

Prof. Marcus Ennes

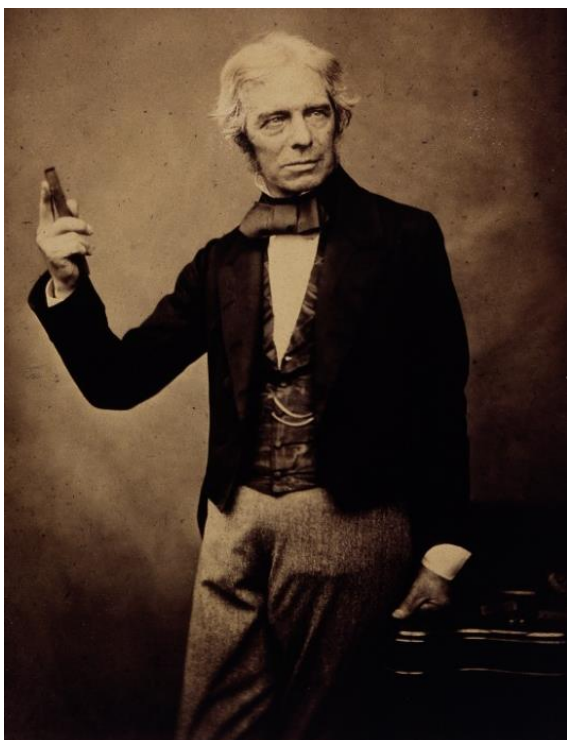
Prof. Felipe Garcia

Físico-química

UNIDADE 43: Eletroquímica – Eletrólise quantitativa

Objetos cromados são frutos de inventos modernos, entretanto os estudos acerca de seu princípio datam do século XIX. Naquele tempo um físico e químico britânico chamado Michael Faraday (1791-1867) conduziu experimentos eletrolíticos que o conduziram a conclusões acerca das relações entre matéria e eletricidade.

A partir destes experimentos Faraday então propôs equações para o processo eletrolítico, que futuramente se tornariam as leis da eletrólise ou ainda leis de Faraday. São estas as leis que regem o estudo da eletrólise quantitativa.



Leis de Faraday

Há basicamente duas leis que regem o processo eletrolítico. A primeira lei de Faraday enuncia que “a massa de uma substância eletrolisada é diretamente proporcional à quantidade de carga elétrica que atravessa a solução”. Ou seja, em um primeiro momento Faraday variou a quantidade de carga elétrica para uma mesma substância e notou que quanto maior a carga, maior seria a massa de produto eletrolisado obtido.

A segunda lei de Faraday enuncia que “para uma mesma carga elétrica, a massa de substância eletrolisada será proporcional ao seu equivalente-grama”. Ou seja, em um segundo momento Faraday manteve constante a quantidade de carga e testou diversas substâncias, obtendo massas diferentes de produtos eletrolisados. Para entender esta lei precisamos entender o conceito de equivalente-grama. E para entender o equivalente-grama é necessário entender a constante de Faraday.

O equivalente-grama é nada mais que a massa obtida de produto eletrolisado para a carga equivalente a 1 mol de elétrons. A carga de 1 mol de elétrons é a carga de 1 elétron ($1,602 \cdot 10^{-19}$ Coulomb) multiplicado por 1 mol ($6,023 \cdot 10^{23}$), que dá aproximadamente 96500 Coulomb (96500 C), também chamado de constante de Faraday ou 1 Faraday (1 F). Este conceito é fundamental e devemos sempre ter o valor de 96500 C em mente, pois não é obrigação de nenhuma questão fornecê-lo.

