// QUÍMICA

Eletroquímica II: eletrólise

Caroline Azevedo

PROENEM

ELETROQUÍMICA III

PILHAS ou BATERIAS:
espontâneo



ELETRÓLISE: não-espontâneo

ELETRÓLISE

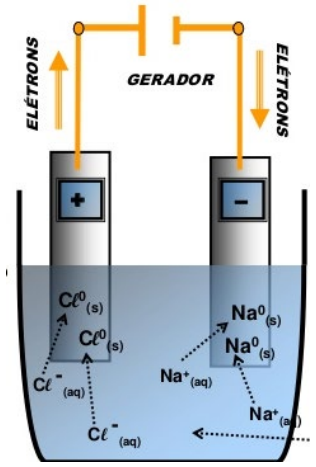
É a reação química de oxiredução provocada pela passagem da corrente elétrica.

Se na célula não existir nenhum eletrólito, a corrente elétrica não irá passar;

Com o eletrólito cada um dos íons, presentes no sistema, migrará para o eletrodo de sinal contrário ao seu, com o intuito de se estabilizar (voltar ao estado fundamental) e irá perder ou ganhar elétrons, causando uma corrente elétrica e uma corrente iônica.

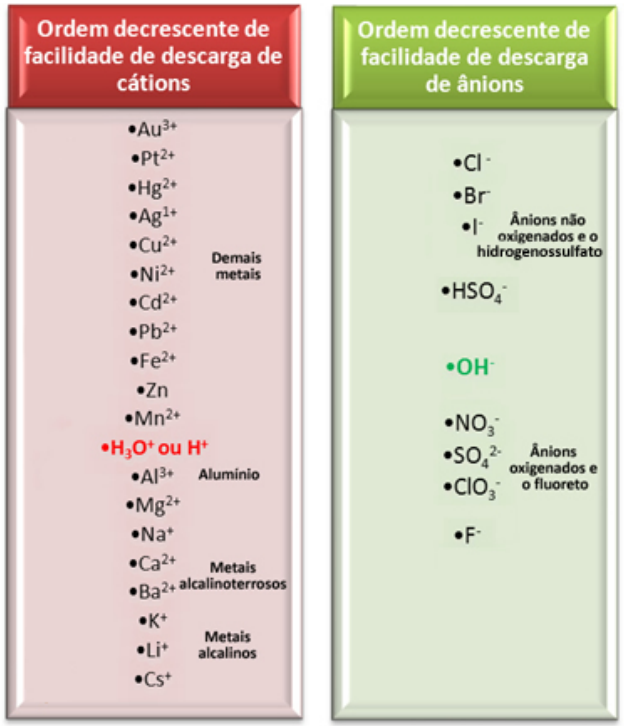
Existem dois tipos de eletrólise:

- Ígnea ;
- Aquosa.



ELETRÓLISE AQUOSA

A água também sofre, mesmo que minimamente, ionização.
Como a eletrólise é um processo seletivo, apenas uma espécie de cátion se descarrega por vez, no cátodo, acontecendo o mesmo no anodo.



Oxidação → Anodo
Redução → Catodo

Reações com os íons da água:

$$2e^- + 2H^+_{(aq)} \rightarrow H_{2(g)}$$

$$2\ e^- + ½\ O_2 + H_2O \rightarrow 2OH^-_{(aq)}$$

Eletrólise aquosa

Ex.: $ZnCl_2$
$CuSO_4$

EQUAÇÃO GERAL DA ELETRÓLISE

Para formar ou transformar uma massa igual a 1 equivalente-grama de qualquer substância por eletrólise, é necessário uma carga elétrica(Q) igual a 96500 coulombs (1 FARADAY), atravessando de um eletrodo a outro na cuba eletrolítica.

