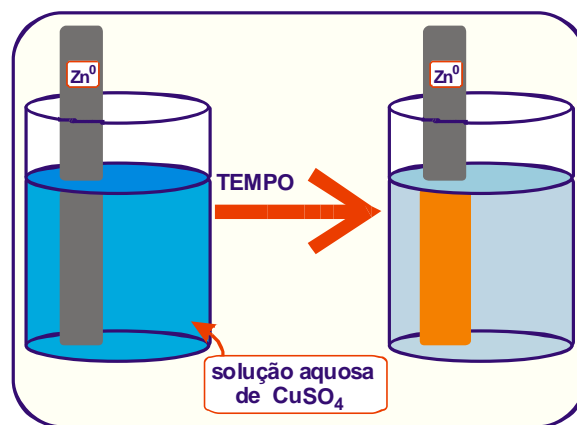
### PILHAS

É quando **uma reação química de óxido redução, espontânea, produz energia elétrica**.

Uma pilha ou célula eletroquímica muito tradicional é a **PILHA DE DANIELL**. Esta pilha baseia-se na seguinte reação:



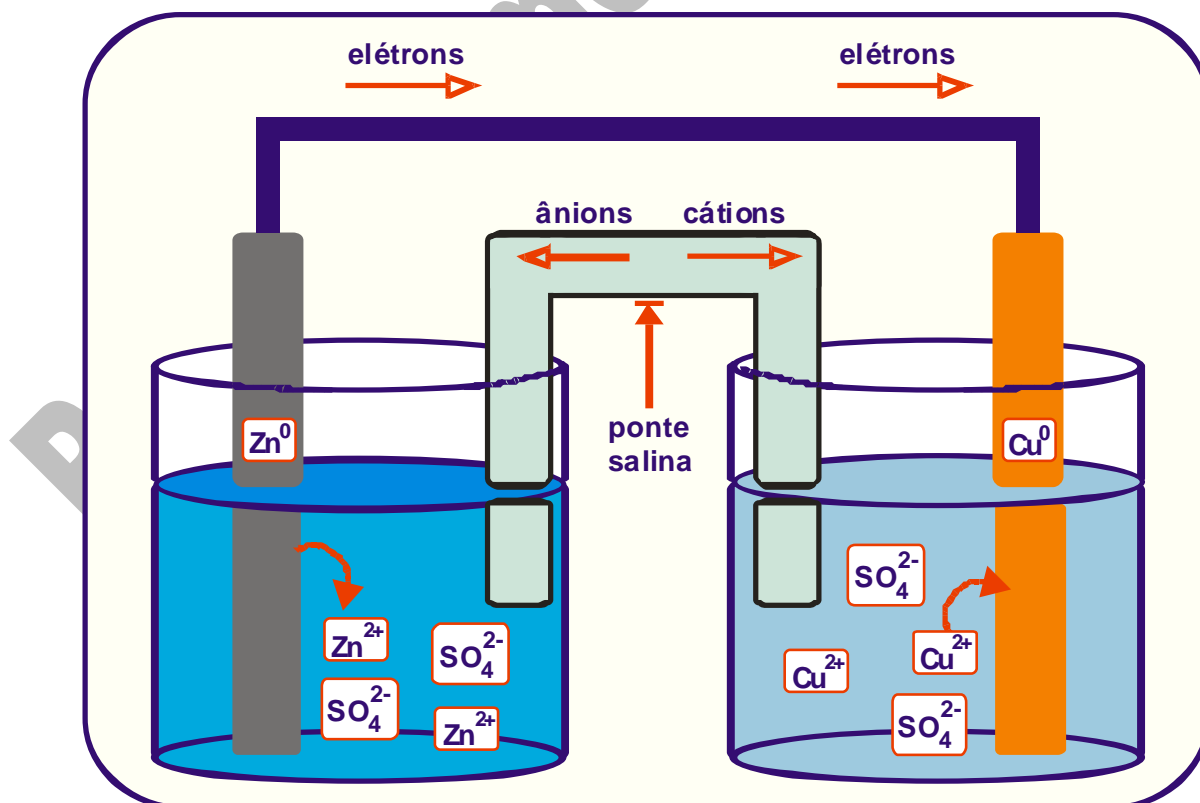
ou



Com o passar do tempo verificamos que a solução fica com menos  $\text{CuSO}_4$ , um pouco de  $\text{ZnSO}_4$  e a placa de zinco é recoberta por uma camada de cobre.

Daniell percebeu que estes elétrons poderiam ser transferidos do Zn para os íons  $\text{Cu}^{2+}$  por um fio condutor externo e, este movimento produz uma **CORRENTE ELÉTRICA**.

É isto seria possível montando um esquema do tipo representado a seguir.



À medida que a reação vai ocorrendo poderemos fazer as seguintes observações

O eletrodo de zinco vai se desgastando com o passar do tempo.

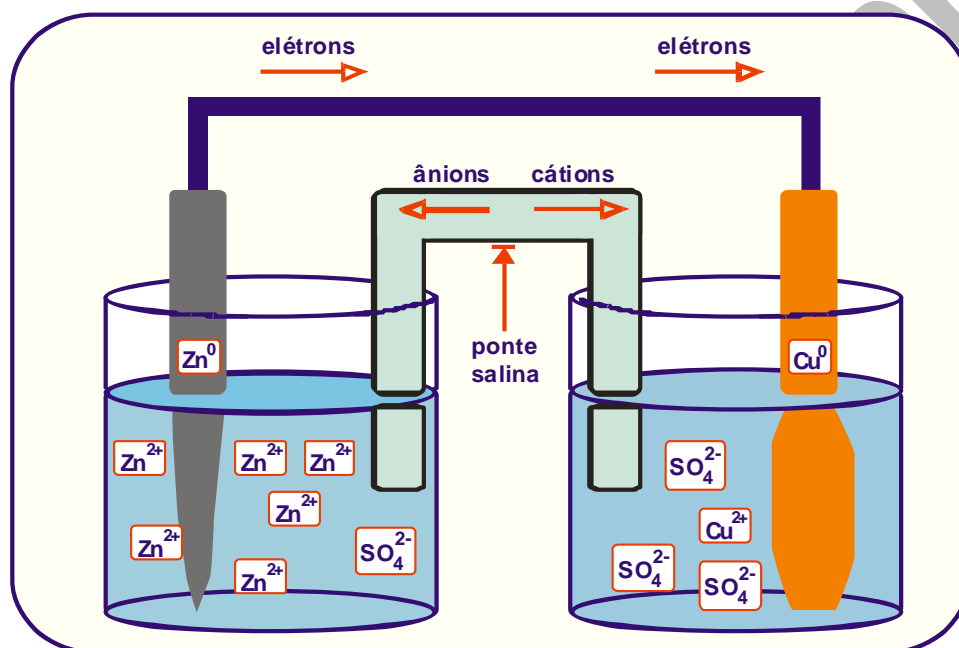
A solução de  $ZnSO_4$  vai ficando mais concentrada.