Utilizando estes conceitos podemos montar a seguinte regra de três:

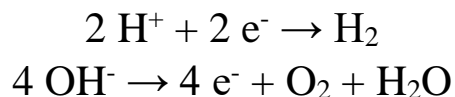
$$\begin{array}{l} 1 \text{ F} = 96500 \text{ C} \text{ ————— } \text{Eq. grama} \\ \text{Q} \text{ ————— } \text{m} \\ m = \frac{\text{Q} \cdot \text{Eq}}{96500} \end{array}$$

Sendo “Q” a carga inserida no sistema, “Eq” o equivalente-grama e “m” a massa de produto eletrolisado obtida. Sabemos que a quantidade de carga Q pode ser calculada através da corrente elétrica e do tempo no qual essa corrente foi aplicada, de forma que $Q = i \cdot t$. É necessário que o tempo “t” seja utilizado na unidade segundos, já que a unidade da corrente é Coulombs/segundo.

$$m = \frac{i \cdot t \cdot \text{Eq}}{96500}$$

De maneira simplificada, para encontrar o equivalente-grama de uma espécie metálica que sofre redução basta dividir sua massa molar pelo módulo da variação de sua carga. Por exemplo, na eletrólise ígnea da bauxita (Al_2O_3) obtém-se alumínio metálico no catodo e oxigênio gasoso no anodo. Sabemos que o alumínio (MM = 27 g) apresenta N.Ox. +3 (e é reduzido até N.Ox. 0), ou seja, para se reduzir 1 mol de alumínio precisa-se de 3 mol de elétrons, ou seja, um total de carga equivalente a 3 Faraday ($3 \cdot 96500 \text{ C}$). Logo o equivalente-grama do alumínio será $(27 / 3) = 9 \text{ g}$. Podemos descobrir o volume de oxigênio produzido através da reação química, que relaciona mols de alumínio (Al) e oxigênio molecular (O_2).

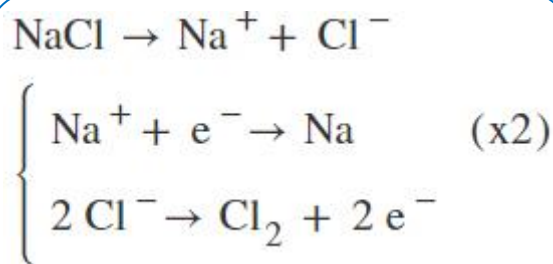
Para saber o equivalente-grama para espécies não-metálicas temos que ter em mãos a reação de redução/oxidação, no intuito de conhecer a quantidade de elétrons envolvidos. Lembrando para os casos de eletrólise aquosa que a reação de redução do íon H^+ e oxidação do íon OH^- não precisa ser fornecida pela questão. Relembrando as duas reações:



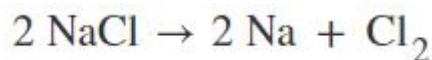
Ou seja, para cada 2 mol de elétrons são formados 1 mol de H_2 e a cada 4 mol de elétrons são formados 1 mol de O_2 .

Em um primeiro exemplo de situação-problema suponha que em uma cuba eletrolítica há 2 eletrodos inertes ligados a uma bateria, e deseja-se fazer a eletrólise ígnea do cloreto de sódio (NaCl). Para a realização deste procedimento aplicou-se uma corrente de 10 Amperes (10 A) durante o tempo de 96,5 minutos. Deseja-se calcular a massa de sódio metálico (Na) obtido no catodo e o volume de gás cloro (Cl_2), nas CNTP, produzido no anodo ao final do processo. Admita o comportamento ideal para o gás cloro.

Primeiramente temos que montar a reação de eletrólise do cloreto de sódio:



A partir das semi-reações sabemos a quantidade de elétrons envolvidos nos processos de redução e oxidação (1 mol de elétrons para 1 mol de Na e 2 mol de elétrons para 1 mol de Cl_2). Somando-as chegamos a equação global do processo eletrolítico:



Agora devemos calcular a quantidade de carga Q envolvida no processo. Sabendo que “ $Q = i \cdot t$ ” temos $Q = 10 \cdot 96,5 \cdot 60$. Vamos deixar a conta apenas indicada, pois alguns valores podem ser simplificados até a obtenção do resultado final. Utilizando a fórmula para obter a massa de sódio produzida do catodo:

$$m = \frac{i \cdot t \cdot Eq}{96500} = \frac{10 \cdot 96,5 \cdot 60 \cdot Eq}{96500} =$$

$$m = 0,6 \cdot Eq$$

Sabendo que a massa molar do sódio (Na) é 23 g, podemos calcular o equivalente-grama "Eq" dividindo este valor pelo módulo da variação do N.Ox. do elemento (1 para 0). Sendo assim teremos $Eq = 23/1 = 23$ g. Consequentemente podemos calcular $m = 0,6 \cdot 23 = 13,8$ g. Esta é a massa de sódio metálico formada no catodo ao final do processo eletrolítico.

Agora nos resta calcular o volume de gás cloro obtido. Podemos fazer isto de duas maneiras. Indiretamente, através da quantidade de sódio obtida, relacionando as substâncias através da equação global do processo, ou diretamente através da semi-reação de oxidação do íon cloreto (Cl⁻). Faremos das duas formas, sendo primeiramente através da reação de semi-reação.

Observando esta reação nota-se que para cada 1 mol de cloro molecular (Cl₂) formado há geração de 2 mol de elétrons (2 · 96500 C). Relacionando este valor com a carga presente no procedimento encontramos quantos mol de gás cloro foram produzidos:

$$1 \text{ mol Cl}_2 \text{ ————— } 2 \cdot 96500 \text{ C}$$

$$n \text{ mol Cl}_2 \text{ ————— } 10 \cdot 96,5 \cdot 60 \text{ C}$$

$$n = \frac{10 \cdot 96,5 \cdot 60}{2 \cdot 96500} = 0,3 \text{ mol Cl}_2$$

Lembrando que nas CNTP 1 mol de gás ideal ocupa 22,4 L temos que o volume de gás cloro (Cl₂) produzido no anodo será equivalente a $22,4 \cdot 0,3 = 6,7$ L. Agora por fim faremos o mesmo cálculo, mas utilizando a massa de sódio que foi calculada e mantendo como base a reação global:

$$2 \text{ mol Na ————— } 1 \text{ mol Cl}_2$$

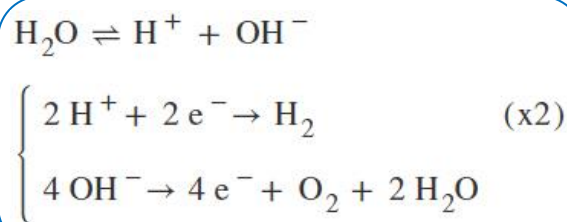
$$2 \cdot 23 \text{ g Na ————— } 22,4 \text{ L Cl}_2$$

$$13,8 \text{ g Na ————— } x \text{ L Cl}_2$$

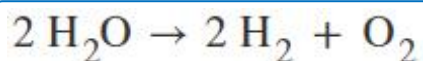
$$x = \frac{13,8 \cdot 22,4}{2 \cdot 23} = 6,7 \text{ L Cl}_2$$

Como segundo exemplo temos a eletrólise da água pura. Neste caso o procedimento foi realizado através da aplicação de uma corrente de 3 Amperes durante o período de 965 segundos. Deseja-se calcular o volume dos gases oxigênio e hidrogênio, formados no anodo e no catodo, respectivamente, considerando comportamento ideal e nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP).

