

## Lista de Exercícios – Eletroquímica (Eletrólise Quantitativa / Leis de Faraday)

### 01 - (UECE)

Duas células galvânicas ligadas em série contêm, respectivamente, íons  $\text{Cu}^{2+}$  e  $\text{Au}^{3+}$ . 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.

### 02 - (Unioeste PR)

Pode-se estimar um período de tempo determinando-se a perda de massa de um metal numa pilha. Numa montagem de uma pilha de Daniel uma placa de zinco inicialmente com 5 g passou a ter 3,69 g após um intervalo de tempo. A corrente gerada nesta pilha foi de 0,386 A. Qual foi o tempo transcorrido durante a operação da pilha?

- a) 10 s.
- b) 100 s.
- c) 1000 s.
- d) 10000 s.
- e) 100000 s.

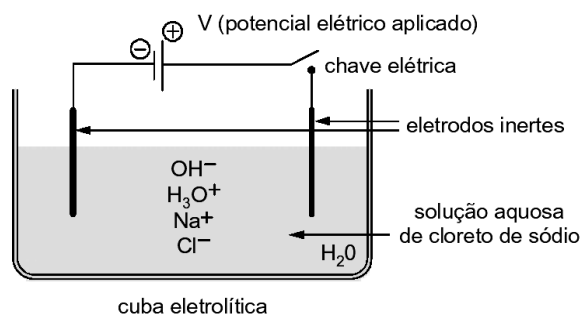
### 03 - (Unimontes MG)

O alumínio (Al) é obtido, eletroliticamente, a partir de alumina ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) fundida. Durante a eletrólise, o íon  $\text{Al}^{3+}$  é reduzido, no cátodo, a Al. Supondo-se uma célula eletrolítica funcionando por 30h, na qual circulou uma corrente de 50 A (constante de Faraday = 96500 C), a massa (g) de alumínio depositada no eletrodo será de, aproximadamente,

- a) 504.
- b) 0,14.
- c) 1512.
- d) 19.

### 04 - (UNIFOR CE)

Considere a eletrólise, realizada numa cuba eletrolítica, de uma solução aquosa concentrada de cloreto de sódio.



Para que se produzam 2 mols de material num dos eletrodos, a carga circulante é igual a:

- a) 2 coulombs

- b) 2 faradays
- c) 4 ampères
- d) 4 coulombs
- e) 4 faradays

**05 - (UFPR)**

A bauxita, constituída por uma mistura de óxidos, principalmente de alumínio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) e ferro ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$  e  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ), é o principal minério utilizado para a produção de alumínio. Na purificação pelo processo Bayer, aproximadamente 3 toneladas de resíduo a ser descartado (lama vermelha) são produzidas a partir de 5 toneladas do minério. Com a alumina purificada, alumínio metálico é produzido por eletrólise ígnea.

**Dados** –  $M$  ( $\text{g mol}^{-1}$ ): O = 16; Al = 27; Fe = 56.

A partir de 5 toneladas de minério, a quantidade (em toneladas) de alumínio metálico produzida por eletrólise ígnea é mais próxima de:

- a) 1.
- b) 0,5.
- c) 0,2.
- d) 0,1.
- e) 0,05.

**06 - (FCM MG)**

Na eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de sódio, em determinadas condições, foi obtido 1,0 mol de gás num dos eletrodos. Realizando-se a eletrólise de uma solução aquosa de sulfato de cobre (II), nas mesmas condições, a massa em gramas do metal obtido seria de

- a) 31,7.
- b) 63,5.
- c) 127.
- d) 159.

**07 - (UNIFOR CE)**

Para galvanizar uma chapa metálica com níquel, deve-se partir de um cloreto de níquel II (por exemplo) por eletrólise em água. Para que seja depositada uma massa de níquel equivalente a 1,96 g de níquel metálico sobre a chapa, o valor da corrente elétrica a ser usada, supondo que o processo dure aproximadamente 100s, é de:

**DADOS:** CONSTANTE DE FARADAY = 96500 C; MASSA MOLAR: Ni = 58,7 g/mol.

- a) 64,4 A.
- b) 64,4 V.
- c) 6,44 A.
- d) 7,44 V.
- e) 640 A.

**08 - (UNIFOR CE)**

O desfibrilador é um equipamento eletrônico cuja função é reverter um quadro de fibrilação auricular ou ventricular, o qual transfere uma corrente elétrica para o paciente. Levando em conta que um socorrista tenha calibrado seu desfibrilador para transferir uma

corrente elétrica de 150,00 mA, quantos elétrons de condução atravessariam o peito de um paciente sendo socorrido, se a corrente durasse 2,00 minutos?