O eletrodo de cobre terá sua massa aumentada.

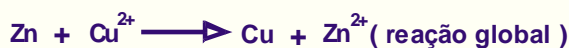
A solução de  $CuSO_4$  vai ficando mais diluída.

Nas soluções teremos a passagem dos íons, em excesso, de um lado para o outro através da ponte salina.

Após algum tempo de funcionamento o sistema terá a seguinte situação.



Neste processo teremos, simultaneamente, a ocorrência das seguintes reações:



### PÓLO NEGATIVO ou ÂNODO

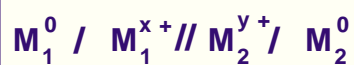
É o pólo de onde saem os elétrons e, nele ocorre sempre a oxidação.

### PÓLO POSITIVO ou CÁTODO

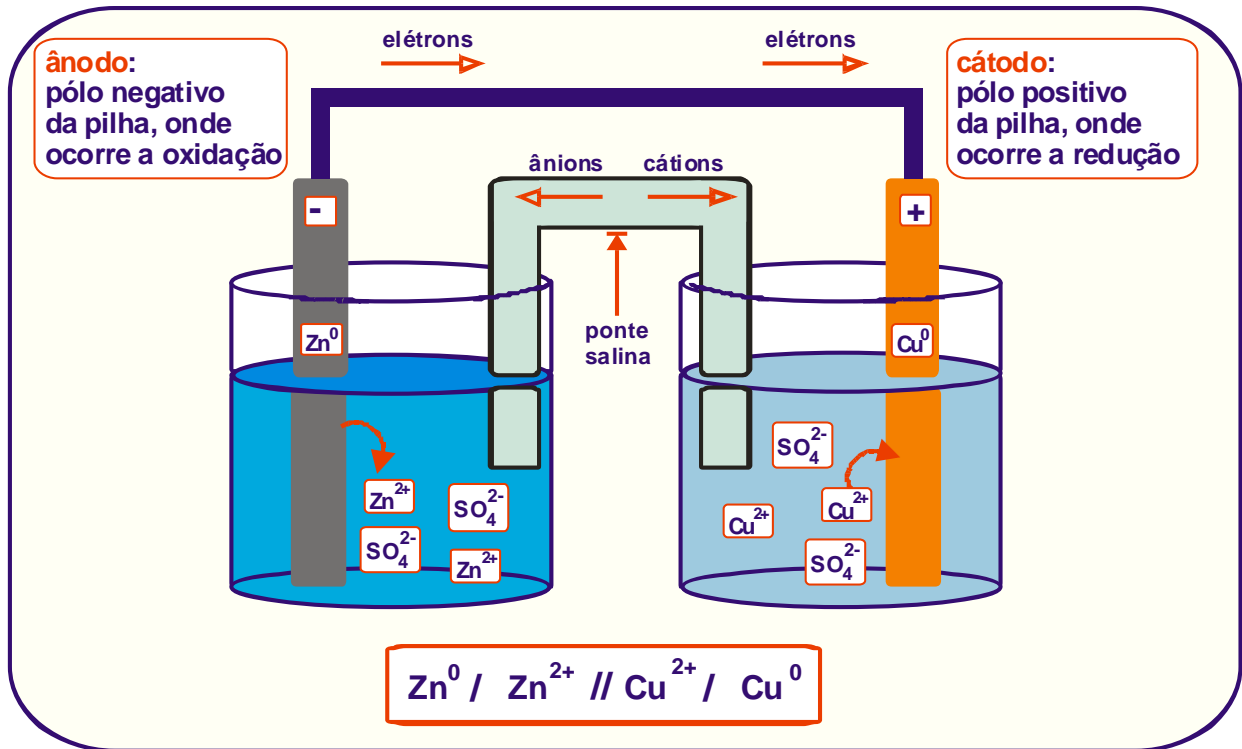
É o pólo aonde chegam os elétrons e, nele ocorre sempre a redução.

