



***REAÇÕES QUÍMICAS
PRODUZINDO
CORRENTE ELÉTRICA***



***CORRENTE ELÉTRICA
PRODUZINDO
REAÇÃO QUÍMICA***

Porque estudar eletroquímica para o ENEM ?

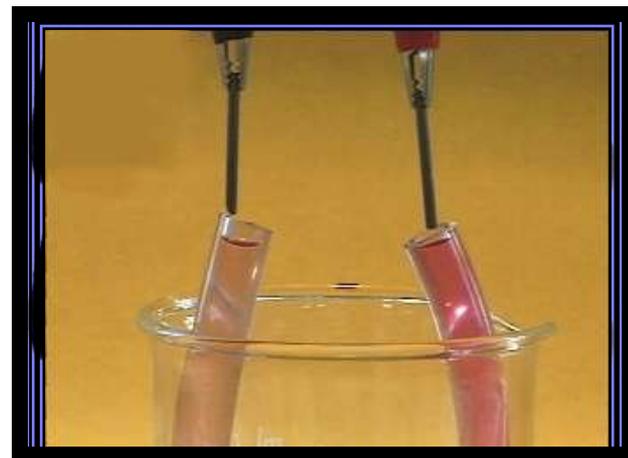
- 2015 81
- 2016 64
- 2107 95; 121
- 2018 93; 116

A relação entre as reações químicas e a corrente elétrica é estudada por um ramo da química chamado

ELETROQUÍMICA

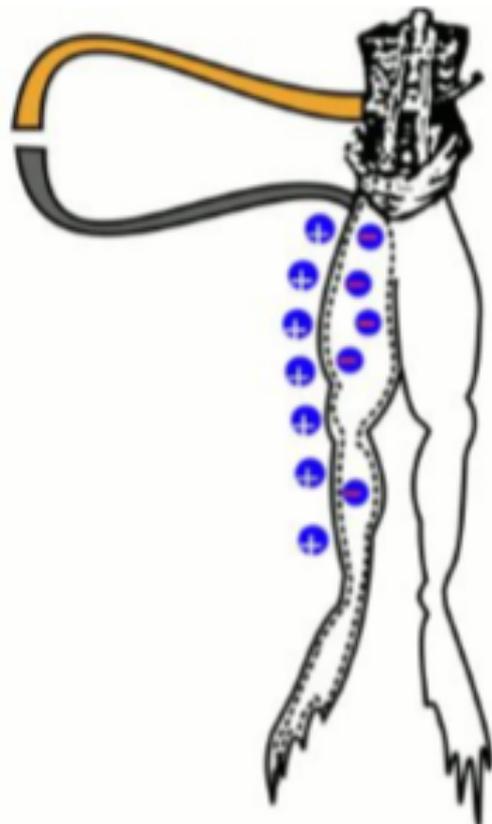
Quando uma corrente elétrica provoca uma reação química teremos uma

F **ELETRÓLISE**



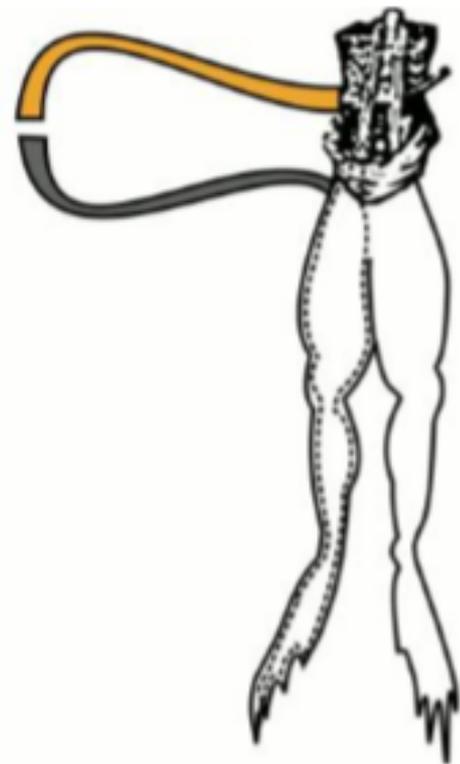
- Células eletroquímicas

Experimento de Luigi Galvani: peça de bronze tocando nervo da perna de um sapo e peça de aço tocando o músculo da coxa → colocando-se metais em contato, o músculo se contrai.

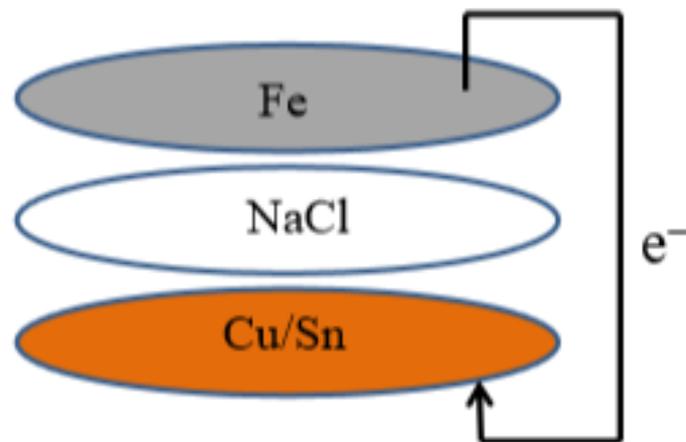


Interpretação de Galvani (eletricidade animal): o organismo gera um desbalanceamento de cargas fora e dentro do músculo e os metais conduzem as cargas no processo de neutralização.

Alessandro Volta: reações químicas entre os dois metais e a umidade do organismo geram corrente elétrica. O músculo apenas indica a passagem da corrente contraíndo-se.



Substituindo o organismo animal por um pano embebido em NaCl, Volta mostra que não é necessário o organismo para a geração de corrente, inventando a pilha:



PILHA DE DANIELL

Esta pilha baseia-se na seguinte reação:



ou, na forma iônica



ELÉTRONS

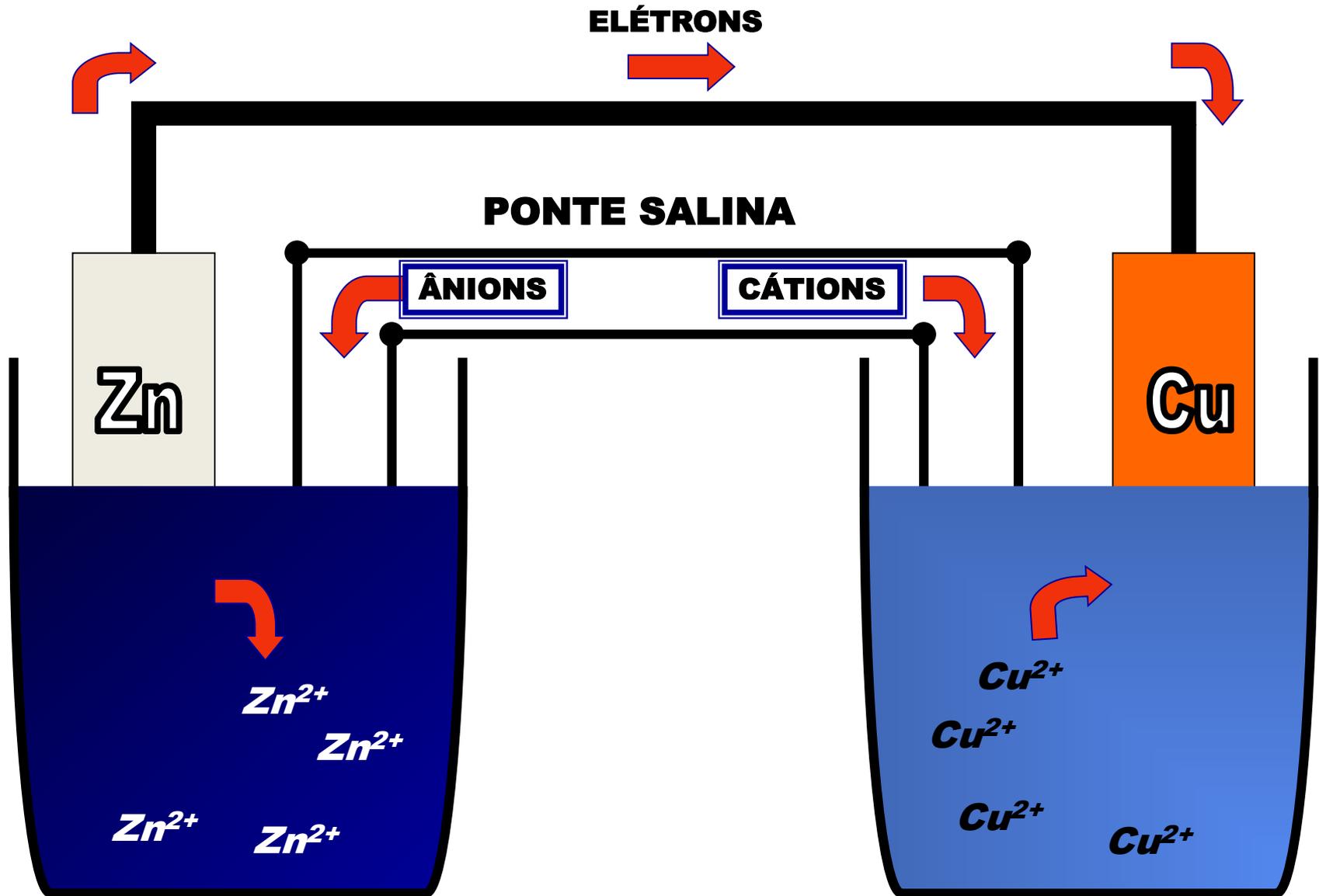
DANIELL percebeu que estes elétrons poderiam ser

transferidos do Zn para os íons Cu^{2+}

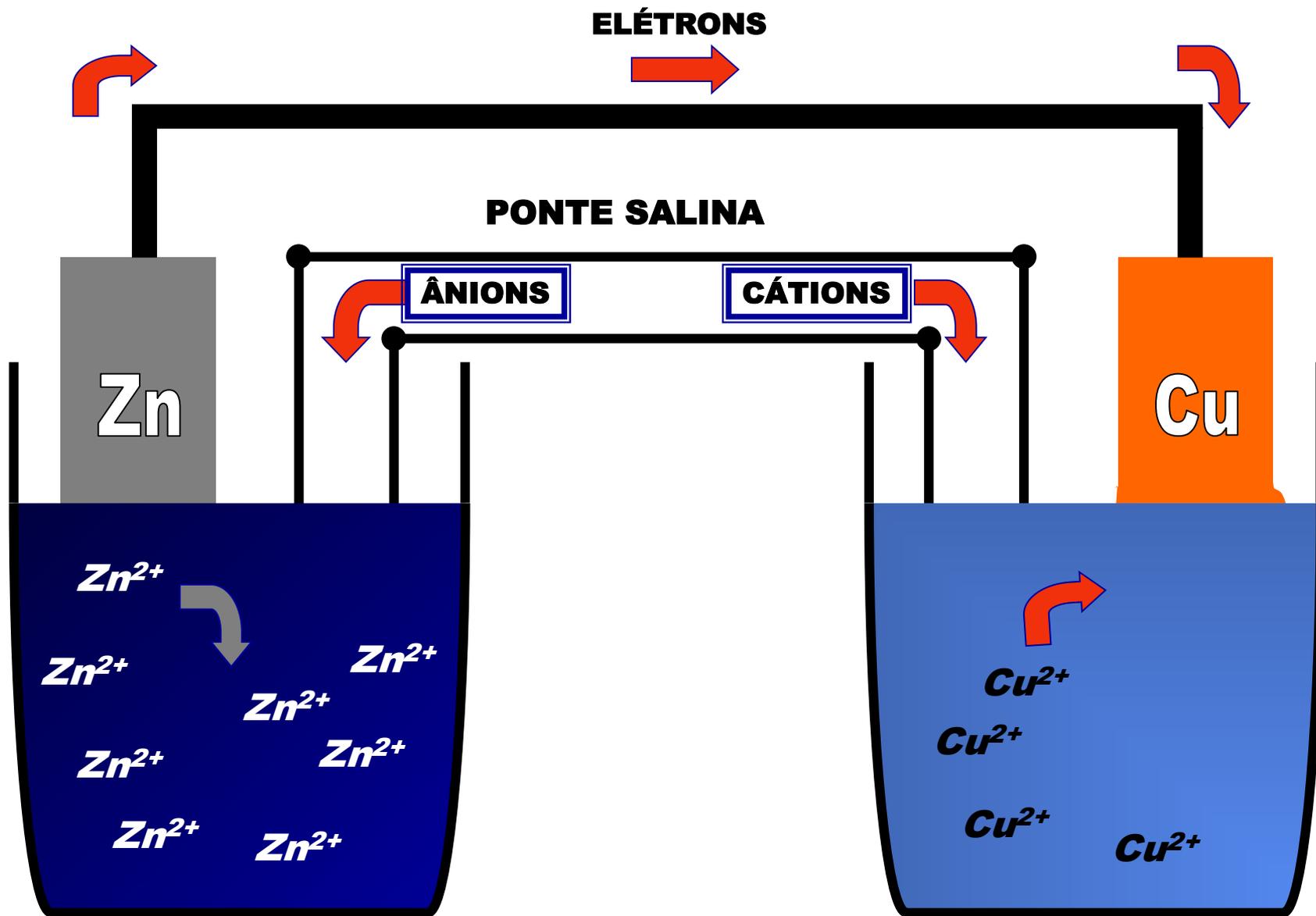
por um fio condutor externo e, este movimento produzir uma

CORRENTE ELÉTRICA

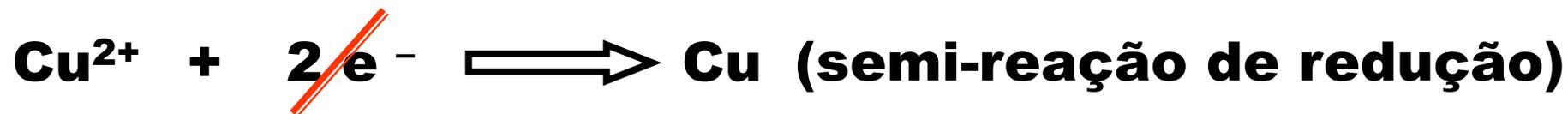
E isto seria possível montando um esquema do tipo representado a seguir



**Nas soldas de dióxido de zinco a corrosão eletrolítica ocorre de fato, de fato.
A salmoura com Zn^{2+} e Cu^{2+} é uma solução eletrolítica que pode ser usada para fazer as seguintes conexões**



