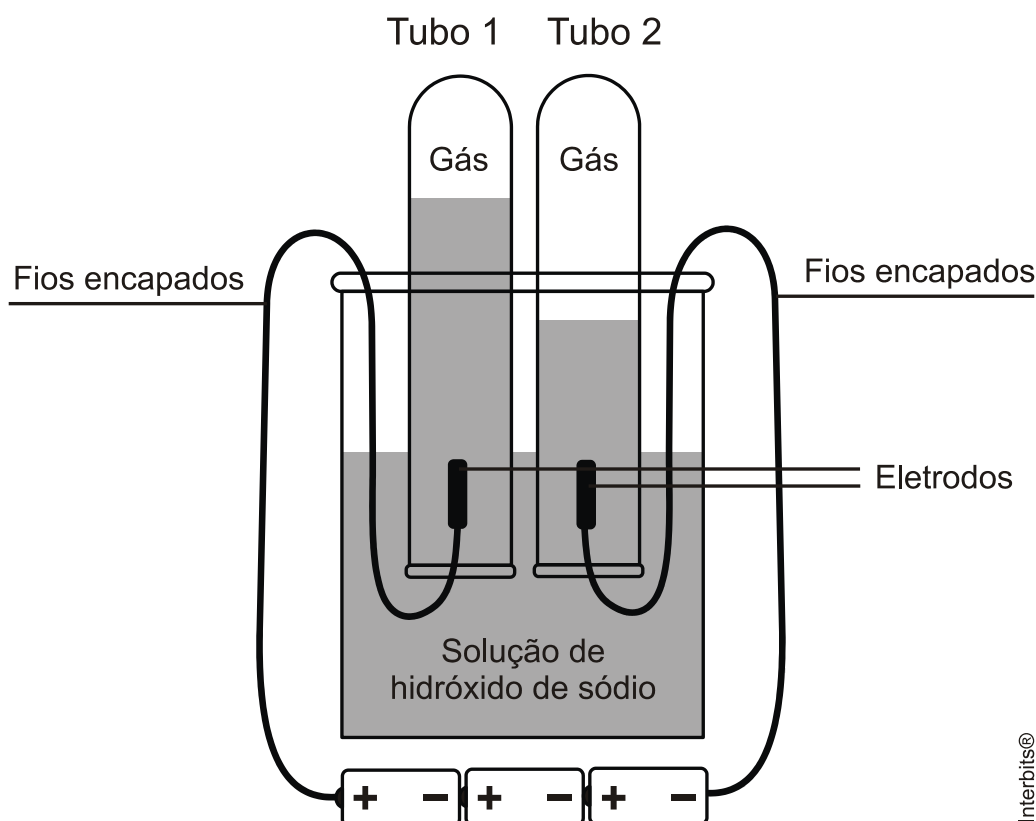


Eletrólise

1. O íon magnésio está presente na água do mar em quantidade apreciável. O íon Mg^{2+} é precipitado da água do mar como hidróxido, que é convertido a cloreto por tratamento com ácido clorídrico. Após evaporação da água o cloreto de magnésio é fundido e submetido à eletrólise.

- Escrever as equações de todas as reações que ocorrem.
- Quais os produtos da eletrólise e seus estados físicos?

2. No esquema a seguir, está apresentada a decomposição eletrolítica da água. Nos tubos 1 e 2 formam-se gases incolores em volumes diferentes.



Interbits®

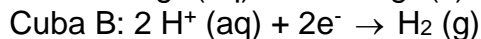
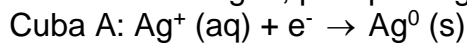
Tendo em vista os dados,

- identifique os gases formados nos tubos 1 e 2 e calcule os respectivos volumes nas CNTP, considerando a eletrólise de 36 gramas de água;
- escreva a reação de combustão do gás combustível formado em um dos tubos.

3. Qual é a massa de cobre que é depositada no cátodo de uma célula eletrolítica quando por ela passa uma corrente de 1A durante 420 segundos?

Dados: Massa atômica $Cu = 64 \text{ g.mol}^{-1}$; constante de Faraday $= 96485 \text{ C.mol}^{-1}$; $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$ (reação no cátodo).