Primeiramente, vamos montar as equações de oxidação e redução, que representarão o processo eletrolítico:



Neste caso a cada 4 mol de elétrons (4 · 96500C) são formados 2 mol de hidrogênio gasoso e 1 mol de oxigênio gasoso. A partir destas semi-reações podemos montar a equação global do processo:



Para calcular o volume de hidrogênio podemos organizar a seguinte regra de três:

$$2 \text{ mol e}^- \text{ ————— } 1 \text{ mol H}_2$$

$$2 \cdot 96500 \text{ C ————— } 22,4 \text{ L H}_2$$

$$3 \cdot 965 \text{ C ————— } x \text{ L H}_2$$

$$x = \frac{3 \cdot 965 \cdot 22,4}{2 \cdot 96500} = 0,336 \text{ L H}_2$$

Para finalizar temos que calcular o volume de oxigênio. Podemos fazer isto de duas formas: através do volume de hidrogênio e da reação global ou através da quantidade de carga $Q = i \cdot t$ e da semi-reação de oxidação. Faremos das duas formas, sendo primeiramente através da semi-reação de oxidação:

$$\begin{array}{l}
 4 \text{ mol } e^- \text{ ————— } 1 \text{ mol } O_2 \\
 4 \cdot 96500 \text{ C ————— } 22,4 \text{ L } O_2 \\
 3 \cdot 965 \text{ C ————— } y \text{ L } H_2 \\
 y = \frac{3 \cdot 965 \cdot 22,4}{4 \cdot 96500} = 0,168 \text{ L } O_2
 \end{array}$$

Agora através do volume de hidrogênio encontrado anteriormente e da reação global:

$$\begin{array}{l}
 2 \text{ mol } H_2 \text{ ————— } 1 \text{ mol } O_2 \\
 2 \cdot 22,4 \text{ L } H_2 \text{ ————— } 22,4 \text{ L } O_2 \\
 0,336 \text{ L } H_2 \text{ ————— } y \text{ L } O_2 \\
 y = \frac{0,336 \cdot \cancel{22,4}}{2 \cdot \cancel{22,4}} = 0,168 \text{ L } O_2
 \end{array}$$

NOTAS:



ATIVIDADES PROPOSTAS

1) No ano de 2018, os alunos da EsPCEx realizaram, na aula prática de laboratório de química, um estudo sobre revestimento de materiais por meio da eletrólise com eletrodos ativos, visando ao aprendizado de métodos de proteção contra corrosão. Nesse estudo, eles efetuaram, numa cuba eletrolítica, o cobreamento de um prego, utilizando uma solução de sulfato de cobre II e um fio de cobre puro como contra-eletrodo. Para isso, utilizaram uma bateria como fonte externa de energia, com uma corrente contínua de intensidade constante de 100 mA e gastaram o tempo de 2 minutos. Considerando-se não haver interferências no experimento, a massa aproximada de cobre metálico depositada sobre o prego foi de

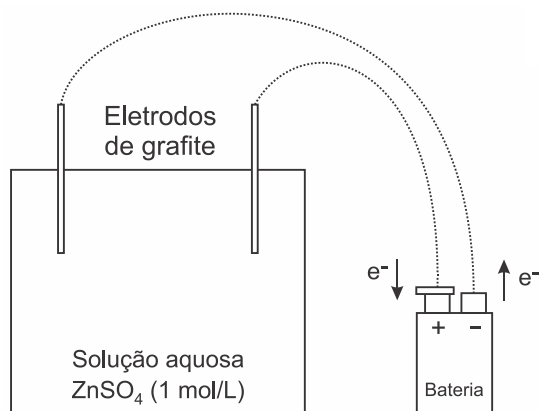
Dados: massa molar do cobre = $64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
1 Faraday = $96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 6,50 mg.
- 0,14 mg.
- 20,42 mg.
- 12,01 mg.
- 3,98 mg.

2) Nestes últimos anos, os alunos da EsPCEx têm realizado uma prática no laboratório de química envolvendo eletrólise com eletrodos inertes de grafite. Eles seguem um procedimento experimental conforme a descrição:

- Num béquer de capacidade 100 mL (cuba eletrolítica) coloque cerca de 50 mL de solução aquosa de sulfato de zinco (ZnSO_4) de concentração $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Tome como eletrodos duas barras finas de grafite. Ligue-as com auxílio de fios a uma fonte externa de eletricidade (bateria) com corrente de 2 Ampères. Esta fonte tem capacidade para efetuar perfeitamente esse processo de eletrólise. Uma das barras deve ser ligada ao polo negativo da fonte e a outra barra ao polo positivo da fonte. Mergulhe os eletrodos na solução durante 32 minutos e 10 segundos e observe.

