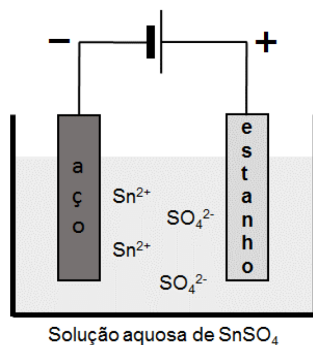


Questão 01 - (UNICAMP SP/2018)

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.



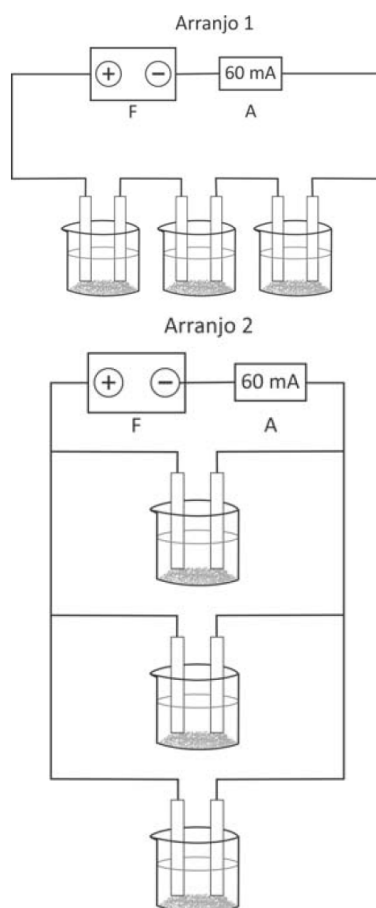
Considerando a aplicação de uma corrente constante com intensidade igual a $9,65 \times 10^{-3}$ A, a massa depositada de estanho após 1 min 40 s será de aproximadamente

- 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.

Dados: 1 mol de elétrons corresponde a uma carga de 96.500 C; Sn: 119 g.mol^{-1} .

Questão 02 - (FUVEST SP/2018)

Um estudante realizou um experimento para verificar a influência do arranjo de células eletroquímicas em um circuito elétrico. Para isso, preparou 3 células idênticas, cada uma contendo solução de sulfato de cobre (II) e dois eletrodos de cobre, de modo que houvesse corrosão em um eletrodo e deposição de cobre em outro. Em seguida, montou, sucessivamente, dois circuitos diferentes, conforme os Arranjos 1 e 2 ilustrados. O estudante utilizou uma fonte de tensão (F) e um amperímetro (A), o qual mediu uma corrente constante de 60 mA em ambos os casos.



- a) Considere que a fonte foi mantida ligada, nos arranjos 1 e 2, por um mesmo período de tempo. Em qual dos arranjos o estudante observará maior massa nos eletrodos em que ocorre deposição? Justifique.
- b) Em um outro experimento, o estudante utilizou apenas uma célula eletroquímica, contendo 2 eletrodos cilíndricos de cobre, de 12,7 g cada um, e uma corrente constante de 60 mA. Considerando que os eletrodos estão 50 % submersos, por quanto tempo o estudante pode deixar a célula ligada antes que toda a parte submersa do eletrodo que sofre corrosão seja consumida?

Note e adote:

Considere as três células eletroquímicas como resistores com resistências iguais.

Massa molar do cobre: 63,5 g/mol

1 A = 1 C/s

Carga elétrica de 1 mol de elétrons: 96500 C.

Questão 03 - (UFPR/2017)

A bauxita, constituída por uma mistura de óxidos, principalmente de alumínio (Al_2O_3) e ferro (Fe_2O_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 (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.

Questão 04 - (UNESP SP/2017)

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 96 500 C/mol e que o volume molar de gás nas CATP é 25 000 mL/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.

Questão 05 - (UEM PR/2017)

Assinale o que for correto.

- 01. A galvanização é uma técnica que permite dar revestimento metálico a um determinado objeto (condutor), colocando-o como cátodo (polo negativo) em um circuito de eletrólise com eletrodos ativos.
- 02. A constante de Faraday é obtida pela multiplicação da constante de Avogrado pela carga elementar do elétron.
- 04. Considere que uma solução aquosa é composta de $NaNO_3$ (usado para tornar o meio condutor), e de fenolftaleína (usada como indicador ácido-base). Nessa solução são inseridos eletrodos inertes ligados a um sistema elétrico de alimentação de corrente contínua. Ao se iniciar a eletrólise da água, observar-se-á o desprendimento de gás em ambos os eletrodos e o aparecimento de cor rosa somente ao redor do eletrodo negativo.
- 08. A eletrólise promove reações nucleares similares aos processos de radioatividade.
- 16. A atividade de uma amostra radioativa é reduzida a 5% da atividade inicial depois de 26 dias. Assim sendo, pode-se dizer que a vida média do radioisótopo dessa amostra é de aproximadamente 8,6 dias. Dado: $\log 2 = 0,3$.

Questão 06 - (FCM MG/2017)

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.

Questão 07 - (UCS RS/2017)

Em uma célula eletrolítica, contendo uma solução aquosa de um sal de rutênio, flui uma corrente elétrica de 0,44 A durante 25 min. Sabendo que, nesse intervalo de tempo, foram depositados 0,345 g de rutênio metálico sobre o cátodo dessa célula eletrolítica, é correto afirmar que a carga do íon rutênio é

Dado: $F = 96.500 \text{ C mol}^{-1}$

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

Questão 08 - (IME RJ/2017)

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: $1 F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$)

- 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.

TEXTO: 1 - Comum à questão: 9

CONSTANTES

Constante de Avogadro (N_A) = $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Constante de Faraday (F) = $9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J} \cdot \text{V}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Volume molar de gás ideal = 22,4 L (CNTP)

Carga elementar = $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$

Constante dos gases (R) = $8,21 \times 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} =$

$= 62,4 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Constante gravitacional (g) = $9,81 \text{ m}\cdot\text{s}^{-2}$
 Constante de Planck (h) = $6,626 \times 10^{-34} \text{ m}^2\cdot\text{kg}\cdot\text{s}^{-1}$
 Velocidade da luz no vácuo = $3,0 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$

DEFINIÇÕES

Pressão de 1 atm = 760 mmHg = $1,01325 \times 10^5 \text{ N}\cdot\text{m}^{-2}$ = 760 Torr = 1,01325 bar

1 J = 1 N·m = 1 kg·m²·s⁻². ln 2 = 0,693

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP): 0° C e 760 mmHg

Condições ambientes: 25°C e 1 atm

Condições padrão: 1 bar; concentração das soluções = 1 mol·L⁻¹ (rigorosamente: atividade unitária das espécies); sólido com estrutura cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão.

(s) = sólido. (ℓ) = líquido. (g) = gás. (aq) = aquoso. (CM) = circuito metálico. (conc) = concentrado.

(ua) = unidades arbitrárias. [X] = concentração da espécie química X em mol·L⁻¹.

MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g·mol ⁻¹)	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g·mol ⁻¹)
H	1	1,01	Cl	17	35,45
He	2	4,00	K	19	39,10
Be	4	9,01	Cr	24	52,00
B	5	10,81	Mn	25	54,94
C	6	12,01	Fe	26	55,85
N	7	14,01	Ni	28	58,69
O	8	16,00	Cu	29	63,55
F	9	19,00	Zn	30	65,38
Na	11	22,99	Br	35	79,90
Mg	12	24,31	Pd	46	106,42
Al	13	26,98	Ag	47	107,87
Si	14	28,09	Xe	54	131,30
P	15	30,97	Pt	78	195,08
S	16	32,06	Hg	80	200,59

Questão 09 - (ITA SP/2017)

Deseja-se depositar uma camada de 0,85 g de níquel metálico no catodo 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

Questão 10 - (UNITAU SP/2017)

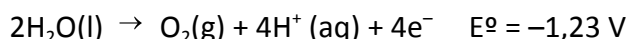
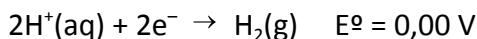
Quando uma corrente de 0,5 A e 12 volts passa por 5 minutos no resistor imerso na água, 0,901 g de água, que está na temperatura de 100 °C, sob uma pressão de 1 atmosfera, transforma-se em vapor. O aumento na entalpia por mol de água (kJ/mol) no ponto de ebulição é

- a) 26
- b) 36

- c) 46
- d) 56
- e) 16

Questão 11 - (UEM PR/2017)

O hidrogênio molecular (H_2) é considerado, por muitos cientistas, o combustível do futuro por ser renovável e não poluente. Uma das possíveis rotas de produção do hidrogênio molecular é por meio da eletrólise da água, de acordo com as semirreações representadas abaixo:



A respeito do hidrogênio molecular e da eletrólise da água, assinale a(s) alternativa(s) correta(s). Considere o H_2 um gás ideal na CNTP e a carga de 1 mol de elétrons igual a 96.000C.

- 01. O único produto químico gerado na combustão do hidrogênio molecular é a água.
- 02. A eletrólise da água é um processo eletroquímico espontâneo.
- 04. Se a eletrólise da água for realizada com uma corrente de 10A, durante 320 minutos, serão produzidos aproximadamente 22,4L de H_2 .
- 08. Se a eletrólise da água for realizada com uma corrente de 5A, durante 320 minutos, serão produzidos aproximadamente 2g de H_2 .
- 16. Uma diferença de potencial igual ou superior a 1,23V deve ser aplicada à água para que a eletrólise aconteça.

Questão 12 - (UNIFOR CE/2016)

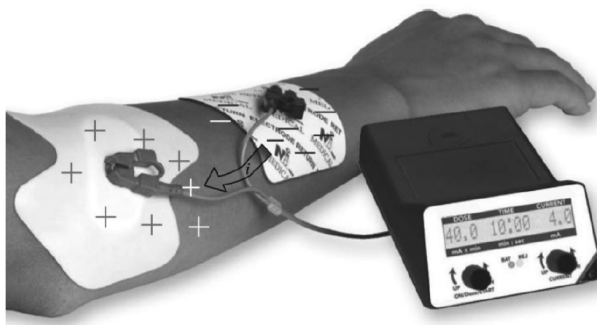
Para galvanizar uma chapa metálica com níquel, deve-se partir de um cloreto de níquel II (por exemplo) por eletrólise em água. Para que seja depositada uma massa de níquel equivalente a 1,96 g de níquel metálico sobre a chapa, o valor da corrente elétrica a ser usada, supondo que o processo dure aproximadamente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

Questão 13 - (UNIFOR CE/2016)

A iontoforese é um método de administração de medicamentos através da pele dos pacientes por meio da corrente elétrica produzida por um aparelho que consiste em uma bateria, dois eletrodos e um circuito eletrônico, o qual permite controlar a intensidade da corrente (ilustrado na figura abaixo).

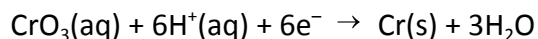


Considere que o aparelho de iontoforese possui uma taxa de administração de medicamento de $\Phi = 650 \mu\text{g/C}$ por uma corrente contínua. Qual deve ser a intensidade da corrente elétrica, produzida pelo aparelho, necessária para administrar $75 \mu\text{g}$ de dexametasona (antiinflamatório) em 10 min de tratamento em um paciente machucado?

- a) 0,09 mA
- b) 0,14 mA
- c) 0,19 mA
- d) 0,24 mA
- e) 0,28 mA

Questão 14 - (ACAFE SC/2016)

O cromo é usado na galvanoplastia revestindo estruturas metálicas pelo processo de eletrodeposição. 867 mg de cromo metálico foi depositado 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: $1\text{F} = 96500 \text{ C}$; Cr: 52 g/mol; O: 16g/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.

Questão 15 - (UEPA/2015)

Um artesão de joias utiliza resíduos de peças de ouro para fazer novos modelos. O procedimento empregado pelo artesão é um processo eletrolítico para recuperação desse tipo de metal. Supondo que este artesão, trabalhando com resíduos de peças de ouro, solubilizados em solventes adequados, formando uma solução contendo íons Au^{3+} , utilizou uma cuba eletrolítica na qual aplicou uma

corrente elétrica de 10 A por 482,5 minutos, obtendo como resultado ouro purificado.

Dados: Au=197 g/mol; constante de Faraday = 96.500C/mol.

O resultado obtido foi:

- a) 0,197 gramas de Au
- b) 1,97 gramas de Au
- c) 3,28 gramas de Au
- d) 197 gramas de Au
- e) 591 gramas de Au

Questão 16 - (UERN/2015)

Para cromar uma chave, foi necessário montar uma célula eletrolítica contendo uma solução aquosa de íon de cromo (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.

Questão 17 - (Unimontes MG/2015)

Determinadas peças de um antiquário foram submetidas a um banho de prata. Para cada grama de prata processada foram gastos R\$2,10 (dois reais e dez centavos). Nesse processo, a quantidade de carga envolvida foi de 100 F.

O valor gasto no processo, em reais, é de

- a) R\$22680.
- b) R\$10800.
- c) R\$5142.
- d) R\$210.

Questão 18 - (UEM PR/2015)

Pretende-se depositar, por meio da eletrólise, 117,4 g de níquel sobre a superfície de uma peça metálica. Empregam-se, no processo de eletrólise, uma diferença de potencial e uma corrente elétrica de, respectivamente, 220 V e 193 A. Sabendo que são envolvidos 2 mols de elétrons na deposição do níquel sobre a peça, considere a constante de Faraday como 96.500 C/mol e assinale o que for **correto**.

- 01. A massa de níquel depositada na peça metálica é inversamente proporcional à corrente elétrica empregada na eletrólise.
- 02. Durante a deposição do níquel sobre a peça metálica, flui uma carga de aproximadamente $3,84 \times 10^5$ C no circuito da eletrólise.

04. Considerando que o tempo necessário para completar o processo de deposição do níquel sobre a peça metálica é de 2000 s, há um custo energético aproximado de 23,6 kWh nesse processo.
08. A potência elétrica dissipada no processo é de aproximadamente $2,1 \times 10^4$ W.
16. A massa de níquel depositada na peça durante a eletrólise é proporcional à massa molar do níquel.

Questão 19 - (UECE/2015)

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.

Questão 20 - (UNIFOR CE/2015)

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) $3,32 \times 10^{30}$

Questão 21 - (UEG GO/2014) 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: $F = 96500$ C; volume molar na CNTP = 22,4L

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

Questão 22 - (Mackenzie SP/2014) 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

Questão 23 - (FMJ SP/2014) 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 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.

Questão 24 - (IME RJ/2014) Realiza-se a eletrólise de uma solução aquosa diluída de ácido sulfúrico com eletrodos inertes durante 10 minutos. Determine a corrente elétrica média aplicada, sabendo-se que foram produzidos no catodo 300 mL de hidrogênio, coletados a uma pressão total de 0,54 atm sobre a água, à temperatura de 300 K.

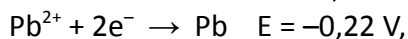
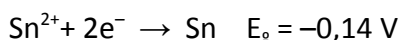
Considere:

- Pressão de vapor da água a 300 K = 0,060 atm;
- Constante de Faraday: $1 F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- Constante universal dos gases perfeitos: $R = 0,08 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- a) 2,20 A
- b) 1,93 A
- c) 1,08 A
- d) 0,97 A
- e) 0,48 A

Questão 25 - (UECE/2014) 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.

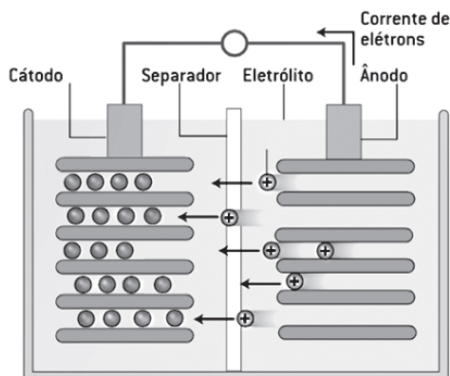
Considerando-se o valor da constante de Faraday 96.500 C, conhecendo-se os potenciais de redução para as semirreações que ocorrem na pilha, Sn/Sn^{2+} // Pb^{2+}/Pb , cujas concentrações de Sn e Pb valem, respectivamente, 1,0 M e 10^{-3} M, e sabendo-se, ainda, que:



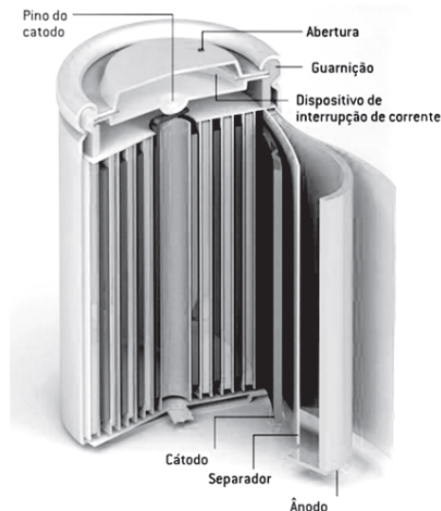
pode-se afirmar corretamente que a reação global da pilha

- 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 $-7,72 \text{ kJ}$.
- d) é espontânea, e o valor da energia de Gibbs é $+7,72 \text{ kJ}$.

TEXTO: 2 - Comum à questão: 26



A reação química gera a energia da bateria. O lítio mantido no ânodo ioniza no eletrólito (um sal de lítio) e migra para o cátodo através do separador plástico poroso. A reação libera elétrons, que fluem como uma corrente externa. Aplicando uma voltagem externa ao cátodo, os íons são “empurrados” de volta ao ânodo, recarregando a bateria



FISCHETTI, Mark. Energia explosiva. **Scientific American Brasil** – Aula Aberta, ano II, n. 15, 2013.

Grandes recalls de fabricantes de baterias de íons de lítio para notebooks suscitaram questões sobre como essas fontes de energia podem aquecer a ponto de pegar fogo. Igualmente válida é a dúvida sobre por que os acidentes não são mais frequentes: são poucos proporcionalmente às centenas de milhões de baterias vendidas anualmente.

As células eletroquímicas de íons de lítio empregam vários materiais, mas quase todas são recarregáveis, como as usadas em câmeras fotográficas e telefones celulares, que utilizam óxido de lítio-cobalto no cátodo e grafite no ânodo. Embora essa formulação seja “de certo modo inerentemente insegura”, a fabricação cuidadosa e os dispositivos de segurança embutidos limitaram os acidentes a poucas ocorrências. Mesmo assim, os fabricantes de baterias têm aumentado a capacidade de carga em determinada célula devido à demanda dos fabricantes de eletrônicos por maior durabilidade. Portanto, agora a margem de erros é ainda menor. Aumentando o número de íons na célula, os fabricantes quadruplicaram a capacidade energética desde seu lançamento comercial em 1991. (FISCHETTI. 2013. p. 10-11).