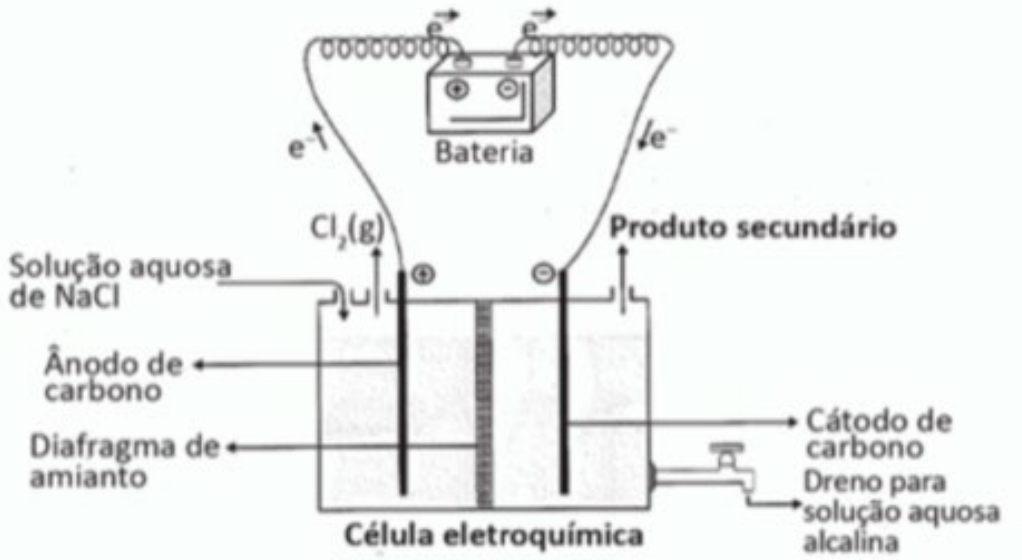
$$Q = i.T$$

O número de mol de elétrons está diretamente ligado a carga.

i= intensidade da corrente em Ampere (A)
T= tempo (segundos)

QUESTÃO 1

A eletrólise é um processo não espontâneo de grande importância para a indústria química. Uma de suas aplicações é a obtenção do gás cloro e do hidróxido de sódio, a partir de uma solução aquosa de cloreto de sódio. Nesse procedimento, utiliza-se uma célula eletroquímica, como ilustrado.



SHREVE, R. N.; BRINK Jr., J.A. **Indústria de processos químicos**. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 1997 (adaptado).

QUESTÃO 1

No processo eletrolítico Ilustrado, o produto secundário obtido é o

a) vapor de água.
b) oxigênio molecular
c) hipoclorito de sódio
d) hidrogênio molecular
e) cloreto de hidrogênio

QUESTÃO 2

As baterias são indispensáveis para o funcionamento de vários dispositivos do dia a dia. A primeira bateria foi construída por Alessandro Volta em 1800, cujo dispositivo consistia numa pilha de discos de zinco e prata dispostos alternadamente, contento espaçadores de papelão embebidos em solução salina. Daí vem o nome "pilha" comumente utilizado.

	$E°(V)$
$Ag^{+} + e^{-} \rightarrow Ag$	$0,80$
$Zn^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Zn$	$-0,76$

Massa molar (g.mol–1): Ag=108; Zn=65.

Considere que, com uma pilha dessas, deseja-se manter uma lâmpada acesa durante uma noite (12h). Admita que não haverá queda de tensão e de corrente durante o período. Para mantê-la acesa, a corrente que passa pela lâmpada é de 10 mA. Calcule a massa de zinco que será consumida durante esse período.

QUESTÃO 2

$$Q = i \times t$$

$$Q = 10 \times 10^{-3}\ A \times 12 \times 3600\ s$$

$$Q = 432\ A \times s$$

$$Zn \rightarrow 2e^- + Zn^{2+}$$

$$2 \times 96500\ C \text{ ——— } 65\ g$$

$$432\ C \text{ ——— } m$$

$$m = 0{,}145\ g$$

 @ProEnemOficial

 /ProEnem

 /ProEnem

 /ProEnemOficial

 faleconosco@proenem.com.br

 www.proenem.com.br

GABARITO

1. ?
2. DISCURSIVA