

Eletroquímica: aspectos quantitativos de eletrólise

Quer ver o material pelo Dex? Clique [aqui](#).

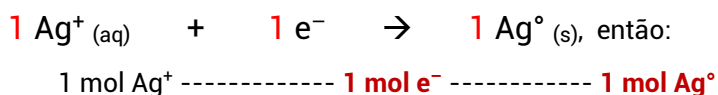
Resumo

Aspectos quantitativos

Dentro de uma eletrólise é possível calcular a **quantidade de matéria** das espécies oxidadas e reduzidas em uma célula eletrolítica a partir da **quantidade de elétrons** que são transferidos, e vice-versa. É possível também, calcular o **tempo** de funcionamento do processo, a **quantidade de carga** envolvida e a **quantidade de corrente elétrica** envolvida, tudo isso em relação à transferência de elétrons na reação redox.

Sabemos que a quantidade de elétrons sendo transferida do ânodo para o cátodo, pelo fio externo, é somente a necessária para tornar os ânions e cátions do sistema em espécies neutras.

Exemplo: na eletrólise de solução de nitrato de prata (AgNO_3), o cátion Ag^+ sofre redução, havendo deposição de Ag° metálico (prata), segundo a semirreação de redução seguinte.



Aqui, 1 mol de elétrons provoca a deposição de 1 mol de prata (Ag°). Pela tabela periódica e usando a estequiometria, sabemos que 1 mol de Ag corresponde a 108 gramas do metal, ou seja, é depositado 108g de prata metálica.

Como aprendemos em física, um elétron possui uma carga de $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (*coulombs*), e, havendo vários elétrons, a carga total (Q) é a carga de um elétron (e) multiplicada pela quantidade de elétrons (n).

$$Q = n \cdot e$$

Dessa forma, se um mol de elétrons corresponde a $6,02 \cdot 10^{23}$ elétrons, a quantidade de carga transportada pela transferência de um mol de elétrons será

$$\begin{array}{ccccc} 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} & \times & 6,02 \cdot 10^{23} & = & 9,65 \cdot 10^4 \text{ C ou } 96500 \text{ C} \\ e & & n & & Q \end{array}$$

A este valor, foi dado o nome de **constante de Faraday** (uma vez que esses estudos foram realizados por Michael Faraday), e simplificado pela unidade *faraday* (1 F).

$$1 \text{ F} = 96500 \text{ C} = \text{carga transferida por 1 mol de elétrons}$$

Como a carga de um circuito elétrico (Q) está relacionada com a intensidade da corrente (i) contendo espécies carregadas durante o tempo (t) em que o tal circuito fica ligado, utilizamos a fórmula:

$$Q = i \cdot t$$

Onde:

Q = carga expressa em *coulomb* (C)

i = intensidade de corrente expressa em *ampère* (A)

t = tempo expresso em segundos (s)

Exemplo: Eletrodeposição de cobre em um fio metálico a partir de solução de sulfato de cobre (CuSO₄). A intensidade de corrente envolvida no processo foi de 0,536 A. Calcular a massa de cobre depositada sobre a placa em 30min do processo.

(Massa atômica do cobre = 63,5 g/mol)

1 min ----- 60 s

30 min ----- **1800 s**

$Q = i \times t$

$Q = 0,536 \text{ A} \times 1800 \text{ s}$

Q = 965 C

***repare que o tempo utilizado foi em segundos.**

$\text{CuSO}_4 (\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$ (reação de dissolução)

$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$ (semirreação de redução)

2 mols e⁻ ----- 1 mol Cu⁰

2 x (96500 C) --- 63,5 g Cu⁰

965 C ----- **X**

X = 965 x 63,5 / 2 x 96500

X = 0,3175 g = 3,175.10⁻¹ g de Cu

! OPA, eletrodeposição?

É a **deposição de metais** sobre alguma superfície **a partir do processo eletrolítico** da solução de um eletrólito que contenha o cátion do metal. Serve para revestimento, seja de joias, placas metálicas, etc. A eletrodeposição de alguns metais recebera nomes específicos: cromação, prateação, banho de ouro, banho de estanho, niquelação, entre outros.