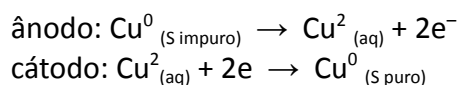
Questão 26 - (UNEB BA/2014)

Considere uma pilha de íon-lítio utilizada em marca-passos cardíaco, bastante leve, hermeticamente fechada para não liberar gases, com durabilidade em torno de 10 anos, e com alta densidade de carga de $0,8\text{Ah/cm}^3$. Sabendo-se que o valor da carga de um elétron, em módulo, é igual a $1,6 \times 10^{-19}\text{C}$, é correto afirmar que a ordem de grandeza do número de elétrons existentes na pilha, com volume de $1,0\text{cm}^3$, é igual a

- 01. 10^{14}
- 02. 10^{15}
- 03. 10^{18}
- 04. 10^{20}
- 05. 10^{22}

Questão 27 - (UEPA/2014)

O cobre metálico é tecnologicamente muito importante. É usado como condutor elétrico, em tubulação hidráulica, em ligas como bronze e latão, entre outros usos. Suponha que num processo de eletrorefino empregado na obtenção do cobre puro, usando as equações químicas abaixo:



uma massa de 90 g de um minério à base de cobre foi processado para purificação. Sabendo-se que uma corrente de 10A foi aplicada no sistema eletrolítico durante 19.300 segundos, é correto afirmar que:

Dados: $\text{Cu} = 63,5 \text{ g. mol}^{-1}$ e
constante de Faraday = 96500 C.s^{-1}

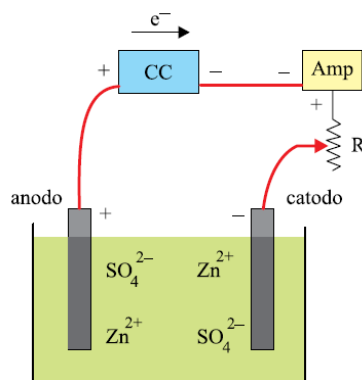
- a) a porcentagem de pureza do cobre é 70,5%.
- b) a porcentagem de pureza do cobre é 79,5%.
- c) a porcentagem de pureza do cobre é 90%.
- d) a porcentagem de pureza do cobre é 80,5%.
- e) a porcentagem de pureza do cobre é 69,5%.

TEXTO: 3 - Comum à questão: 28

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 (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.



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

Questão 28 - (UNESP SP/2014)

Calcule a massa de sulfato de zinco (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

Questão 29 - (UECE/2014)

A indústria eletroquímica moderna produz atualmente milhões de toneladas de substâncias químicas. A semirreação $2\text{Cl}(\text{l})^- \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$ mostra a formação de cada molécula quando elétrons passam pelo circuito, na eletrólise. A partir dessa informação, é correto afirmar que o tempo necessário para produzir 560 mL de gás cloro (um mol da substância gasosa corresponde a um volume de 22,4 litros) que se forma com passagem de corrente com intensidade igual a 19,3 A, considerando-se a constante de Faraday igual a 96.500 C, é de

- a) 8 minutos e 20 segundos.
- b) 6 minutos e 15 segundos.

- c) 4 minutos e 10 segundos.
- d) 2 minutos e 5 segundos.

Questão 30 - (UFGD MS/2014)

Na eletrólise da solução de 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

Questão 31 - (UNITAU SP/2014)

Na produção do cobre, uma indústria aplica uma corrente de 10.000 A em uma cuba eletrolítica. Qual é a massa, em kg, de cobre produzido em 24 horas?

Dados: Constante de Faraday (F) = $96.500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; Massa molar Cu = $63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- a) 284.
- b) 568.
- c) 142.
- d) 56,8.
- e) 14,2.

Questão 32 - (FPS PE/2013)

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: $Q = i \times t$; $1 F = 96.500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1 \text{ C} = 1 \text{ A} \cdot \text{s}$; massa molar ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{Na} = 23,0$ e $\text{Cl} = 35,5$, 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.

Questão 33 - (UNIRG TO/2013)

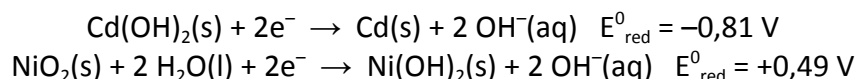
Uma célula eletrolítica foi montada pela inserção de dois eletrodos em uma solução de sulfato de cobre (CuSO_4). Ao aplicar uma corrente de 1,5 A durante duas horas, observou-se que a massa de cobre depositada sobre a superfície de um dos eletrodos foi igual a:

Dados: Constante de Faraday = 96.500 C

- a) 3,5 g
- b) 7,0 g
- c) 10,5 g
- d) 14,0 g

Questão 34 - (FMABC SP/2013)

As pilhas de níquel-cádmio (NiCad) são recarregáveis, tendo grande aplicação em aparelhos portáteis. A partir dos potenciais padrão do hidróxido de cádmio e do dióxido de níquel a seguir, foram feitas algumas afirmações.



Dado: constante de Faraday = 96000 C

- I. A ddp da pilha é de 0,32 V.
- II. A reação de descarga da pilha pode ser representada pela equação:

$$\text{NiO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Cd}(\text{s}) \rightarrow \text{Cd(OH)}_2(\text{s}) + \text{Ni(OH)}_2(\text{s})$$
- III. Para produzir uma corrente 1,6 mA por 1000 s são consumidos aproximadamente 112 mg de cádmio metálico.

Sobre essas sentenças pode-se afirmar que

- a) apenas a I é verdadeira.
- b) apenas a II é verdadeira.
- c) apenas a I e a III são verdadeiras.
- d) apenas a II e a III são verdadeiras.
- e) todas são verdadeiras.

Questão 35 - (UECE/2013)

Uma célula eletrolítica contendo uma solução aquosa de nitrato de certo metal é submetida a uma corrente elétrica de 6 A durante 2 h, 14 min e 30 s. A massa de metal depositada é 54 g. Através de cálculos aproximados, pode-se concluir corretamente que se trata do nitrato de

- a) prata.
- b) cobre.
- c) zinco.
- d) estanho.

Questão 36 - (UFG GO/2013)

Algumas reações eletroquímicas ocorrem espontaneamente, resultando em eletrodepósitos. Um experimento demonstrativo de uma dessas reações é a árvore de prata, na qual íons prata (Ag^+) se depositam sobre cobre metálico gerando íons cobre (Cu^{2+}).

Considerando-se os valores dos potenciais de oxidação da prata e do cobre iguais a $-0,80\text{ V}$ e $-0,34\text{ V}$, respectivamente, escreva as semirreações, a reação global e determine a energia de Gibbs, em kJ/mol , da reação.

Dados: $F = 96.500\text{ C/mol}$

Questão 37 - (Unimontes MG/2013)

Em três células eletrolíticas operando nas mesmas condições durante o período de 1 dia (86.400 s), com uma corrente de 1000 A , obtiveram-se os metais alumínio, cobre e prata a partir dos compostos AgCl , CuCl_2 , AlCl_3 e NiCl . A maior massa produzida foi de

- a) Al .
- b) Cu .
- c) Ni .
- d) Ag .

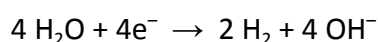
Questão 38 - (UERN/2013)

Um brinquedo, movido a pilha, fica ligado durante $1,5$ hora até ser desligado. Sabe-se que a pilha é recarregável e o seu metal é o magnésio, que possui uma corrente de 10800 mA . Qual foi o desgaste aproximado de magnésio nesse período?

- a) $17,8\text{ g}$.
- b) $14,2\text{ g}$.
- c) $8,9\text{ g}$.
- d) $7,3\text{ g}$.

Questão 39 - (Unioeste PR/2013)

Na decomposição da água temos as seguintes equações:



Esta reação pode ser desencadeada por um potencial aplicado entre dois eletrodos de platina. Para um potencial de $4,5\text{ V}$ que atua durante 50 segundos observa-se uma corrente de $1,93\text{ A}$. Nas condições padrões de temperatura e pressão o volume de gás hidrogênio produzido seria (considere a constante de Faraday como 96.500 C.mol^{-1})

- a) $1,12\text{ L}$.
- b) $2,24\text{ L}$.
- c) $0,224\text{ L}$.
- d) $11,2\text{ mL}$.
- e) $22,4\text{ mL}$.

Questão 40 - (Unioeste PR/2013)

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 come 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.

Questão 41 - (UNCISAL/2013)

As plantas de cloro-soda, um segmento básico da indústria química, produzem por eletrólise cloro, soda cáustica e o hidrogênio como sub-produto. O cloro está presente em diversos setores básicos da economia, gerando derivados como o policloreto de vinila (PVC), produto largamente utilizado na construção civil. A soda cáustica é especialmente utilizada na produção de alumínio, papel e celulose, sabões e detergentes, na indústria têxtil e em muitas outras aplicações. Na eletrólise de uma solução aquosa saturada de cloreto de sódio (salmoura) em uma célula eletroquímica industrial trabalhando durante 3.000 segundos com uma corrente 1×10^4 A a 17°C e $P = 0,8$ atm, o volume de cloro aproximado em m3 produzido é

Dados: $1F = 96.500C$; $R = 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

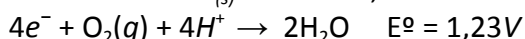
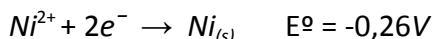
- a) 9,24.
- b) 2,31.
- c) 4,62.
- d) 7,61.
- e) 3,81.

Questão 42 - (UEL PR/2012)

Em uma célula eletrolítica contendo solução de NiSO_4 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 $\text{Ni} = 58,7$ gramas, 1 mol de $\text{O}_2 = 32,0$ gramas



Apresente os cálculos realizados na resolução da questão.

Questão 43 - (UFPE/2012)

Uma célula para produção de cobre eletrolítico consiste de um ânodo de cobre impuro e um cátodo de cobre puro (massa atômica de $63,5 \text{ g mol}^{-1}$), em um

eletrólito de sulfato de cobre (II). Qual a corrente, em Ampère, que deve ser aplicada para se obter 63,5 g de cobre puro em 26,8 horas?

Dado: $F = 96500 \text{ C mol}^{-1}$.

TEXTO: 4 - Comum à questão: 44

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.

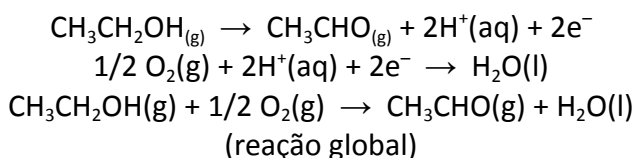
Questão 44 - (UNICAMP SP/2012)

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: 5 - Comum à questão: 45

O etilômetro, também conhecido como bafômetro, é um aparelho utilizado pela polícia para identificar condutores automotivos suspeitos de estarem alcoolizados. O princípio de funcionamento de um dos vários tipos de etilômetro é o eletroquímico onde o etanol (presente no “bafo” expirado) é oxidado em meio ácido catalisado por platina. Os elétrons liberados na reação de oxidação gera uma corrente elétrica que é proporcional a quantidade de álcool presente no “bafo”. Depois esses elétrons reduzem o gás oxigênio em meio ácido produzindo água.



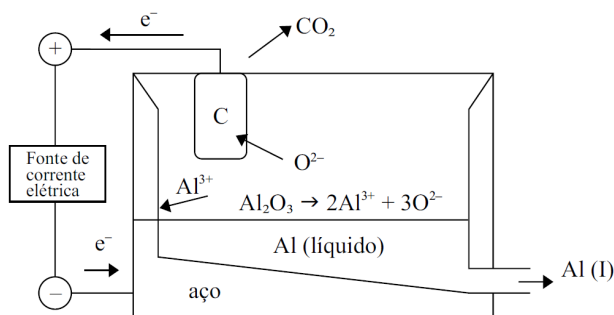
Questão 45 - (ACAFE SC/2012)

Quantos elétrons são produzidos a partir da oxidação de 460 μg de etanol no interior de um bafômetro informado no texto acima?

Dado: número de Avogrado: 6×10^{23} $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = 46 \text{ g/mol}$

- a) $1,2 \times 10^{16}$ elétrons.
- b) $1,2 \times 10^{18}$ elétrons.
- c) $1,2 \times 10^{19}$ elétrons.
- d) $2,4 \times 10^{23}$ elétrons.

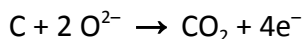
Questão 46 - (FGV SP/2012) O Brasil é o sexto principal país produtor de alumínio. Sua produção é feita a partir da bauxita, mineral que apresenta o óxido Al_2O_3 . Após o processamento químico da bauxita, o óxido é transferido para uma cuba eletrolítica na qual o alumínio é obtido por processo de eletrólise ígnea. Os eletrodos da cuba eletrolítica são as suas paredes de aço, polo negativo, e barras de carbono, polo positivo.



O processo ocorre em alta temperatura, de forma que o óxido se funde e seus íons se dissociam. O alumínio metálico é formado e escoado na forma líquida.

As semirreações que ocorrem na cuba eletrolítica são

Polo +



Polo –



A quantidade em mols de CO_2 que se forma para cada um mol de Al e o polo negativo da cuba eletrolítica são respectivamente

- 4/3 e ânodo, onde ocorre a redução.
- 3/4 e ânodo, onde ocorre a oxidação.
- 4/3 e cátodo, onde ocorre a redução.
- 3/4 e cátodo, onde ocorre a redução.
- 3/4 e cátodo, onde ocorre a oxidação.

Questão 47 - (Mackenzie SP/2012) 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

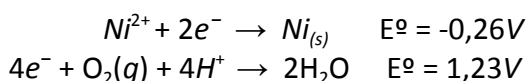
Massas molares em (g/mol) Ni = 58,7

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

Questão 48 - (UEL PR/2012) Em uma célula eletrolítica contendo solução de NiSO_4 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_2 = 32,0 gramas



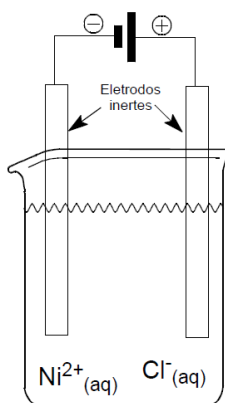
Apresente os cálculos realizados na resolução da questão.

Questão 49 - (UFG GO/2012) 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 NiCl_2 .

Dados:

Constante de Faraday: 96.500 C/mol

Massa Molar do Ni: 59 g/mol

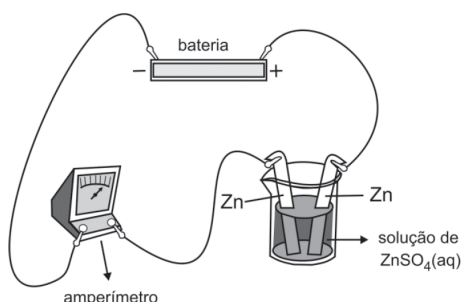


Baseando-se no esquema apresentado,

- 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 NiCl_2 , com excesso de 50%, necessária para garantir a eletrodeposição de 30 g de $\text{Ni}_{(s)}$.

Questão 50 - (FUVEST SP/2012) 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 (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 = $6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

TEXTO: 6 - Comum à questão: 51

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)

Questão 51 - (PUC Camp SP/2012)

Para transformar 1 mol de íons férrico, 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 = $9,65 \times 10^4 \text{ C/mol}$

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

Questão 52 - (IFPE/2012)

O processo de eletrodeposição em peças metálicas como: talheres, instrumentos cirúrgicos, automóveis, não é utilizado apenas para embelezamento das mesmas, mas também para sua proteção contra a corrosão. Deseja-se niquelar 10 peças de aço idênticas utilizando-se uma solução de sulfato de níquel II. Para niquelar cada uma, gasta-se 1,18g de níquel utilizando uma corrente elétrica de 38,6 A. Devido às dimensões reduzidas do equipamento, só é possível niquelar uma peça por vez. Desprezando o tempo necessário para colocação das peças no equipamento, assinale a alternativa que indica corretamente o tempo gasto para fazer a niquelação das 10 peças.

Dados: $1F = 96.500\text{C}$ e $\text{Ni} = 59\text{g/mol}$.

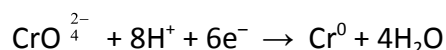
- a) 16 min e 40 segundos
- b) 20 min e 50 segundos
- c) 42 min e 20 segundos
- d) 35 min. e 10 segundos
- e) 14 min. e 29 segundos

Questão 53 - (UEPA/2012)

Este ano foi noticiado pelo jornal Ventos do Norte que um aluno do ensino médio danificou um Opala Couper, 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 6h, e que neste processo ele utilizaria uma corrente de 10A.

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= 52g/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 19,39g.
- 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

Questão 54 - (EsPCEX/2012)

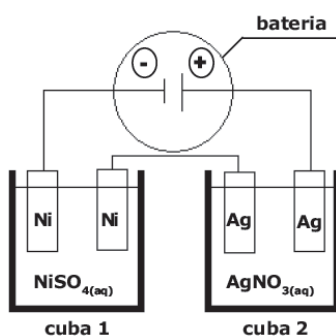
Duas cubas eletrolíticas distintas, uma contendo eletrodos de níquel (Ni) e solução aquosa de NiSO_4 e outra contendo eletrodos de prata (Ag) e solução aquosa de AgNO_3 , estão ligadas em série, conforme mostra a figura a seguir.

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

Questão 55 - (UPE PE/2011) 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

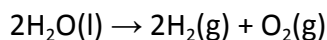
- a) 16ª
- b) 12A
- c) 10A
- d) 18A
- e) 25A

Questão 56 - (UFT TO/2011) A obtenção do Magnésio metálico por eletrólise do $MgCl_2$ fundido, apresenta como semi-reação: $Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$. Se durante um processo for aplicada uma corrente elétrica de 50,0A por um período de 1h, qual a massa aproximada de magnésio formada?

dado: constante de Faraday: $F = 96.500C/mol$.

- a) 22,0g
- b) $6,2 \times 10^{-3} g$
- c) 44,0g
- d) 11,0g
- e) $9,6 \times 10^3 g$

Questão 57 - (UFPE/2011) Uma alternativa para armazenar a eletricidade proveniente de sistemas eólicos (energia do vento), sistemas fotovoltaicos (energia solar) e outros sistemas alternativos, é na forma de hidrogênio, através da eletrólise da água, segundo a reação. :



Dado que a constante de Faraday é de 96500 C/mol, analise as afirmações abaixo.

- 00. Uma corrente de 0,5 Ampère durante 1 hora deverá produzir aproximadamente 4,8 mols de $H_2(g)$.
- 01. A produção de 2 mols de $H_2(g)$ requer 4x96500 Coulombs.
- 02. A produção de 1 mol de $H_2(g)$ requer o mesmo número de Coulombs que a produção de 1 mol de $O_2(g)$
- 03. Uma corrente de 1 Ampère durante 10 horas deverá produzir aproximadamente 0,09 mol de $O_2(g)$
- 04. Para cada mol de $H_2(g)$ produzido, são transferidos 4 mols de elétrons.

