



**INSTITUTO FEDERAL**

Rio Grande do Sul

Campus Rio Grande

# **ELETRQUÍMICA**

## **ELETRÓLISE**

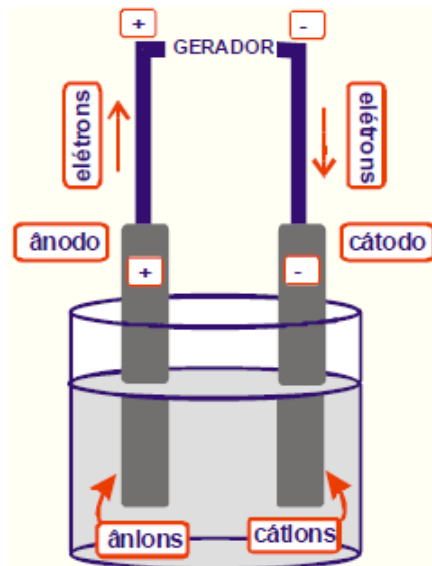
**Prof . Edimilson**

## 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:
- a) átomos e luminosa.
  - b) moléculas e luminosa.
  - c) moléculas e térmica.
  - d) átomos e elétrica.
  - e) íons e elétrica.
- 02) Em um processo de eletrólise é correto afirmar que:
- a) não há passagem de corrente elétrica.
  - b) substâncias são apenas oxidadas.
  - c) substâncias são apenas reduzidas
  - d) o elemento oxidante doa elétrons.
  - e) oxidação e redução são sempre simultâneas.

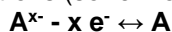
Podemos dividir a eletrólise em **ÍGNEA e AQUOSA.**

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.

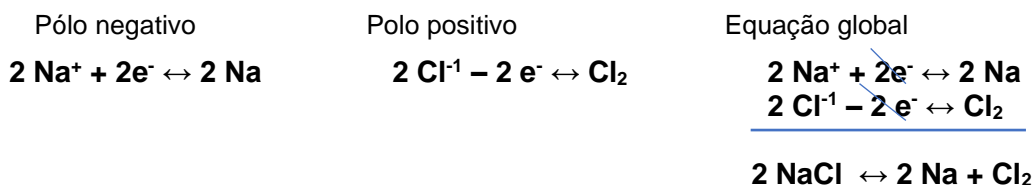


Na eletrólise o pólo **negativo é o cátodo** e o pólo **positivo o ânodo**.

Exemplo:

Eletrólise ígnea do **CLORETO DE SÓDIO**

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



Exercícios:

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

- a) deposição de metais.
- b) uma semi-reação de redução.
- c) produção de corrente elétrica.
- d) desprendimento de hidrogênio.
- e) corrosão química.

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

- a) sódio recebe dois elétrons.
- b) cloreto recebe um elétron.
- c) sódio recebe um elétron.
- d) cloreto perde dois elétrons.
- e) sódio perde um elétron.

05) O alumínio é obtido industrialmente pela eletrólise ígnea da alumina ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ). Indique a alternativa falsa:

- a) O íon alumínio sofre redução.
- b) O gás oxigênio é liberado no ânodo.
- c) O alumínio é produzido no cátodo.
- d) O metal alumínio é agente oxidante.
- e) O íon  $\text{O}^{2-}$  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:

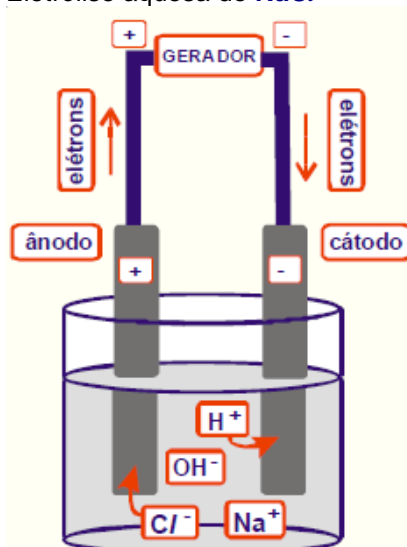
A **oxidrila descarrega antes** que os **ânions oxigenados e fluoreto**.