Exercícios

1. A carga elétrica necessária para transformar, por eletrólise, 2 mols de íons Cu^{2+} em cobre metálico é igual a:
- a) 1 Faraday.
 - b) 2 Faradays.
 - c) 3 Faradays.
 - d) 4 Faradays.
 - e) 5 Faradays.
2. 19.300 C são utilizados na eletrólise do cloreto de sódio fundido. A massa de sódio produzida será igual a:
- Dados:** 1 F = 96.500 C; massa atômica: Na = 23 u; Cl = 35,5 u.
- a) 1,15 g
 - b) 2,30 g
 - c) 3,60 g
 - d) 4,60 g
 - e) 5,20 g
3. Considere a célula eletrolítica abaixo.



Eletrolisando-se, durante 5 minutos, a solução de CuSO_4 com uma corrente elétrica de 1,93 ampère, verificou-se que a massa de cobre metálico depositada no cátodo foi de 0,18 g. Em função dos valores apresentados acima, o rendimento do processo foi igual a:

Dado: Cu = 63,5 u.

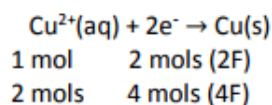
- a) 94,5%
- b) 96,3%
- c) 97,2%
- d) 98,5%
- e) 80,4%

4. Duas cubas eletrolíticas dotadas de eletrodos inertes, ligadas em série, contêm, respectivamente, solução aquosa de AgNO_3 e solução aquosa de KI . Certa quantidade de eletricidade acarreta a deposição de 108 g de prata na primeira cuba. Em relação às quantidades e à natureza das substâncias liberadas, respectivamente, no cátodo e no ânodo da segunda cuba, pode-se dizer (massas atômicas (u): $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{K} = 39$; $\text{Ag} = 108$; $\text{I} = 127$)
- 39 g de K e 8 g de O_2
 - 11,2 L (CNTP) H_2 e 127 g de I_2
 - 11,2 L (CNTP) H_2 e 5,6 g de O_2
 - 39 g de K e 127 g de I_2
 - 1 g de H_2 e 254 g de I_2
5. A quantidade de metal depositado pela passagem de 0,4 Faraday através de uma solução de um sal de zinco é igual a: Dado: $\text{Zn} = 65$
- 13 g
 - 43 g
 - 74 g
 - 26 g
 - 3,6 g
6. Admita que o cátodo de uma pilha A seja uma barra de chumbo mergulhada em solução de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Quando o aumento de massa for de 2,07g, isso significa que circulou pelo fio: Dado $\text{Pb} = 207 \text{ u}$
- 0,01 mol de elétrons.
 - 0,02 mol de elétrons.
 - 0,03 mol de elétrons.
 - 0,04 mol de elétrons.
 - 0,05 mol de elétrons.
7. Numa célula eletrolítica contendo solução aquosa de nitrato de prata flui uma corrente elétrica de 5,0 A durante 9.650 s. Nessa experiência, quantos gramas de prata metálica são obtidos? $\text{Ag} = 108 \text{ u}$.
- 108
 - 100
 - 54,0
 - 50,0
 - 10,0

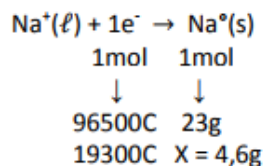
8. Na eletrólise aquosa, com eletrodos inertes, de uma base de metal alcalino, obtêm-se 8,00 g de $O_2(g)$ no ânodo. Qual é o volume de $H_2(g)$, medido nas CNTP, liberado no cátodo?
Dados: $MH = 1,00 \text{ g/mol}$; $MO = 16,00 \text{ g/mol}$; volume molar = 22,4 L
- a) 22,4 L
 - b) 5,6 L
 - c) 11,2 L
 - d) 33,6 L
 - e) 7,50 L
9. O magnésio é um metal leve, prateado e maleável. Dentre as diversas aplicações desse metal, destacam-se as ligas metálicas leves para a aviação, rodas de magnésio para automóveis e como metal de sacrifício em cascos de navios e tubulações de aço. Industrialmente, o magnésio é obtido por eletrólise de $MgCl_2$ fundido. Qual a massa de magnésio metálico produzida quando uma corrente elétrica de 48.250 A atravessa uma cuba eletrolítica contendo cloreto de magnésio fundido durante 5 horas de operação em kg?
- Dados:** $Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$
massa molar do Mg = 24 g/mol
96.500 C = carga elétrica transportada por um mol de elétrons
1 coulomb (C) = 1 ampère (A) x 1 segundo (s)
- a) 108,0
 - b) 81,0
 - c) 30,0
 - d) 22,5
 - e) 12,0
10. Na composição química da célula estão presentes sais minerais que desempenham importantes papéis. As espécies Na^+ e K^+ , por exemplo, respondem pelas cargas elétricas que provocam o potencial de ação responsável pelo impulso nervoso, como ocorre com os neurônios. Para a espécie Na^+ ganhar 1 mol de elétrons e se reduzir a Na^0 , a quantidade de eletricidade, em coulomb, será aproximadamente igual a:
- Dado:** carga do elétron = $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
- a) 19.300
 - b) 38.600
 - c) 57.900
 - d) 77.200
 - e) 96.500