Questão 58 - (UEG GO/2011) Considere que 0,585 g de cloreto de sódio foram fundidos e, posteriormente, submetidos a uma corrente elétrica de 3,86 A. Para o processo, determine:

DADO: $1F = 96500\text{ C}$

- a) a equação global;
- b) o tempo necessário para a completa decomposição do sal.

Questão 59 - (ITA SP/2011) Em um experimento eletrolítico, uma corrente elétrica circula através de duas células durante 5 horas. Cada célula contém condutores eletrônicos de platina. A primeira célula contém solução aquosa de íons Au^{3+} enquanto que, na segunda célula, está presente uma solução aquosa de íons Cu^{2+} . Sabendo que 9,85 g de ouro puro foram depositados na primeira célula, assinale a opção que corresponde à massa de cobre, em gramas, depositada na segunda célula eletrolítica.

- a) 2,4
- b) 3,6
- c) 4,8
- d) 6,0
- e) 7,2

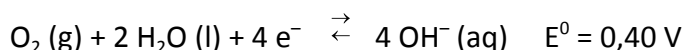
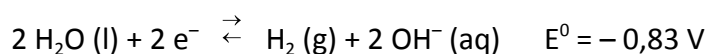
Questão 60 - (PUC RS/2011) Utilizou-se, em uma cuba eletrolítica, uma corrente elétrica para depositar toda a prata existente em 0,5 litro de uma solução 0,2M de $AgNO_3$. Se F é a carga de um mol de elétrons, qual a carga necessária para completar a operação?

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

e) 2,0F

Questão 61 - (UFF RJ/2011) Uma eletrólise ígnea de ZnCl_2 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.

Questão 62 - (UFG GO/2011) As células combustíveis são dispositivos de conversão contínua de energia química em energia elétrica. Essas células funcionam pela reação entre o hidrogênio e o oxigênio, conforme as semirreações apresentadas a seguir.



A água resultante da reação entre $\text{H}_2 (\text{g})$ e $\text{O}_2 (\text{g})$ pode ser aproveitada para consumo dos tripulantes em espaçonaves ou ônibus espaciais.

Considerando as informações acima,

- a) calcule a tensão gerada com 10 células idênticas montadas em série.
- b) calcule a massa de H_2 necessária para produzir a quantidade de água suficiente para abastecimento diário de um ônibus espacial contendo seis tripulantes. Considere que o volume consumido por cada tripulante é de 1,5 L de água por dia e que a temperatura no interior da aeronave é igual a 25°C .

Dado: densidade da água: 1 g/mL

Questão 63 - (PUC RS/2011)

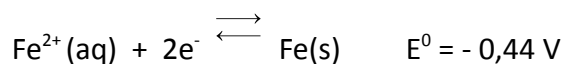
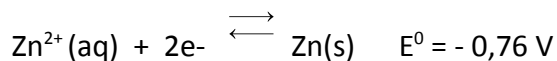
Uma amostra de alumínio comercial, de massa igual a 10,0g, foi dissolvida em ácido adequado, e a solução resultante foi eletrolisada até a deposição total de alumínio, mediante a passagem de 1 mol de elétrons pelo circuito. O percentual de pureza aproximado do alumínio comercial é

- a) 90%
- b) 80%
- c) 70%
- d) 60%
- e) 50%

Questão 64 - (UFC CE/2010) Revestimento metálico de zinco sobre ferro é obtido pela redução de íons Zn^{2+} a partir da eletrólise de uma solução aquosa contendo estes íons.

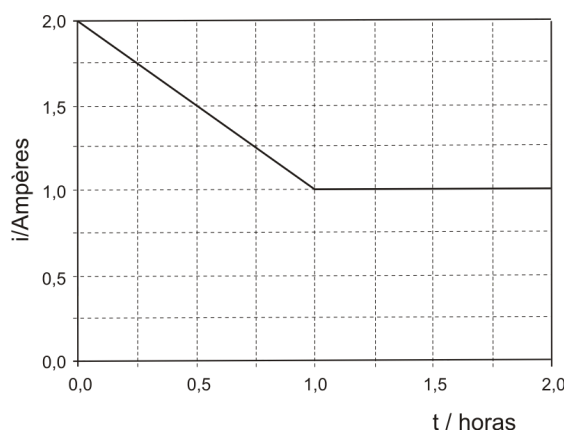
- a) Considerando que ferro e zinco formam um par galvânico, indique, a partir dos valores de potencial padrão de eletrodo, fornecidos abaixo, que metal atuará como ânodo e que metal atuará como cátodo neste par galvânico. Justifique sua resposta em função dos valores de potencial padrão de eletrodo fornecidos.

Dados:



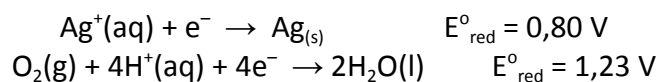
- b) Considerando que, em uma célula eletrolítica, a intensidade de corrente elétrica para a redução de íons Zn^{2+} varia com o tempo, de acordo com o gráfico abaixo, determine o número de moles de zinco metálico reduzido sobre ferro.

Dado: Assuma que um mol de elétrons corresponde a uma carga de 96.500 C.



Questão 65 - (UEM PR/2010) Na eletrólise de uma solução aquosa de AgF , usando eletrodos inertes, faz-se passar uma corrente elétrica de 4,46 ampères durante 100 segundos, o que leva à formação de prata metálica e gás oxigênio. Considerando essas afirmações e as semirreações abaixo, com seus respectivos potenciais padrão de redução, assinale o que for **correto**.

(Dados: constante de Faraday = 96500C/mol.)



01. A semirreação de redução, que ocorre no cátodo é $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$.
02. A semirreação de oxidação, que ocorre no ânodo é $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^-$.
04. Para que a eletrólise ocorra é necessário aplicar uma voltagem superior a 0,43 V.
08. Será produzido no cátodo, aproximadamente, 0,05 g de $\text{Ag}(\text{s})$.

16. Se a corrente for aumentada para 44,6 ampères, a quantidade de Ag(s) será dez vezes maior.

Questão 66 - (UFT TO/2010) Atualmente, César Cielo é o brasileiro mais rápido do mundo na natação estilo livre. Após ter vencido os 50 metros livres nas Olimpíadas de Pequim, em 2008, é o campeão e recordista mundial dos 100 metros livres e campeão dos 50 metros livres. Estas três medalhas de ouro são um marco para a natação brasileira e César Cielo, um exemplo de atleta para os jovens do Brasil. As medalhas conquistadas, ao contrário do que muitos pensam, não possuem valor financeiro relevante, pois são feitas de prata e apenas recobertas com uma fina camada de ouro. O uso de corrente elétrica para produzir uma reação química, chamada de eletrólise, é a técnica aplicada para recobrir a prata com o ouro, produzindo assim a tão almejada medalha de ouro. O processo consiste em reduzir uma solução aquosa de Ouro(III) contendo excesso de íons cloreto, a ser depositada sobre a Prata, que atua como um eletrodo, conforme a reação total a seguir: $\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^{-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Au}(\text{s}) + 3/2 \text{Cl}_2(\text{g})$

Supondo que tenha sido utilizada uma corrente elétrica constante de 3,5 ampere durante 35 minutos, determine qual das alternativas abaixo representa corretamente a quantidade de ouro depositada em cada medalha:

(Dados: constante de Faraday = $9,65 \times 10^4 \text{ coulomb mol}^{-1}$; 1 ampere = 1 coulomb s^{-1})

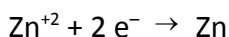
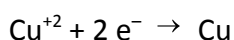
- a) 15 gramas
- b) 5,0 gramas
- c) 7,0 gramas
- d) 12 gramas
- e) 10 gramas

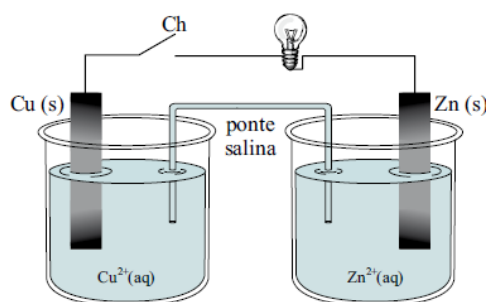
Questão 67 - (UNESP SP/2010) A pilha esquematizada, de resistência desprezível, foi construída usando-se, como eletrodos, uma lâmina de cobre mergulhada em solução aquosa, contendo íons Cu^{+2} (1 mol.L^{-1}) e uma lâmina de zinco mergulhada em solução aquosa contendo íons Zn^{+2} (1 mol.L^{-1}). Além da pilha, cuja diferença de potencial é igual a 1,1 volts, o circuito é constituído por uma lâmpada pequena e uma chave interruptora Ch. Com a chave fechada, o eletrodo de cobre teve um incremento de massa de $63,5 \mu \text{ g}$ após 193s.

Dados: $P = U.i$

Carga de um mol de elétrons = 96 500C

Massas molares (g.mol^{-1}): Zn = 65,4; Cu = 63,5





Considerando que a corrente elétrica se manteve constante nesse intervalo de tempo, a potência dissipada pela lâmpada nesse período foi de:

- a) 1,1 mW.
- b) 1,1 W.
- c) 0,55 mW.
- d) 96 500 W.
- e) 0,22 mW.

Questão 68 - (UFMS/2010) Sabendo-se que, num sistema eletroquímico, a carga Q (Coulombs) é obtida pelo produto da corrente i (Ampere) pelo tempo t (segundos), e que a passagem de 1 mol de elétrons numa galvanoplastia produz 1 Faraday de carga (96500 Coulombs), calcule a massa de prata metálica, em gramas, que será depositada no catodo, pela passagem de 19,3 A de corrente, durante 1 hora 23 minutos e 20 segundos, numa solução aquosa contendo íons Ag^+ .

Questão 69 - (UNICAMP SP/2010) A *Revista nº160* traz um comentário sobre um ônibus montado no Brasil que tem como combustível o gás hidrogênio. Resumidamente, explica-se que no ônibus existem células eletroquímicas formadas por um conjunto de placas (eletrodos) e uma membrana polimérica chamada “membrana de troca de prótons”. Em um tipo de eletrodo, o hidrogênio é “quebrado” (aspas nossas) e elétrons são liberados, gerando uma corrente elétrica em direção ao outro tipo de eletrodo, onde o gás oxigênio forma íons óxido. Os produtos que se originam nos dois diferentes eletrodos reagem para formar água.

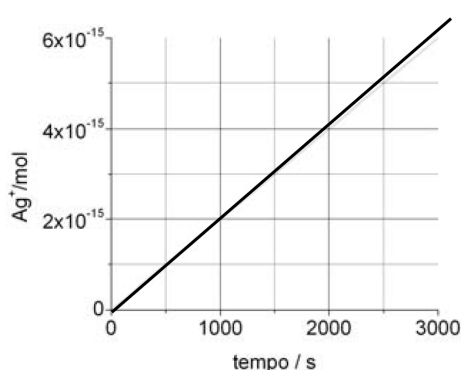
- a) Considerando-se as informações do texto, escreva a equação química da semirreação de oxidação que ocorre nessa célula eletroquímica.
- b) Que massa de gás hidrogênio deve ser transformada na célula eletroquímica para que, no funcionamento do ônibus, haja uma liberação de 38,0 MJ? Dado: entalpia de formação da água = -242 kJ mol^{-1} .

Questão 70 - (UNICAMP SP/2010) A *Revista nº126* veiculou uma notícia sobre uma máquina de lavar que deixa as roupas limpas sem a necessidade de usar produtos alvejantes e elimina praticamente todas as bactérias dos tecidos. O

segredo do equipamento é a injeção de íons prata durante a operação de lavagem. A corrente elétrica passa por duas chapas de prata, do tamanho de uma goma de mascar, gerando íons prata, que são lançados na água durante os ciclos de limpeza.

- a) No seu site, o fabricante informa que a máquina de lavar fornece 100 quadrilhões (100×10^{15}) de íons prata a cada lavagem. Considerando que a máquina seja utilizada 3 vezes por semana, quantos gramas de prata são lançados no ambiente em um ano (52 semanas)?
- b) Considere que a liberação de íons Ag^+ em função do tempo se dá de acordo com o gráfico abaixo. Calcule a corrente em amperes (C/s) em que a máquina está operando na liberação dos íons. Mostre seu raciocínio.

Dado: $F = 96.500 \text{ C mol}^{-1}$, Constante de Avogadro = $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$



TEXTO: 7 - Comum à questão: 71 Corais

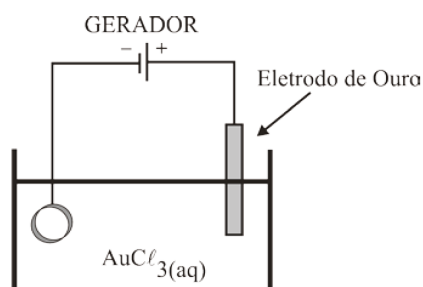
Recifes de corais artificiais estão sendo usados para acelerar o processo de restauração dos recifes naturais. Para isso, a Biorock Inc. utiliza armações de aço que são energizadas por uma corrente elétrica de baixa voltagem. Isto faz com que os minerais da água do mar nelas se prendam, formando uma fina camada de calcário. Desse modo, pode-se prender pequenos pedaços de coral nas armações, que ficam seguras devido ao calcário acumulado.

(BBC Knowledge, outubro de 2009, p. 9)

Questão 71 - (PUC Camp SP/2010) Considerando uma corrente elétrica de 1,0 mA, o tempo gasto, em segundos, para formar 1,0 g de H_2 , considerando somente esta reação no cátodo, é, aproximadamente,

- a) 9×10^7
b) 1×10^6
c) 9×10^5
d) 1×10^5
e) 1×10^3

Questão 72 - (Mackenzie SP/2010) A galvanoplastia é um processo eletroquímico que consiste em depositar um metal sobre outro, por meio da redução química ou eletrolítica, para proteção, para aumentar a condutividade, para aumentar a resistência ao atrito, para melhorar a aparência e a dureza superficial, entre outros objetivos. Com base nesses conhecimentos, uma cuba eletrolítica foi montada para a douração de um anel de alumínio, conforme ilustração.



Dados: Au = 197 g/mol e 1 mol de elétrons = $9,6 \cdot 10^4$ C.

A respeito do processo eletroquímico ilustrado acima, considere as afirmações dadas, de I a V.

- I. O anel foi colocado no ânodo da cuba eletrolítica.
- II. Ao passar uma corrente de 3 ampères, durante 16 minutos, há a deposição de aproximadamente 2,0 g de ouro sobre o anel.
- III. No polo positivo ocorre a reação $\text{Au}_{(s)} \rightarrow \text{Au}^{3+}_{(aq)} + 3 e^-$.
- IV. No cátodo da cela eletrolítica ocorre oxidação.
- V. No anel ocorre a reação $\text{Au}^{3+}_{(aq)} + 3 e^- \rightarrow \text{Au}_{(s)}$.

Dessas afirmações, estão corretas, somente

- a) I, II e III.
- b) II, III e V.
- c) II, IV e V.
- d) I, III e IV.
- e) III, IV e V.

Questão 73 - (ENEM/2010)

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.

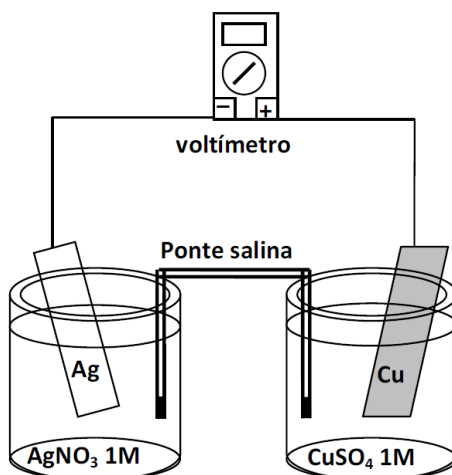
Suponha que, em um processo de recuperação de cobre puro, tenha-se eletrolisado uma solução de sulfato de cobre (II) (CuSO_4) durante 3 h, empregando-se uma corrente elétrica de intensidade igual a 10A. A massa de cobre puro recuperada é de aproximadamente

Dados: Constante de Faraday $F = 96\,500\text{ C/mol}$; Massa molar em g/mol: $\text{Cu} = 63,5$.

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

Questão 74 - (UFPA/2010)

Um voltímetro digital pode ser usado para medir o potencial elétrico de uma célula eletroquímica. Quando a ponta de prova positiva do voltímetro estiver conectada ao terminal positivo da célula e a ponta de prova negativa estiver conectada ao terminal negativo da célula, o voltímetro apresentará um valor positivo de potencial. Do contrário, o valor apresentado será negativo. O esquema abaixo representa uma célula eletroquímica com seus eletrodos conectados a um voltímetro digital.

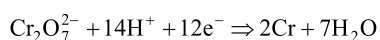


Sabendo-se que os potenciais de eletrodo padrão de redução são +0,34 V para Cu^{2+}/Cu e +0,80 V para Ag^+/Ag , e considerando o circuito montado e o experimento realizado, no qual $T = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $P = 1\text{ bar}$, o voltímetro deve indicar um valor próximo a

- a) +1,14 V
- b) -1,14 V
- c) -0,46 V
- d) +0,46 V
- e) +0,80 V

Questão 75 - (UEM PR/2009)

Considerando que a semi-reação abaixo representa o processo de cromagem, assinale o que for **correto**.



01. Passando-se 10 ampères pela solução de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ durante 44 horas, serão depositados 12 gramas de cromo.
02. Cada cromo do $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ recebe 12 elétrons.
04. O cromo do $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ sofre um processo de redução ao se transformar em Cr.
08. A reação se processa em meio ácido.
16. Se partirmos de uma solução preparada pela dissolução de 1,176 kg de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, poderemos ter, no máximo, a formação de 416 g de cromo.

Questão 76 - (UFPR/2009)

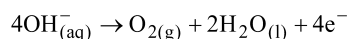
Na produção de alumínio, uma indústria utiliza 15 cubas eletrolíticas em série. Sabendo que a corrente aplicada é 120 kA, qual a massa, em kg, de alumínio produzida por hora?

Dados: Constante de Faraday (F) = 96.500 C.mol⁻¹; Massa molar Al = 27,0 g.mol⁻¹.

- a) 604.
- b) 201.
- c) 1812.
- d) 400.
- e) 150.

Questão 77 - (UFT TO/2009)

Na eletrólise de uma solução de um determinado sal são obtidos no anodo 480 mL de oxigênio durante 190 s. Considerando a semi-reação,



qual é o valor da corrente elétrica que atravessa este circuito, tendo o volume molar do gás, a 20 °C e 1 atm, como sendo 24 litros (constante de Faraday = 96500 C. mol⁻¹)

- a) 4 A
- b) 20 A
- c) 2 A
- d) 40 A

Questão 78 - (UNICAMP SP/2009)

Ao contrário do que muitos pensam, a medalha de ouro da Olimpíada de Beijing é feita de prata, sendo apenas recoberta com uma fina camada de ouro obtida por deposição eletrolítica. Na eletrólise, a medalha cunhada em prata atua como o eletrodo em que o ouro se deposita. A solução eletrolítica é constituída de um sal de ouro (III). A quantidade de ouro depositada em cada medalha é de 6,0 gramas.