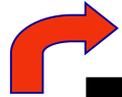
**Neste processo teremos,
simultaneamente,
a ocorrência das seguintes reações:**



O pólo de onde saem os elétrons é chamado a oxidação e chama-se

ÂNODO e corresponde ao **PÓLO NEGATIVO**

ELÉTRONS



ÂNODO

PONTE SALINA

CÁTODO



Zn

ÂNIONS

CÁTIONS



Cu



Zn^{2+}

Zn^{2+}

Zn^{2+}

Zn^{2+}

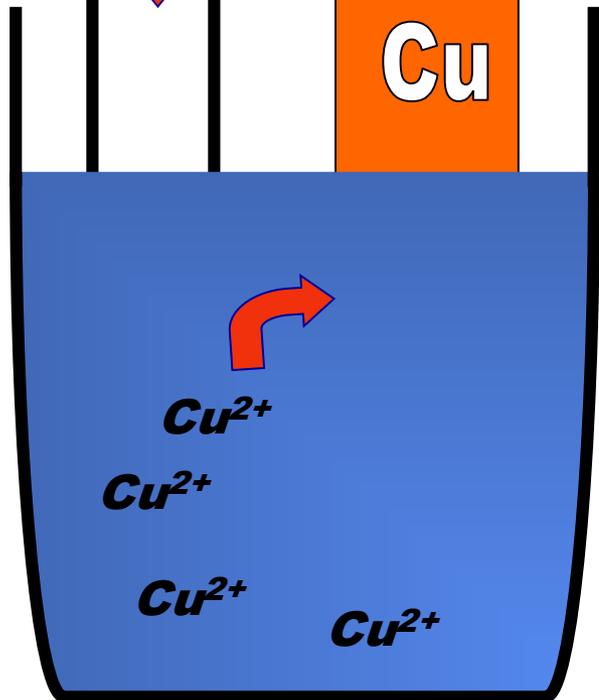
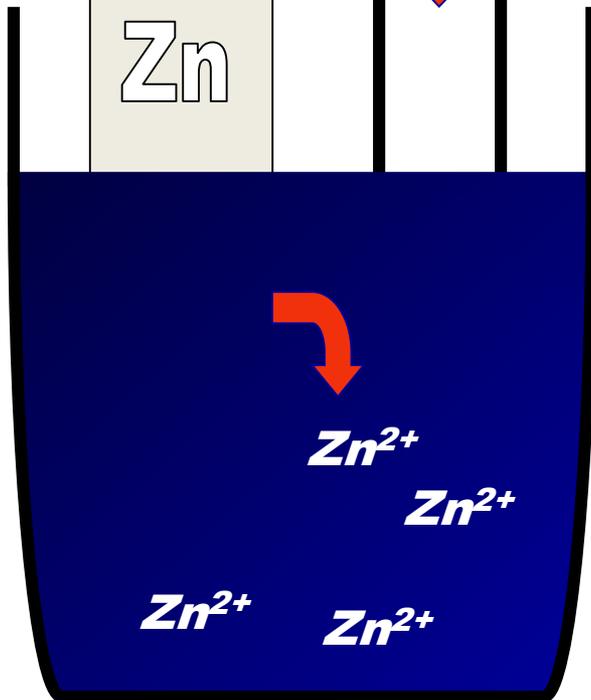


Cu^{2+}

Cu^{2+}

Cu^{2+}

Cu^{2+}



REPRESENTAÇÃO DE UMA PILHA

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



Para a pilha de DANIELL



2016

TEXTO I

Biocélulas combustíveis são uma alternativa tecnológica para substituição das baterias convencionais. Em uma biocélula microbiológica, bactérias catalisam reações de oxidação de substratos orgânicos. Liberam elétrons produzidos na respiração celular para um eletrodo, onde fluem por um circuito externo até o cátodo do sistema, produzindo corrente elétrica. Uma reação típica que ocorre em biocélulas microbiológicas utiliza o acetato como substrato.

AQUINO NETO, S. **Preparação e caracterização de bioanodos para biocélula a combustível etanol/O₂**. Disponível em: www.teses.usp.br. Acesso em: 23 jun. 2015 (adaptado).

TEXTO II

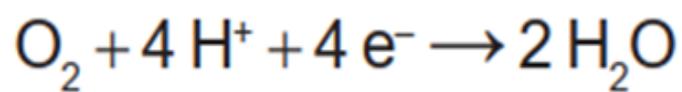
Em sistemas bioeletroquímicos, os potenciais padrão ($E^{\circ'}$) apresentam valores característicos. Para as biocélulas de acetato, considere as seguintes semirreações de redução e seus respectivos potenciais:



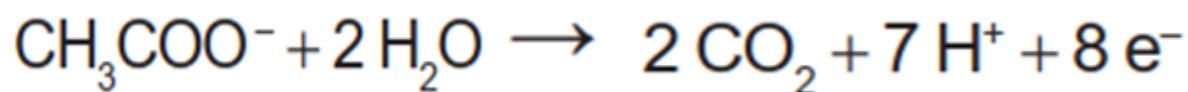
SCOTT, K.; YU, E. H. Microbial electrochemical and fuel cells: fundamentals and applications. **Woodhead Publishing Series in Energy**, n. 88, 2016 (adaptado).

Nessas condições, qual é o número mínimo de biocélulas de acetato, ligadas em série, necessárias para se obter uma diferença de potencial de 4,4 V?

- A** 3
- B** 4
- C** 6
- D** 9
- E** 15



$$E^{\circ'} = 0,8 \text{ V}$$



$$E^{\circ'} = +0,3 \text{ V}$$

$$E^{\circ'} = \mathbf{1,1 \text{ V}}$$

Vem, vem, vem, vem, vem, vem
Na oxidação, o anodo é negativo onde ocorre
a corrosão (refrão)
eletrodo corroído concentrando a solução
(refrão)
os elétrons vão partindo pro catodo boladão
(refrão)
e o nox vai subindo um beijão no seu....

01) Observando a pilha abaixo, responda:



a) Quais as semi-reações?



b) Qual a reação global?





- c) Quem sofre oxidação? **Co**
- d) Quem sofre redução? **Au³⁺**
- e) Qual o eletrodo positivo ou cátodo? **Au**
- f) Qual o eletrodo negativo ou ânodo? **Co**
- g) Que eletrodo será gasto? **Co**
- h) Qual dos eletrodos terá a sua massa aumentada? **Au**

02) (Covest–2005) Podemos dizer que, na célula eletroquímica:



- a) o magnésio sofre redução.**
- b) o ferro é o ânodo.**
- c) os elétrons fluem, pelo circuito externo, do magnésio para o ferro.**
- d) há dissolução do eletrodo de ferro.**
- e) a concentração da solução de Mg^{2+} diminui com o tempo.**

03) As relações existentes entre os fenômenos elétricos e as reações química são estudadas:

- a) na termoquímica.**
- b) na eletroquímica.**
- c) na cinética química.**
- d) no equilíbrio químico.**
- e) na ebulliometria.**

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

a) cátodo.

b) pólo positivo.

c) ânodo.

d) o eletrodo que aumenta a massa.

e) o que ocorre redução.