### REPRESENTAÇÃO DE UMA PILHA

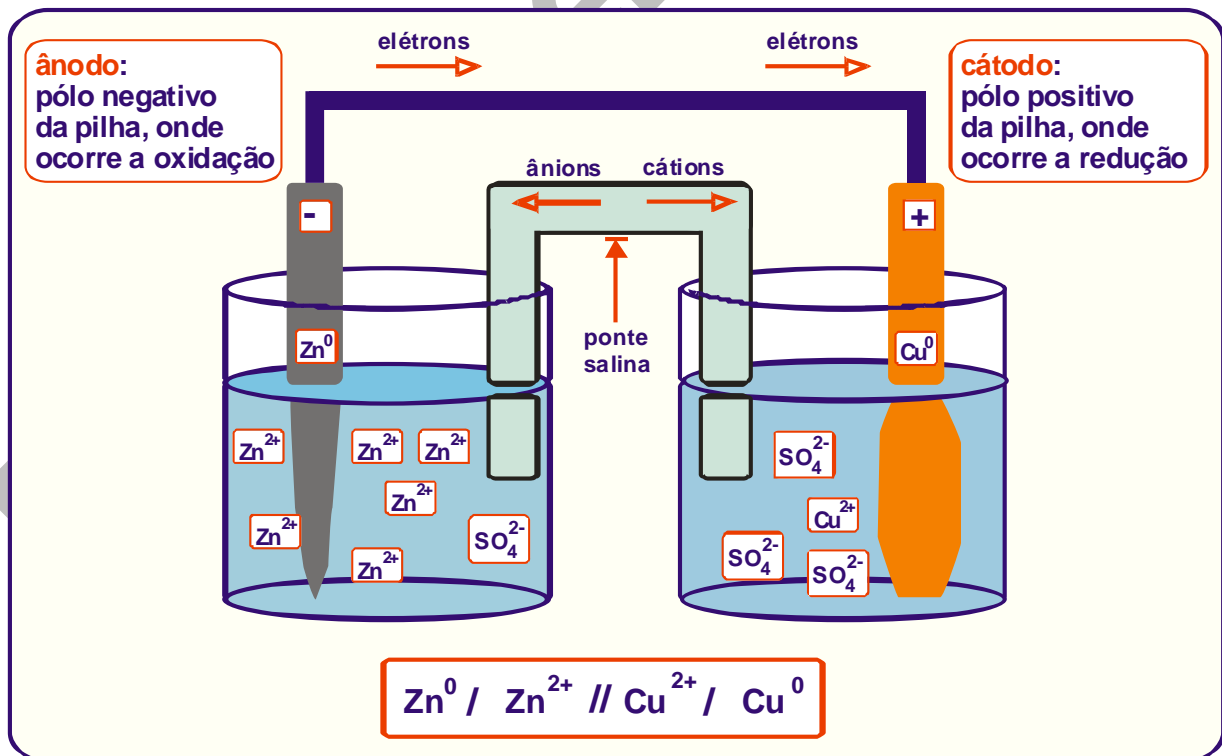
Uma pilha, segundo a IUPAC, deve ser representada da seguinte forma:



Para a pilha de Daniell termos, no início, o seguinte esquema:



Para a pilha de Daniell termos, após um tempo de funcionamento, o seguinte esquema:



Exercícios:

01) As relações existentes entre os fenômenos elétricos e as reações químicas são estudadas:

- na termoquímica.
- na eletroquímica.
- na cinética química.
- no equilíbrio químico.
- na ebuliometria.

02) Observando a pilha **Co, Co<sup>2+</sup> // Au<sup>3+</sup>, Au**.

- Quais as semi-reações?
- Qual a reação global?
- Quem sofre oxidação?
- Quem sofre redução?
- Qual o eletrodo positivo ou cátodo?
- Qual o eletrodo negativo ou ânodo?
- Qual o sentido do fluxo de elétrons pelo fio?
- Que eletrodo será gasto?
- Qual dos eletrodos terá a sua massa aumentada?
- Que solução concentra?
- Que solução dilui?

03) Na reação química expressa pela reação



Podemos afirmar que houve:

- oxidações do Zn e do Cu.
- reduções do Cu<sup>2+</sup> e do Cu.
- oxidação do Zn e redução do Cu<sup>2+</sup>.
- oxidação do Zn<sup>2+</sup> e redução do Cu.
- oxidação do Cu<sup>2+</sup> e redução do Zn.

04) Na célula eletroquímica **Al / Al<sup>3+</sup> // Fe<sup>2+</sup> / Fe** podemos afirmar que:

- O alumínio sofre redução.
- O ferro é o ânodo.
- Os elétrons fluem, pelo circuito externo, do alumínio para o ferro.
- A solução de Al<sup>3+</sup> irá se diluir.
- No eletrodo de ferro, a barra de ferro sofre corrosão.

05) O pólo onde saem os elétrons, em uma pilha, é:

- cátodo.
- pólo positivo.
- ânodo.
- o eletrodo que aumenta a massa.
- o que ocorre redução.

06) (Covest-2005) Podemos dizer que, na célula eletroquímica **Mg<sub>(s)</sub> / Mg<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub> // Fe<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub> / Fe<sub>(s)</sub>**:

- o magnésio sofre redução.
- o ferro é o ânodo.
- os elétrons fluem, pelo circuito externo, do magnésio para o ferro.
- há dissolução do eletrodo de ferro.
- a concentração da solução de Mg<sup>2+</sup> diminui com o tempo.

### DIFERENÇA DE POTENCIAL (d.d.p)

Os metais que fazem parte de uma reação de óxido-redução têm uma tendência a ceder ou receber elétrons.

Essa tendência é determinada pelo **potencial de eletrodo (E), medido em volts (V)**.

Quanto **maior** for a medida do **potencial de oxidação**, maior é a **tendência** do metal **ceder elétrons**.

Quanto **maior** for a medida do **potencial de redução**, maior é a **tendência** do metal **ganhar elétrons**.

Este potencial, em geral, é medido nas seguintes condições:

**1 atm, 25°C e solução 1 mol/L**

Sendo assim, nestas condições, chamado de **potencial normal de eletrodo (E<sup>0</sup>)**.

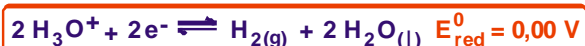
Este potencial é medido tomando-se como **referencial um eletrodo de hidrogênio**, que tem a ele atribuído o potencial **0,00 V**.

Se o sentido da corrente elétrica for do eletrodo do metal "M" para o eletrodo de hidrogênio, o potencial de redução do metal "M" será negativo.

Se o sentido da corrente elétrica for do eletrodo de hidrogênio para o eletrodo do metal "M", o potencial de redução do metal "M" será positivo.

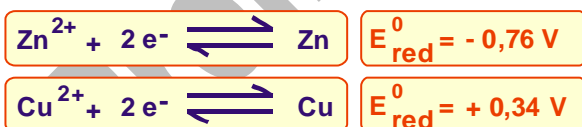
**TABELA DE POTENCIAIS-PADRÃO  
DE REDUÇÃO (1 atm e 25°C)**

$\text{Li}^+ + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}$	$E_{\text{red}}^0 = -3,045 \text{ V}$
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	$E_{\text{red}}^0 = -2,375 \text{ V}$
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$	$E_{\text{red}}^0 = -1,66 \text{ V}$
$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}$	$E_{\text{red}}^0 = -1,18 \text{ V}$
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,76 \text{ V}$
$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,74 \text{ V}$
$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,44 \text{ V}$
$\text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,28 \text{ V}$
$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,24 \text{ V}$
$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,13 \text{ V}$
$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,036 \text{ V}$