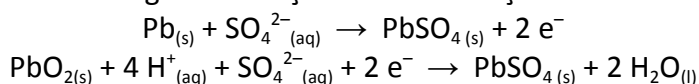
- a) Supondo que o processo de eletrólise tenha sido conduzido em uma solução aquosa de ouro (III) contendo excesso de íons cloreto em meio ácido, equacione a reação total do processo eletroquímico. Considere que no anodo forma-se o gás cloro.

b) Supondo que tenha sido utilizada uma corrente elétrica constante de 2,5 amperes no processo eletrolítico, quanto tempo (em minutos) foi gasto para se fazer a deposição do ouro em uma medalha? Mostre os cálculos.

Dados: constante de Faraday = 96.500 coulomb mol⁻¹; 1 ampere = 1 coulomb s⁻¹.

Questão 79 - (UERJ/2009)

As baterias utilizadas em automóveis são formadas, em geral, por placas de chumbo imersas em solução aquosa de ácido sulfúrico. Durante seu processo de descarga, ocorrem as seguintes reações de oxirredução:



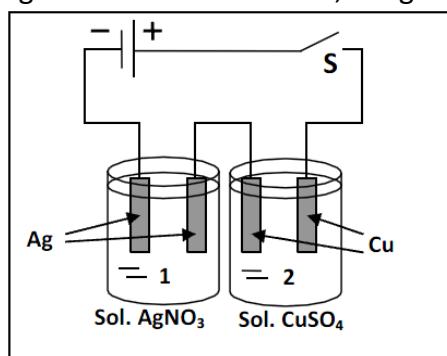
Com o objetivo de determinar a carga fornecida por uma dessas baterias, foram realizadas algumas medidas, cujos resultados estão apresentados na tabela abaixo.

estado da bateria	Solução de H ₂ SO ₄		
	concentração (% m/m)	densidade (g.cm ⁻³)	volume (L)
carregada	40	1,3	2,0
descarregada	27	1,2	2,0

Determine a carga, em Coulombs, fornecida pela bateria durante o processo de descarga.

Questão 80 - (UFPA/2009)

Um experimento foi realizado utilizando-se o arranjo mostrado na figura abaixo. Na célula 1 apresentam-se dois eletrodos de Ag imersos em uma solução aquosa de AgNO₃. Na célula 2 apresentam-se dois eletrodos de Cu imersos em uma solução aquosa de CuSO₄. Após o fechamento da chave S, por um certo período de tempo, a massa do cátodo de Ag teve um aumento de 2,160 g.



O aumento esperado para a massa do cátodo de Cu é de

- a) 1,270 g.
- b) 0,635 g.
- c) 2,160 g.
- d) 1,080 g.
- e) 0,000 g.

Dados: massas molares (g/mol): Ag = 108,0 e Cu = 63,55

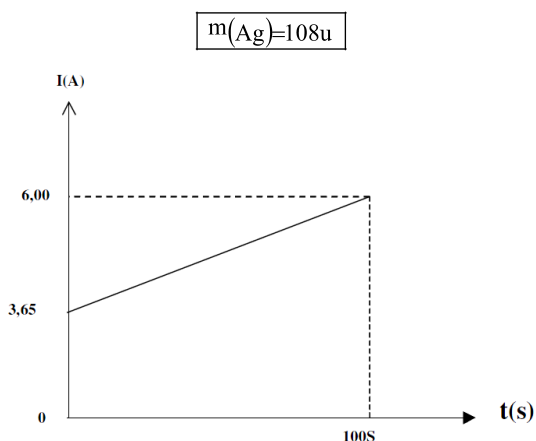
Questão 81 - (UNIFOR CE/2009)

Para depositar 0,55 g de cromo sobre um eletrodo de carbono, a partir de uma solução contendo Cr^{3+} , com intensidade de corrente elétrica de 1,0 A, é necessário deixar o sistema em funcionamento durante, aproximadamente,
 Dado: 1 faraday = 96 500 coulomb

- a) 5 minutos.
- b) 10 minutos.
- c) 15 minutos.
- d) 30 minutos.
- e) 50 minutos.

Questão 82 - (UPE PE/2009)

A galvanoplastia é largamente usada pela indústria como processo de revestimento de superfície metálica com outros metais, utilizando-se a eletrólise. O gráfico abaixo representa a variação da intensidade da corrente elétrica(i), que atravessa uma cuba eletrolítica, contendo uma solução aquosa de nitrato de prata, em função do tempo, em um processo de prateação.



É CORRETO afirmar que a massa de prata liberada no cátodo é igual a

- a) 10,80g
- b) 108,0g
- c) 5,40g
- d) 54,0g
- e) 0,54g

Questão 83 - (UPE PE/2009)

Numa cuba de galvanoplastia, cujo cátodo tem uma área de 100 cm^2 , contendo uma solução aquosa de nitrato de prata, passa-se uma corrente elétrica de 1,93A durante 25 min. Admita que a massa de prata depositada no cátodo se deposite uniformemente, por toda a área do cátodo. Em relação a essa experiência de prateação, é CORRETO afirmar que

$$m_a(\text{Ag}) = 108\text{u}, d_{\text{Ag}} = 10,0\text{g/cm}^3$$

- a) a massa de prata depositada no cátodo é igual a 3,50g.

- b) a espessura da camada de prata depositada no cátodo é de $3,24 \times 10^{-3}$ cm.
- c) a carga que atravessou a cuba durante os 25 min é igual a 3.000C.
- d) a massa de prata depositada no cátodo é igual a 7,0g.
- e) a quantidade de prata presente na solução é insuficiente para cobrir toda a área do cátodo.

Questão 84 - (CEFET PR/2009)

O gás hidrogênio pode ser obtido por meio da eletrólise da água do mar (salmoura), podendo ser uma fonte de energia para ser utilizada em motores de combustão. Considerando-se que uma eletrólise bem sucedida possui um rendimento de 100% e que se utilize uma corrente elétrica de 50 A, durante quanto tempo (aproximadamente) será necessária efetuar uma eletrólise para se obter 0,5 m³ do gás hidrogênio, sob condições normais de temperatura e pressão?

DADOS: $2 \text{H}^{1+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$; $q(\text{e}^{-}) = 1,602 \times 10^{-19}$ C

$V_M = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

$F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

- a) 1 dia.
- b) 2 dias.
- c) 3 dias.
- d) 23 minutos.
- e) 2 horas.

Questão 85 - (UERGS/2009)

A quantidade de eletricidade necessária para eletrodepositar 58,7 g de níquel a partir de uma solução de NiCl₂ é igual a

- a) 1,0 faraday
- b) 2,0 faradays.
- c) 1,0 coulomb.
- d) 2,0 coulombs.
- e) 96500 coulombs.

Questão 86 - (UFABC SP/2009)

A superfície de uma peça metálica foi cromada por meio da eletrólise de 500mL de uma solução aquosa, contendo íons Cr³⁺ em concentração de 0,1mol/L.

- a) Escreva a equação da semi-reação em que íons de cromo são transformados em cromo metálico.
- b) Sendo 1 faraday a carga elétrica de 1mol de elétrons, e considerando rendimento de 100%, que carga elétrica é necessária para eletrolisar todo o cromo presente na solução?

Questão 87 - (UFCG PB/2009)

Numa pilha zinco/ar, os pares eletroquímicos ZnO/Zn e O₂/OH⁻ são envolvidos na reação de oxidorredução. Durante o funcionamento da pilha, o zinco é oxidado e o oxigênio é reduzido. Se a força eletromotriz da pilha é E = 1,4 V, a sua capacidade

energética de 54 Ah e a sua corrente: $I = 1,2 \text{ mA}$, analise as afirmativas I, II, III e IV e assinale a alternativa que indica o número exato de afirmativas INCORRETAS.

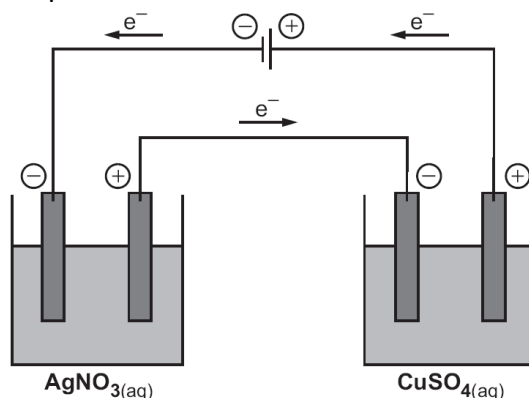
- I. O tempo de vida útil da pilha é de aproximadamente 45.000 horas.
- II. Durante este tempo de vida, a massa de zinco desaparecida é de 65,4 g.
- III. Durante este tempo, o volume de oxigênio consumido é de 24 L.
- IV. Durante a reação, o zinco é o polo positivo da pilha.

Dados: $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$; volume molar do $\text{O}_2 = 24 \text{ L}$ e $1 \text{ F} = 96.500 \text{ C}$.

- a) 3.
- b) 4.
- c) 0.
- d) 1.
- e) 2.

Questão 88 - (Mackenzie SP/2008)

Duas celas eletrolíticas estão conectadas em série e ambas possuem eletrodos de grafite, conforme o esquema abaixo.



Em uma das celas, foi colocada uma solução de nitrato de prata, enquanto, na outra, existe uma solução de sulfato de cobre II, ambas equimolares. Durante um determinado intervalo de tempo, ocorreu a deposição de 3 mol de prata metálica no cátodo da cela da esquerda. Portanto, a massa de cobre metálico que será depositada no cátodo da cela da direita corresponde a

Dado: Massa molar ($\text{Ag} = 108 \text{ g/mol}$, $\text{Cu} = 63,5 \text{ g/mol}$)

- a) 95,25 g.
- b) 63,50 g.
- c) 127,00 g.
- d) 190,50 g.
- e) 21,20 g.

Questão 89 - (UEM PR/2008)

Qual é a massa aproximada de cádmio que se deposita no cátodo, via eletrólise ígnea, em uma cela eletroquímica que contém CdCl_2 fundido, ao se passar uma corrente de 6 Ampères por 134 minutos?

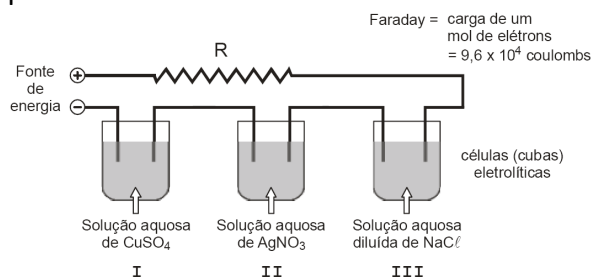
(Dados: constante de Faraday = 96500 C)

- a) 28 g

- b) 0,47 g
- c) 0,56 g
- d) 56 g
- e) 47 g

Questão 90 - (UNIFOR CE/2008)

Três cubas eletrolíticas, contendo diferentes soluções aquosas e placas metálicas inertes, utilizadas apenas como condutoras de corrente elétrica, foram ligadas em série como no esquema.



Ligou-se a fonte de energia elétrica durante algum tempo de modo a circular $9,6 \times 10^4$ coulombs.

Nesse caso,

- I. depositou-se, em uma das placas da célula I, 0,50 mol de cobre metálico.
- II. depositaram-se, em uma das placas da célula II, 2,0 mols de prata metálica.
- III. ocorreu liberação de oxigênio e hidrogênio na célula III.

Está correto o que se afirma em

- a) I, somente.
- b) II, somente.
- c) III, somente.
- d) I e III, somente.
- e) I, II e III.

Questão 91 - (Unimontes MG/2008)

O alumínio (Al) é obtido, eletroliticamente, a partir de alumina (Al_2O_3) fundida. Durante a eletrólise, o íon 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.

Questão 92 - (UNESP SP/2008)

Um estudante mergulhou uma lâmina de zinco de massa igual a 10,0 g em uma solução de NiSO_4 e observou a deposição espontânea de níquel sobre a placa de zinco, com a conseqüente formação de ZnSO_4 . No final do experimento, ele verificou que a massa da lâmina foi alterada para 9,3 g. Sabendo que a massa molar do Zn = $65,5 \text{ g.mol}^{-1}$ e do Ni = $58,5 \text{ g.mol}^{-1}$, calcule, em números de mols, a quantidade de matéria depositada.

Questão 93 - (Unimontes MG/2008)

Uma solução aquosa de cloreto de ouro (AuCl_3) foi submetida à eletrólise durante 30min. Considerando a constante de Faraday igual a 96.500 C e a fórmula $Q = i \cdot t$, determine, aproximadamente, a corrente (A) aplicada na célula para se obter 197 mg de ouro.

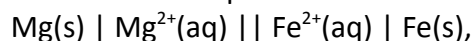
- a) 0,16.
- b) 53,6.
- c) 9,65.
- d) 0,001.

Questão 94 - (UFMS/2008)

As reações eletroquímicas são fundamentais para o funcionamento da vida cotidiana moderna. O seu entendimento permitiu o desenvolvimento de inúmeras baterias (pilhas) e, conseqüentemente, a evolução de diversos equipamentos eletrônicos, tais como marca-passos cardíacos, controles-remotos, aparelhos celulares, computadores, máquinas fotográficas, etc. Uma pilha eficiente deve, dentre outras características, ser econômica, estável, segura e leve.

A respeito desse assunto, analise as proposições abaixo e assinale a(s) correta(s).
(Massa molar: Cu = 63,5 g/mol).

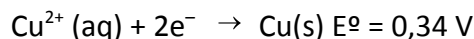
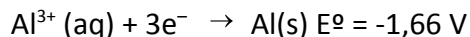
01. Na célula eletroquímica:



os elétrons fluem, pelo circuito externo, do magnésio para o ferro.

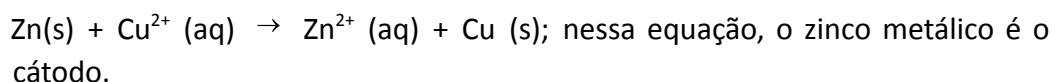
02. A força eletromotriz de uma célula eletroquímica depende da natureza dos eletrodos.

04. Dadas as semi-reações:



o potencial da célula galvânica que se utiliza das semi-reações será de 2,00V.

08. A equação seguinte indica as reações que ocorrem em uma pilha:



16. Sabendo-se que um faraday é igual a 96500 coulombs, o tempo, em segundos, necessário para eletrodepositar 6,35g de Cu^{2+} , utilizando-se uma corrente de 2 amperes, será de 4825 segundos.

Questão 95 - (UEL PR/2007)

A vantagem principal do magnésio como material de construção é a sua leveza ($1,74 \text{ g/cm}^3$) quando comparado com o alumínio ($2,7 \text{ g/cm}^3$) e o aço inoxidável ($7,8 \text{ g/cm}^3$). É usado em ligas leves e fortes, não só na indústria espacial e aeronáutica, mas também em aparelhos óticos e equipamentos. As ligas de magnésio podem ser extraordinariamente resistentes, sendo empregadas na fabricação de motores e fuselagens de aviões. Anualmente, são produzidas mais de 300.000 toneladas de magnésio, sendo a maior parte pela eletrólise do MgCl_2 , presente em grandes quantidades na água do mar.

Fonte: Garritz, A & Chamizo, J. A. Química. Tradução de Giovanni S. Crisi. São Paulo. Prentice Hall, 2002. p. 565.

(Dado: $F = 96.500 \text{ C}$)

Com base no texto e nos conhecimentos sobre o tema, é correto afirmar:

- a) A eletrólise é uma reação química conduzida sempre em sua direção espontânea pela aplicação de uma corrente elétrica.
- b) Na eletrólise do MgCl_2 fundido, a oxidação do Cl_2 para cloreto ocorre no cátodo e a semi-reação que ocorre no ânodo é $\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^0$.
- c) Se forem passados 50.000 C através do MgCl_2 fundido, as massas de Mg e de Cl_2 produzidas serão, respectivamente, de 6,29 g e 18,4 g.
- d) A quantidade de Mg depositado na célula eletroquímica é proporcional ao seu número atômico.
- e) Neste processo de eletrólise, o íon cloreto é reduzido mais facilmente que o magnésio porque este último é mais eletronegativo que o cloro.

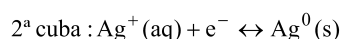
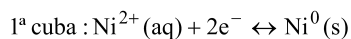
Questão 96 - (UERJ/2007)

Em uma célula eletrolítica, com eletrodos inertes, uma corrente de 1,00 A passa por uma solução aquosa de cloreto de ferro, produzindo $\text{Fe}_{(s)}$ e $\text{Cl}_{2(g)}$. Admita que 2,80g de ferro são depositados no catodo, quando a célula funciona por 160min 50s.

Determine a fórmula do cloreto de ferro utilizado na preparação da solução originalmente eletrolisada e escreva a equação eletroquímica que representa a descarga ocorrida no anodo.

Questão 97 - (UFMS/2007)

Numa pequena empresa que reveste acessórios por deposição eletroquímica, foram montadas duas cubas eletrolíticas ligadas em série, com o objetivo de reduzir o consumo de energia elétrica. Na primeira cuba, efetuou-se a deposição de níquel metálico e, na segunda, prata metálica, tendo ocorrido as seguintes semi-reações:



Sabendo-se que, no cátodo da primeira cuba, foram depositados 12,02 g de níquel metálico, calcule a massa de prata, em gramas, depositada no cátodo da segunda cuba. Aproxime o resultado para o inteiro mais próximo. Dados: Massa Molares (g/mol): Ni = 59; Ag = 108

Questão 98 - (UFPA/2007)

Recentemente cientistas têm proposto um novo processo de obtenção do “ferro verde”, por meio do qual se faz passar uma corrente elétrica em uma solução contendo minério de ferro (assuma Fe_2O_3) dissolvido em dióxido de silício e óxido de cálcio a 1600 °C. Por esse procedimento seria evitada a emissão anual de bilhões

de toneladas de dióxido de carbono na atmosfera, como ocorre no processo convencional. Se uma siderúrgica utilizar, por um dia (24 horas), esta nova forma de obtenção do “ferro verde”, aplicando uma corrente elétrica de 9650 A, em **qual eletrodo** irá ocorrer a redução do ferro?

Calcule a massa de ferro, em kg, depositada neste eletrodo.

Dados:

Massa molar do ferro = 56 g/mol.