- a)  $2,20 \times 10^{10}$
- b)  $1,12 \times 10^{20}$
- c)  $1,00 \times 10^{25}$
- d)  $2,15 \times 10^{30}$
- e)  $3,32 \times 10^{30}$

#### 09 - (UERN)

Para cromar uma chave, foi necessário montar uma célula eletrolítica contendo uma solução aquosa de íon de cromo ( $\text{Cr}^{+2}$ ) e passar pela célula uma corrente elétrica de 15,2 A. Para que seja depositada na chave uma camada de cromo de massa igual a 0,52 grama, o tempo, em minutos, gasto foi de, aproximadamente:  
(Considere a massa atômica do Cr = 52 g/mol.)

- a) 1.
- b) 2.
- c) 63.
- d) 127.

#### 10 - (UEG GO)

Com base na eletrólise ígnea do cloreto de sódio, sabendo-se que uma corrente elétrica de intensidade igual a 10 ampéres atravessou o sistema eletrolítico por 483 segundos, o volume, em mL de gás cloro liberado, será:

**Dados:**  $F = 96500 \text{ C}$ ; volume molar na CNTP = 22,4L

- a) 775
- b) 275
- c) 560
- d) 1100

#### 11 - (UECE)

Segundo Bill Bryson, autor de *Uma Breve História de Quase Tudo*, o cientista americano Josiah Willard Gibbs (1839-1913) foi “o mais brilhante ilustre desconhecido da história”, por conta de sua modéstia e timidez. Gibbs contribuiu, em vários campos da física e da química, sobretudo na conceituação de energia livre que permitiu definir, através de cálculos singelos, a espontaneidade de uma reação química.

Considerando-se o valor da constante de Faraday 96.500 C, conhecendo-se os potenciais de redução para as semirreações que ocorrem na pilha,  $\text{Sn}/\text{Sn}^{2+} // \text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$ , cujas concentrações de Sn e Pb valem, respectivamente, 1,0 M e  $10^{-3}$  M, e sabendo-se, ainda, que:



pode-se afirmar corretamente que a reação global da pilha

- a) é espontânea, e o valor da energia de Gibbs é  $-15,44 \text{ kJ}$ .
- b) não é espontânea, e o valor da energia de Gibbs é  $+15,44 \text{ kJ}$ .

- c) não é espontânea, e o valor da energia de Gibbs é  $-7,72$  kJ.
- d) é espontânea, e o valor da energia de Gibbs é  $+7,72$  kJ.

### 12 - (FMJ SP)

Suponha que a corrente elétrica de 8 amperes produzida pela célula a combustível mais eficiente que os pesquisadores conseguiram construir seja utilizada para realizar a eletrólise de 10 litros de uma solução aquosa de sulfato de cobre (II) de concentração igual a 0,5 mol/L. Sabendo-se que a constante de Faraday é igual a 96 500 C/mol, para que todos os íons  $\text{Cu}^{2+}$  presentes na solução sejam reduzidos a cobre metálico no cátodo, estima-se que o tempo necessário, em horas, seja de, aproximadamente,

- a) 89.
- b) 34.
- c) 48.
- d) 15.
- e) 62.

### 13 - (UFGD MS)

Na eletrólise da solução de  $\text{AgNO}_3$ , ocorre a deposição de prata metálica no cátodo, segundo a reação  $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$ .

Se uma corrente elétrica de 1,50 A passa, durante 15 minutos, através da solução de íons prata, que massa de prata, em gramas, se deposita? Assinale a alternativa correta. (Dado: 1 mol de  $\text{e}^- = 9,65 \times 10^4 \text{C}$ )

- a) 6,0 g
- b) 2,4 g
- c) 23 g
- d) 1,51 g
- e) 5,0 g

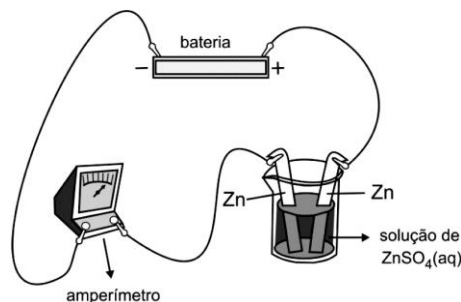
### 14 - (FPS PE)

Na eletrólise do cloreto de sódio fundido foi utilizada uma corrente de 10 A por um período de 9.650 s. A partir dos seguintes dados e equações:  $Q = i \times t$ ;  $1 \text{ F} = 96.500 \text{ C mol}^{-1}$ ;  $1 \text{ C} = 1 \text{ A s}$ ; massa molar ( $\text{g mol}^{-1}$ ): Na = 23,0 e Cl = 35,5, assinale a alternativa correta.