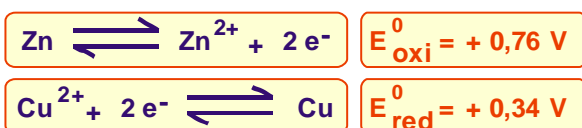
$\text{Cu}^+ + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	$E_{\text{red}}^0 = +0,15 \text{ V}$
$\text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	$E_{\text{red}}^0 = +0,15 \text{ V}$
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	$E_{\text{red}}^0 = +0,34 \text{ V}$
$\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	$E_{\text{red}}^0 = +0,77 \text{ V}$
$\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	$E_{\text{red}}^0 = +0,80 \text{ V}$
$\text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}$	$E_{\text{red}}^0 = +0,85 \text{ V}$
$\text{Au}^{3+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}^+$	$E_{\text{red}}^0 = +1,41 \text{ V}$
$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	$E_{\text{red}}^0 = +1,50 \text{ V}$
$\text{Co}^{3+} + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	$E_{\text{red}}^0 = +1,84 \text{ V}$

Para a pilha de Daniell os potenciais são:

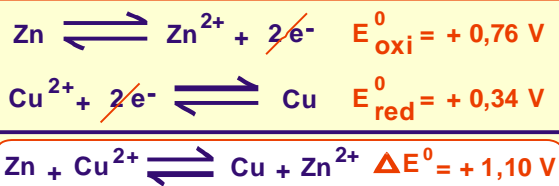


Como o cobre tem um maior potencial normal de redução ele vai ganhar elétrons, sofrendo redução, e o zinco vai perder elétrons, sofrendo oxidação.

Então as semi-reações que ocorrem são:



A reação global da pilha e sua d.d.p. serão:



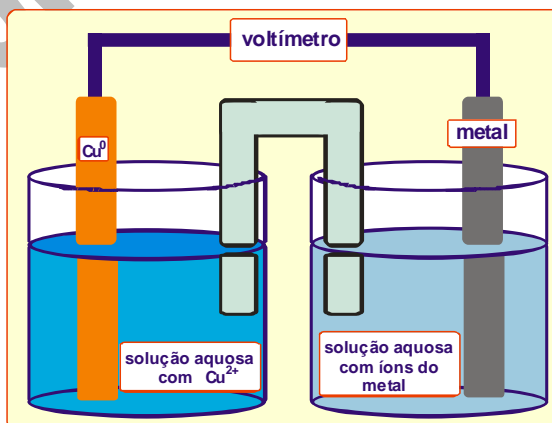
Exercícios:

01) Conhecendo as seguintes semi-reações e os respectivos potenciais padrão de redução abaixo, determine a d.d.p da pilha formada pelos eletrodos indicados:



- + 0,54 V.
- + 0,66 V.
- + 1,46 V.
- + 0,94 V.
- + 1,74 V.

02) (Fuvest-SP) Na montagem abaixo, dependendo do metal (junto com seus íons), têm-se as seguintes pilhas, cujo cátodo (onde ocorre redução) é o cobre:



pilha	d.d.p. (padrão/volt)
cobre-alumínio	2,00
cobre-chumbo	0,47
cobre-magnésio	2,71
cobre-níquel	0,59

Nas condições-padrão e montagem análoga, a associação que representa uma pilha em que os eletrodos estão indicados corretamente é:

- | cátodo      |   | ânodo     |
|-------------|---|-----------|
| a) níquel   | – | chumbo.   |
| b) magnésio | – | chumbo.   |
| c) magnésio | – | alumínio. |
| d) alumínio | – | níquel.   |
| e) chumbo   | – | alumínio. |

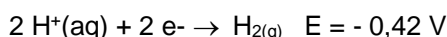
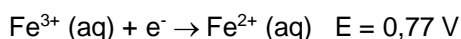
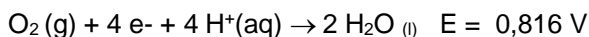
03) Considere as seguintes semi-reações e os potenciais normais de redução:



o potencial da pilha formada pela junção dessas duas semi-reações é:

- + 1,25 V.
- 1,25 V.
- + 1,75 V.
- 1,75 V.
- + 3,75 V.

04) (Covest-2006) O ácido ascórbico, mais conhecido por vitamina C, é uma substância que apresenta atividade redox. Sendo o potencial de redução do ácido ascórbico, em pH 7, igual a 0,06 V, podemos compará-lo com outras substâncias conhecidas, cujos potenciais de redução a pH 7 são também apresentados:



Com base nessas informações, podemos afirmar que o ácido ascórbico deve ser capaz de:

- reduzir o íon  $\text{Fe}^{3+}$ .
- oxidar o íon  $\text{Fe}^{2+}$ .
- oxidar o  $\text{O}_2$ .
- reduzir a água.
- oxidar o íon  $\text{H}^+$ .

## EXPERIÊNCIAS

### ELETRODO DE SACRIFÍCIO (REAÇÃO DE OXI-REDUÇÃO)

Eletrodo de sacrifício é nome dado a um metal utilizado para evitar a corrosão de outro. Os eletrodos de sacrifício são muito empregados para evitar, principalmente, a corrosão de peças e estruturas de ferro.

#### MATERIAL:

- 4 tubos de ensaio ou copos de água.
- 4 pregos de ferro (não galvanizados).
- Fio de nylon.
- 1 pedaço de zinco.
- 1 fita de magnésio.
- 1 fio de cobre.

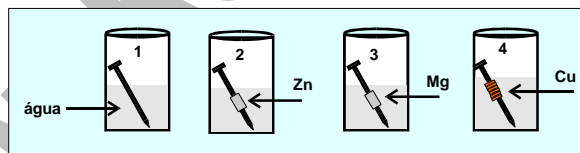
#### PROCEDIMENTO:

**TUBO 1:** Coloque o prego em água suficiente para cobri-lo até a metade. Este tubo será usado como referencial de comparação para os outros experimentos e é denominado de controle.