#### PÓLO NEGATIVO:

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

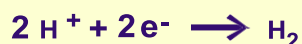
Exemplo:

Eletrólise aquosa do **NaCl**



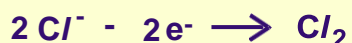
**Pólo negativo:  $\text{Na}^+$  e  $\text{H}^+$**

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



**Pólo positivo:  $\text{Cl}^-$  e  $\text{OH}^-$**

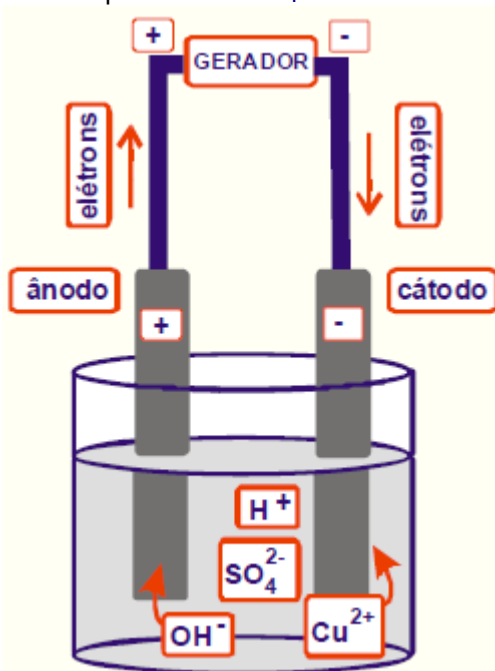
Tem **prioridade de descarga o íon  $\text{Cl}^-$** , ficando o íon  $\text{OH}^-$  na solução.



A solução final apresenta **caráter básico**, devido à formação do NaOH. A reação global que ocorre é:



Eletrólise aquosa do  $\text{CuSO}_4$



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

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



**Pólo positivo:  $\text{SO}_4^{2-}$  e  $\text{OH}^-$**

Tem **prioridade de descarga o  $\text{OH}^-$** , ficando na solução o  $\text{SO}_4^{2-}$ .



A solução final apresenta **caráter ácido**, devido à formação do  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

A reação global que ocorre é:



## Exercícios

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

- a) ocorre migração de  $\text{K}^+$  para o ânodo e  $\text{I}^-$  para o cátodo.
- b) ocorre migração do  $\text{H}^+$  para o cátodo e  $\text{I}^-$  para o ânodo.
- c) a solução torna-se ácida devido à formação de HI.
- d) a solução permanece neutra devido à formação de  $\text{H}_2$  e  $\text{I}_2$ .
- e) há formação de  $\text{I}_2$  no cátodo.

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

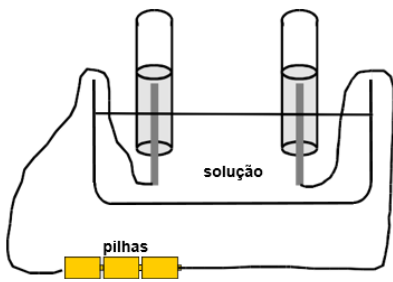
- a) Quais são os gases produzidos?
- b) O que ocorre com a concentração da solução?
- c) Escreva a equação global.

## EXPERIÊNCIAS

### ELETRÓLISE EM MEIO AQUOSO DO $\text{HCl}$ , $\text{NaCl}$ e $\text{NaOH}$

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).



As soluções a serem usadas:

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

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

## COBREÇÃO

Material

Bateria conectada aos dois fios.

Sulfato de cobre.

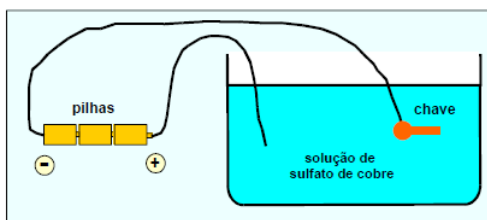
Chave

Frasco transparente.