1 F = 96.500 C

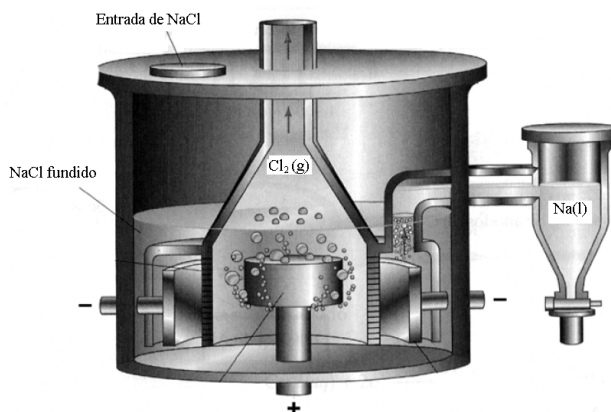
TEXTO: 8 - Comum à questão: 99

Encontrei uma preta que estava a chorar, pedi-lhe uma lágrima para analisar. Recolhi-a com todo cuidado num tubo de ensaio bem esterilizado. Olhei-a de um lado, do outro e de frente: tinha um ar de gota muito transparente. Mande vir os ácidos, as bases e os sais, as drogas usadas em casos que tais. Ensaiei a frio, experimentei ao lume, de todas as vezes deu-me o que é costume: nem sinais de negro, nem vestígios de ódio. Água (quase tudo) e cloreto de sódio.

Disponível em: <<http://www.users.isr.ist.utl.pt/~cfb.Vds/v122.txt>> Acesso em: 17 mai. 2007. [Adaptado].

Questão 99 - (UEG GO/2007)

A eletrólise é um método bastante importante na obtenção industrial de metais de alta reatividade, como *sódio*, *magnésio* e *alumínio*. Para produção de sódio metálico, emprega-se o NaCl como matéria-prima, por causa de sua grande abundância. O processo é conhecido como eletrólise ígnea. A figura a seguir representa a célula construída especialmente para esse caso, conhecida como *célula de Downs*. O NaCl é submetido a altas temperaturas, fundindo-se totalmente. Nesse estado físico, a eletrólise é efetuada.



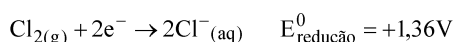
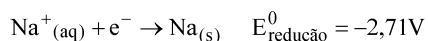
Dados:

$R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ (constante dos gases),

$N_A = 6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ (número de Avogadro),

$e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ (carga elementar do elétron)

e $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g mol}^{-1}$.



Tendo em vista a figura e os dados fornecidos, é CORRETO afirmar:

- No ânodo, após 1 hora e 20 minutos, com uma corrente elétrica de 3,0 A, forma-se uma massa igual a 3,45 g de sódio líquido.
- Em células galvânicas como a de Downs, as semi-reações de redução e oxidação ocorrem, respectivamente, nos eletrodos negativo e positivo. No mecanismo da questão, o Cl^- oxida-se no ânodo, doando seu elétron, que é então capturado pelo Na^+ , no outro eletrodo, no processo de redução.
- Caso uma corrente de 2,0 ampères seja aplicada à célula de Downs durante 53 minutos e 20 segundos, a pressão gerada pelo Cl_2 produzido, dentro de um recipiente de 1 litro a 300 K, será inferior a 1,0 atm.
- Os mesmos produtos da eletrólise ígnea são gerados na eletrólise aquosa, visto que o sal é um condutor tanto em solução quanto no estado líquido. O que torna o processo impraticável, nesse caso, é que o sódio metálico, ao entrar em contato com a água, reage explosivamente, conforme a reação:

$$2\text{Na}_{(\text{s})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow 2\text{NaOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_{2(\text{g})}$$

Questão 100 - (UFRRJ/2007)

Uma das utilidades da eletrodeposição está ligada ao revestimento de superfície. Podemos citar alguns processos: prateação, cromação, niquelação, douração, banho de estanho etc.

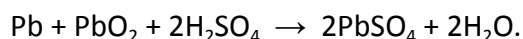
Uma placa metálica é colocada em uma solução aquosa de sulfato de níquel II para fazer uma niquelação (eletrodeposição). Para recobrir a placa, utilizou-se uma corrente elétrica de 2A durante 1h 20 min 25 s.

Calcule a massa de níquel metálico que foi depositada na placa.

Dado: $96500 \text{ C} = 1\text{F}$

Questão 101 - (IME RJ/2006)

Os eletrodos de uma bateria de chumbo são de Pb e PbO_2 . A reação global de descarga é:



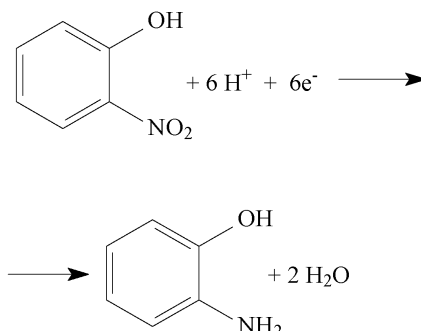
Admita que o “coeficiente de uso” seja de 25%. Este coeficiente representa a fração de Pb e PbO_2 presente na bateria que são realmente usados nas reações dos eletrodos.

Calcule:

- A massa mínima de chumbo em quilogramas (incluindo todas as formas em que se encontra esse elemento) que deve existir numa bateria para que ela possa fornecer uma carga de $38,6 \times 10^4 \text{ C}$.
- O valor aproximado da variação da energia livre da reação, sendo de 2,00 V a voltagem média da bateria quando fora de uso.

Questão 102 - (FURG RS/2006)

A equação abaixo mostra a reação de redução do *orto*-nitrofenol à *orto*-aminofenol através de eletrólise.



Partindo-se de uma solução aquosa contendo 0,01 mol de *orto*-nitrofenol com massa molar de 139 g/mol e considerando-se as leis de Faraday, qual o tempo teórico aproximado para que ocorra a redução completa do *orto*-nitrofenol, com a aplicação de uma corrente de 3 A?

- a) 1930 s.
- b) 1600 s.
- c) 1895 s.
- d) 2400 s.
- e) 2015 s.

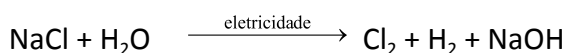
Questão 103 - (UFPE/2006) O alumínio metálico pode ser obtido por processo eletroquímico, no qual o íon Al^{3+} é convertido a alumínio metálico. Se uma unidade montada com esta finalidade opera a 100.000 A e 4 V, qual será a massa do metal obtida após 50 minutos de operação?

(Dados: constante de Faraday: $96.500 \text{ C mol}^{-1}$, $\text{Al} = 27 \text{ g mol}^{-1}$).

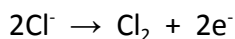
- a) $3,0 \times 10^8 \text{ g}$
- b) $2,8 \times 10^4 \text{ g}$
- c) 27,0 g
- d) 8.100 g
- e) $8,1 \times 10^6 \text{ g}$

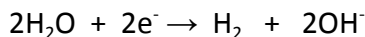
Questão 104 - (UFRN/2006)

O Rio Grande do Norte é o maior produtor de sal marinho (NaCl) do Brasil. Esse sal é uma das principais matérias-primas da indústria química, sendo utilizado, por exemplo, na obtenção do gás cloro (Cl_2). Um dos métodos de obtenção do Cl_2 gasoso é a eletrólise de uma solução concentrada de NaCl. A reação completa não-balanceada é:



As semi-reações que acontecem em cada eletrodo são:





Com base nas informações acima, atenda às solicitações abaixo.

- Identifique o agente oxidante e o redutor. No instante em que forem adicionadas gotas do indicador fenoftaleína, próximo ao catodo e ao anodo, onde haverá mudança de cor? Explique. (Obs.: A fenoftaleína passa de incolor para rosa em $\text{pH} > 8$.)
- Calcule quantos mols de cloro serão produzidos em uma célula eletroquímica industrial, passando 1930 A de corrente durante 8 minutos e 20 segundos.

Questão 105 - (UNESP SP/2006)

Após o Neolítico, a história da humanidade caracterizou-se pelo uso de determinados metais e suas ligas. Assim, à idade do cobre (e do bronze) sucedeu-se a idade do ferro (e do aço), sendo que mais recentemente iniciou-se o uso intensivo do alumínio. Esta seqüência histórica se deve aos diferentes processos de obtenção dos metais correspondentes, que envolvem condições de redução sucessivamente mais drásticas.

- Usando os símbolos químicos, escreva a seqüência destes metais, partindo do menos nobre para o mais nobre, justificando-a com base nas informações acima.
- Para a produção do alumínio (grupo 13 da classificação periódica), utiliza-se o processo de redução eletrolítica ($\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$). Qual a massa de alumínio produzida após 300 segundos usando-se uma corrente de $9,65 \text{ C}\cdot\text{s}^{-1}$? (Dados: massa molar do Al = $27 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ e a constante de Faraday, $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$)

Questão 106 - (UNIFOR CE/2006)

Duas cubas eletrolíticas têm seus eletrodos ligados em série. A primeira cuba contém uma solução aquosa diluída de cloreto de sódio e a segunda, uma solução aquosa de nitrato de crômio ($\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$). Ambas as cubas possuem eletrodos apropriados para que ao fechar o circuito elétrico haja eletrólise da água na primeira cuba e depósito de 2,6 g de crômio metálico no cátodo da segunda cuba.

Dados:

Massa atômica (g/mol)
 hidrogênio..... 1,0
 oxigênio..... 16
 crômio..... 52
 Volume molar de gás nas CATP:
 25 L/mol

Nesse processo eletrolítico, quantos faradays participaram da oxirredução?

- 0,05
- 0,10
- 0,15
- 0,20
- 0,30

Questão 107 - (UNIFOR CE/2006)

Duas cubas eletrolíticas têm seus eletrodos ligados em série. A primeira cuba contém uma solução aquosa diluída de cloreto de sódio e a segunda, uma solução aquosa de nitrato de crômio ($\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$). Ambas as cubas possuem eletrodos apropriados para que ao fechar o circuito elétrico haja eletrólise da água na primeira cuba e depósito de 2,6 g de crômio metálico no cátodo da segunda cuba.

Dados:

Massa atômica (g/mol)
hidrogênio..... 1,0
oxigênio..... 16
crômio..... 52
Volume molar de gás nas CATP:
25 L/mol

Na primeira cuba recolheu-se no ânodo 940 mL de O_2 , medidos nas CATP. Sendo assim, o volume de hidrogênio, nessas condições, que deve ter-se formado no cátodo é da ordem de

- a) 0,94 litros.
- b) 1,9 litros.
- c) 2,7 litros.
- d) 3,6 litros.
- e) 5,0 litros.

Questão 108 - (UEPB/2006)

Alumínio é um dos mais versáteis metais, sendo empregado, por exemplo, em portões, antenas de televisão, latinhas de refrigerante e cerveja e embalagens para alimentos (“quentinha”). O processo de extração do alumínio da bauxita possui o inconveniente de utilizar uma grande quantidade de energia. Por isso, só é viável economicamente a jazida que esteja em uma região que forneça energia elétrica abundante e barata. Por exemplo, a maior jazida de bauxita do Brasil encontra-se em Oriximiná, no Vale do Rio Trombetas, Pará, onde se encontra a hidrelétrica de Tucuruí.

Sabendo que a cuba onde ocorre a extração do alumínio fornece $2 \cdot 10^5 \text{ A}$ de corrente, quantos anos, aproximadamente, seriam necessários para apenas uma cuba, funcionando ininterruptamente, extrair 400 mil toneladas de alumínio?

Dados: para efeito de simplificação considere 1 ano contendo $3 \cdot 10^7$ segundos.

- a) 200 anos
- b) 70 anos
- c) 1 ano
- d) 400 anos
- e) 700 anos

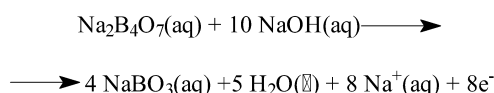
Questão 109 - (UDESC SC/2006)

Qual o volume de gás flúor que pode ser produzido quando uma corrente de 0,5 A é passada por fluoreto de potássio fundido durante 8 horas? Considere que o gás produzido encontra-se a 273 K e 1,0 atm de pressão.

- a) 1,68 L
- b) 0,93 mL
- c) 6,7 L
- d) 0,84 L
- e) 3,3 L

Questão 110 - (UNIFOR CE/2006)

Peroxiborato de sódio, NaBO_3 , pode ser obtido pela eletrólise de uma solução aquosa de bórax ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$) contendo NaOH . No pólo positivo da cuba eletrolítica ocorre:



Utilizando-se uma corrente elétrica de 20 ampères durante 9×10^4 segundos, a massa de NaBO_3 produzida, em gramas, é da ordem de

Dados:

Carga de 1 mol de elétrons:

cerca de 1×10^5 coulombs

Massas molares (g/mol)

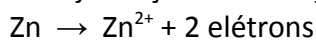
$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ 200

NaBO_3 80

- a) 980
- b) 720
- c) 360
- d) 180
- e) 90

Questão 111 - (FURG RS/2005)

Um grave problema ambiental ainda negligenciado pela sociedade refere-se à poluição causada pelo descarte nos lixões de pilhas usadas dos mais variados tipos. Um dos metais pesados encontrados nas pilhas secas (comuns) é o zinco metálico, ânodo desta fonte de energia e cuja reação de oxidação é:



Quando uma pilha seca se descarrega durante 67min fornecendo uma corrente elétrica de 0,24 A, consumo de zinco, devido à reação anódica, será aproximadamente de:

(Dado: 1 Faraday = 96500 Coulomb)

- a) 0,66 g.
- b) 0,85 g.
- c) 1,96 g.
- d) 0,33 g.
- e) 0,16 g.

Questão 112 - (PUC GO/2005)

() Durante a purificação eletrolítica de 90g de uma barra de cobre bruta, ocorreu a deposição de 82,55g de cobre puro. Portanto, é possível concluir que esta barra de cobre bruto apresenta 91,72% de pureza, sendo necessários 2,6 mol de elétrons para realizar a eletrólise.

Questão 113 - (UEM PR/2005)

Em uma certa pilha, o eletrólito está contido em um invólucro de zinco que funciona como um dos eletrodos. Que massa de Zn (em gramas) é oxidada a Zn^{2+} durante a descarga dessa pilha, por um período de 107h13min20s, envolvendo uma corrente de 0,5 ampère? (Considere $\text{Zn} = 65$)

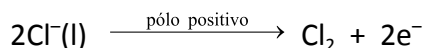
Questão 114 - (PUC PR/2005)

Uma corrente elétrica, de intensidade constante, atravessa uma cuba eletrolítica contendo uma solução 0,1 molar de AgNO_3 . Decorridos 10 minutos, teremos formado no cátodo e no ânodo, respectivamente, as seguintes substâncias:

- | | cátodo | ânodo |
|----|------------------------|-----------------------------|
| a) | $\text{H}_2(\text{g})$ | $\text{NO}_2(\text{g})$ |
| b) | Ag^0 | $\text{H}_2(\text{g})$ |
| c) | Ag^0 | $\text{O}_2(\text{g})$ |
| d) | $\text{H}_2(\text{g})$ | $\text{O}_2(\text{g})$ |
| b) | Ag^0 | $\text{NO}_3^- (\text{aq})$ |

Questão 115 - (UEPB/2005)

A indústria eletroquímica moderna produz atualmente milhões de toneladas de substâncias químicas. A semi-reação abaixo mostra a formação de cada molécula quando elétrons passam pelo circuito, na eletrólise:



A partir dessas informações, calcule o volume (L) de gás cloro (CNTP) que se forma, após o tempo de 100s, com intensidade igual a 9,65A. Dado: 1mol de elétrons = 96500C.

- a) 22,40L
- b) 11,20L
- c) 0,11L
- d) 2,24L
- e) 0,22L

Questão 116 - (UFF RJ/2005)

O cloro pode ser produzido pela eletrólise ígnea do cloreto de zinco (ZnCl_2) à temperatura de 17°C e sob pressão de 1.0 atm.

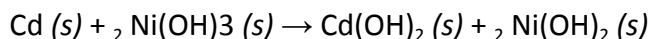
Sabendo-se que uma corrente de 5A passa pela célula durante 10 horas, informe por meio de cálculos:

- a) o número de Coulombs envolvidos no processo
- b) a massa de Cl_2 , em grama, produzida na reação
- c) o volume de Cl_2 produzido nas condições apresentadas

Questão 117 - (UNESP SP/2005)

Uma das principais contribuições tecnológicas da Química para o nosso dia-a-dia são as baterias utilizadas, por exemplo, nos aparelhos portáteis. Essas baterias são células eletroquímicas.

Na bateria de níquel-cádmio (nicad) ocorre a reação:



O potencial de célula da bateria é de 1,25 V e a constante de Faraday é 96500 C.mol^{-1} . A energia livre da reação em C.V.mol^{-1} ($\text{C.V} = 1 \text{ J}$) é

- a) $+ 4,82 \times 10^5$.
- b) $+ 1,21 \times 10^5$.
- c) $- 1,21 \times 10^5$.
- d) $- 2,42 \times 10^5$.
- e) $- 3,62 \times 10^5$.

Questão 118 - (UECE/2004)

Um cidadão esqueceu as lanternas de seu carro ligadas em um dia de chuva, durante 3 horas. Considerando que a corrente da bateria é 6 ampères e a reação

que ocorre é $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{e}^-$, a massa de sulfato de chumbo que se forma no eletrodo de chumbo da bateria é, aproximadamente:

Dados: $\text{Pb} = 207,2$; $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$.

- a) 50,9g
- b) 101,8g
- c) 152,7g
- d) 203,6g

Questão 119 - (UEG GO/2004)

O processo da eletrólise é basicamente contrário ao da pilha. Enquanto na pilha o processo químico é espontâneo, na eletrólise tem-se um processo não-espontâneo, provocado por uma corrente elétrica.

Em uma eletrólise de nitrato de prata, passa pela solução uma corrente de 5 A durante 5 minutos e 13 segundos.

DADOS: $\text{Ag} = 108\text{u}$; $\text{N} = 14\text{u}$; $\text{O} = 16\text{u}$; $F = 96500 \text{ C}$.

Considerando essas informações, faça o que se pede:

- a) Determine a massa de prata que se obtém na eletrólise da solução de nitrato de prata.
- b) Dê a equação de dissociação do nitrato de prata.

Questão 120 - (UFAC/2004)

A célula movida a combustível hidrogênio/oxigênio é utilizada como fonte de energia em cápsulas espaciais por ser leve e eficiente, além de produzir água potável para os tripulantes. Durante o seu funcionamento, um fluxo de H_2 gasoso é disponibilizado em um dos eletrodos, e no outro, propicia-se um fluxo de O_2 gasoso. Como eletrólito, é utilizada solução aquosa concentrada de KOH .