**TUBO 2:** Fixe um pedaço de zinco com um fio de nylon em volta do prego e coloque água até recobrir metade do prego.

**TUBO 3:** Fixe a fita de magnésio ao prego e adicione água até a metade do prego.

**TUBO 4:** Enrole o fio de cobre no prego e adicione água até metade a metade do prego.



Deixe o sistema em repouso por 10 dias e ao final desse período construa e complete a tabela abaixo:

Nº do tubo	Aparência inicial	Aparência final
1		
2		
3		
4		

Responda:

01) Qual o metal que sofreu oxidação nos tubos 2, 3 e 4? Escreva a equação que representa essa semi-reação. O "Fe" é oxidante ou redutor?

tubo	sofreu oxidação	semi-reação	agente
2	Zn	$\text{Zn}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 e^-$	oxidante
3	Mg	$\text{Mg}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 e^-$	oxidante
4	Fe	$\text{Fe}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 e^-$	redutor

02) Qual ou quais metais protegeram o ferro da oxidação?

Zn e Mg

03) Qual ou quais metais aceleraram a oxidação do ferro?

Cu

04) Entre Zn, Mg e Cu, qual deve ter o potencial de redução maior que o do Fe? Justifique sua resposta.

Cu. Como o Fe sofreu oxidação, isso indica que o  $E^{\circ}_{\text{oxi}}$  do Cu é menor que o do Fe e, conseqüentemente, maior que o do Fe.

05) Procure, na tabela de potenciais-padrão, os valores de cada metal e verifique se suas respostas anteriores são coerentes com os valores encontrados.

Sim. Veja a tabela.

06) Dentre os metais Zn, Mg e Cu, qual o melhor para ser utilizado como eletrodo de sacrifício para o ferro?

O Mg, por ter o maior  $E^{\circ}_{\text{oxi}}$  de todos.

### PILHAS ELETROQUÍMICAS

#### MATERIAL:

- Eletrodos de zinco e cobre.
- Soluções de sulfato de zinco e sulfato de cobre.
- Vela de filtro.
- Fios de cobre.
- Lâmpada.
- Limão.
- Relógio digital.

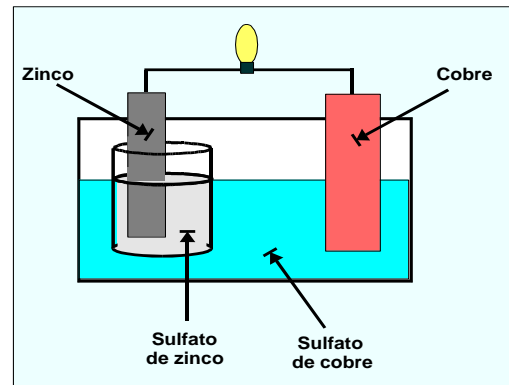
#### PROCEDIMENTO:

##### 1ª EXPERIMENTO:

Coloque dentro da vela de filtro (cortada como um copo) a solução de sulfato de zinco (1 mol/L) e mergulhe na mesma o eletrodo de zinco; Este conjunto deve ser colocado em recipiente maior

(tipo aquário para peixes) contendo uma solução de sulfato de cobre e o eletrodo de cobre.

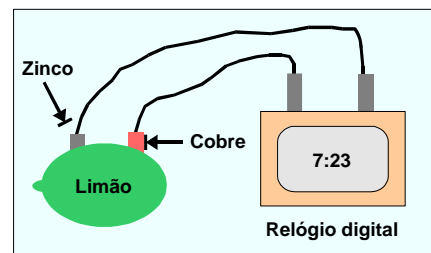
Unimos os dois eletrodos por um fio condutor contendo uma lâmpada (observe o esquema abaixo).



##### 2º EXPERIMENTO:

Limpe duas lâmpadas, uma de zinco outra de cobre. Enfie metade de cada uma em um limão ou laranja, de tal modo que as lâminas não se toquem. Encoste sua língua, simultaneamente, nas extremidades das duas lâminas; você irá sentir um pequeno choque devido à diferença de potencial entre as lâminas.

Essa “pilha de limão” pode também acionar um relógio digital, conforme o esquema abaixo.



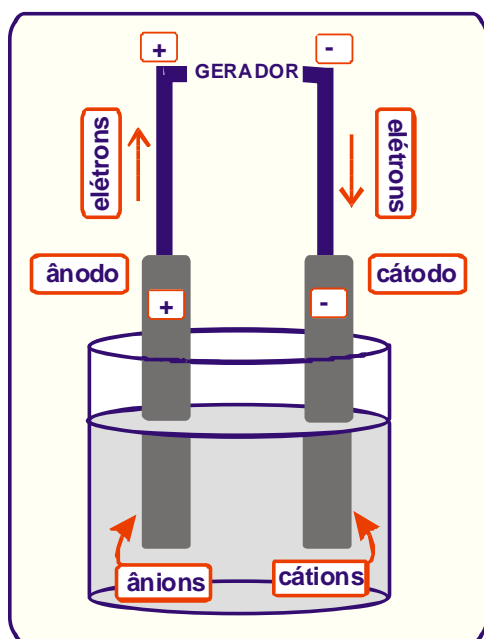


## ELETRÓLISE

Pode-se dizer que eletrólise é o fenômeno de decomposição de uma substância pela ação de uma CORRENTE ELÉTRICA.

A eletrólise ocorre com soluções onde existam íons ou com substâncias iônicas fundidas.

Uma fonte de energia faz passar uma corrente elétrica pelo recipiente contendo a solução, ou a substância fundida, provocando a reação química e liberando as espécies finais nos eletrodos.



Exercícios:

01) As reações de eletrólise só ocorrem em sistemas que contenham \_\_\_\_\_ em movimento. Nessas transformações há consumo de energia \_\_\_\_\_. Completam-se corretamente, respectivamente, com:

- átomos e luminosa.
- moléculas e luminosa.
- moléculas e térmica.
- átomos e elétrica.
- íons e elétrica.

02) Em um processo de eletrólise é correto afirmar que:

- não há passagem de corrente elétrica.
- substâncias são apenas oxidadas.
- substâncias são apenas reduzidas.
- o elemento oxidante doa elétrons.
- oxidação e redução são sempre simultâneas.

Podemos dividir a eletrólise em ÍGNEA e AQUOSA.

A ELETRÓLISE ÍGNEA é a que ocorre com a substância iônica na fase líquida (fundida).

No pólo negativo (cátodo) os cátions recebem elétrons (sofrem redução) e descarregam.



No pólo positivo (ânodo) os ânions perdem elétrons (sofrem oxidação) e descarregam.



