



# Resumão do Hondinha

## Eletrólise

“A eletrólise é um processo não espontâneo, em que a passagem de uma corrente elétrica através de um sistema líquido, no qual existam íons, produz reações químicas”.

Prof. Ricardo Honda

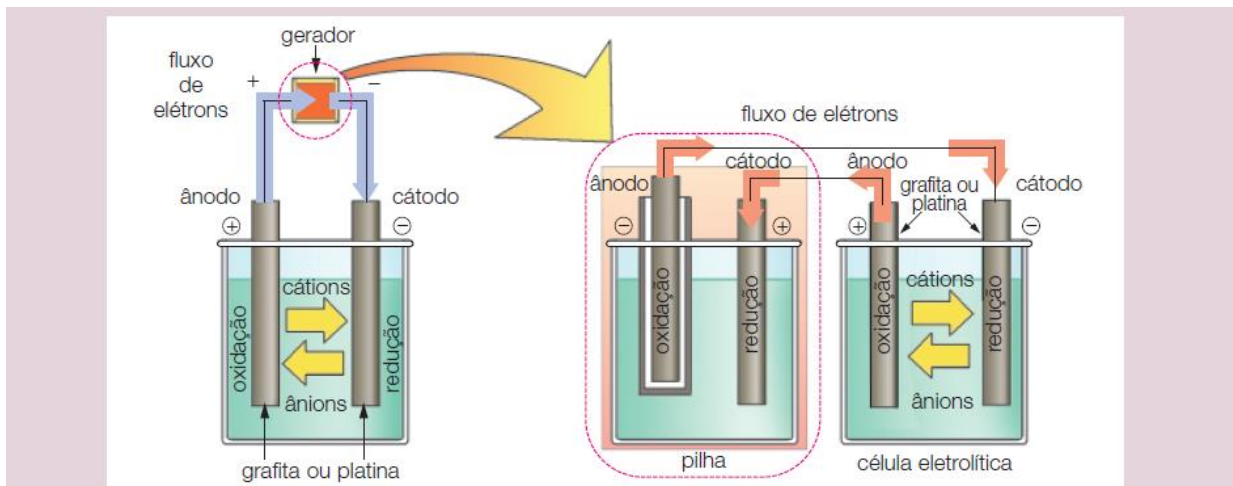
<http://www.professorhonda.com.br>

### Eletrólise

As eletrólises são realizadas em cubas eletrolíticas, nas quais a corrente elétrica é produzida por um gerador (pilha).

Nesse sistema, os eletrodos são geralmente inertes, formados por platina ou grafita (carvão).

As substâncias que serão submetidas à eletrólise podem estar liquefeitas (fundidas) ou em solução aquosa. A seguir, vamos estudar essas duas possibilidades.



No processo de eletrólise, os elétrons emergem da pilha (gerador) pelo ânodo  $\ominus$  e entram na célula eletrolítica pelo cátodo  $\ominus$ , no qual produzem redução. Na célula eletrolítica, os elétrons emergem pelo ânodo  $\oplus$ , no qual ocorre oxidação, e chegam à pilha pelo seu cátodo  $\oplus$ .

### Eletrólise ígnea

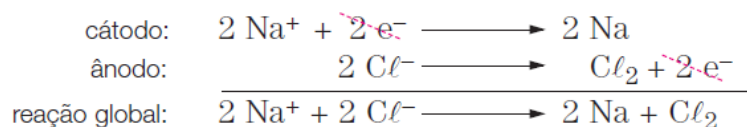
Na eletrólise ígnea, a substância pura está no estado líquido (fundida), e não existe água no sistema. Vejamos, como exemplo desse tipo de eletrólise, a que ocorre com o cloreto de sódio (NaCl), utilizando eletrodos de platina.



As semirreações que ocorrem nos eletrodos são:



Estabelecendo a igualdade entre o número de elétrons perdidos e recebidos e somando as semirreações, obtemos a reação global da eletrólise:



Pela análise da reação global, podemos concluir que a eletrólise ígnea do cloreto de sódio produz sódio metálico (Na) e gás cloro (Cl<sub>2</sub>).

## Eletrólise aquosa

Nesse tipo de eletrólise devemos considerar não só os íons provenientes do soluto, mas também os da água, provenientes de sua ionização.

