

## ELETRÓLISE

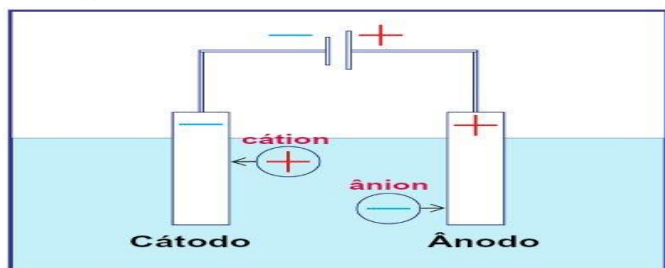
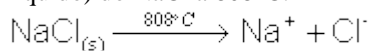
Eletrólise é uma reação não espontânea provocada pelo fornecimento de energia elétrica, proveniente de um gerador (pilhas). É o inverso das pilhas.

A eletrólise possui muitas aplicações na indústria química, na produção de metais, como sódio, magnésio, potássio, alumínio, etc. Também na produção de não metais, como o cloro, o flúor e ainda substâncias como o hidróxido de sódio (soda cáustica) e peróxido de hidrogênio (água oxigenada), e a deposição de finas películas de metais sobre peças metálicas ou plásticas. Essa técnica de deposição em metais é conhecida como *galvanização*. As mais comuns são a deposição de cromo (*cromagem*), níquel (*niquelagem*), prata (*prateação*) e ouro (dourar).

## ELETRÓLISE ÍGNEA (FUNDIDA)

É uma eletrólise onde não há presença de água. Metais iônicos são fundidos (derretidos). Ao se fundirem, eles se ionizam, formando íons. A partir desses íons, é formada a corrente elétrica.

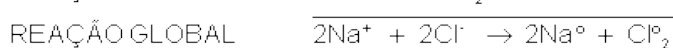
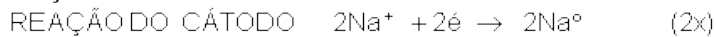
Reação de fusão (transformação do estado físico sólido para líquido) do NaCl a 808°C:



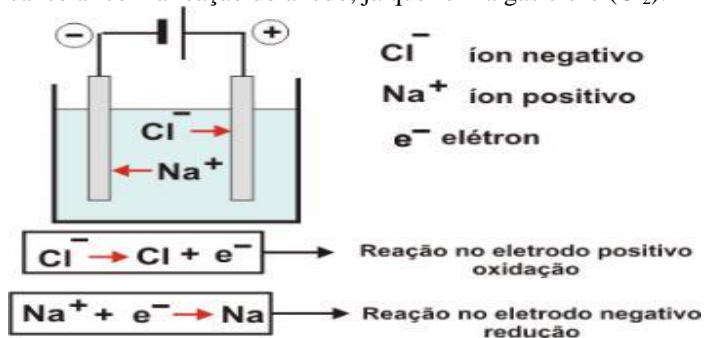
O eletrodo positivo é chamado de ânodo e nele ocorre a reação de oxidação.

O eletrodo negativo é chamado de cátodo e nele ocorre a reação de redução.

Reações:



A reação do cátodo deve ser multiplicada por 2 para poder cancelar com a reação do ânodo, já que forma gás cloro (Cl<sub>2</sub>).



## ELETRÓLISE AQUOSA

É necessário considerar a reação de autoionização da água, onde são produzidos íon H<sup>+</sup> e íon OH<sup>-</sup>. O composto iônico é dissolvido em água, ocorrendo a formação de íons livres, que produzirão a corrente elétrica. Devem ser montadas as quatro reações para obter a reação global desta eletrólise.

Existe uma tabela de facilidade de descarga elétrica, entre cátions e ânions:

**Cátions:**

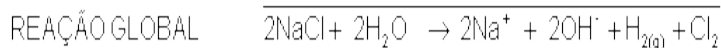
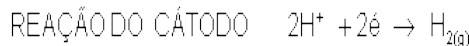
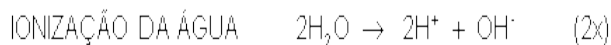
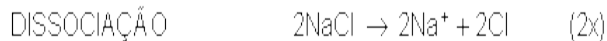
Alcalinos, Alcalinos Terrosos, Al<sub>3+</sub> < H<sup>+</sup> < demais cátions  
Ordem crescente de facilidade de descarga dos cátions