Procedimento

No frasco, prepare uma solução de  $\text{CuSO}_4$  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:

a) Descreva o que ocorreu com o fio imerso na solução.

b) Descreva o que ocorreu com a chave.

c) A concentração de  $\text{Cu}^{2+}$  sofreu alguma alteração?

d) 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. ( $\text{Cu} = 64\text{g} / \text{mol}$ )

## 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:

$$m_A / E_A = m_B / E_B = k''$$

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:

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

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

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

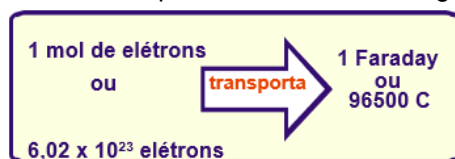
$$E = \frac{108}{1} = 108 \text{ g} \quad m = \frac{108 \cdot 1 \cdot 965}{96500}$$

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

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

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:

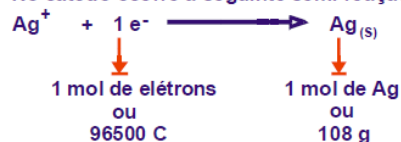


Deste modo, a questão acima, poderia ser resolvida da seguinte maneira:

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

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

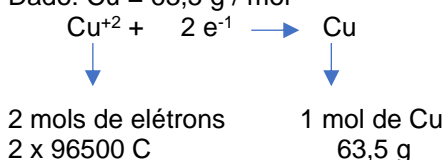
$$m = \frac{965 \cdot 108}{96500}$$

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

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

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

Dado:  $\text{Cu} = 63,5 \text{ g/mol}$



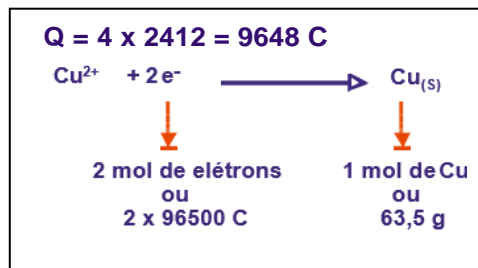
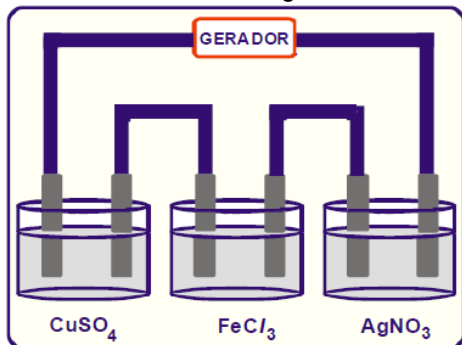
Assim teremos a relação

2 x 96500 C depositam 63,5 g  
9650 C depositam m g

$$m = \frac{9650 \cdot 63,5}{2 \cdot 96500} = 3,16 \text{ g}$$

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.



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 g de cobre

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

$$m \text{ Cu}^{+2} / E_{\text{Cu}^{+2}} = m \text{ Fe}^{+3} / E_{\text{Fe}^{+3}} = m \text{ Ag}^{+1} / E_{\text{Ag}^{+1}}$$

Então

$$m \text{ Cu}^{+2} / E_{\text{Cu}^{+2}} = m \text{ Fe}^{+3} / E_{\text{Fe}^{+3}}$$

$$3,17 / 31,75 = m \text{ Fe}^{+3} / 18,75$$

$$m \text{ Fe}^{+3} = 1,86 \text{ g}$$

$$m \text{ Cu}^{+2} / E_{\text{Cu}^{+2}} = m \text{ Ag}^{+1} / E_{\text{Ag}^{+1}}$$

$$3,17 / 31,75 = m \text{ Fe}^{+3} / 108$$

$$m \text{ Ag}^{+1} = 10,8 \text{ g}$$

Exercícios:

08) 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: Ag = 108 g/mol

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

09) 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.

10) 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.

11) 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:

Ag = 108 g/mol

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