Considerando que em uma missão espacial são consumidos cerca de 90kg de hidrogênio gasoso por dia, em 7 dias a quantidade de água produzida é igual a:

(Dados: ${}^1_1\text{H}$, ${}^{16}_8\text{O}$ $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1\text{g/mL}$)

- a) 5670 L
- b) 810 L
- c) 5670 mL
- d) 810 mL
- e) 11340 L

Questão 121 - (UNIFOR CE/2004)

Na eletrólise de uma solução aquosa diluída de sal de cozinha, utilizando eletrodos de Pt, ocorre no cátodo e no ânodo apenas evolução de gases. O gás recolhido no ânodo, isento de umidade (H_2O), apresentou, nas condições ambiente de pressão e temperatura, volume igual a 12,5 L. Foram gastos nessa eletrólise,

Dados:

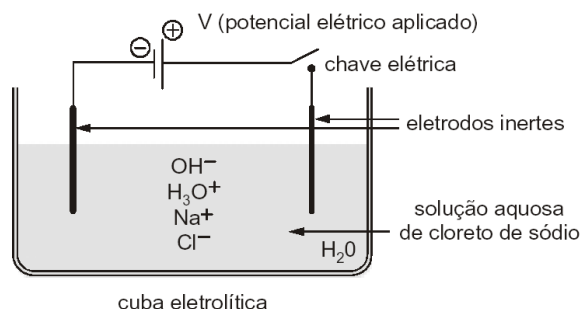
Faraday = carga de 1 mol de elétrons

Volume molar de gás nas condições ambiente = 25 L/mol

- a) 0,10 faraday
- b) 0,20 faraday
- c) 0,50 faraday
- d) 1,0 faraday
- e) 2,0 faradays

Questão 122 - (UNIFOR CE/2004)

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

Questão 123 - (UEPB/2003)

Os processos de eletrodeposição (galvanização) têm larga aplicação na indústria. É importante ressaltar que, atualmente, não só peças metálicas, mas também peças de plásticos (polímeros) podem passar por esses processos. Na cromação (Cr^{3+}), niquelação (Ni^{2+}) e prateação (Ag^+), fez-se passar pelas células uma corrente de 1,93 ampère durante 20 minutos. Qual a massa (g) de cromo, níquel e prata, depositada na superfície de cada peça, respectivamente:

Dados: Cr = 52,0; Ni = 58,7; Ag = 107,9

- a) 0,04 0,07 0,25
- b) 4,10 7,00 2,58
- c) 0,41 0,70 2,58
- d) 0,07 0,04 0,25
- e) 0,25 0,04 0,07

Questão 124 - (UERJ/2003)

Muitas latas utilizadas em embalagens de alimentos industrializados são formadas a partir de uma folha de ferro, revestida internamente por uma camada de estanho metálico. A aplicação desta camada sobre o ferro se dá por meio de um processo de eletrodeposição, representado pela seguinte reação: $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$. Admitindo que em uma lata exista, em média, $1,19 \times 10^{-3}$ g de estanho e que $1 \text{ F} = 96.500 \text{ C}$, calcule o tempo necessário para a eletrodeposição de uma lata, mediante o emprego de uma corrente elétrica com intensidade de 0,100 A.

Questão 125 - (UNIFOR CE/2003)

Em uma eletrólise de solução aquosa de sulfato de cobre (II), realizada sob corrente elétrica de 0,5 A, durante 60 min, a massa de cobre que deve se depositar no cátodo, é, aproximadamente,

Dado:

1 faraday = $1 \times 10^5 \text{ C/mol}$

- a) 0,2 g
- b) 0,4 g
- c) 0,6 g
- d) 0,8 g
- e) 1 g

Questão 126 - (UFMG/2003)

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.

1. Observe esta tabela:

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

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 Al(OH)_3 (aq).
 - b) CALCULE a força eletromotriz ΔE° correspondente a essa eletrólise. (Deixe seus cálculos registrados, explicitando, assim, seu raciocínio.)
2. Na indústria, a eletrólise do alumínio é feita com uma corrente contínua, correspondente à passagem de um mol de elétrons por segundo. CALCULE o tempo necessário para que a passagem dessa corrente provoque a deposição de 13,5 g de alumínio metálico - aproximadamente a massa de uma latinha -, de acordo com a equação para a semi-reação. $\text{Al(OH)}_3(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al(s)} + 3\text{OH}^-(\text{aq})$ (Deixe seus cálculos registrados, explicitando, assim, seu raciocínio).

Questão 127 - (UEM PR/2003)

Assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

(Dados: Ag = 108; Zn = 65; Faraday = 96500 Coulomb/Mol.)

01. Considere os seguintes potenciais-padrão de redução: $E^\circ(\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ e $E^\circ(\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$. Em uma célula eletrolítica montada com os metais prata e níquel, mergulhados em soluções de seus sais, pode-se afirmar que a prata sofrerá corrosão.
02. Para uma célula eletrolítica construída com eletrodos de Zn e Ag, mergulhados em soluções de seus sais, como mostra a reação redox abaixo, pode-se afirmar que a produção de 10,8 g de prata pura requer aproximadamente 0,1 Mol de elétrons. $\text{Zn} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}$
04. Para provocar a eletrólise da água pura, é preciso adicionar um sal eletrolítico que, ao ser dissolvido, dá origem a um grande número de íons, possibilitando a condução de corrente elétrica e, portanto, possibilitando a eletrólise da água.
08. Fazendo-se passar uma corrente de 3,0 ampères na célula eletrolítica descrita nas alternativas acima, a produção de 10,8 g de prata pura levaria mais de 10h e 47min.
16. O potencial-padrão de oxidação é numericamente igual ao potencial-padrão de redução, mas com sinal algébrico oposto.
32. Na reação redox abaixo, os coeficientes estequiométricos da água oxigenada e do oxigênio são iguais a 5. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

Questão 128 - (UFTM MG/2003)

O magnésio é um metal leve, prateado e maleável. Dentre as diversas aplicações desse metal, destacam-se as ligas metálicas leves para 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 do MgCl_2 fundido. A massa de magnésio metálico produzida quando uma corrente elétrica de 48.250A atravessa uma cuba eletrolítica contendo cloreto de magnésio fundido durante 5 horas de operação é, em kg,

Dados: $\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$

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.

Questão 129 - (UNICAMP SP/2002)

Como o vigia estava sob forte suspeita, nossos heróis resolveram fazer um teste para verificar se ele se encontrava alcoolizado. Para isso usaram um bafômetro e encontraram resultado negativo. Os bafômetros são instrumentos que indicam a quantidade de etanol presente no sangue de um indivíduo, pela análise do ar expelido pelos pulmões. Acima de 35 microgramas ($7,6 \times 10^{-7}$ mol) de etanol por 100 mL de ar dos pulmões, o indivíduo é considerado embriagado. Os modelos mais recentes de bafômetro fazem uso da reação de oxidação do etanol sobre um eletrodo de platina. A semi-reação de oxidação corresponde à reação do etanol com água, dando ácido acético e liberando prótons. A outra semi-reação é a redução do oxigênio, produzindo água.

- a) Escreva as equações químicas que representam essas duas semi-reações.
- b) Admitindo 35 microgramas de etanol, qual a corrente i (em ampères) medida no instrumento, se considerarmos que o tempo de medida (de reação) foi de 29 segundos?

Carga do elétron = $1,6 \times 10^{-19}$ coulombs;

Constante de Avogadro = 6×10^{23} mol⁻¹;

$Q = i \times t$ (tempo em segundos e Q = carga em coulombs).

Questão 130 - (UFMS/2002)

Uma corrente de 0,0965 *ampère* é passada através de 50 mL de solução aquosa de NaCl 0,1 mol/L, durante 1000 segundos. É garantida, no cátodo, somente a redução de $H_2O(l)$ a $H_2(g)$ e, no ânodo, somente a oxidação de $Cl^-(aq)$ a $Cl_2(g)$. Determine a concentração média de $OH^-(aq)$ na solução final, sabendo-se que $1F = 96500C$ = carga de 1 mol de elétrons. Para efeito de resposta, multiplique o resultado encontrado por 1000.

Questão 131 - (IME RJ/2001)

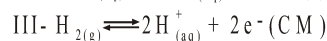
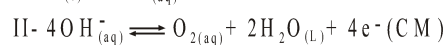
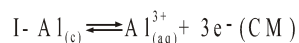
Construiu-se uma célula eletrolítica de eletrodos de platina, tendo como eletrólito uma solução aquosa de iodeto de potássio. A célula operou durante um certo intervalo de tempo sob corrente constante de 0,2A. Ao final da operação, o eletrólito foi completamente transferido para um outro recipiente e titulado com solução 0,1M de tiosulfato de sódio.

Sabendo-se que foram consumidos 25mL da solução de tiosulfato na titulação, determine o tempo durante o qual a célula operou.

Dados: Constante de Faraday, $F = 96.500C$

Questão 132 - (ITA SP/2000)

Dependendo da natureza do meio, alcalino ou ácido, a corrosão de alumínio em meio aquoso pode ser representada pelas seguintes semi-reações químicas:



Qual das opções abaixo contém a afirmação **ERRADA** a respeito do processo de corrosão do alumínio?

- a) A semi-reação I representa a semi-reação que ocorre em regiões da superfície de alumínio que funcionam como anodos.
- b) A semi-reação II ou III representa a semi-reação que ocorre em regiões da superfície de alumínio que funcionam como catodo.
- c) A quantidade de carga elétrica envolvida na corrosão de um mol de alumínio em meio alcalino é igual a $3/4 F$.
- d) A massa de alumínio dissolvida na corrosão em meio ácido envolvendo quantidade de carga igual a $3/2 F$ é igual a 13 g.
- e) Nas CNTP o volume de 1 mol de alumínio em meio ácido é igual a 34 L.

Questão 133 - (ITA SP/1999)

Uma solução aquosa de NiSO_4 é eletrolisada numa célula com eletrodos de platina, mediante a passagem de uma corrente elétrica constante de 268 mA, durante 1,0 hora. No cátodo, além da eletrodeposição de níquel, foi observada a formação de 11,2 mL (CNTP) de um certo gás. Assinale a opção que representa a razão percentual **CORRETA** entre a carga elétrica utilizada para a eletrodeposição de níquel e a carga elétrica total que circulou pelo sistema:

- a) 10
- b) 25
- c) 50
- d) 75
- e) 90

Questão 134 - (UERJ/1999)

As novas moedas de centavos, que começaram a circular no mercado, apresentam uma tonalidade avermelhada obtida por eletrodeposição de cobre a partir de uma solução de sulfato de cobre II.

Para recobrir um certo número de moedas foi efetuada a eletrólise, com uma corrente elétrica de 5 ampères, em 1 L de solução $0,10 \text{ mol. L}^{-1}$ em CuSO_4 , totalmente dissociado.

- a) Escreva a equação química que representa a dissociação do sulfato de cobre II e calcule a concentração dos íons sulfato, em mol. L^{-1} , na solução inicial.
- b) Determine o tempo necessário para a deposição de todo o cobre existente na solução, considerando $1F = 96500 \text{ C}$.

Questão 135 - (ITA SP/1998)

Para determinar o valor de Faraday empregou-se uma célula constituída pela imersão de duas chapas de prata em uma solução de nitrato de prata. O conjunto é ligado a uma fonte de corrente contínua em série com um amperímetro. Durante certo intervalo de tempo “*t*” verificou-se que pelo o circuito passou uma corrente elétrica constante de valor “*i*”. neste período de tempo “*t*” foi depositado no cátodo uma massa “*m*” de prata, cuja massa molar é representada por “*M*”. Admite-se que a única reação eletroquímica que ocorre no cátodo é a redução dos cátions de prata a prata metálica. Denominando o número de Avogadro de “*N_A*” e a área do cátodo imersa na solução de “*S*”, a constante de Faraday (**F**) calculada a partir deste experimento é igual a:

- a) $F = (i \ t \ M) / (m)$
- b) $F = (i \ t \ N_A)$
- c) $F = (i \ t \ m) / (M \ S)$
- d) $F = (i \ t) / (S \ N_A)$
- e) $F = (i \ m) / (M)$

Questão 136 - (ITA SP/1998)

Numa experiência de eletrólise da água formam-se 3,00 g de $H_2(g)$. Calcule o volume ocupado por esta massa de hidrogênio, suposta isenta de umidade, na temperatura de 300 K e sob a pressão de 684 mmHg (= 0,90 x 760 mmHg).

Questão 137 - (ITA SP/1997)

Uma fonte de corrente contínua fornece corrente elétrica a um sistema composto por duas células eletrolíticas, ligadas em série através de um fio condutor. Cada célula é dotada de eletrodos inertes. Uma das células contém somente uma solução aquosa 0,3 molar de $NiSO_4$ e a outra apenas uma solução aquosa 0,2 molar de $Au(Cl)_3$. Se durante todo o período da eletrólise as únicas reações que ocorrem nos cátodos são as deposições dos metais, qual das opções corresponde ao valor da relação: massa de níquel/massa de ouro depositado?

- a) 0,19
- b) 0,45
- c) 1,0
- d) 2,2
- e) 5,0

Questão 138 - (UFES/1997)

A quantidade de metal depositado pela passagem de 0,4 faraday através de uma solução de zinco é igual a:

$Zn = 65,4u$

- a) 13,08 g
- b) 43,16 g
- c) 74,48g
- d) 26,28 g

e) 3,6 g

Questão 139 - (UFF RJ/1997)

Uma célula eletrolítica, operando com uma corrente elétrica constante de 0,5 A, nas CNTP, através de uma solução aquosa de H_2SO_4 , produziu num dos eletrodos, 56,0 mL medidos nas CNTP, de um gás, constituído por uma substância simples. No outro eletrodo, observou-se a evolução de oxigênio.

- a) Identifique o gás desconhecido, e associe corretamente os produtos eletrolíticos do ânodo e do cátodo.
- b) Calcule o volume de oxigênio produzido nas CNTP.
- c) Calcule o tempo total de eletrólise admitindo-se uma eficiência de 100 %.

Dados: volume molar nas CNTP = 22,4 L/mol faraday = 96.500 C

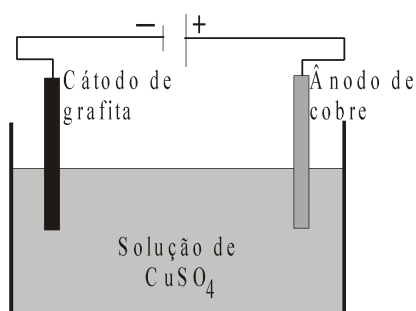
Questão 140 - (MAUÁ SP/1997)

Uma corrente elétrica de intensidade constante circula por duas cubas eletrolíticas contendo solução de cloreto cuproso, em uma, e cloreto cúprico, na outra. Após um certo tempo, interrompe-se a corrente. Justifique em qual das cubas foi obtida maior massa de cobre metálico.

Dado: massa atômica: Cu = 63,4 u

Questão 141 - (UERJ/1997)

Considere a célula eletrolítica abaixo:



Eletrolisando-se, durante 5 minutos, a solução de CuSO_4 com uma corrente elétrica de 1,9 ampère, verificou-se que a massa de cobre metálico depositada no catodo foi de 0,18 g. Em função dos valores apresentados acima, o rendimento do processo foi igual a:

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

Questão 142 - (ITA SP/1996)

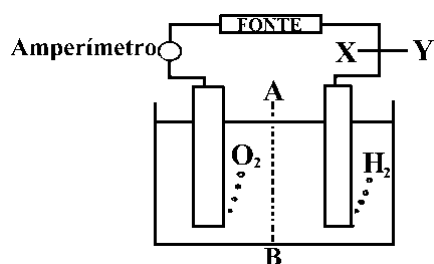
Durante uma eletrólise, a única reação que ocorreu no cátodo foi a deposição de certo metal. Observou-se que a deposição de 8,81 gramas do metal correspondeu à passagem de 0,300 mols de elétrons pelo circuito. Qual das opções abaixo contém o metal que pode ter sido depositado?

- a) Ni.

- b) Zn.
- c) Ag.
- d) Sn.
- e) Pb.

Questão 143 - (ITA SP/1996)

A figura abaixo mostra o esquema da aparelhagem utilizada por um aluno para realizar a eletrólise de uma solução aquosa ácida, com eletrodos inertes. Durante a realização da eletrólise, pela secção tracejada (A --- B), houve a seguinte movimentação de partículas eletricamente carregadas através da solução:



A corrente elétrica que passou através dos fios conectores de cobre do circuito durante a eletrólise foi igual a $1,6 \cdot 10^{-2}$ ampère.

Qual das opções abaixo contém a conclusão correta sobre o número de elétrons que passou, por segundo, através da secção X --- Y do fio de cobre, conforme assinalado na figura?

- a) $1,6 \cdot 10^{-2}$
- b) $1,0 \cdot 10^{12}$
- c) $1,0 \cdot 10^{17}$
- d) $6,0 \cdot 10^{20}$
- e) $9,7 \cdot 10^{21}$

Questão 144 - (UFRGS RS/1996)

A expressão $\epsilon = E \text{ (g)}/96.500 \text{ (C)}$, é usada para calcular:

- a) a normalidade da solução
- b) a molaridade da solução
- c) o equivalente-grama de um composto
- d) a energia de um elétron
- e) o equivalente eletroquímico

Questão 145 - (UNIP SP/1996)

O alumínio é obtido pela eletrólise do óxido de alumínio (Al_2O_3) fundido, de acordo

com a reação catódica: $\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}$

A quantidade de elétrons, em mols, necessária para a obtenção de 675g de alumínio é:

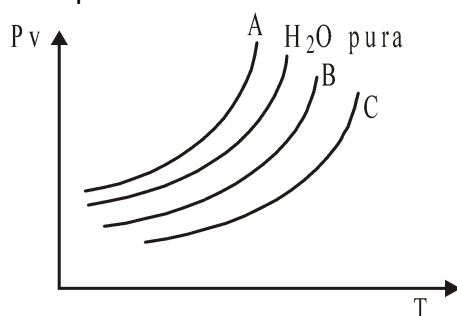
Dado: massa molar do alumínio = 27 g/mol.

- a) 3
- b) 25
- c) 50
- d) 75
- e) 100

Questão 146 - (UFRJ/1996)

Em um laboratório foram preparadas uma solução 1 M de ZnCl_2 e uma outra 1 M de NaCl , para serem utilizadas em diferentes experimentos.

No primeiro experimento foram obtidos valores das pressões de vapor dessas soluções em diferentes temperaturas.



- a) Identifique, dentre as curvas A, B e C apresentadas no gráfico, aquela que corresponde à solução de ZnCl_2 (1 M) e aquela que corresponde à solução de NaCl (1 M). Justifique sua resposta.
- b) No segundo experimento foi realizada eletrólise na solução de ZnCl_2 (1 M). Qual a massa de metal depositado, quando 4 Faradays passam pela cuba eletrolítica? (1 Faraday = 96500 Coulombs)

Questão 147 - (ITA SP/1995)

Uma fonte, que fornece uma corrente elétrica constante de 3,00 A, permaneceu ligada a uma célula eletrolítica contendo solução aquosa de H_2SO_4 e dois eletrodos inertes. Durante certo intervalo de tempo formaram-se 0,200 mols de H_2 em um dos eletrodos e 0,100 mols de O_2 no outro. Para obter as quantidades de produtos indicadas acima, o intervalo de tempo, em segundos, necessário será:

- a) $(0,200 - 0,100) \times 9,65 \times 10^4 / 3,00$.
- b) $0,200 \times 9,65 \times 10^4 / 3,00$.
- c) $(0,400 - 0,200) \times 9,65 \times 10^4 / 3,00$.
- d) $(0,400 + 0,200) \times 9,65 \times 10^4 / 3,00$.
- e) $0,400 \times 9,65 \times 10^4 / 3,00$.