**Ânions:**

Ânions Oxigenados, F<sup>-</sup> < OH<sup>-</sup> < ânions não oxigenados  
Ordem crescente de facilidade de descarga dos ânions

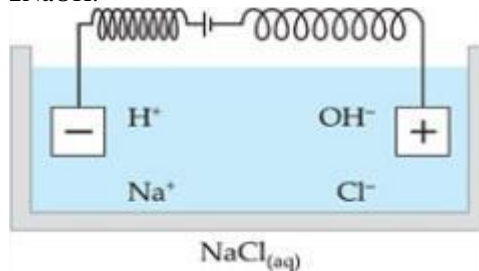
Ex.: eletrólise aquosa do NaCl

Reações:



Observe que são formados o H<sub>2</sub> e Cl<sub>2</sub>.

Também forma 2Na<sup>+</sup> e 2OH<sup>-</sup>. Juntando estes dois íons, forma-se 2NaOH.



Constante de Faraday

Faraday concluiu que a massa de uma substância transformada ou formada por eletrólise é diretamente proporcional à quantidade de carga elétrica do sistema.

Isso significa que quanto maior for a intensidade da corrente elétrica dispensada na eletrólise, maior será a quantidade formada de massa do produto.

A fórmula em que se calcula essa carga elétrica (Q) é muito usada na Física:

$$Q = i \cdot t$$

Onde:

i = corrente elétrica, sendo sua unidade o ampère (A)

t = tempo de passagem da corrente em segundos (s)

A unidade usada para a carga elétrica é o coulomb (C).

Na eletrólise, os coeficientes das semirreações nos ajudam nos cálculos. Por exemplo, na eletrólise do NaCl (Cloreto de sódio ou sal de cozinha) são necessários 2 mol de elétrons para se produzir 1 mol de Cl<sub>2</sub>:



1 mol corresponde a 6,02 . 10<sup>23</sup> elétrons. Assim, para descobrir a carga que 1 mol de elétrons carrega é só multiplicar esses dois números:

$$1 \text{ mol} = 6,02 \cdot 10^{23} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} = 96500 \text{ C} = 1 \text{ F}$$

Esse valor passou a ser chamado de Constante de Faraday ou Unidade Faraday (1 F).

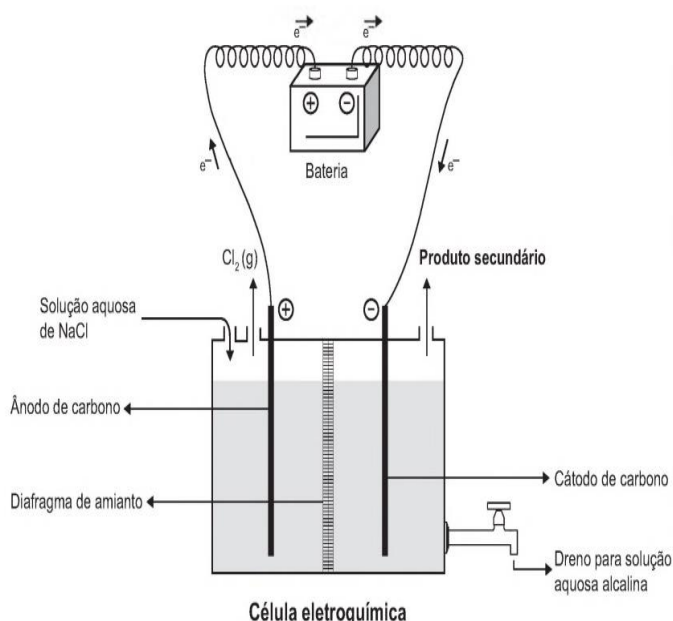
**No ENEM:**

1. Até o começo do século XIX, mais precisamente em 1807, a ciência ainda não havia obtido nenhum metal alcalino, pois, por serem muito reativos, não se encontram isolados na natureza e também são extremamente difíceis de ser obtidos por reação química. O primeiro metal alcalino isolado foi o potássio, após o manuseio da eletrólise. Isso porque, até hoje, para ser obtido metal alcalino ou metal alcalinoterroso puro, é necessário o uso de eletrólise ígnea, que nada mais é que a passagem de uma corrente elétrica por uma solução fundida de um sal.

Quando essa corrente atravessa a substância fundida, ela faz com que

- A) os cátions sejam descarregados no catodo e os ânions no anodo.
- B) os cátions sejam descarregados no anodo e os ânions no catodo.
- C) os cátions não sejam descarregados e os ânions sejam descarregados no anodo.
- D) os cátions sejam descarregados no catodo e os ânions não sejam descarregados.
- E) os cátions e os ânions não sejam descarregados.