- a) 2 mols de sódio metálico foram produzidos.
- b) 1 mol de sódio metálico foi obtido.
- c) 1 mol de gás cloro foi produzido.
- d) 0,5 mol de elétrons foram transferidos.
- e) 2 mols de íons cloreto foram consumidos.

### 15 - (FUVEST SP)

A determinação da carga do elétron pode ser feita por método eletroquímico, utilizando a aparelhagem representada na figura abaixo.



Duas placas de zinco são mergulhadas em uma solução aquosa de sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ). Uma das placas é conectada ao polo positivo de uma bateria. A corrente que flui pelo circuito é medida por um amperímetro inserido entre a outra placa de Zn e o polo negativo da bateria.

A massa das placas é medida antes e depois da passagem de corrente elétrica por determinado tempo. Em um experimento, utilizando essa aparelhagem, observou-se que a massa da placa, conectada ao polo positivo da bateria, diminuiu de 0,0327 g. Este foi, também, o aumento de massa da placa conectada ao polo negativo.

- Descreva o que aconteceu na placa em que houve perda de massa e também o que aconteceu na placa em que houve ganho de massa.
- Calcule a quantidade de matéria de elétrons (em mol) envolvida na variação de massa que ocorreu em uma das placas do experimento descrito.
- Nesse experimento, fluiu pelo circuito uma corrente de 0,050 A durante 1920 s. Utilizando esses resultados experimentais, calcule a carga de um elétron.

Dados: massa molar do Zn =  $65,4 \text{ g mol}^{-1}$   
 constante de Avogadro =  $6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

### 16 - (Mackenzie SP)

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) Ni = 58,7

- 9,65 A.
- 10,36 A.
- 15,32 A.
- 19,30 A.
- 28,95 A.

### 17 - (PUC RS)

Utilizou-se, em uma cuba eletrolítica, uma corrente elétrica para depositar toda a prata existente em 0,5 litro de uma solução 0,2M de  $\text{AgNO}_3$ . Se F é a carga de um mol de elétrons, qual a carga necessária para completar a operação?

- a) 0,1F
- b) 0,2F
- c) 0,5F
- d) 1,0F
- e) 2,0F

**18 - (UPE PE)**

Uma solução diluída de ácido sulfúrico foi eletrolisada com eletrodos inertes durante um período de 193s.

O gás produzido no cátodo foi devidamente recolhido sobre a água à pressão total de 785 mmHg e à temperatura de 27°C. O volume obtido do gás foi de 246 mL. A corrente utilizada na eletrólise é igual a

**Dados:** 1F = 96.500C , R = 0,082L.atm/mol.K, Pressão de vapor da água a 27°C é 25mmHg

- a) 16<sup>a</sup>
- b) 12A
- c) 10A
- d) 18A
- e) 25A

**19 - (UFF RJ)**

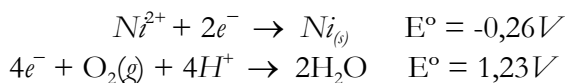
Uma eletrólise ígnea de ZnCl<sub>2</sub> se processa a 17°C e pressão de 1 atm. Sabendo-se que uma corrente de 5 A passa pela célula durante 10 h, pede-se o volume em litros de cloro que é produzido nas condições do problema.

**20 - (UEL PR)**

Em uma célula eletrolítica contendo solução de NiSO<sub>4</sub> foram imersos dois eletrodos inertes.

Determine a massa de níquel metálico e a de gás oxigênio produzidas após a passagem, pela célula, de uma corrente de 4,0 A durante 1,0 h.

Dado: 1 mol de Ni = 58,7 gramas, 1 mol de O<sub>2</sub> = 32,0 gramas



Apresente os cálculos realizados na resolução da questão.

**21 - (EsPCEX)**

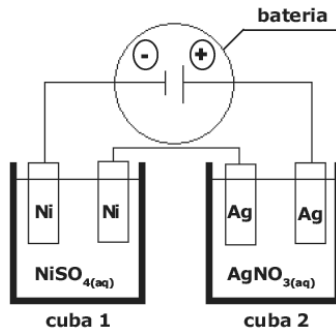
Duas cubas eletrolíticas distintas, uma contendo eletrodos de níquel (Ni) e solução aquosa de NiSO<sub>4</sub> e outra contendo eletrodos de prata (Ag) e solução aquosa de AgNO<sub>3</sub>, estão ligadas em série, conforme mostra a figura a seguir.