Questão 148 - (PUC SP/1995)

Por eletrólise de NaCl em solução aquosa obtém-se NaOH . Se dispusermos de 500 mL de solução, determine a normalidade em NaOH , pela passagem de uma corrente de 1,93 A, durante 8 min e 20 seg.

Dado: 1 faraday = 96.500 coulombs

Questão 149 - (FEI SP/1995)

Uma corrente elétrica atuando numa solução de NaCl liberta depois de um certo tempo, três litros de cloro nas condições normais. A mesma corrente elétrica atuando numa solução de cloreto de ferro-III durante o mesmo tempo e nas mesmas condições, liberta um volume de cloro igual a:

- a) 1 L;
- b) 9 L;
- c) 3 L;
- d) 2 L;
- e) 5 L.

Questão 150 - (CESGRANRIO RJ/1995)

Para a deposição eletrolítica de 11,2 gramas de um metal cuja massa atômica é 112 u, foram necessários 19.300 Coulomb.

Portanto o número de oxidação do metal é:

Dado: faraday = 96.500 C

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

Questão 151 - (UFPE/1995)

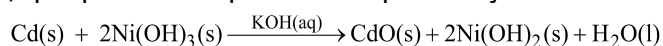
Um faraday (F) é a unidade de carga correspondente ao número de Avogadro, ou mol, de elétrons. Qual a massa de cobalto, em gramas, depositada quando uma solução de cloreto de cobalto, CoCl_2 é atravessada por uma carga de 2 F?

Dado: Co = 59 u

Questão 152 - (UFRJ/1995)

As pilhas alcalinas têm sido largamente utilizadas devido à sua durabilidade. Um exemplo desse tipo de pilha é a de

Níquel-Cádmio, que pode ser representada pela reação:



- a) Escreva a semi-reação que ocorre no anodo dessa pilha.
- b) Determine a massa de hidróxido de níquel II produzida quando reagem 6×10^{23} átomos de cádmio.

Questão 153 - (UNIMEP SP/1994)

Têm-se duas cubas eletrolíticas ligadas em série, contendo, respectivamente, CrCl_3 e AgNO_3 . Fornecendo-se uma corrente de 12 A durante 6 minutos, serão depositadas aproximadamente:

(Dados de massas atômicas: Cr = 52; Ag = 108; e F = 96.500)

- a) 4,8348 g de Cr e 0,7760 g de Ag;
- b) 0,7760 g de Cr e 4,8348 g de Ag;
- c) 1,4580 g de Cr e 2,4254 g de Ag;

- d) 0,1080 g de Cr e 0,2160 g de Ag;
- e) 0,4834 g de Cr e 7,7600 g de Ag.

Questão 154 - (ITA SP/1994)

Uma cuba eletrolítica com eletrodos de cobre e contendo solução aquosa de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, é ligada em série com outra provida de eletrodos de prata e contendo solução aquosa de AgNO_3 . Este conjunto de cubas em série é ligado a uma fonte durante certo intervalo de tempo. Neste intervalo de tempo, um dos eletrodos de cobre teve um incremento de massa de 0,64 g. O incremento de massa em um dos eletrodos da outra célula deve ter sido:

- a) 0,32 g
- b) 0,54 g
- c) 0,64 g
- d) 1,08 g
- e) 2,16 g

Questão 155 - (UNIP SP/1994)

Um faraday de carga elétrica não corresponde a:

$H = 1,008 \text{ u}$; $\text{Ag} = 108 \text{ u}$

- a) 1 mol de elétrons.
- b) 1 equivalente-grama de agente redutor libertado
- c) Potencial normal de redução do hidrogênio.
- d) 1,008 g de hidrogênio formado na eletrólise.
- e) Deposição de 108 g de prata na eletrólise do AgNO_3 .

Questão 156 - (ITA SP/1993)

Num copo contendo solução aquosa 0,10 molar de AgNO_3 são introduzidas duas chapas de prata. Uma das chapas (A) é ligada ao pólo positivo de uma bateria e a outra (B) é ligada ao pólo negativo desta bateria. Durante a eletrólise não ocorre desprendimento gasoso. Assinale a afirmação ERRADA:

- a) A massa da chapa A aumenta com o prosseguimento da eletrólise.
- b) Na chapa B ocorre a reação $\text{Ag}^+(\text{aq}) + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$.
- c) A quantidade de $\text{Ag}^+(\text{aq})$ na solução não se altera com a eletrólise.
- d) Os íons nitrato migram através da solução no sentido da chapa B para a chapa A.
- e) A massa de prata que deposita numa das chapas é proporcional à carga drenada da bateria.

PERGUNTA

Calcule a variação da massa da chapa A, ligada ao pólo positivo da bateria, da experiência descrita no enunciado do TESTE 7, se a carga que circula pela célula for igual a 4,83 Coulomb. Deixe claro na sua resposta se a massa da chapa aumenta ou diminui.

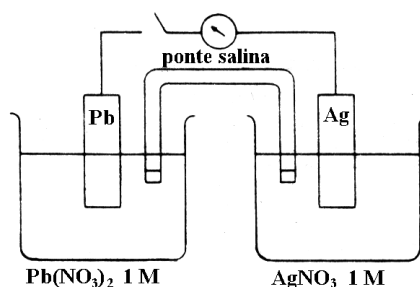
Questão 157 - (UFRGS RS/1993)

Para que uma corrente de 1 A deposite 63,54 g de Cu em uma célula eletrolítica, a partir de uma solução de CuSO_4 , deve ser aplicada durante: ($\text{Cu} = 63,54 \text{ u}$ $F = 96.500 \text{ C}$)

- a) 1 s
- b) 63,5 s
- c) 48.250 s
- d) 96.500 s
- e) 193.000 s

Questão 158 - (CESGRANRIO RJ/1993)

A questão abaixo refere-se a seguinte célula galvânica:



Dados: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0 \quad E^\circ = + 0,8 \text{ volt}$

$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^0 \quad E^\circ = - 0,13 \text{ volt}$

Sobre esta célula, levando-se em conta os potenciais padrão dados acima, são feitas as seguintes afirmações:

- I. Ao se fechar o circuito, haverá um fluxo de elétrons do eletrodo prata para o de chumbo.
- II. O eletrodo de prata será o cátodo nesta célula.
- III. Quando 0,01 mol de elétrons circular através do circuito, haverá uma diminuição de 1,036 g no eletrodo de chumbo.
- IV. A reação total para esta célula pode ser representada por: $\text{Pb}^{2+} + \text{Ag}^0 \rightarrow 2 \text{Ag}^+ + \text{Pb}^0$

Dado: $\text{Pb} = 207,2 \text{ u}$

Das afirmações acima, estão corretas somente:

- a) III e IV
- b) I, III e IV
- c) II e III
- d) II e IV
- e) I apenas

Questão 159 - (Mackenzie SP/1993)

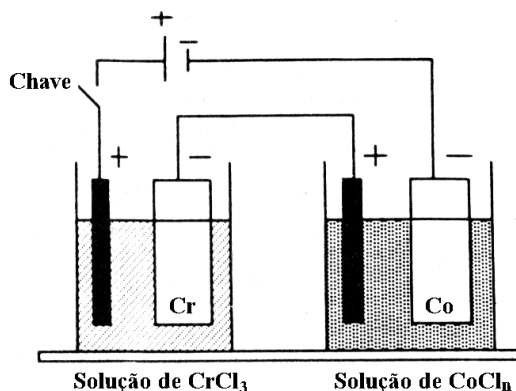
Uma corrente de 50 A libera 5,6 g de certo metal de sua solução no fim de 3 minutos e 20 segundos. Calcular o equivalente eletroquímico do metal.

- a) 0,56 mg/C
- b) 0,12 mg/C
- c) 1 mg/C
- d) 5,6 mg/C

e) 56 mg/C

Questão 160 - (VUNESP SP/1993)

No laboratório, foi feita a montagem esquematizada na figura, utilizando placas de crômio e de cobalto, dois eletrodos inertes, uma chave interruptora e uma bateria. Os dois recipientes contêm, respectivamente, soluções aquosas de sais de crômio e de cobalto.



O circuito foi ligado durante um certo tempo, após o qual se verificaram aumentos de massa de 0,3467 g na placa de crômio e de 0,5906 g na placa de cobalto.

A partir destes resultados, um estudante fez as seguintes afirmações:

- a) A carga do cobalto em seu sal é igual a + 2.
- b) Considerando a eficiência do processo igual a 100%, pode-se calcular que circulou, uma carga igual a 1.930 coulombs pela montagem.

Com base nos dados fornecidos, discuta e justifique se as afirmações do estudante são verdadeiras ou falsas.

(1 faraday = 96.500 coulombs)

(massas molares, em g/mol: Cr = 52; Co = 59)

Questão 161 - (UNIFICADO RJ/1992)

Em uma cuba eletrolítica, utilizou-se uma corrente de **3A** para se depositar toda a prata existente em 400 mL de uma solução 0,1 N de AgNO_3 . Com base nos dados acima, podemos afirmar que o tempo necessário para realizar a operação foi próximo de:

Dados: pesos atômicos: Ag = 108; N = 14; O = 16.

1 Faraday = 96500 C

- a) 21 minutos
- b) 10 minutos
- c) 5 minutos
- d) 3 minutos
- e) 2 minutos

Questão 162 - (MAUÁ SP/1992)

Uma calota de automóvel de 675 cm^2 de área constitui o cátodo de uma célula eletrolítica, que contém uma solução aquosa de íons de níquel. Para niquelar a calota, faz-se passar através da célula uma corrente de 32,9 ampères. Calcular o

tempo (em minutos) necessário para que seja depositada na calota uma camada de níquel de 0,1 mm de espessura:

Dado: $d_{\text{Ni}} = 8,9 \text{ g/cm}^3$; $\text{Ni} = 58 \text{ u}$; $F = 96.500$

Questão 163 - (ITA SP/1992)

Uma célula eletrolítica, com eletrodos inertes (platina), contém uma solução aquosa de nitrato de prata acidulada com ácido nítrico. Após o término da eletrólise nota-se que:

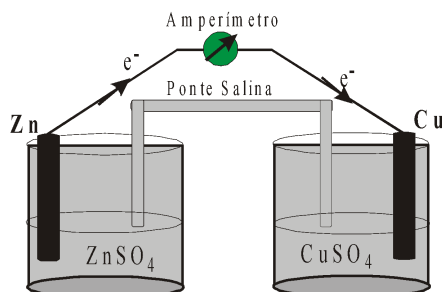
1. Num dos eletrodos se formou, a partir da água, exclusivamente $\text{O}_2(\text{g})$, num total de 2,0 milimol.
2. No outro eletrodo se depositaram 6,0 milimol de $\text{Ag}(\text{c})$ e também se despreendeu $\text{H}_2(\text{g})$.

Destas informações dá para concluir que a quantidade de hidrogênio gasoso formada é igual a:

- a) 0,5 milimol
- b) 1,0 milimol
- c) 2,0 milimol
- d) 4,0 milimol
- e) 6,0 milimol

Questão 164 - (UFRJ/1992)

Na pilha de Daniell, representada na figura abaixo, uma certa quantidade de zinco é oxidada, enquanto outra quantidade de cobre é reduzida.



- a) Qual é a maior massa, a de zinco que se oxida ou a de cobre que se reduz? Justifique sua resposta.
- b) 0,005 mol de cobre reduz-se durante o funcionamento da pilha de Daniell, no tempo de 30 minutos. Qual a intensidade da corrente elétrica que circula pela pilha, durante seu funcionamento?

Questão 165 - (PUC RJ/1991)

São necessários 4825 coulombs para liberar todo o cobre do sulfato de cobre II dissolvido em 200 ml de solução. A normalidade da solução no início da eletrólise, em termos de Cu^{2+} , era de:

- a) 0,10
- b) 0,20
- c) 0,25

- d) 1,00
- e) 2,50

Questão 166 - (UEL PR/1990)

Na eletrólise de uma solução aquosa de sulfato cúprico, quantos gramas de cobre metálico são libertados por 9.650 coulombs?

- a) 3,17
- b) 6,34
- c) 9,61
- d) 31,7
- e) 63,5

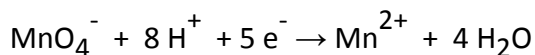
Questão 167 - (FCChagas BA/1990)

Quanto mols de elétrons devem passar por um circuito elétrico, a fim de que o cátodo, constituído por uma peça metálica mergulhada em solução de CrCl_3 , receba uma cobertura de 5,2 gramas de Cr? $\text{Cr} = 52\text{u}$.

- a) 0,15 mol de elétrons
- b) 0,20 mol de elétrons
- c) 0,25 mol de elétrons
- d) 0,30 mol de elétrons
- e) 0,35 mol de elétrons.

Questão 168 - (ITA SP/1989)

Por uma célula eletrolítica passou uma carga correspondente a 0,20 Faraday. Num dos eletrodos ocorreu a reação seguinte:

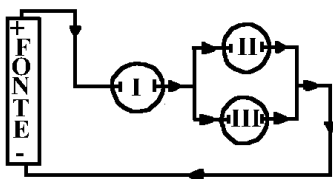


A quantidade de água produzida nesse eletrodo, em virtude desta reação de eletrodo é:

- a) $(0,20 \cdot 4) \text{ mol}$
- b) $(0,20 \cdot 4 / 5) \text{ mol}$
- c) $(0,20 \cdot 5 / 4) \text{ mol}$
- d) $(0,20 \cdot 5) \text{ mol}$
- e) $(0,20 \cdot 4 \cdot 5) \text{ mol}$

Questão 169 - (ITA SP/1989)

Três células eletroquímicas, com todos os eletrodos inertes, permaneceram ligadas durante certo tempo, conforme o esquema abaixo, onde as setas indicam o sentido convencional da corrente.



A célula I contém solução aquosa de ácido sulfúrico e no seu cátodo se desprendem 0,50 mol de $\text{H}_2(\text{g})$.

A célula II contém solução aquosa de nitrato de prata e no seu cátodo se depositam 0,10 mol de $\text{Ag}(\text{s})$.

A célula III contém solução aquosa de cloreto de ferro (III) e no seu cátodo certa quantidade de $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ é transformada em $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$.

A quantidade de $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ produzida pela eletrólise na célula III é:

- a) 0,25 mol
- b) 0,40 mol
- c) 0,50 mol
- d) 0,90 mol
- e) 1,00 mol

Questão 170 - (ITA SP/1988)

Por uma célula eletrolítica passa uma corrente constante e igual a 0,965 ampère.

Num dos eletrodos, a reação que ocorre é a seguinte: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$

Qual é o tempo CERTO durante o qual essa corrente deve passar para que sejam produzidos 0,400 mol de íons Cr^{3+} ?

- a) $\{ (1/0,400) (2/6) \cdot 1,00 \cdot 10^5 \} \text{ s}$
- b) $\{ (1/0,400) (2.6) \cdot 1,00 \cdot 10^5 \} \text{ s}$
- c) $\{ (0,400) (2) \cdot 1,00 \cdot 10^5 \} \text{ s}$
- d) $\{ (0,400) (6) \cdot 1,00 \cdot 10^5 \} \text{ s}$
- e) $\{ (0,400) (6/2) \cdot 1,00 \cdot 10^5 \} \text{ s}$

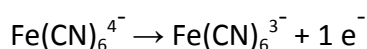
Questão 171 - (FCChagas BA/)

O quociente **Faraday/nº de Avogadro**, permite calcular:

- a) a carga do elétron
- b) a carga de uma partícula alfa
- c) o potencial de ionização
- d) a constante geral do gás perfeito
- e) o equivalente-grama do hidrogênio

Questão 172 - (FCChagas BA/)

Na eletrólise de ferrocianeto de potássio, realizada entre eletrodos de Pt, ocorre no ânodo o processo:



Qual a carga que deve circular entre o eletrodos para que se formem 2 mols de íons $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$.

- a) 3 coulombs

- b) 4 coulombs
 - c) 6 coulombs
 - d) $1,93 \times 10^5$ coulombs
 - e) $5,79 \times 10^5$ coulombs
- Dado: faraday = 96.500 C

Questão 173 - (UFSC/)

A massa atômica de um elemento é 119 u. O número de oxidação desse elemento é + 4. Qual a massa depositada desse elemento, quando se fornece na eletrólise 9.650 Coulomb?

Dado: 1 faraday = 96.500 C

- a) 11,9 g
- b) $9650 \times 119\text{g}$
- c) 1,19 g
- d) 2,975g

Questão 174 - (UNICAMP SP/)

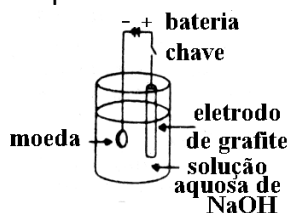
O cobre metálico, para ser utilizado como condutor elétrico, precisa ser muito puro, o que se consegue por via eletrolítica. Neste processo os íons cobre-II são reduzidos no catodo, a cobre metálico, ou seja, $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$

Qual a massa de cobre que se obtém por mol de elétrons que atravessa a cuba eletrolítica?

Massa atômica relativa do cobre = 64

Questão 175 - (UFGD MS/)

Moedas feitas com ligas de cobre se oxidam parcialmente pela ação do ambiente. Para “limpar” estas moedas pode-se utilizar o arranjo esquematizado abaixo. Ao se fechar o circuito, a semi-reação que ocorre na moeda é:



- a) $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^{-}$
- b) $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{+} + \text{e}^{-}$
- c) $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}$
- d) $\text{Cu} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow 2 \text{Cu}^{+}$
- e) $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^{-} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$

Questão 176 - (IME RJ/)

Uma solução aquosa de certa substância foi submetida à eletrólise. No cátodo foram recolhidos 11,2 litros de um gás e no ânodo 5,6 litros de outro gás, medidos estes volumes nas CNTP. A substancia dissolvida na solução e a quantidade de eletricidade gasta na eletrólise foram, respectivamente:

- a) NaCl e 96.500 faradays
- b) HCl e 0,5 faraday
- c) Na₂SO₄ e 96.500 coulombs
- d) CuSO₄ e 1 ampère
- e) KBr e 96.500 ampères.

Questão 177 - (UNICAP PE/)

Determinar a valência de um metal com base nas seguintes informações: a eletrólise, durante 150 minutos, com uma corrente de 0,15 A de uma solução salina do metal, cuja massa atômica é 112 u, depositou 0,783 g deste metal.