**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)**

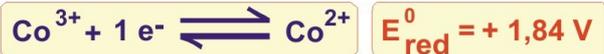
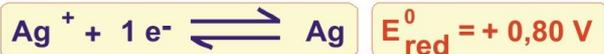
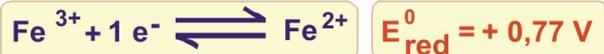
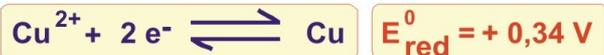
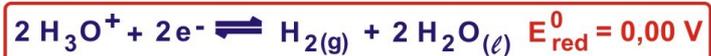
**Quanto maior for a medida
do potencial de oxidação,
maior é a tendência
do metal ceder elétrons**

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

**Este potencial, em geral, é medido a
1 atm, 25°C e solução 1 mol/L**

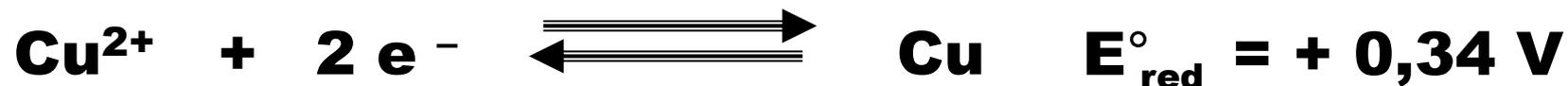
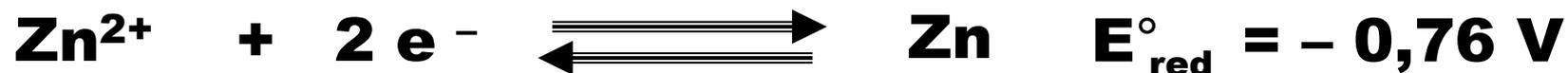
**Sendo assim, nestas condições,
Chamado de
POTENCIAL NORMAL DE ELETRODO (E°)**

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

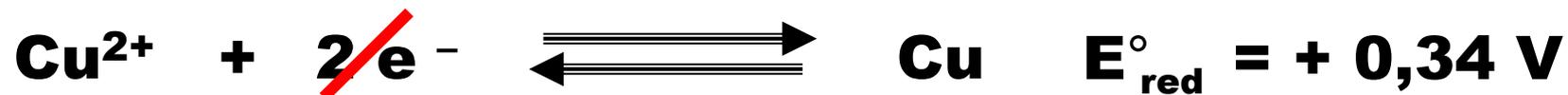


**TABELA DE
POTENCIAIS-PADRÃO DE REDUÇÃO
(1 atm e 25°C)**

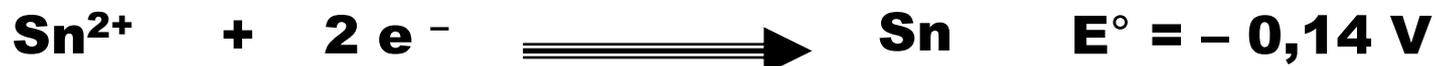
Para a pilha de Daniell os potenciais são:



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



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



a) + 0,54 V.

b) + 0,66 V.

c) + 1,46 V.

d) + 0,94 V.

e) + 1,74 V.

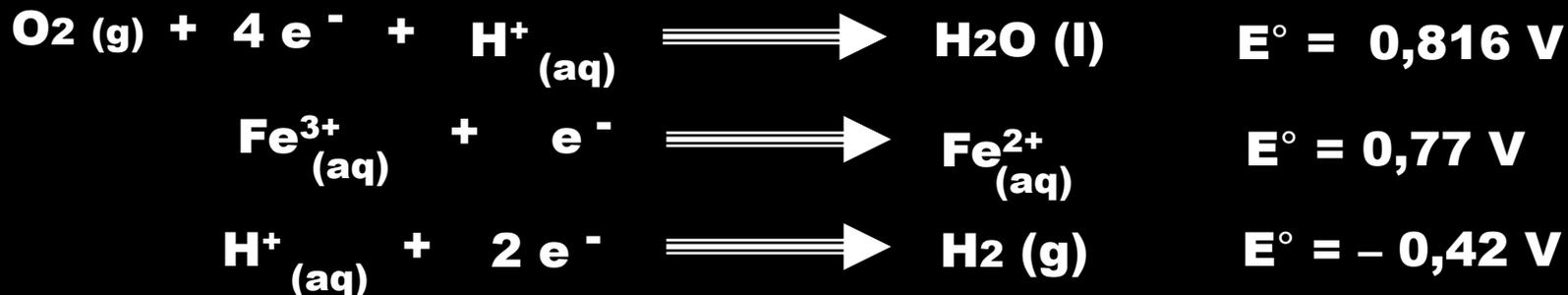
O potencial de redução da prata é maior que o do estanho

A prata sofre redução e o estanho sofre oxidação



+ 0,94 V

02)(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:

Ácido ascórbico: $E = 0,06 \text{ V}$ (redução)

- a) reduzir o íon Fe^{3+}**
- b) oxidar o íon Fe^{2+}**
- c) oxidar o O_2 .**
- d) reduzir a água.**
- e) oxidar o íon H^+**

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



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

a) + 1,25 V.

b) - 1,25 V.

c) + 1,75 V.

d) - 1,75 V.

e) + 3,75 V.





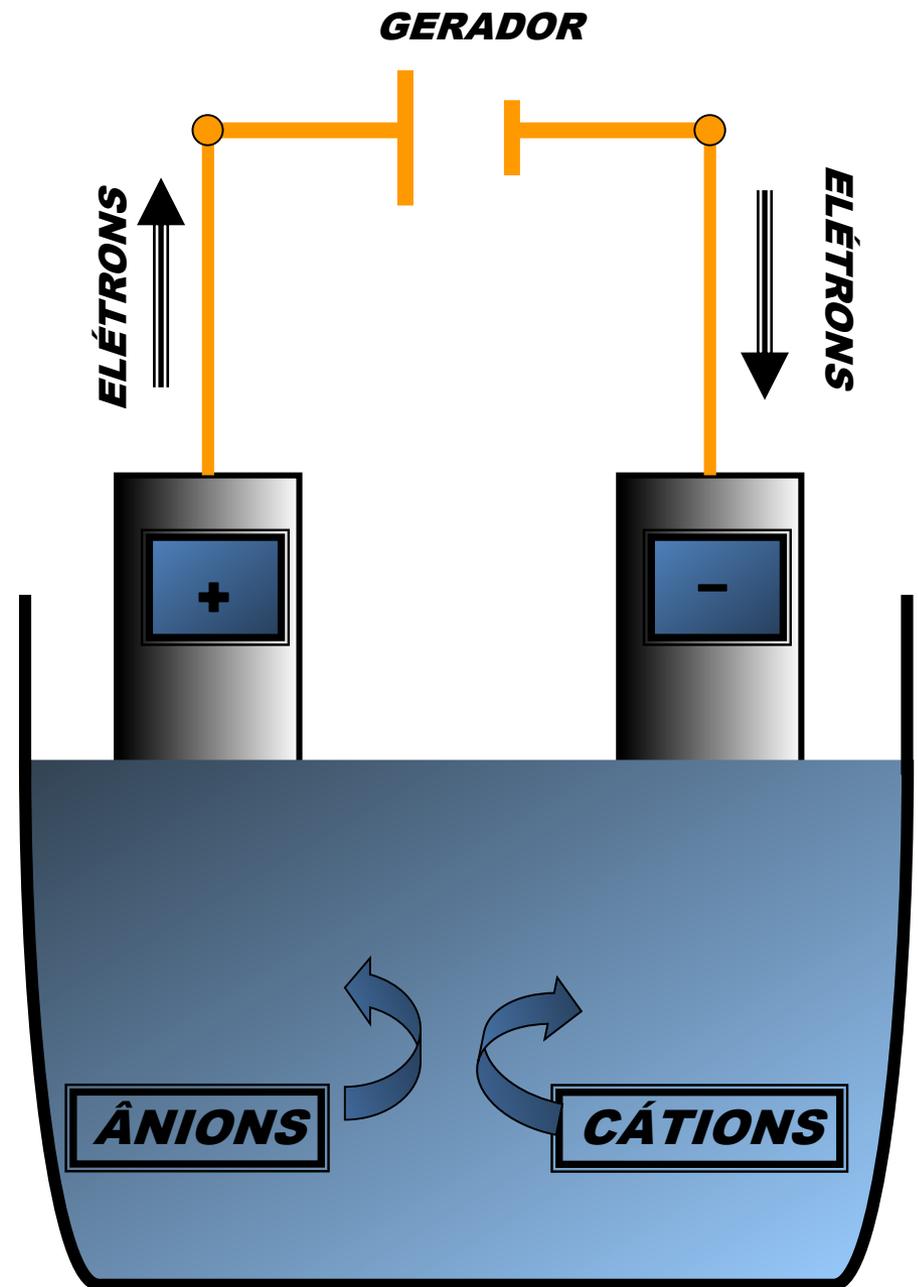
Estes objetos foram recobertos com um metal através de um processo químico chamado de
ELETROLÍSE

