

Eletroquímica - Eletrólise

1. 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_4) durante 3h, empregando-se uma corrente elétrica de intensidade igual a 10A. A massa de cobre puro recuperada é de aproximadamente:

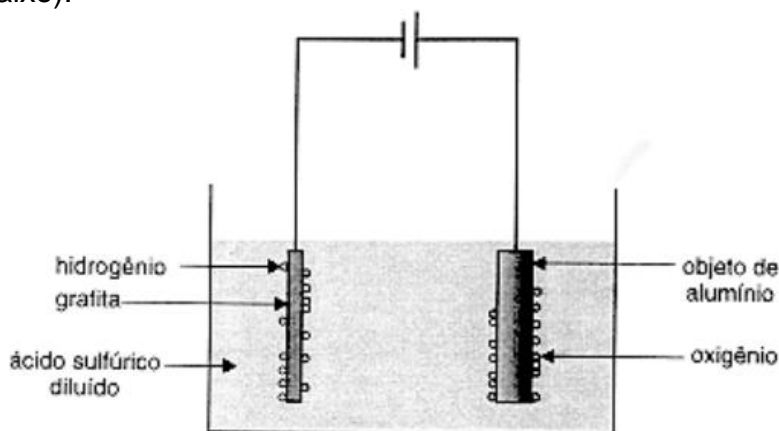
Dados: Constante de Faraday $F = 96500\text{C/mol}$; Massa molar em g/mol: $\text{Cu} = 63,5$.

- a) 0,02 g.
- b) 0,04 g.
- c) 2,40 g.
- d) 35,5 g.
- e) 71,0 g

2. Na eletrólise, em solução aquosa, de CuSO_4 , quais as substâncias que se depositam ou se desprendem dos eletrodos?

- a) Cu e O_2
- b) H_2 e O_2
- c) Cu e SO_3
- d) H_2 e SO_4
- e) H_2 e SO_3

3. O alumínio é o segundo metal mais utilizado no mundo. Sua resistência à corrosão é devida à camada aderente e impermeável de óxido que se forma sobre a superfície do metal. Essa camada protetora pode ser tornada mais espessa através de um processo denominado anodização (figura abaixo).

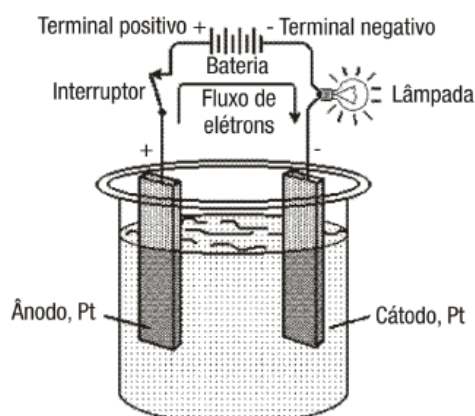


Nesse processo, oxigênio é gerado por eletrólise, segundo a semireação $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- + 2\text{H}^+(\text{aq})$. O oxigênio reage, em seguida, com o alumínio, formando o óxido correspondente. Com referência ao exposto, a afirmativa FALSA é:

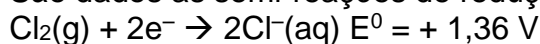
- a) a anodização aumenta a resistência do alumínio à corrosão.

- b) o fluxo de elétrons, pelo circuito externo, ocorre na direção do objeto de alumínio.
 c) o objeto de alumínio constitui o anodo da célula eletroquímica.
 d) o processo de anodização consome energia elétrica.

4. A figura apresenta a eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de níquel (II), NiCl_2 .



São dados as semi-reações de redução e seus respectivos potenciais:



- a) Indique as substâncias formadas no ânodo e no cátodo. Justifique.
 b) Qual deve ser o mínimo potencial aplicado pela bateria para que ocorra a eletrólise? Justifique.

5. O alumínio é um dos materiais mais importantes para a sociedade moderna. Ele é obtido por eletrólise, que consome grande quantidade de energia. Esse é um dos fatores que tornam vantajosa a reciclagem de objetos de alumínio – como, por exemplo, as latinhas. Observe essa tabela:

| Semi-reação | E^0 (V) |
|---|-----------|
| $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s}) + 3\text{OH}^-(\text{aq})$ | - 2,31 |
| $\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$ | + 0,40 |

Embora não se apliquem, realmente, às condições em que o alumínio metálico é obtido na indústria, as semi-reações mostradas na tabela, referentes à temperatura de 25°C , permitem fazer uma estimativa da força eletromotriz necessária para a eletrólise do alumínio.

- a) Escreva a equação balanceada que representa a eletrólise, em água, de $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{aq})$.
 b) Calcule a força eletromotriz ΔE^0 correspondente a essa eletrólise.

Gabarito

1. D
2. A
3. B
4. a) (redução): $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$
(ânodo): $2\text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow 2\text{e}^- + \text{Cl}_2(\text{g})$ (oxidação)
No cátodo forma-se níquel metálico e no ânodo gás cloro.
b) $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$ $E^0 = -0,24 \text{ V}$
 $2\text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow 2\text{e}^- + \text{Cl}_2(\text{g})$ $E^0 = -1,36 \text{ V}$
Somando as duas equações, temos:
 $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Ni}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ $\Delta E^0 = -1,60 \text{ V}$
O mínimo potencial aplicado pela bateria para que ocorra a eletrólise deve ser de 1,60V.
5. a) Reação global: $4 \text{Al}(\text{OH})_3(\text{aq}) \rightarrow 3 \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{Al}(\text{s}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
b) $-2,71 \text{ V}$