DADOS:

Constante de Faraday= 96500 Coulombs/mol de elétrons

Massa molar do níquel=59 g/mol

Massa molar da prata=108 g/mol



Esse conjunto de cubas em série é ligado a uma bateria durante um certo intervalo de tempo, sendo observado um incremento de 54 g de massa de prata em um dos eletrodos de prata. Desse modo, o incremento da massa de níquel em um dos eletrodos de níquel é de

- a) 59,32 g
- b) 36,25 g
- c) 14,75 g
- d) 13,89 g
- e) 12,45 g

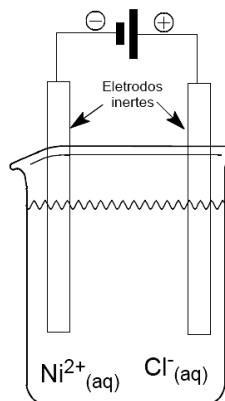
**22 - (UFG GO)**

Em metalurgia, um dos processos de purificação de metais é a eletrodeposição. Esse processo é representado pelo esquema abaixo, no qual dois eletrodos inertes são colocados em um recipiente que contém solução aquosa de  $\text{NiCl}_2$ .

**Dados:**

Constante de Faraday: 96.500 C/mol

Massa Molar do Ni: 59 g/mol



Baseando-se no esquema apresentado,

- a) escreva as semirreações, que ocorrem no cátodo e no ânodo, e calcule a corrente elétrica necessária para depositar 30 g de  $\text{Ni}_{(s)}$  em um dos eletrodos durante um período de uma hora;
- b) calcule a massa de  $\text{NiCl}_2$ , com excesso de 50%, necessária para garantir a eletrodeposição de 30 g de  $\text{Ni}_{(s)}$ .

**TEXTO: 1 - Comum à questão: 23**

Atualmente há um número cada vez maior de equipamentos elétricos portáteis e isto tem levado a grandes esforços no desenvolvimento de baterias com maior capacidade de carga, menor volume, menor peso, maior quantidade de ciclos e menor tempo de recarga, entre outras qualidades.

### 23 - (UNICAMP SP)

Outro exemplo de desenvolvimento, com vistas a recargas rápidas, é o protótipo de uma bateria de íon-lítio, com estrutura tridimensional. Considere que uma bateria, inicialmente descarregada, é carregada com uma corrente média  $i_m = 3,2 \text{ A}$  até atingir sua carga máxima de  $Q = 0,8 \text{ Ah}$ . O tempo gasto para carregar a bateria é de

- a) 240 minutos.
- b) 90 minutos.
- c) 15 minutos.
- d) 4 minutos.

### TEXTO: 2 - Comum à questão: 24

#### Cataratas de sangue

As Blood Falls não receberam esse nome à toa. Elas emergem da geleira Taylor, na Antártica, e desembocam no lago congelado Booney. A coloração avermelhada é resultado de ferro na água (na forma de íons férricos), que oxida em contato com a atmosfera. Quanto à origem das cataratas, trata-se de um reservatório subterrâneo de água do mar, preso debaixo do gelo quando um fiorde ficou isolado entre 1,5 e 2 milhões de anos atrás. Esse reservatório tem algumas características peculiares, como salinidade altíssima, sulfato abundante e falta de oxigênio. Apesar de tudo isso, a água contém vida microbiana. Os micróbios provavelmente utilizam o sulfato e íons férricos para metabolizar a pouca matéria orgânica que existe no seu mundo frio e escuro. Essas cataratas se localizam na região dos McMurdoDryValleys, uma área de deserto frio, cercada por montanhas e atingidas por ventos “katabatic”, formados pela descida de ar denso e frio. Estes ventos atingem até 320 km/h e evaporam toda a água, neve e gelo em seu caminho.

(Adaptado: **Revista BBC Knowledge**, junho de 2011, p. 17)

### 24 - (PUC Camp SP)

Para transformar 1 mol de íons férrico,  $\text{Fe}^{3+}$ , em ferro metálico, um sistema eletrolítico com corrente de 10 A, necessita ficar ligado por um período, em horas, de, aproximadamente,

Dado:

Constante de Faraday =  $9,65 \cdot 10^4 \text{ C/mol}$

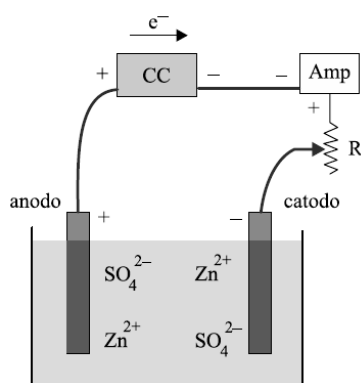
- a) 2
- b) 4
- c) 6
- d) 8
- e) 10

### TEXTO: 3 - Comum à questão: 25



O valor da Constante de Avogadro é determinado experimentalmente, sendo que os melhores valores resultam da medição de difração de raios X de distâncias reticulares em metais e em sais. O valor obtido mais recentemente e recomendado é  $6,02214 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ . Um modo alternativo de se determinar a Constante de Avogadro é utilizar experimentos de eletrólise. Essa determinação se baseia no princípio enunciado por Michael Faraday (1791-1867), segundo o qual a quantidade de produto formado (ou reagente consumido) pela eletrólise é diretamente proporcional à carga que flui pela célula eletrolítica.

Observe o esquema que representa uma célula eletrolítica composta de dois eletrodos de zinco metálico imersos em uma solução  $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ). Os eletrodos de zinco estão conectados a um circuito alimentado por uma fonte de energia (CC), com corrente contínua, em série com um amperímetro (Amp) e com um resistor (R) com resistência ôhmica variável.



(Ilhami Ceyhun e Zafer Karagölge.  
www.tused.org. Adaptado.)

### 25 - (UNESP SP)

Calcule a massa de sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ) necessária para se preparar 300 mL da solução utilizada no experimento e escreva a equação que representa a dissociação deste sal em água.

**Dados:** Massas molares, em  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ : Zn = 65,4; S = 32,1; O = 16,0

### GABARITO

- 1) Gab: A
- 2) Gab: D
- 3) Gab: A
- 4) Gab: E
- 5) Gab: A
- 6) Gab: B
- 7) Gab: A
- 8) Gab: B

9) Gab: B

10) Gab: C

11) Gab: A

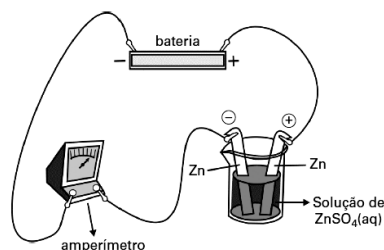
12) Gab: B

13) Gab: D

14) Gab: B

15) Gab:

- a) No recipiente com eletrodos de zinco, ocorre uma oxirredução não espontânea provocada pela energia elétrica fornecida pela bateria.



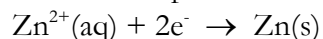
#### Placa de zinco ligada ao polo positivo

Funciona como ânodo; há oxidação com emissão de elétrons para o circuito externo. A massa de zinco sólido diminui:



#### Placa de zinco ligada ao polo negativo

Haverá redução de íons zinco com elétrons provenientes do circuito externo



Essa placa de zinco sofre aumento de massa de mesmo valor ao da diminuição da placa positiva.

b) 0,001mol ou  $1 \cdot 10^{-3}$ mol

c)  $1,6 \cdot 10^{-19}$  coulomb

16) Gab: D

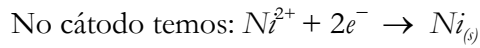
17) Gab: A

18) Gab: C

19) Gab:

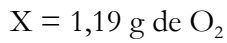
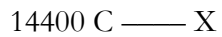
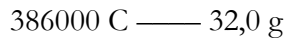
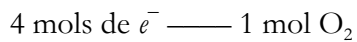
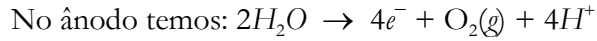
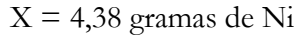
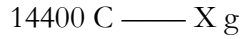
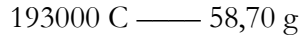
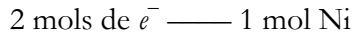
$$V = 22.2 \text{ L}$$

20) Gab:



Vamos determinar a carga, em Faraday, que atravessa a célula.

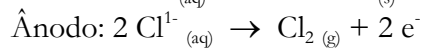
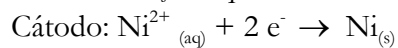
$$Q = i \cdot t, \text{ logo } Q = 4.0 \times 3600 \text{ segundos} = 14400 \text{ C}$$



**21) Gab: C**

**22) Gab:**

a) As semirreações que ocorrem no cátodo e no ânodo são as seguintes:



Corrente elétrica necessária:  $i = 26,8 \text{ A}$ .

b) Para ter um excesso de 50%, a massa de  $NiCl_2$  presente no recipiente deve ser igual a 99 g.

**23) Gab: C**

**24) Gab: D**

**25) Gab:**

$$m = 4,845 \text{ g}$$