4. Em duas cubas eletrolíticas, ligadas em série, ocorrem as reações, cujas equações são mostradas a seguir, pela passagem de uma corrente elétrica de 1 Ampére:



Dados: $1\text{A} = 1\text{C.s}^{-1}$

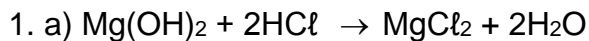
Pede-se:

- a) o tipo de reação que está ocorrendo;
- b) a denominação do eletrodo onde ocorrem essas reações;
- c) o tempo necessário para que ocorra a deposição de 1,08g de prata;
- d) o volume, em litros nas CNTP, do hidrogênio produzido durante o tempo determinado na letra c.

5. O alumínio pode ser produzido industrialmente pela eletrólise do cloreto de alumínio fundido, o qual é obtido a partir do minério bauxita, cujo principal componente é o óxido de alumínio. Com base nas informações acima, calcule quantos dias são necessários para produzir 1,00 tonelada de alumínio puro, operando-se uma cuba eletrolítica com cloreto de alumínio fundido, na qual se faz passar uma corrente elétrica constante de 10,0 kA.

Dado: $1\text{F} = 96.500 \text{ C}$.

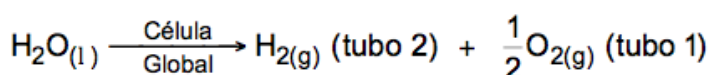
Gabarito



b) $\text{Cl}_2 \rightarrow$ gasoso

$\text{Mg} \rightarrow$ sólido

2. a) Teremos:



$$18 \text{ g} \text{ ————— } 22,4 \text{ L} \text{ ————— } \frac{22,4}{2} \text{ L (11,2 L)}$$

$$36 \text{ g} \text{ ————— } 44,8 \text{ L} \text{ ————— } 22,4 \text{ L}$$

b) Equação da reação química da combustão do gás hidrogênio: $\text{H}_{2(\text{g})} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$.

3. $Q (\text{carga}) = 1 \text{ A} \times 420 \text{ s} = 420 \text{ C}$



$$64 \text{ g} \text{ ————— } 2 \text{ mol e}^-$$

$$64 \text{ g} \text{ ————— } 2 \times 96.500 \text{ C}$$

$$m \text{ ————— } 420 \text{ C}$$

$$m = 0,14 \text{ g}$$

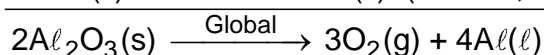
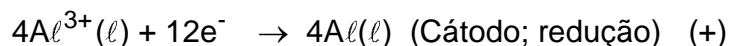
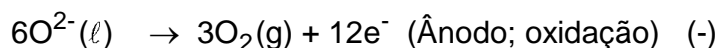
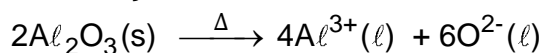
4. a) Óxido-redução - eletrólise

b) Cátodo redução, ânodo oxidação

c) 965 s

d) 0,112 l

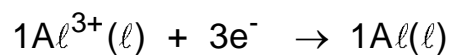
5. Observe o equacionamento da eletrólise ígnea da alumina (Al_2O_3) que faz parte do processo de obtenção do alumínio na indústria.



Sabemos que $Q = i \times t$, então :

$$Q = (10,0 \times 10^3 \text{ A} \times t) \text{ C}$$

$$1 \text{ ton} = 10^6 \text{ g}$$



$$3 \times 96.500 \text{ C} \text{ — } 27 \text{ g}$$

$$10,0 \times 10^3 \times t \text{ — } 10^6 \text{ g}$$

$$t = \frac{3 \times 96.500 \times 10^6}{27 \times 10,0 \times 10^3} = 1,072 \times 10^6 \text{ s}$$

$$1 \text{ dia} = 24 \times \text{h} = 24 \times 3600 \text{ s}$$

$$t_{\text{dias}} = \frac{1,072 \times 10^6 \text{ s}}{24 \times 3600 \text{ s}} = 12,41 \text{ dias}$$