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**



01) As reações de eletrólise só ocorrem em sistemas que contêm ÍONS em movimento. Nessas transformações há consumo de energia ELÉTRICA .

Completam-se, 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

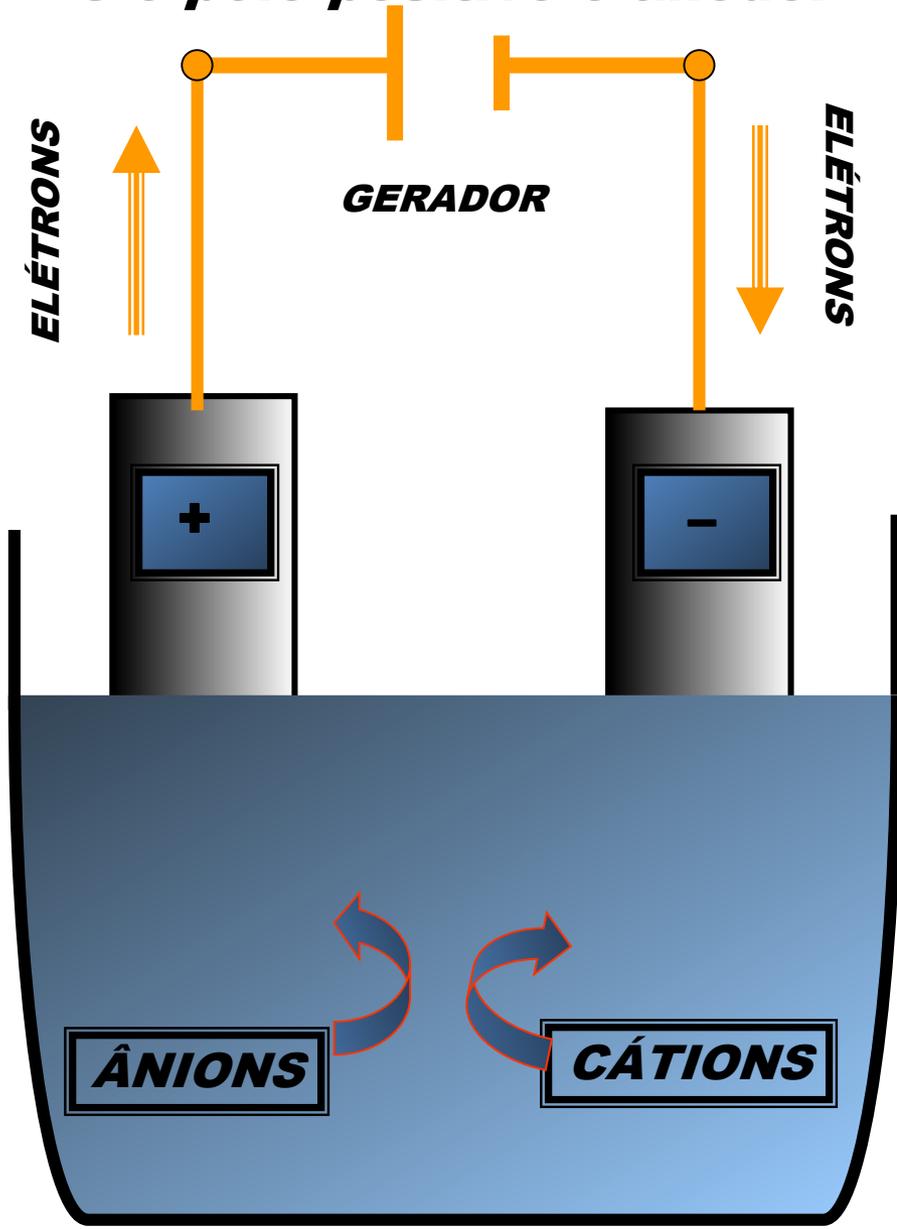
ELETRÓLISE ÍGNEA

Ocorre com a substância iônica na
fase líquida (fundida)

ELETRÓLISE AQUOSA

Ocorre quando o eletrólito
se encontra dissolvido na ÁGUA

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



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

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

Eletrólise ígnea do CLORETO DE SÓDIO (NaCl)

No estado fundido teremos os íons
sódio (Na⁺) e cloreto (Cl⁻)

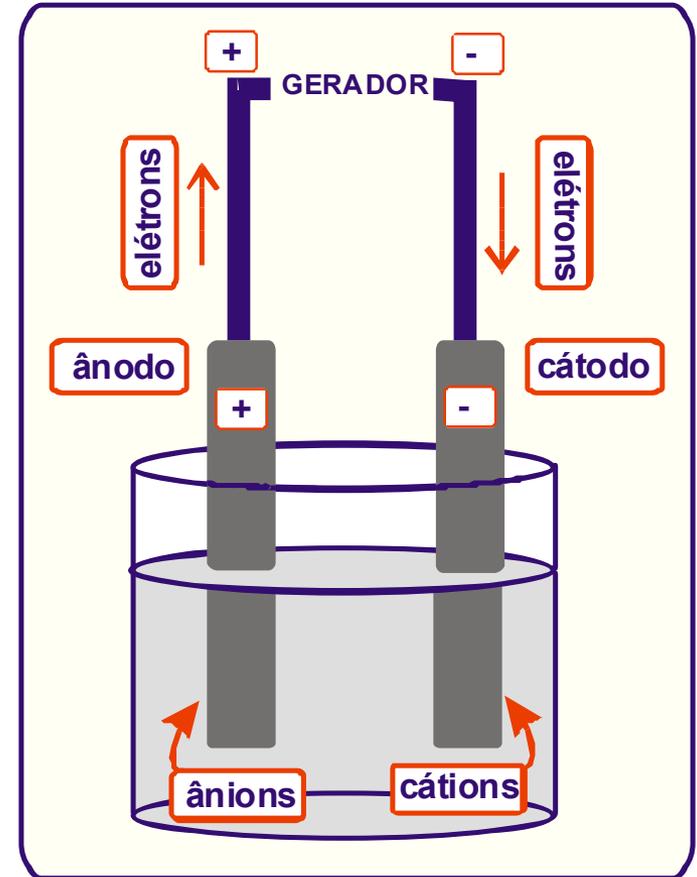


Reação global:



01) 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.**



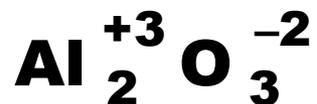
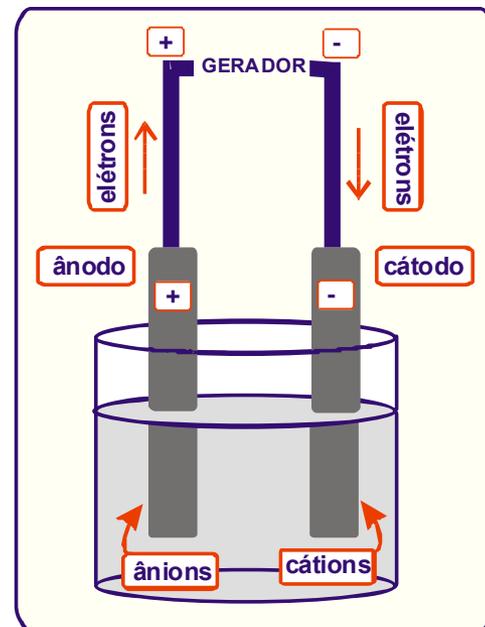
02) A eletrólise de cloreto de sódio fundido produz sódio metálico e gás cloro. Nesse processo, cada íon:

- 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.**



03) O alumínio é obtido industrialmente pela eletrólise ígnea da alumina (Al_2O_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 O^{2-} sofre oxidação.**



**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**

**ÂNIONS
NÃO-OXIGENADOS > OH⁻ > ÂNIONS OXIGENADOS
o F⁻**

PÓLO NEGATIVO

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



Na descarga do H^+ ocorre a seguinte reação:



Eletrólise aquosa do NaCl

ionização da água : $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$  + OH^-

dissociação do NaCl : $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+$ + 

No ânodo (pólo positivo)

o Cl^- tem prioridade diante do OH^-



No cátodo (pólo negativo)

o H^+ tem prioridade diante do Na^+



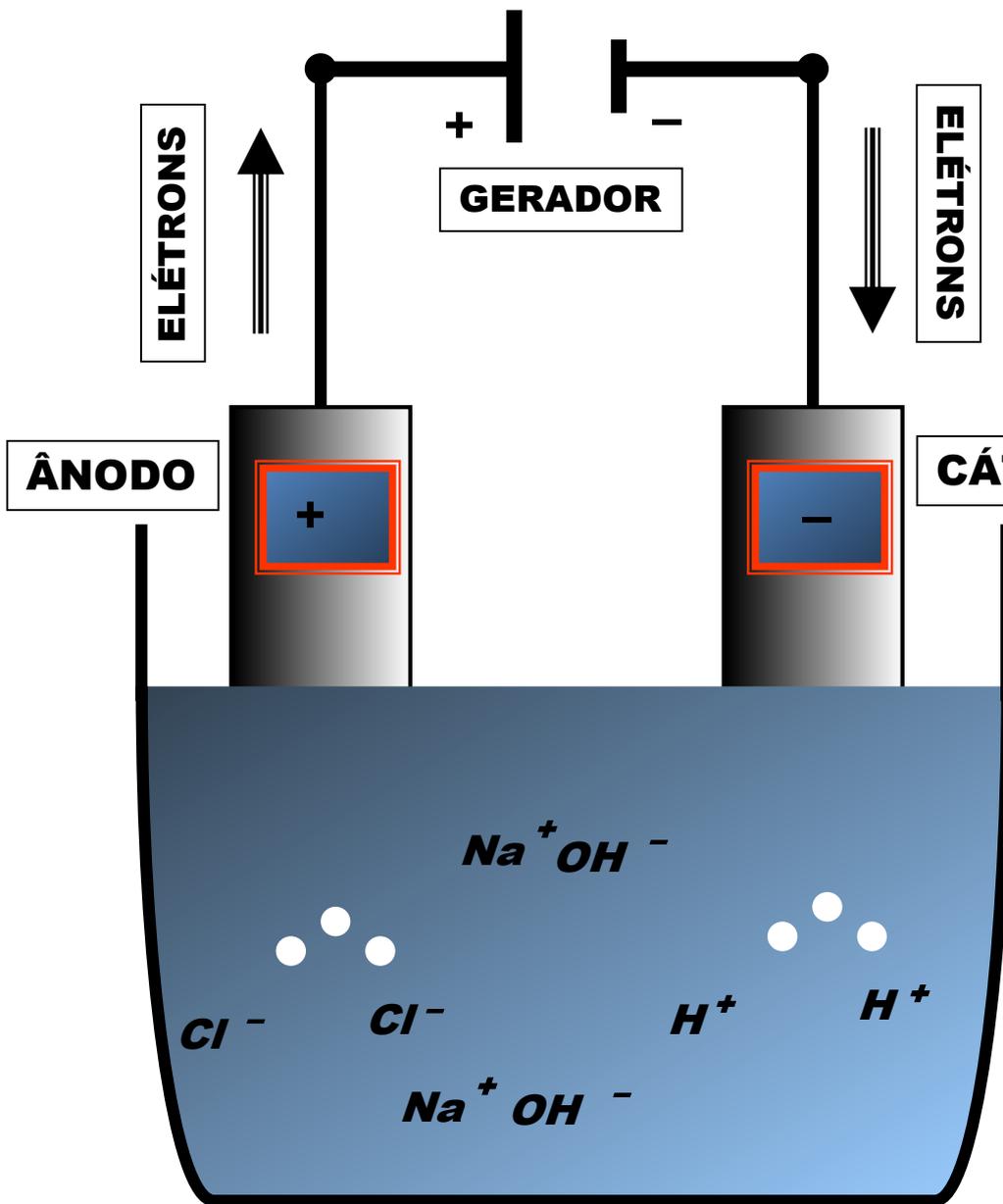


**ficam na solução os íons Na^+ e OH^-
tornando a mesma básica
devido á formação do NaOH**

**A reação global que ocorre nesta
eletrólise aquosa é:**



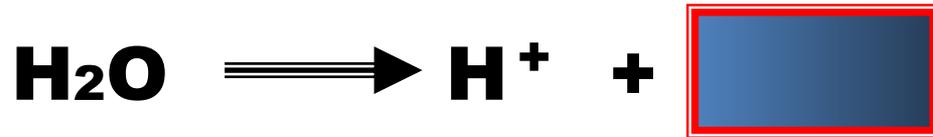
ELETRÓLISE AQUOSA DO NaCl



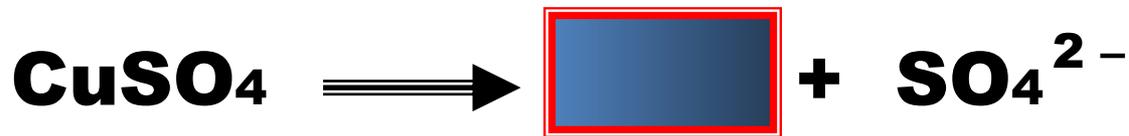
A solução final apresenta caráter básico, devido à formação do NaOH .