Genericamente, temos:



Experimentalmente, verificou-se que somente um dos cátions e somente um dos ânions sofrem descarga nos eletrodos e que essa descarga segue a seguinte ordem de prioridade:

<ul style="list-style-type: none"> <li>• Metais alcalinos (<math>Li^+</math>, <math>Na^+</math>, <math>K^+</math> ...)</li> <li>• Metais alcalino-terrosos (<math>Be^{2+}</math>, <math>Mg^{2+}</math>, <math>Ca^{2+}</math> ...)</li> <li>• Alumínio (<math>Al^{3+}</math>)</li> </ul>	<b>H<sup>+</sup></b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Demais metais (<math>Mn^{2+}</math>, <math>Zn^{2+}</math>, <math>Fe^{2+}</math>, <math>Ni^{2+}</math>, <math>Cu^{2+}</math>, <math>Ag^{2+}</math>, <math>Hg^{2+}</math>, <math>Au^{3+}</math> ...)</li> </ul>
<b>facilidade de descarga crescente</b>		
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Ânions oxigenados (<math>NO_3^-</math>, <math>SO_4^{2-}</math>, <math>ClO_3^-</math> ...)</li> <li>• Fluoreto (<math>F^-</math>)</li> </ul>	<b>OH<sup>-</sup></b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Ânions não-oxigenados (<math>Cl^-</math>, <math>Br^-</math>, <math>I^-</math>)</li> <li>• Hidrogeno-sulfato (<math>HSO_4^-</math>)</li> </ul>

Vamos estudar, agora, duas eletrólises em meio aquoso.

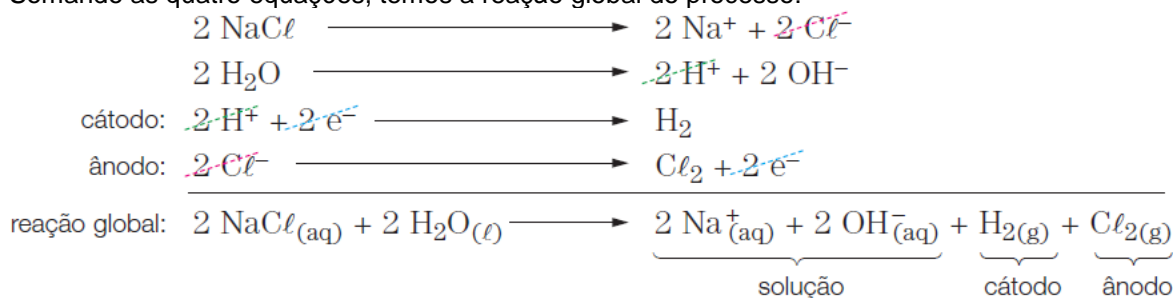
### 1. Eletrólise aquosa do cloreto de sódio

Na solução, temos:



	cátodo	ânodo
migração de íons	$H^+$ e $Na^+$	$Cl^-$ e $OH^-$
facilidade de descarga	$H^+ > Na^+$	$Cl^- > OH^-$
semi-reação	redução $2 H^+ + 2 e^- \longrightarrow H_2$	oxidação $2 Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2 e^-$
íons presentes na solução	$Na^+$	$OH^-$

Somando as quatro equações, temos a reação global do processo:



A eletrólise do  $NaCl_{(aq)}$  é um processo que permite obter **soda cáustica** ( $NaOH$ ), gás hidrogênio ( $H_2$ ) e gás cloro ( $Cl_2$ ). Note que a presença de  $OH^-$  na solução final da eletrólise caracteriza soluções **básicas**.

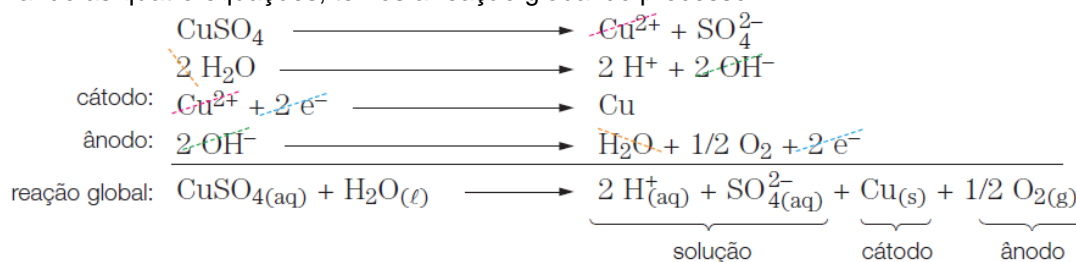
### 2. Eletrólise aquosa do sulfato de cobre

Na solução, temos:



	Cátodo	Ânodo
migração de íons	$Cu^{2+}$ e $H^+$	$OH^-$ e $SO_4^{2-}$
facilidade de descarga	$Cu^{2+} > H^+$	$OH^- > SO_4^{2-}$
semi-reação	redução $Cu^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$	oxidação $2 OH^-_{(aq)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + 1/2 O_2 + 2 e^-$
íons presentes na solução	$H^+$	$SO_4^{2-}$

Somando as quatro equações, temos a reação global do processo:



Note que, pela eletrólise do  $\text{CuSO}_4$ , obtivemos cobre metálico (Cu) e gás oxigênio ( $\text{O}_2$ ), e que a solução final apresenta caráter ácido devido aos íons  $\text{H}^+$  (aq).