Considere o arranjo eletrolítico (a 25°C e 1 atm), conforme visto na figura a seguir:



Desenho Ilustrativo - Fora de Escala

Dados: 1 Faraday (F) = 96500 Coulomb (C)/mol de elétrons; Zn = 65,4.

Acerca do experimento a massa de zinco metálico obtida no processo de eletrólise será de :

- a) 1,3 g
- b) 0,45 g
- c) 8,9 g.
- d) 10 g.
- e) 2,5 g.

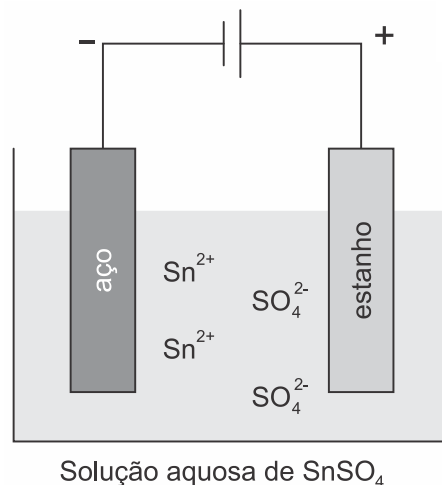
3) Uma empresa de galvanoplastia produz peças especiais recobertas com zinco. Sabendo que cada peça recebe 7 g de Zn, que é utilizada uma corrente elétrica de 0,7 A e que a massa molar do zinco é igual a 65 g/mol qual o tempo necessário para o recobrimento dessa peça especial?

(Constante de Faraday: 1 F = 96500 C · mol⁻¹)

- a) 4 h e 45 min.
- b) 6 h e 30 min.
- c) 8 h e 15 min.
- d) 10 h e 30 min.
- e) 12 h e 45 min.

4) A galvanoplastia consiste em revestir um metal por outro a fim de protegê-lo contra a corrosão ou melhorar sua aparência. O estanho, por exemplo, é utilizado como revestimento do aço empregado em embalagens de alimentos. Na galvanoplastia, a espessura da camada pode

ser controlada com a corrente elétrica e o tempo empregados. A figura abaixo é uma representação esquemática desse processo.



Considerando a aplicação de uma corrente constante com intensidade igual a $9,65 \times 10^{-3}$ A, a massa depositada de estanho após 1 min 40 s será de aproximadamente

Dados: 1 mol de elétrons corresponde a uma carga de 96500 C; Sn: 119 g · mol⁻¹.

- a) 0,6 mg e ocorre, no processo, a transformação de energia química em energia elétrica.
- b) 0,6 mg e ocorre, no processo, a transformação de energia elétrica em energia química.
- c) 1,2 mg e ocorre, no processo, a transformação de energia elétrica em energia química.
- d) 1,2 mg e ocorre, no processo, a transformação de energia química em energia elétrica.

5) Em um experimento, um estudante realizou, nas Condições Ambiente de Temperatura e Pressão (CATP), a eletrólise de uma solução aquosa de ácido sulfúrico, utilizando uma fonte de corrente elétrica contínua de 0,200 A durante 965 s. Sabendo que a constante de Faraday é 96500 C/mol e que o volume molar de gás nas CATP é 25 L/mol, o volume de H_{2(g)} desprendido durante essa eletrólise foi igual a

- a) 30,0 mL.
- b) 45,0 mL.
- c) 10,0 mL.

- d) 25,0 mL.
e) 50,0 mL.