Dado: faraday = 96.500 C

Questão 178 - (UNIP SP/)

A quantidade de eletricidade necessária para depositar 1 mol de átomos de prata no cátodo em uma eletrólise é $9,65 \times 10^4$ Coulomb $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$

A carga elétrica de um elétron (em Coulomb) pode ser calculada pela expressão:

Dado: Constante de Avogadro: $6,0 \times 10^{23}$ espécies/mol. Massa molar da prata: 108 g/mol

- a) $(9,65 \times 10^4 \cdot 108) / (6,0 \times 10^{23})$
- b) $(9,65 \times 10^4) / (6,0 \times 10^{23})$
- c) $(6,0 \times 10^{23}) / (9,65 \times 10^4)$
- d) $(108) / (9,65 \times 10^4)$
- e) $(6,0 \times 10^{23} \cdot 108) / (9,65 \times 10^4)$

Questão 179 - (UNICAP PE/)

100 mL de uma solução de NaCl 0,03 M é eletrolisada durante 1 min e 40 segundos, por uma corrente de 0,965 A.

Qual o pH da solução, após a eletrólise?

Obs.: Considere que não houve variação de volume líquido.

M.A.: Na = 23 u e Cl = 35,5 u

GABARITO:

1) Gab: B

2) Gab:

- a) O estudante observará maior massa no arranjo 1, pois as células eletroquímicas estão associadas em série. Logo, em cada célula, a corrente que se forma é de 60 mA. Já no arranjo 2, as células eletroquímicas estão associadas em paralelo, e, como a corrente elétrica total é de 60 mA, pode-se concluir que, em cada célula, é formada corrente de 20 mA, diminuindo a massa de cobre depositado. Desse modo, no arranjo 1 ocorre maior deposição de cobre.
- b) Massa de cobre que oxida:
 $12,7 / 2 = 6,35 \text{ g}$
 $\text{Cu (s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e}^-$

1 mol — 2 mol
63,5 g — 2 · 96500 C
6,35 g — Q
Q = 19300 C

$$i = \frac{\Delta Q}{\Delta t}$$

$$\Delta t = \frac{\Delta Q}{i}$$

$$\Delta t = \frac{19300 \text{ C}}{60 \cdot 10^{-3} \text{ A}}$$

$$\Delta t = 3,21 \cdot 10^5 \text{ segundos}$$

3) Gab: A

4) Gab: D

5) Gab: 23

6) Gab: B

7) Gab: B

8) Gab: C

9) Gab: D

10) Gab: B

11) Gab: 21

12) Gab: A

13) Gab: C

14) Gab: D

15) Gab: D

16) Gab: B

17) Gab: A

18) Gab: 22

19) Gab: A

20) Gab: B

21) Gab: C

22) Gab: D

23) Gab: B

24) Gab: B

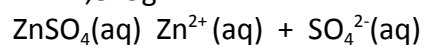
25) Gab: A

26) Gab: 05

27) Gab: A

28) Gab:

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



29) Gab: C

30) Gab: D

31) Gab: A

32) Gab: B

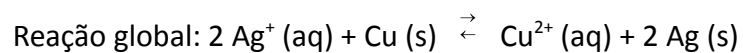
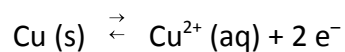
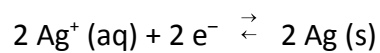
33) Gab: A

34) Gab: B

35) Gab: A

36) Gab:

Semirreações:



Energia de Gibbs : $\Delta G = -88780 \text{ J/mol}$ ou $87,78 \text{ kJ/mol}$

37) Gab: D

38) Gab: D

39) Gab: D

40) Gab: D

41) Gab: C

42) Gab:

No cátodo temos: $Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni_{(s)}$

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

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

2 mols de e^- — 1 mol Ni

193000 C — 58,70 g

14400 C — X g

X = 4,38 gramas de Ni

No ânodo temos: $2H_2O \rightarrow 4e^- + O_2(g) + 4H^+$

4 mols de e^- — 1 mol O_2

386000 C — 32,0 g

14400 C — X

X = 1,19 g de O_2

43) Gab: 2,00 A

44) Gab: C

45) Gab: C

46) Gab: D

47) Gab: D

48) Gab:

No cátodo temos: $Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni_{(s)}$

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

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

2 mols de e^- — 1 mol Ni

193000 C — 58,70 g

14400 C — X g

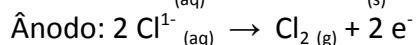
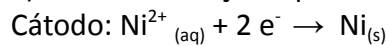
X = 4,38 gramas de Ni

No ânodo temos: $2H_2O \rightarrow 4e^- + O_2(g) + 4H^+$

4 mols de e^- — 1 mol O_2
 386000 C — 32,0 g
 14400 C — X
 X = 1,19 g de O_2

49) Gab:

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

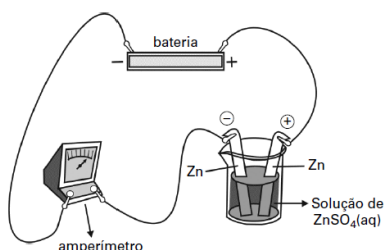


Corrente elétrica necessária: $i = 26,8 \text{ A}$.

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

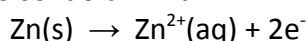
50) Gab:

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



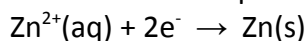
Placa de zinco ligada ao polo positivo

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 $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

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

51) Gab: D

52) Gab: A

53) Gab: C

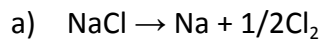
54) Gab: C

55) Gab: C

56) Gab: A

57) Gab: FVFVF

58) Gab:



b) $t = 250 \text{ s}$

59) Gab: C

60) Gab: A

61) Gab:

$V = 22.2 \text{ L}$

62) Gab:

a) $12,3 \text{ V}$

b) $\text{H}_2 = 1 \text{ kg}$

63) Gab: A

64) Gab:

a) O zinco e o ferro formarão um par galvânico. Por possuir um potencial padrão de eletrodo mais negativo que o ferro, o zinco atuará como ânodo e o ferro como cátodo.

b) $0,045 \text{ mol}$ de zinco.

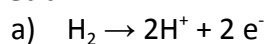
65) Gab: 23

66) Gab: B

67) Gab: A

68) Gab: 108

69) Gab:



b) massa transformada de $\text{H}_2 = 314 \text{ g}$

70) Gab:

a) $m = 0,0028 \text{ gramas}$

- b) De acordo com o gráfico, em 1000 segundos são liberados 2×10^{-15} mols de Ag^+ .
A formação desse íon na operação da máquina é dada pela equação: $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-$, portanto, para cada íon prata formado libera-se um elétron, Assim,

Em 1.000 s liberam-se 2×10^{-15} mols de elétrons

Carga elétrica = $2 \times 10^{-15} \text{ mol} \times 96.500 \text{ C mol}^{-1} = 1,93 \times 10^{-10} \text{ C}$

Corrente (i) = $1,93 \times 10^{-10} \text{ C} / 1.000 \text{ s} = 1,93 \times 10^{-13} \text{ A}$.

71) Gab: A

72) Gab: B

73) Gab: D

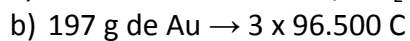
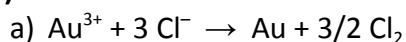
74) Gab: C

75) Gab: 04-08-16

76) Gab: A

77) Gab: D

78) Gab:



$n = 8.817 \text{ C}$

$2,5 \text{ C} \rightarrow 1 \text{ s}$

$8.817 \text{ C} \rightarrow t$

$\text{tempo} = 3.527 \text{ s} = 58,8 \text{ min}$

79) Gab:

$x = 3,86 \times 10^5 \text{ C}$

80) Gab: B

81) Gab: E

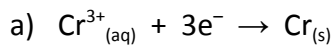
82) Gab: E

83) Gab: B

84) Gab: A

85) Gab: B

86) Gab:



b) A carga necessária para eletrolisar todo o Cr^{3+} da solução é 0,15 faraday.

87) Gab: E

88) Gab: A

89) Gab: A

90) Gab: D

91) Gab: A

92) Gab:

$$n_{\text{Ni}} = 0,1 \text{ mol}$$

93) Gab: A

94) Gab: 07

95) Gab: C

96) Gab:

Cloreto de ferro: **FeCl_2** . anodo: $2\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})} + 2\text{e}^-$

97) Gab: 44

98) Gab: 161,28kg

99) Gab: C

100) Gab: $x = 2,95 \text{ g}$

101) Gab:

a) 3,315kg de chumbo

b) $\Delta G = -3,86 \cdot 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$

102) Gab: A

103) Gab: B

104) Gab:

a) oxidante: H_2O

redutor: NaCl ;

no ânodo, pois há aumento de pH ($2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + \text{OH}^-$)

b) 0,2mol de Cl_2

105) Gab:

a) $\text{Al} < \text{Fe} < \text{Cu}$

b) 0,27g Al

106) Gab: C

107) Gab: B

108) Gab: E

109) Gab: A

110) Gab: B

111) Gab: D

112) Gab: V

113) Gab: 65

114) Gab: C

115) Gab: C

116) Gab:

a) 180000 C.

b) 66,22 g.

c) 22,12L de Cl_2 .

117) Gab: D

118) Gab: B

119) Gab:

a) 1,75g

b) $\text{AgNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$

120) Gab: A

121) Gab: D

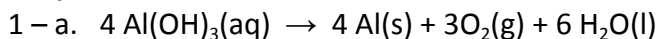
122) Gab: E

123) Gab: C

124) Gab: 19,3s

125) Gab: C

126) Gab:



1 – b $\Delta E = - 2,71 \text{ V}$

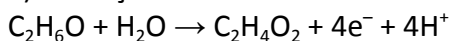
2- $t = 1,5 \text{ s}$

127) Gab: 54

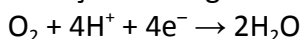
128) Gab: A

129) Gab:

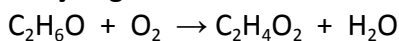
a) Oxidação do etanol



Redução do oxigênio



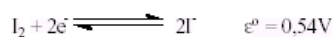
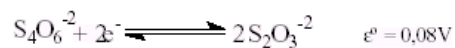
Reação global



b) $i = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ A}$

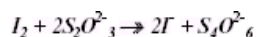
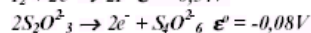
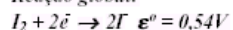
130) GAB: 20

131) Gab:



Resolução

Reação global:



$$\epsilon = 0,54 - 0,08 = 0,46 \text{ V}$$

O sentido da reação foi escolhida de modo que ela fosse uma reação espontânea pois o potencial de redução da reação global é positivo.

Cálculo da quantidade de mols de tiosulfato utilizado:

$$N = 0,1 \text{ mol/L} \cdot (0,025 \text{ L}) = 0,0025 \text{ mol de } \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \square 0,00125 \text{ mol de } \text{I}_2 \square 0,0025 \text{ mol de } \text{e}^-$$

$$1 \text{ mol} \quad - \quad 96500 \text{ C}$$

$$0,0025 \text{ mol} \quad - \quad x$$

$$x = 241,25 \text{ C}$$

$$q = it$$

$$241,25 = 0,2 \cdot t$$

$$t = 1206,25 \text{ s}$$

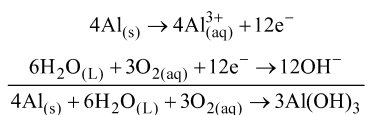
132) Gab: C

RESOLUÇÃO

a) **Verdadeiro.** A reação I é uma reação de oxidação, portanto ocorre no ânodo.

b) **Verdadeiro.** Pois são reações de redução, logo, ocorre no cátodo.

c) **Falso.**



Obs.: 1F é a quantidade de carga necessária para eletrolisar um equivalente-grama de qualquer espécie química.

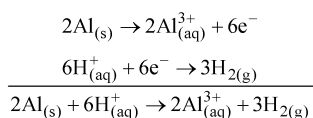
Logo:

4 mol Al ----- 12 F

1 mol Al ----- X

X = 3 F

d) **Verdadeiro.**



Calculo :

2 x 27g Al ----- 6 F

Xg Al ----- $\frac{3}{2}$ F

$$6X = \frac{3}{2} \times 2 \times 27\text{g Al} \rightarrow X = 13,5\text{g Al}$$

e- **Verdadeiro**

2 mol Al ----- 3 x 22,6 L H₂

1 mol Al ----- W

W = 34 litros H₂

133) Gab: E

RESOLUÇÃO:

$$i_T = 268 \text{ mA} \quad t = 3600\text{s} \quad V = 11,2\text{mL}$$

- Cálculo da carga total:

$$Q_T = i_T \cdot t \rightarrow Q_T = 268 \cdot 10^{-3} \cdot 3600 \rightarrow \mathbf{Q_T = 964,8C}$$

- Cálculo da massa de íons H⁺ eletrolisados em (CNTP):

1g H⁺ ----- 11,2L H₂

X ----- 11,2 . 10⁻³ L H₂

$$\mathbf{X = 10^{-3}g}$$

- Cálculo da carga gasta na eletrólise do H^+ :

$$m = E \cdot Q / 96500 \rightarrow 10^{-3} = Q \cdot 96500 \rightarrow Q = 96,5C$$

- Cálculo da carga para eletrolisar o níquel:

$$Q_{Ni} = Q_T - Q_{H^+} \rightarrow Q_{Ni} = 868,3C$$

Relação percentual:

$$\frac{Q_{Ni}}{Q_T} = \frac{868,3}{964,8} \cdot 100 \rightarrow \frac{Q_{Ni}}{Q_T} = 90\%$$

134) Gab:



b) 3860 s

135) Gab: A

RESOLUÇÃO

$$m = \frac{E \cdot i \cdot t}{96500} \rightarrow m = \frac{E \cdot i \cdot t}{F} \rightarrow F = \frac{E \cdot i \cdot t}{m}$$

136) Gab:

$$P \times V = n \times R \times T \rightarrow 0,9 \times V = 1,5 \times 0,082 \times 300 \rightarrow V = 41 \text{ L}$$

137) Gab: B

RESOLUÇÃO

$$\frac{m_{Ni}}{E_{Ni}} = \frac{m_{Au}}{E_{Au}} \rightarrow \frac{m_{Ni}}{\frac{58,71}{2}} = \frac{m_{Au}}{\frac{196,97}{3}} \rightarrow \frac{m_{Ni}}{m_{Au}} = 0,447$$

138) Gab: A

139) Gab: a) cátodo: H_2 ânodo: O_2

b) 28,0 mL

c) 965 s

140) Gab:

Na cuba que contém cloreto cuproso teremos maior massa de cobre.

$CuCl_2$:

$$F \text{ ----- } 63,4 \text{ g de Cu} \quad x = \frac{63,4 \cdot Q}{F}$$

$$Q \text{ ----- } x$$

$CuCl_2$:

$$F \text{ ----- } (63,4/2) \text{ g de Cu} \quad y = \frac{63,4 \cdot Q}{2F}$$

$$Q \text{ ----- } y$$

$$x > y$$

141) Gab: A

142) Gab: A

RESOLUÇÃO

Ni = 58,71 g/mol

1 mol e⁻ ----- 1 Eq. metal

0,3 mol e⁻ ----- 8,81g metal

Eq - metal = 29,366g

Ni carga + 2

$$E = \frac{m \cdot 1000}{K} \rightarrow 29,336 = \frac{m \cdot 1000}{2} \rightarrow m = 58,7 \text{ g}$$

143) Gab: C

RESOLUÇÃO

I = 1,6 . 10⁻²A

t = 1s

Q = i . t

96500 C ----- 6,02 . 10²³e⁻

1,6 . 10⁻² ----- X

X = 0,998 . 10¹⁷

X ≈ 1,0 . 10¹⁷ elétrons

144) Gab: E

145) Gab: D

146) Gab:

a) solução de NaCl curva → B; Solução de ZnCl₂ → curva C: a pressão de vapor é inversamente proporcional ao número de partículas dissolvidas.

b) 130g Zn

147) Gab: E

RESOLUÇÃO

i = 3A E_H = 1g

n_H = 0,20 mols → n_H = 0,4 g t = ?

$$m = \frac{E \cdot i \cdot t}{96500} \rightarrow t = \frac{m \times 9,65 \times 10^4}{3}$$

$$t = \frac{0,4 \times 9,65 \times 10^4 \text{ s}}{3}$$

148) Gab: N = 0,02

149) Gab: C

150) Gab: B

151) Gab: $\text{Co}^{+2} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Co}$ 59 g ----- 2 F

Resposta: 59 g

152) Gab:

a) $\text{Cd}^0 \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^-$

b) 186g de $\text{Ni}(\text{OH})_2$

153) Gab: B

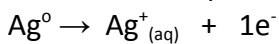
154) Gab: E

155) Gab: C

156) Gab: A

RESOLUÇÃO

A massa da chapa B diminui:



PERGUNTA

Q = 4,83C

Ag = 107,87 u

Pólo + = ânodo $\rightarrow$ ocorre oxidação da prata metálica.

9,65 . 104C ----- 107,87g Ag

4,83 C -----X

X = 53,99 . 10-4

X = 5,399 . 10-3g

X = 5,399 mg

A massa de prata que sofre oxidação é 5,399 mg, logo, é a massa que diminui no eletrodo de prata (chapa B).

157) Gab: E

158) Gab: C

159) Gab: A

160) Gab:

a) verdadeira. $[0,3467/(52/3)] = [0,5906/(59/x)] \rightarrow x = 2$

b) verdadeira. 96.500 C ----- (52/3) g de Cr

$$Q = \frac{m \cdot Q_{\text{molar}}}{F} = \frac{0,3467 \text{ g} \cdot 96500 \text{ C/mol}}{100} = 334,67 \text{ C}$$

161) Gab: A

162) Gab: 101 min.

163) Gab: B

164) Gab:

a) a massa de zinco é maior que a massa de cobre.

b) $i = 0,54 \text{ A}$

165) Gab: C

166) Gab: A

167) Gab: D

168) Gab: B

169) Gab: D

170) Gab: E

171) Gab: A

172) Gab: D

173) Gab: D

174) Gab: 32 g

175) Gab: C

176) Gab: C

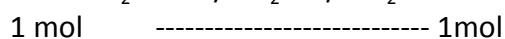
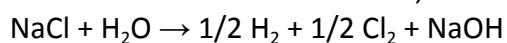
177) Gab: + 2

178) Gab: B

179) Gab:

$\text{pH} = 12$

$$m_{\text{NaCl}} = \frac{58,5 \cdot 0,965 \cdot 100}{1 \cdot 96500} \rightarrow m = 0,001 \text{ mol de NaCl}$$



0,001 mol ----- 0,001 mol

$$[\text{OH}^-] = \frac{n}{v} = \frac{0,001}{0,100} \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = 2$$

$$\text{pH} = 12$$