Na eletrólise o pólo negativo é o cátodo e o pólo positivo o ânodo.

Exemplo:

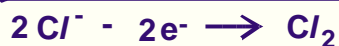
Eletrólise ígnea do CLORETO DE SÓDIO

No estado fundido teremos os íons sódio ( $Na^{1+}$ ) e cloreto ( $Cl^{-1}$ ).

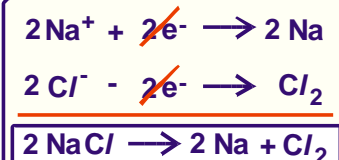
Pólo negativo:



Pólo positivo:



Reação global:



Exercícios:

01) No cátodo de uma célula de eletrólise sempre ocorre:

- deposição de metais.
- uma semi-reação de redução.
- produção de corrente elétrica.
- desprendimento de hidrogênio.
- corrosão química.

02) A eletrólise de cloreto de sódio fundido produz sódio metálico e gás cloro. Nesse processo, cada íon:

- sódio recebe dois elétrons.
- cloreto recebe um elétron.
- sódio recebe um elétron.
- cloreto perde dois elétrons.
- sódio perde um elétron.

03) O alumínio é obtido industrialmente pela eletrólise ígnea da alumina ( $Al_2O_3$ ). Indique a alternativa falsa:

- O íon alumínio sofre redução.
- O gás oxigênio é liberado no ânodo.
- O alumínio é produzido no cátodo.
- O metal alumínio é agente oxidante.
- O íon  $O^{2-}$  sofre oxidação.

A eletrólise é **AQUOSA quando o eletrólito se encontra dissolvido na ÁGUA.**

Na eletrólise aquosa teremos a **presença de dois cátions e dois ânions.**

Neste caso teremos que observar a **ordem de descarga dos íons.**

#### PÓLO POSITIVO:

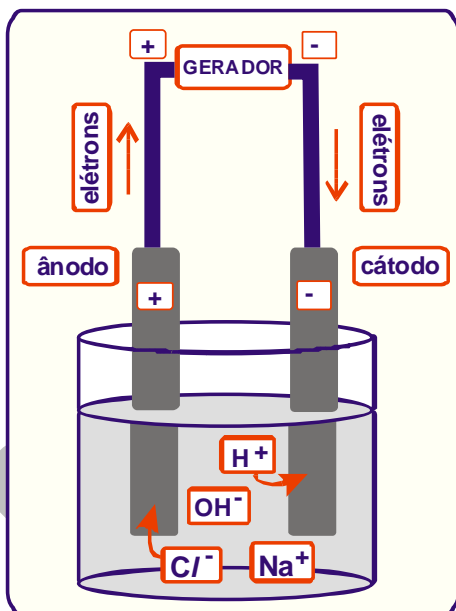
A **oxidrila descarrega antes** que os **ânions oxigenados e fluoreto.**

#### PÓLO NEGATIVO:

O **íon  $H^+$  descarrega antes** dos **cátions alcalinos, alcalinos terrosos e alumínio.**

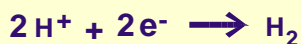
Exemplo:

Eletrólise aquosa do **NaCl**



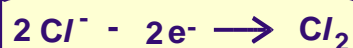
**Pólo negativo:  $Na^+$  e  $H^+$**

Tem **prioridade de descarga o íon  $H^+$** , ficando o íon  $Na^+$  na solução.



**Pólo positivo:  $Cl^-$  e  $OH^-$**

Tem **prioridade de descarga o íon  $Cl^-$** , ficando o íon  $OH^-$  na solução.

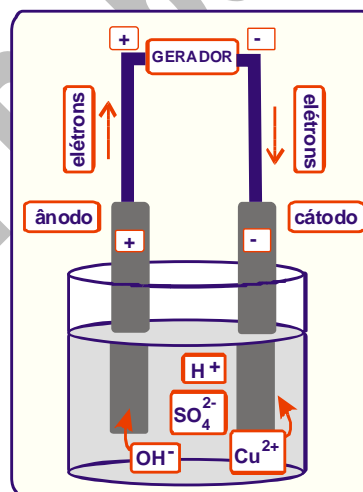


A solução final apresenta **caráter básico**, devido à formação do NaOH.

A reação global que ocorre é:



Eletrólise aquosa do  **$CuSO_4$**



**Pólo negativo:  $Cu^{2+}$  e  $H^+$**

Tem **prioridade de descarga o  $Cu^{2+}$** , ficando na solução o  $H^+$ .



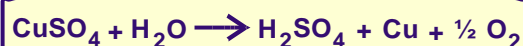
**Pólo positivo:  $SO_4^{2-}$  e  $OH^-$**

Tem **prioridade de descarga o  $OH^-$** , ficando na solução o  $SO_4^{2-}$ .



A solução final apresenta **caráter ácido**, devido à formação do  $H_2SO_4$ .

A reação global que ocorre é:



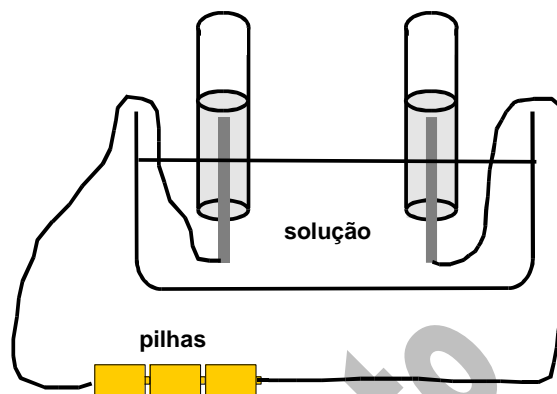
Exercícios:

01) Quando se faz passar uma corrente elétrica através de uma solução aquosa de iodeto de potássio pode-se verificar que:

- ocorre migração de  $K^+$  para o ânodo e  $I^-$  para o cátodo.
- ocorre migração do  $H^+$  para o cátodo e  $I^-$  para o ânodo.
- a solução torna-se ácida devido à formação de HI.
- a solução permanece neutra devido à formação de  $H_2$  e  $I_2$ .
- há formação de  $I_2$  no cátodo.

02) Na eletrólise de uma solução aquosa diluída de ácido sulfúrico:

- Quais são os gases produzidos?
- O que ocorre com a concentração da solução?
- Escreva a equação global.