Gabarito

1. D



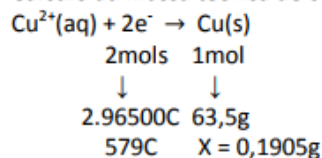
2. D



3. A

Cálculo da carga elétrica: $Q = i \cdot t = 1,93 \cdot 300 = 579\text{C}$

Cálculo da massa teórica de cobre depositada:

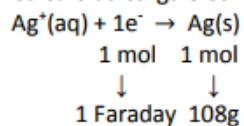
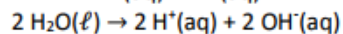
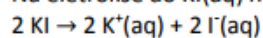


Cálculo do rendimento do processo:

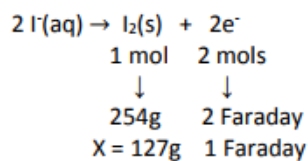
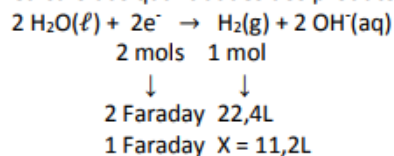
 $0,1905\text{g} \rightarrow 100\%$ (teórico) $0,180\text{g} \rightarrow X$ (real) $X = 94,5\%$

4. B

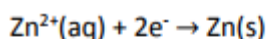
Cálculo da carga elétrica disponível na 1ª cuba:

Na eletrólise do $\text{KI}(\text{aq})$ na 2ª cuba temos:Prioridade de descarga: $\text{H}^+ > \text{K}^+$ e $\text{I}^- > \text{OH}^-$

Cálculo das quantidades dos produtos obtidos nos eletrodos:



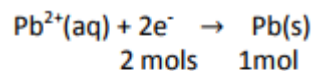
5. A



Cálculo da massa de zinco depositada:

$$0,4\text{Faraday} \cdot \frac{1\text{mol-elétrons}}{1\text{Faraday}} \cdot \frac{1\text{mol-Zn}}{2\text{mols-elétrons}} \cdot \frac{65\text{g Zn}}{1\text{mol-Zn}} = 13\text{g Zn}$$

6. B



2 mols 1mol

↓ ↓

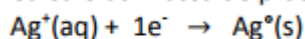
2 mols 207g

X = 0,02mol 20,7g

7. C

Cálculo da carga elétrica: $Q = i \cdot t = 5 \cdot 9650 \text{ C}$

Cálculo da massa de prata depositada:



1mol 1mol

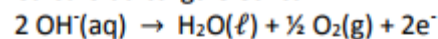
↓ ↓

96.500C 108g

5 · 9650C X = 54g

8. C

Cálculo da carga elétrica:



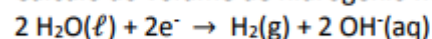
0,5mol 2mols

↓

16g 2Faraday

8g X = 1Faraday

Cálculo do volume de hidrogênio medido nas CNTP:



2mols 1mol

↓ ↓

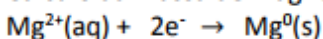
2Faraday 22,4L

1Faraday X = 11,2L

9. A

Cálculo da carga elétrica: $Q = i \cdot t = 48250 \cdot 18000 = 8,685 \cdot 10^8 \text{ C}$

Cálculo da massa de magnésio obtida:



2mols 1mol

↓ ↓

2.9600C 24 · 10⁻³ Kg

8,685 · 10⁸C X = 108 Kg

10. E