Eletrólise aquosa do CuSO_4

Ionização da água



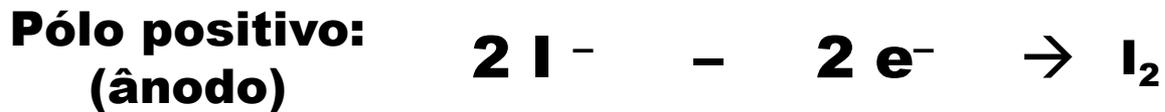
Dissociação do CuSO_4



**Ficam na solução os íons H^+ e SO_4^{2-}
tornando a mesma ácida devido á
formação do H_2SO_4**

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

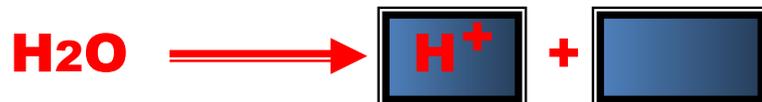
- a) ocorre migração de K^+ para o ânodo e I^- para o cátodo.**
- b) ocorre migração do H^+ para o cátodo e I^- para o ânodo.**
- c) a solução torna-se ácida devido à formação de HI.**
- d) a solução permanece neutra devido à formação de H_2 e I_2 .**
- e) há formação de I_2 no cátodo.**



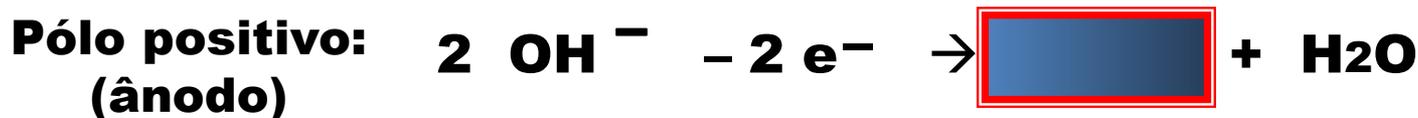
02) Na eletrólise de uma solução aquosa diluída de ácido sulfúrico:

a) Quais são os gases produzidos?

Ionização da água:



Ionização do ácido sulfúrico:



b) O que ocorre com a concentração da solução?

A solução vai ficando CONCENTRADA em H₂SO₄

c) Escreva a equação global.



LEIS DE FARADAY

Michael Faraday

**formulou duas leis que regem
o aspecto quantitativo da eletrólise**

1ª 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



Sabe-se que: $Q = i \times t$

CONSEQÜENTEMENTE

**A primeira lei de FARADAY
pode ser escrita na seguinte forma:**

$$m = K' \times i \times t$$

2ª LEI DE FARADAY

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

$$m = K''_x E$$

Associando as duas leis, teremos:

$$m = K \times E \times Q$$

OU

$$m = K \times E \times i \times t$$

A constante “ K “ vale:

$$\frac{1}{96500}$$

Então :

$$m = \frac{E \cdot i \cdot t}{96500}$$

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: Ag = 108 g / mol

$$t = 965 \text{ s} \quad E = \frac{108}{1} = 108 \text{ g}$$

$$i = 1 \text{ A}$$

$$m = ? \quad m = \frac{E \cdot i \cdot t}{96500}$$

$$m = \frac{108 \cdot 1 \cdot 965}{96500}$$

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

**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**

1 MOL DE ELÉTRONS

Ou

$6,02 \times 10^{23}$

ELÉTRONS

TRANSPORTA

1 FARADAY

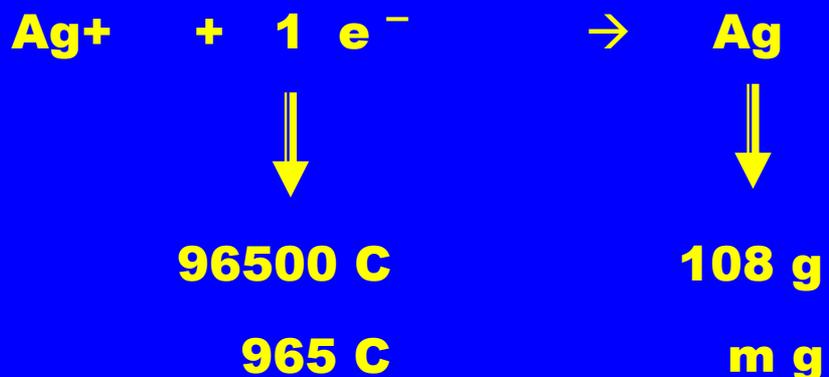
ou

96500 C

01) Uma solução de cloreto de prata é eletrolisada durante 965 s por uma corrente elétrica de 1 ampère (A).

Qual a massa de prata depositada no cátodo ?

Dado: Ag = 108 g / mol



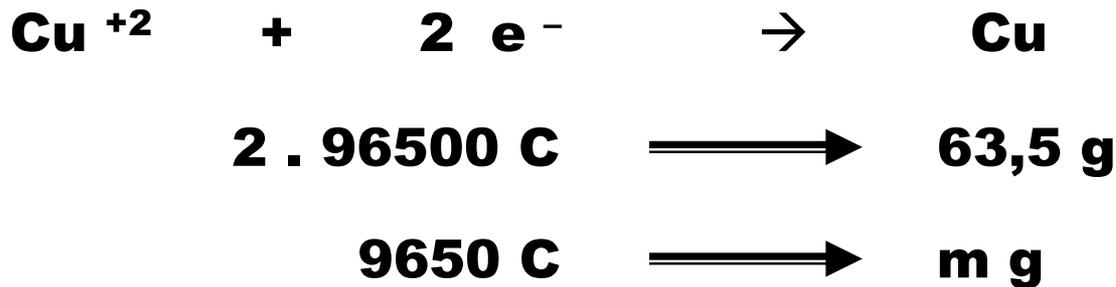
Pela cuba eletrolítica passa:

$$Q = 1 \times 965 = 965 \text{ C}$$

$$m = \frac{965 \times 108}{96500} \Rightarrow m = 1,08 \text{ g}$$

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

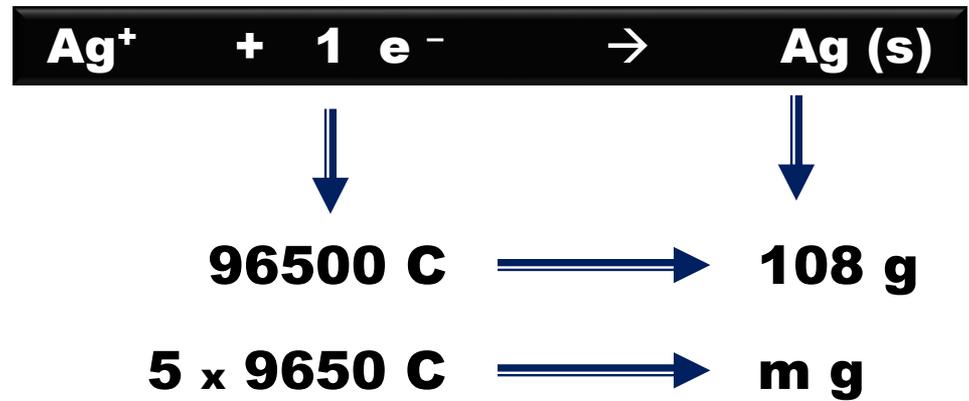


$$m = \frac{63,5 \cdot 9650}{2 \cdot 96500} \Longrightarrow \boxed{m = 3,16 \text{ g}}$$