As soluções a serem usadas:

- $HCl(aq)$  1 mol / L.
- $NaCl(aq)$  1 mol / L.
- $NaOH(aq)$  1 mol / L.

- Indique os produtos formados em cada eletrólise.
- Observação: Use sempre água destilada.

## EXPERIÊNCIAS

### ELETROLÍSE EM MEIO AQUOSO DO $HCl$ , $NaCl$ e $NaOH$

Para fazer esta atividade é necessário ter um bom sistema de suporte de pilhas (4). Pode improvisar com cano de PVC ou madeira. O importante é ter segurança que não haja corte da corrente elétrica.

Para eletrodos deve usar preferencialmente grafite (eletrodo bastante inerte). O grafite ou carvão pode ser obtido das pilhas secas (pilhas velhas). Para fazer o eletrodo faça um furo na extremidade do bastão de grafite (broca bem fina, usando furadeira) e adapte um fio de cobre com bom contato. Feche o orifício com cola (araldite veda bem) certificando-se que não isolou o contato entre o fio e o grafite e que o fio de cobre em contato com a solução esteja isolado (encapado).

## COBREAÇÃO

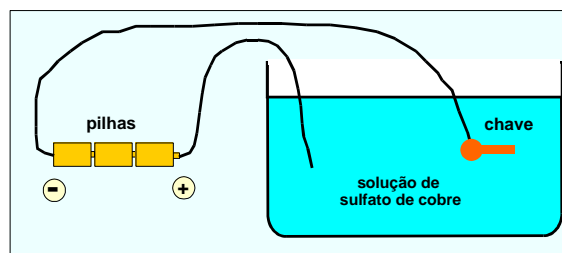
### Material

- Bateria conectada aos dois fios.
- Sulfato de cobre.
- Chave
- Frasco transparente.

### Procedimento

No frasco, prepare uma solução de  $CuSO_4$  o mais concentrada possível. A seguir, prenda a chave ao fio ligado ao pólo negativo da bateria, introduzindo-a na solução.

Finalmente, introduza a ponta do outro fio (pólo positivo) na solução:



Observe a cor da solução no início e no fim do processo e o que corre na chave.

Resolva as questões:

- Descreva o que ocorreu com o fio imerso na solução.
- Descreva o que ocorreu com a chave.
- A concentração de  $\text{Cu}^{2+}$  sofreu alguma alteração?
- Supondo que na cobreação da chave tenha ocorrido a deposição de 0,64g de cobre, após um tempo de 30 minutos. Determine a quantidade de corrente, em ampères, que circulou nesse processo. ( $\text{Cu} = 64\text{g/mol}$ )

## ESTEQUIOMETRIA DA ELETRÓLISE

Michael Faraday formulou duas leis que regem o aspecto quantitativo da eletrólise, relacionando a massa ( $m$ ) formada ou transformada, com a carga elétrica que atravessa o circuito e o equivalente-grama das substâncias obtidas nos eletrodos.

### PRIMEIRA LEI DE FARADAY

A massa,  $m$ , de uma substância, formada ou transformada numa eletrólise, é diretamente proporcional à carga elétrica,  $Q$ , que atravessa o circuito.

$$m = k' \cdot Q$$

Como a carga que percorre o circuito é dada pelo produto da intensidade de corrente elétrica, em ampères, pelo tempo da passagem da corrente elétrica, em segundos, a primeira lei de Faraday pode ser escrita da seguinte forma:

$$m = k' \cdot i \cdot t$$

### SEGUNDA LEI DE FARADAY

A massa,  $m$ , de uma substância, formada ou transformada numa eletrólise, é diretamente proporcional ao equivalente-grama,  $E$ , dessa substância.

$$m = k'' \cdot E$$

E podemos afirmar que:

$$\frac{m_A}{E_A} = \frac{m_B}{E_B} = k''$$

Associando as duas leis, teremos:

$$m = k \cdot E \cdot Q \quad \text{ou} \quad m = k \cdot E \cdot i \cdot t$$

Para qualquer substância, quando a massa eletrolisada ( $m$ ) é igual ao equivalente-grama ( $E$ ), a carga elétrica que atravessa o circuito, é igual a 96500 C.

Substituindo estes valores na expressão acima:

$$\cancel{E} = k \cdot \cancel{E} \cdot 96500 \Rightarrow k = \frac{1}{96500}$$

$$\therefore m = \frac{E \cdot Q}{96500} \quad \text{ou} \quad m = \frac{E \cdot i \cdot t}{96500}$$

Exemplos:

01) Uma solução de cloreto de prata é eletrolisada durante 965 segundos por uma corrente elétrica de 1 ampère (A). Qual a massa de prata depositada no cátodo?

Dado:  $\text{Ag} = 108\text{g/mol}$

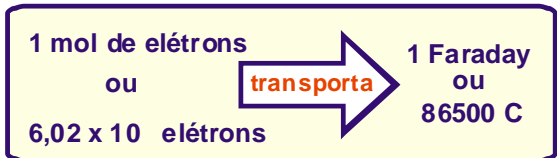
$$E = \frac{108}{1} = 108\text{g} \quad m = \frac{108 \cdot 1 \cdot 965}{96500}$$

$$i = 1\text{A} \quad m = \frac{104220}{96500}$$

$$t = 965\text{s} \quad m = 1,08\text{g}$$

A carga total transportada por **1 mol de elétrons** é de **96500 C** e é denominada de **1 Faraday (F)**, em homenagem ao físico-químico inglês Michael Faraday.

Dessa forma podemos destacar a seguinte relação:

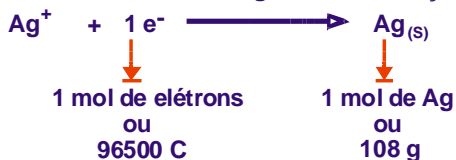


Deste modo, a questão acima, poderia ser resolvida da seguinte maneira:

$$Q = i \cdot t = 1 \cdot 965 = 965 \text{ C}$$

Pela cuba eletrolítica passa uma carga elétrica de 965 C.