### Aspectos quantitativos da eletrólise

Faraday descobriu que íons de um metal são depositados no estado sólido quando uma corrente elétrica circula através de uma solução iônica de um sal do metal. O metal prata (Ag), por exemplo, deposita-se quando usamos uma solução salina de nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ), e o metal cobre (Cu) se deposita quando usamos uma solução salina de nitrato de cobre [ $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ]. As semirreações que representam as deposições desses metais são:



Note que 1 mol de elétrons provoca a deposição de 1 mol de  $\text{Ag}^+$ (aq), mas são necessários 2 mol de elétrons para depositar 1 mol de  $\text{Cu}^{2+}$ (aq). O número de elétrons que circula depende da corrente elétrica.

A unidade mais comumente usada para expressar a velocidade de fluxo de uma corrente elétrica é o **ampère (A)**, que se refere ao número de coulombs (carga) que passa por um ponto por unidade de tempo.

$$\text{corrente (i)} = \frac{\text{carga}}{\text{tempo}} = \frac{(Q)}{(t)} \Rightarrow A = \frac{\text{coulomb (C)}}{\text{segundo (s)}}$$

$$i(\text{A}) \cdot t(\text{s}) = Q (\text{C})$$

Em 1909, Millikan determinou que a carga elétrica de um elétron é igual a  $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$  e, como sabemos que 1 mol de elétrons corresponde a  $6,02 \cdot 10^{23} \text{ e}^-$ , a quantidade de carga transportada pela passagem de 1 mol de elétrons é dada pelo produto entre esses dois valores, ou seja:

$$1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$$

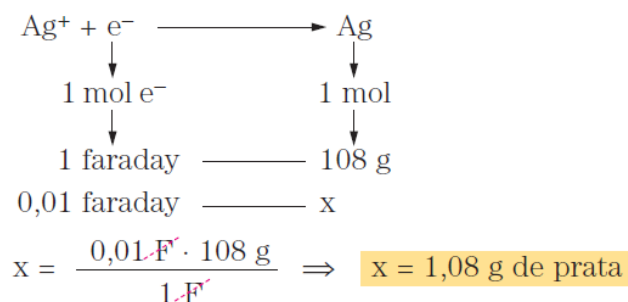
Assim,  $9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$  ou 96500 C é a quantidade de carga transportada por 1 mol de elétrons e essa quantidade é denominada **constante de Faraday (1 F)**:

$$1 \text{ mol de elétrons } (= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ e}^-) \xrightarrow{\text{transporta}} 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} = 1 \text{ faraday} = 1 \text{ F}$$

Vejamos alguns exemplos em que relacionamos os aspectos quantitativos da eletrólise.

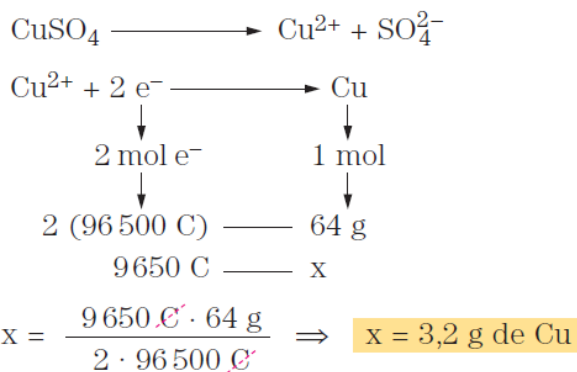
#### 1º exemplo

Uma peça de bijuteria recebeu um “banho de prata” (prateação) por um processo eletrolítico. Sabendo que nessa deposição o  $\text{Ag}^+$  se reduz a Ag e a quantidade de carga envolvida no processo foi de 0,01 faraday, qual é a massa de prata depositada? (massa molar:  $\text{Ag} = 108 \text{ g/mol}$ )



### 2º exemplo

Se considerarmos que uma quantidade de carga igual a 9650 C é responsável pela deposição de cobre quando é feita uma eletrólise de  $\text{CuSO}_4$  (aq), qual será a massa de cobre depositada? (massa molar: Cu = 64 g/mol)



### 3º exemplo

Numa pilha antiga de *flash*, o eletrólito está contido numa lata de zinco que funciona como um dos eletrodos. Que massa de Zn é oxidada a  $\text{Zn}^{2+}$  durante a descarga desse tipo de pilha, por um período de 30 minutos, envolvendo uma corrente de  $5,36 \cdot 10^{-1} \text{ A}$ ? (massa molar: Zn = 65 g/mol)

$$\begin{array}{ll} i = 5,36 \cdot 10^{-1} \text{ A} & Q = i \cdot t \\ t = 30 \text{ minutos} = 30 \cdot 60 \text{ s} = 1\,800 \text{ s} & Q = 5,36 \cdot 10^{-1} \text{ A} \cdot 1\,800 \text{ s} \\ & Q = 965 \text{ C} \end{array}$$