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

Dado: Ag = 108 g/mol

- a) 108 g. **i = 5,0 A**
- b) 100 g. **t = 9650 s**
- c) 54,0 g. **m = ?**
- d) 50,0 g.
- e) 10,0 g.



$$m = \frac{5 \times 9650 \times 108}{96500} = \frac{5211000}{96500} \Rightarrow \boxed{m = 54,0 \text{ g}}$$

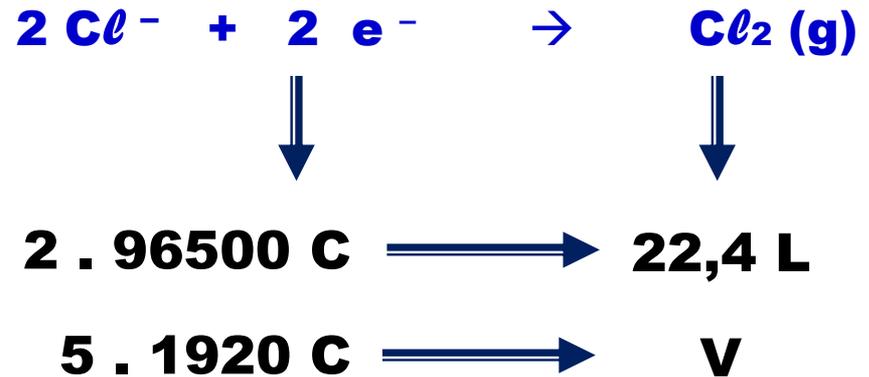
04) Eletrolisa-se uma solução de CuCl_2 , durante 32 minutos, com uma corrente de 5A, obtém-se nas CNTP, o cloro num volume em mL, de:

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

$$t = 32 \text{ min} = 1920 \text{ s}$$

$$i = 5,0 \text{ A}$$

$$V = ? \text{ mL}$$



$$V = \frac{5 \cdot 1920 \cdot 22,4}{2 \cdot 96500} = \frac{215040}{193000}$$

$$V = 1,114 \text{ L ou } 1114 \text{ mL}$$

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

$$i = ? \text{ A}$$

Dado: Ag = 108 g/mol

$$m = 10,8 \text{ g}$$

a) 32,16 A .

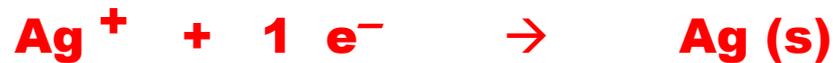
$$t = 5 \text{ min} = 300 \text{ s}$$

b) 3,0 A.

c) 6,2 A.

d) 4,3 A.

e) 31,3 A.



$$96500 \text{ C} \longrightarrow 108 \text{ g}$$

$$i \cdot 300 \text{ C} \longrightarrow 10,8 \text{ g}$$

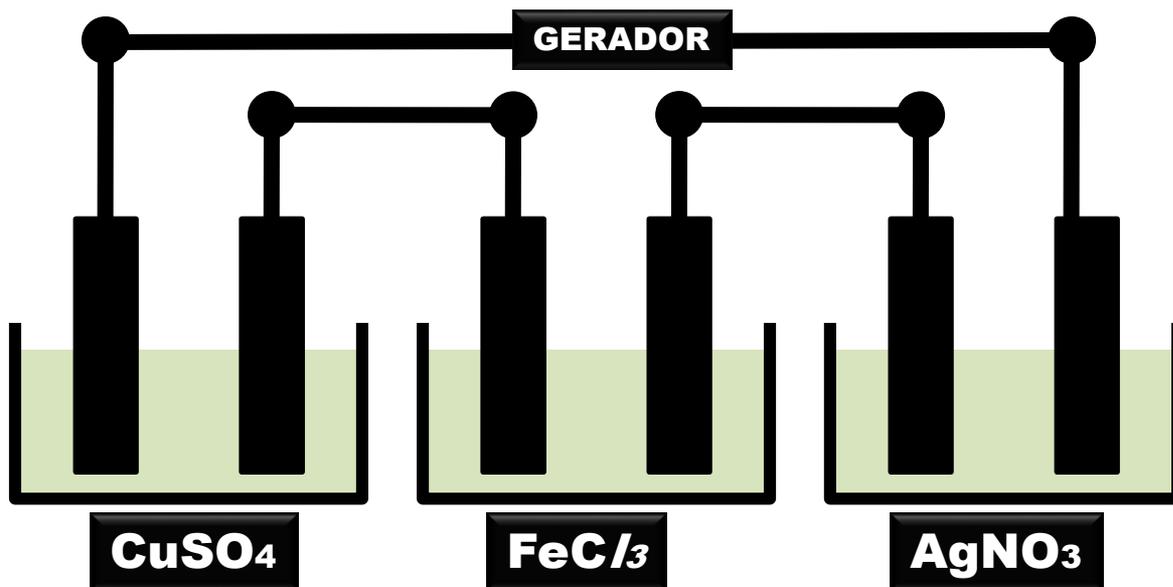
$$i = \frac{96500 \times 10,8}{300 \times 108}$$



$$i = 32,16 \text{ A}$$

06) Calcule as massas dos metais depositadas em 3 cubas eletrolíticas, ligadas em série, submetidas a uma corrente de 4A, durante 40 minutos e 12 segundos conforme esquema:

Dados: Cu = 63,5 u; Ag = 108 u.; Fe = 56 u.



$$\frac{m}{E} = \text{constante} \quad \Rightarrow \quad \frac{m_{\text{Cu}}}{E_{\text{Cu}}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{E_{\text{Fe}}} = \frac{m_{\text{Ag}}}{E_{\text{Ag}}}$$

$$i = 4 \text{ A}$$

$$t = 40 \text{ min } 12 \text{ s} = 2412 \text{ s}$$

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



$$2 \times 96500 \text{ C} \rightarrow 63,5 \text{ g}$$

$$9648 \text{ C} \rightarrow m \text{ g}$$

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

$$E_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{(\text{PA})_{\text{Cu}^{2+}}}{2} = \frac{63,5}{2} = 31,75 \text{ g}$$

$$E_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{(\text{PA})_{\text{Fe}^{3+}}}{3} = \frac{56}{3} = 18,66 \text{ g}$$

$$E_{\text{Ag}^{+}} = \frac{(\text{PA})_{\text{Ag}^{+}}}{1} = \frac{108}{1} = 108 \text{ g}$$

$$\frac{m_{\text{Cu}}}{E_{\text{Cu}}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{E_{\text{Fe}}} = \frac{m_{\text{Ag}}}{E_{\text{Ag}}}$$

$$\frac{3,17}{31,75} = \frac{m_{\text{Fe}}}{18,66} = \frac{m_{\text{Ag}}}{108}$$

$$m = 1,86 \text{ g}$$

$$m = 10,78 \text{ g}$$