No cátodo ocorre a seguinte semi-reação



Assim teremos a relação:

**96500 C depositam 108 g**

**965 C depositam m g**

$$m = \frac{965 \cdot 108}{96500}$$

$$m = \frac{104220}{96500}$$

$$m = 1,08 \text{ g}$$

02) Uma carga elétrica de 9650 C eletrolisa uma solução contendo íons de cobre II. Qual a massa depositada no eletrodo?

Dado: Cu = 63,5 g / mol



Assim teremos a relação:

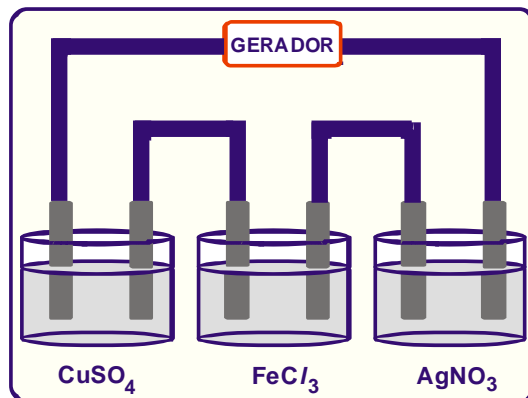
**2 x 96500 C depositam 63,5 g**

**9650 C depositam m g**

$$m = \frac{9650 \times 63,5}{2 \times 96500}$$

$$m = 3,16 \text{ g}$$

03) (Unimontes-MG) Calcule as massas dos metais depositadas em 3 cubas eletrolíticas, ligadas em série, submetidas a uma corrente de 4 A, durante 40 minutos e 12 segundos conforme esquema: Dados: Cu = 63,5 u; Ag = 108 u.; Fe = 56 u.



$$Q = 4 \times 2412 = 9648 \text{ C}$$



Assim teremos a relação:

**2 x 96500 C depositam 63,5 g**

**9648 C depositam m g**

$$m = \frac{9648 \times 63,5}{2 \times 96500}$$

$$m = 3,17 \text{ g de cobre}$$

Como as cubas eletrolíticas estão ligadas em série, teremos a relação:

$$\frac{m_{\text{Cu}^{2+}}}{E_{\text{Cu}^{2+}}} = \frac{m_{\text{Fe}^{3+}}}{E_{\text{Fe}^{3+}}} = \frac{m_{\text{Ag}^+}}{E_{\text{Ag}^+}}$$

$$\frac{m_{\text{Cu}^{2+}}}{E_{\text{Cu}^{2+}}} = \frac{m_{\text{Fe}^{3+}}}{E_{\text{Fe}^{3+}}} \rightarrow \frac{3,17}{31,75} = \frac{m_{\text{Fe}^{3+}}}{18,66}$$

$$\text{Cu} \quad \text{Fe} \quad m_{\text{Fe}^{3+}} = 1,86 \text{ g}$$

$$\frac{m_{\text{Cu}^{2+}}}{E_{\text{Cu}^{2+}}} = \frac{m_{\text{Ag}^+}}{E_{\text{Ag}^+}} \rightarrow \frac{3,17}{31,75} = \frac{m_{\text{Ag}^+}}{108}$$

$$m_{\text{Ag}^+} = 10,78 \text{ g}$$

Exercícios:

01) Numa célula eletrolítica contendo solução aquosa de nitrato de prata flui uma corrente elétrica de 5,0A durante 9650 segundos. Nessa experiência, quantos gramas de prata metálica são obtidos?

Dado:  $\text{Ag} = 108 \text{ g/mol}$

- a) 108 g.
- b) 100 g.
- c) 54,0 g.
- d) 50,0 g.
- e) 10,0 g.

02) Para deposição eletrolítica de 11,2g de um metal cuja massa molar é 112 g/mol, foram necessários 19300 C. Portanto, o número de oxidação do metal é:

- a) + 1.
- b) + 2.
- c) + 3.
- d) + 4.
- e) + 5.

03) Eletrolisa-se uma solução de  $\text{CuCl}_2$ , durante 32 minutos, com uma corrente de 5A, obtém-se nas CNTP, o cloro num volume em mL, de:

- a) 1114.
- b) 1400.
- c) 1920.
- d) 1600.
- e) 9650.

04) A corrente elétrica necessária para depositar 10,8g de prata através da eletrólise de uma solução de nitrato de prata durante 5 minutos é de:

$\text{Ag} = 108 \text{ g/mol}$

- a) 32,16 A.
- b) 3,0 A.
- c) 6,2 A.
- d) 4,3 A.
- e) 31,3 A.

## TABELA DE POTENCIAIS PADRÃO DE REDUÇÃO

Semi-reações de redução	$E^{\circ}_{\text{red}} \text{ (V)}$
$\text{K}^+ (\text{aq}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{K} (\text{s})$	-2,94
$\text{Ba}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ba} (\text{s})$	-2,91
$\text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca} (\text{s})$	-2,87
$\text{Na}^+ (\text{aq}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Na} (\text{s})$	-2,87
$\text{Mg}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg} (\text{s})$	-2,36
$\text{Al}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al} (\text{s})$	-1,68
$\text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn} (\text{s})$	-1,18
$\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn} (\text{s})$	-0,76
$\text{Cr}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr} (\text{s})$	-0,74
$\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe} (\text{s})$	-0,41
$\text{Cr}^{3+} (\text{aq}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{2+} (\text{aq})$	-0,41
$\text{Cd}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cd} (\text{s})$	-0,40
$\text{PbSO}_4 (\text{s}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb} (\text{s}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$	-0,36
$\text{Tl}^+ (\text{aq}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Tl} (\text{s})$	-0,34
$\text{Co}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Co} (\text{s})$	-0,28
$\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni} (\text{s})$	-0,24
$\text{Sn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn} (\text{s})$	-0,14
$\text{Pb}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb} (\text{s})$	-0,13
$2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 (\text{g})$	0,000
$\text{Sn}^{4+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+} (\text{aq})$	+0,15
$\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+ (\text{aq})$	+0,16
$\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu} (\text{s})$	+0,34
$\text{Cu}^+ (\text{aq}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu} (\text{s})$	+0,52
$\text{I}_2 (\text{s}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^- (\text{aq})$	+0,53
$\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,77
$\text{Ag}^+ (\text{aq}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} (\text{s})$	+0,80
$\text{Au}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au} (\text{s})$	+1,50