2. (2017) - 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. *Indústrias de processos químicos*. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 1997 (adaptado).

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.

3. (2010) A eletrólise é muito empregada na indústria com o objetivo de reaproveitar parte dos metais sucateados. O cobre, por exemplo, é um dos metais com maior rendimento no processo de eletrólise, com uma recuperação de aproximadamente 99,9%. Por ser um metal de alto valor comercial e de múltiplas aplicações, sua recuperação torna-se viável economicamente.

Suponha que, em um processo de recuperação de cobre puro, tenha-se eletrolisado uma solução de sulfato de cobre (II) (CuSO<sub>4</sub>) durante 3h, empregando-se uma corrente elétrica de intensidade igual a 10A. A massa de cobre puro recuperada é de aproximadamente

Dados: Constante de Faraday F = 96500C/mol; Massa molar em g/mol: Cu = 63,5

- A. 0,02 g
- B. 0,04 g
- C. 2,40 g
- D. 35,5 g
- E. 71,0 g

4. (2010) O crescimento da produção de energia elétrica ao longo do tempo tem influenciado decisivamente o progresso da humanidade, mas também tem criado uma séria preocupação: o prejuízo ao meio ambiente. Nos próximos anos, uma nova tecnologia de geração de energia elétrica deverá ganhar espaço:

as células a combustível hidrogênio/oxigênio. Com base no texto e na figura, a produção de energia elétrica por meio da célula a combustível hidrogênio/oxigênio diferencia-se dos processos convencionais porque

(A) transforma energia química em energia elétrica, sem causar danos ao meio ambiente, porque o principal subproduto formado é a água.

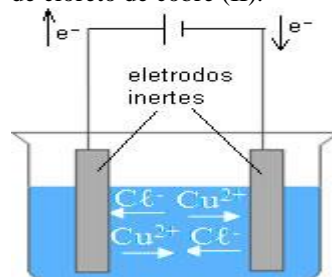
(B) converte a energia química contida nas moléculas dos componentes em energia térmica, sem que ocorra a produção de gases poluentes nocivos ao meio ambiente.

(C) transforma energia química em energia elétrica, porém emite gases poluentes da mesma forma que a produção de energia a partir dos combustíveis fósseis.

(D) converte energia elétrica proveniente dos combustíveis fósseis em energia química, retendo os gases poluentes produzidos no processo sem alterar a qualidade do meio ambiente.

(E) converte a energia potencial acumulada nas moléculas de água contidas no sistema em energia química, sem que ocorra a produção de gases poluentes nocivos ao meio ambiente.

5. A ilustração a seguir ilustra a eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de cobre (II).



Com relação a esse processo, classifique as afirmações dos itens a seguir como verdadeiras ou falsas.

- a) Os íons Cu<sup>2+</sup> movimentam-se em direção ao ânodo, polo negativo, no qual sofrem redução.
- b) A semirreação que ocorre no cátodo é:  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$ .
- c) A produção de gás cloro ocorre no cátodo, polo positivo da célula.
- d) A semirreação que ocorre no ânodo é:  $2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})}$ .

6. UFRGS - A quantidade de eletricidade, expressa em Faraday, necessária para eletrodepositar 28 g de Fe<sup>2+</sup> é igual a (Fe = 56 g/mol)

- a) 1
- b) 2
- c) 22,4
- d) 28
- e) 56

7. Na eletrólise ígnea do CaCl<sub>2</sub>, obtiveram-se gás cloro no ânodo e magnésio metálico no cátodo. Para tal processo, indique:

- a) As equações que representam as semirreações que ocorrem no cátodo e no ânodo.
- b) A equação da reação global.

8. Julgue como verdadeiras ou falsas as afirmativas abaixo em relação à eletrólise:

- a) A redução acontece no cátodo e a oxidação no ânodo.
- b) Trata-se de um processo de oxirredução.
- c) A eletrólise de sais só é possível quando eles são dissolvidos em meio aquoso.
- d) A eletrólise é uma reação de oxirredução espontânea.

9. No cátodo de uma célula de eletrólise sempre ocorre:

- a) Deposição de metais.
- b) Uma semirreação de redução.
- c) Produção de corrente elétrica.
- d) Desprendimento de gás hidrogênio.
- e) Corrosão química.