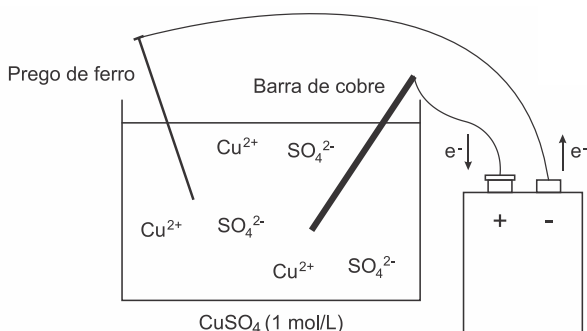
6) Deseja-se depositar uma camada de 0,85 g de níquel metálico no cátodo de uma célula eletrolítica, mediante a passagem de uma corrente elétrica de 5 A através de uma solução aquosa de nitrato de níquel. Assinale a opção que apresenta o tempo necessário para esta deposição, em minutos.

- a) 4,3
b) 4,7
c) 5,9
d) 9,3
e) 17,0

7) Neste ano de 2019, foi realizada pelos alunos da EsPCEx uma prática no laboratório de química envolvendo eletrólise com eletrodos ativos conforme a descrição experimental:

- Num béquer de capacidade 100 mL (cuba eletrolítica) coloque cerca de 50 mL de solução aquosa de sulfato de cobre II de concentração $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Tome como eletrodos uma barra fina de cobre e um prego de ferro. Ligue-os com auxílio de fios a uma fonte externa de eletricidade com uma corrente contínua de intensidade de 3 Ampères. Esta fonte tem capacidade para efetuar perfeitamente esse processo de eletrólise. O prego deve ser ligado ao polo negativo da fonte e a barra de cobre ao polo positivo da fonte. Mergulhe os eletrodos na solução durante 16 minutos e 5 segundos e observe. Considere o arranjo eletrolítico (a 25°C e 1 atm) e o sal completamente dissociado, conforme visto na figura a seguir:

Dados: 1 Faraday (F) = 96500 Coulomb (C)/mol de elétrons; Cu = 63,5.



A massa de cobre metálico que se depositou na superfície do prego foi de :

- a) 0,45 g
b) 0,83 g
c) 0,95 g.
d) 1,45 g
e) 0,10 g

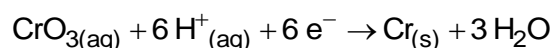
8) No ano de 2014, os alunos da EsPCEx realizaram um experimento de eletrólise durante uma aula prática no Laboratório de Química. Nesse experimento, foi montado um banho eletrolítico, cujo objetivo era o depósito de cobre metálico sobre um clipe de papel, usando no banho eletrolítico uma solução aquosa $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de sulfato de cobre II. Nesse sistema de eletrólise, por meio de uma fonte externa, foi aplicada uma corrente constante de 100 mA, durante 5 minutos.

Após esse tempo, a massa aproximada de cobre depositada sobre a superfície do clipe foi de:

Dados: massa molar Cu = 64 g/mol;
1 Faraday = 96500 C.

- a) 2,401 g.
b) 1,245 g.
c) 0,987 g.
d) 0,095 g.
e) 0,010 g.

9) O cromo é usado na galvanoplastia revestindo estruturas metálicas pelo processo de eletrodeposição. 867 mg de cromo metálico foram depositados sobre um metal em solução ácida que contém óxido de cromo VI sob corrente de 5 A.



Assinale a alternativa que contém o tempo necessário para a realização desse processo.

Dados: 1 F = 96500 C; Cr: 52 g/mol; O: 16 g/mol.

- a) 16 minutos e 44 segundos.
b) 19 minutos e 30 segundos.
c) 5 minutos e 22 segundos.
d) 32 minutos e 10 segundos.

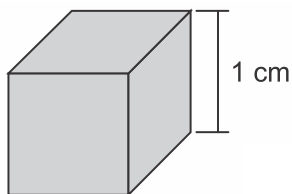
10) Duas células galvânicas ligadas em série contêm, respectivamente, íons Cu^{2+} e Au^{3+} . No cátodo da primeira são depositados 0,0686 g de cobre. A massa de ouro que será depositada, ao mesmo tempo, no cátodo da outra célula, em gramas, será, aproximadamente,

- a) 0,140.
- b) 0,280.
- c) 0,430.
- d) 0,520.

11) O gás cloro usado na Primeira Guerra Mundial como arma química na cidade de Ypres (Bélgica) pode ser obtido através da eletrólise ígnea do cloreto de sódio. Considerando a constante de Faraday igual a 96500 C, o tempo, em minutos, necessário para produzir 0,10 mol do referido gás utilizando uma corrente de 4 ampéres é, aproximadamente,

- a) 100.
- b) 80.
- c) 90.
- d) 70.

12) Considere um cubo de aço inoxidável cujas arestas medem 1 cm.



Deseja-se recobrir as faces desse cubo com uma camada uniforme de cobre de 1×10^{-2} cm de espessura. Para isso, o cubo pode ser utilizado como cátodo de uma cuba eletrolítica contendo íons $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$. Admita que a eletrólise se realize sob corrente elétrica de 200 mA, que a constante de Faraday seja igual a 1×10^5 C/mol e que a densidade do cobre seja 9 g/cm^3 . Assim, estima-se que o tempo de eletrólise necessário para que se deposite no cubo a camada de cobre desejada será próximo de

Dado: $\text{Cu} = 63,5$.

- a) 17000 s.
- b) 2200 s.
- c) 8500 s.

- d) 4300 s.
- e) 3600 s.

13) 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 3 h, empregando-se uma corrente elétrica de intensidade igual a 10 A. 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) 0,02g.
- b) 0,04g.
- c) 2,40g.
- d) 35,5g.
- e) 71,0g.

14) Pode-se niquelar (revestir com uma fina camada de níquel) uma peça de um determinado metal. Para esse fim, devemos submeter um sal de níquel (II), normalmente o cloreto, a um processo denominado eletrólise em meio aquoso. Com o passar do tempo, ocorre a deposição de níquel sobre a peça metálica a ser revestida, gastando-se certa quantidade de energia. Para que seja possível o depósito de 5,87 g de níquel sobre determinada peça metálica, o valor da corrente elétrica utilizada, para um processo de duração de 1000 s, é de

Dados:

Constante de Faraday = 96500 C

Massas molares em (g/mol) $\text{Ni} = 58,7$

- a) 9,65 A.
- b) 10,36 A.
- c) 15,32 A.
- d) 19,30 A.
- e) 28,95 A.

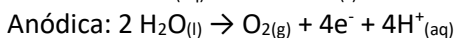
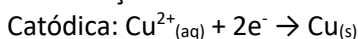
15) Considerando $1 F = 96.500 C$ (quantidade de eletricidade relativa a 1 mol de elétrons), na eletrólise ígnea do cloreto de alumínio, $AlCl_3$, a quantidade de eletricidade, em Coulomb, necessária para produzir 21,6 g de alumínio metálico é igual a:

- a) 61760 C.
- b) 154400 C.
- c) 231600 C.
- d) 308800 C.
- e) 386000 C.

16) Sob condições apropriadas em uma cuba eletrolítica ocorreu a eletrólise de uma solução aquosa de sulfato de cobre II. Nesse processo ocorreu a formação de 6,35 g de cobre e o desprendimento de um gás.

Dados: $O = 16 \text{ g/mol}$; $Cu = 63,5 \text{ g/mol}$.

Semi-reações



O volume do gás produzido quando medido na CNTP é:

- a) 2,24 L
- b) 1,12 L
- c) 6,35 L
- d) 3,2 L

17) Em uma eletrólise ígnea do cloreto de sódio, uma corrente elétrica, de intensidade igual a 5 ampères, atravessa uma cuba eletrolítica, com o auxílio de dois eletrodos inertes, durante 1930 segundos.

O volume do gás cloro, em litros, medido nas CNTP, e a massa de sódio, em gramas, obtidos nessa eletrólise, são, respectivamente:

DADOS:

Massa Molar ($g \cdot mol^{-1}$)	Cl	Na
	35,5	23

Considere o volume molar nas CNTP = 22,71 L
1 Faraday (F) = 96500 Coulombs (C)

- a) 2,4155 L e 3,5 g
- b) 1,1355 L e 2,3 g

- c) 2,3455 L e 4,5 g
- d) 3,5614 L e 3,5 g
- e) 4,5558 L e 4,8 g

18) Utilizando eletrodos inertes, foram submetidas a uma eletrólise aquosa em série, duas soluções aquosas de nitrato, uma de níquel (II) e outra de um metal Z, cuja carga catiônica é desconhecida. Após, 1 hora, 20 minutos e 25 segundos, utilizando uma corrente de 10 A, foram obtidos 14,500 g de níquel (II) e 25,875 g do metal Z.

Dados: massas molares (g/mol) $Ni = 58$ e $Z = 207$

1 Faraday = 96500 C

De acordo com essas informações, é correto afirmar que a carga iônica do elemento químico Z é igual a

- a) +1
- b) +2
- c) +3
- d) +4
- e) +5

19) Halogênios são muito reativos e por esse motivo não são encontrados na natureza na forma de substâncias simples. Entretanto, os mesmos podem ser obtidos industrialmente a partir de um processo conhecido como eletrólise ígnea. No caso do cloro, esse processo é realizado em uma cuba eletrolítica com o cloreto de sódio fundido. Aproximadamente 12 milhões de toneladas de Cl_2 são produzidas anualmente nos Estados Unidos. Cerca de metade desse cloro é utilizada na fabricação de compostos orgânicos halogenados, enquanto o restante é empregado como alvejante na indústria do papel e de tecidos. O volume de Cl_2 , medido nas CNTP, quando uma corrente elétrica de intensidade igual a 10 Ampères atravessa uma cuba eletrolítica contendo cloreto de sódio fundido durante 965 segundos é de

Dado: $F = 96500 C/mol$

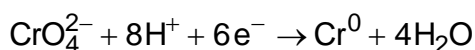
- a) 0,71 L
- b) 1,12 L
- c) 2,24 L

d) 3,55 L

e) 4,48 L

20) Este ano foi noticiado pelo jornal Ventos do Norte que um aluno do ensino médio danificou um *Opala Coupe*, ano 1975, do professor de História de uma escola pública de Belém. Entre as peças mais danificadas estava o para-choque cromado. Ao levar para cromagem, o técnico da empresa explicou para o professor que para recuperar o para-choque, seria necessário um banho de cromo por 6 h, e que neste processo ele utilizaria uma corrente de 10 A.

Para saber mais: O banho de cromo é uma solução aquosa de óxido de cromo VI (CrO_3). O CrO_3 em água forma o ácido crômico (H_2CrO_4), que é consumido durante a deposição do cromo metálico. A equação abaixo representa a redução do cromo:



(Extraído e adaptado de: LUTFI, Mansur. *Os ferrados e os cromados*. Ijuí-RS: Ed. UNIJUÍ, 2005.)

Dados: Constante de Faraday = $9,65 \times 10^4$ C,
Massa molar do cromo = 52 g/mol.

Com base no texto, julgue as afirmativas abaixo.

I. O banho de cromo é um exemplo de eletrólise empregado em indústrias de galvanoplastia.

II. A massa de cromo usada na recuperação do para-choque foi de 19,39 g.

III. Na equação de redução o cromo VI perde 6 elétrons.

IV. A redução do cromo ocorre no anodo.

De acordo com as afirmativas acima, a alternativa correta é:

a) I, II e IV

b) I, III e IV

c) I e II

d) I e III

e) I e IV



GABARITOS

1) E

2) A

3) C

4) B

5) D

6) D

7) C

8) E

9) D

10) A

11) B

12) C

13) D

14) D

15) C

16) B

17) B

18) D

19) B

20) C