
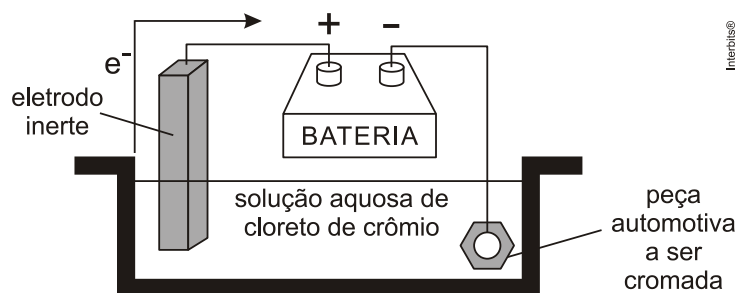
	<div>Centro Federal de Educação Tecnológica de Minas Gerais</div> <div>Unidade Varginha</div> <div>1ª. Série - Curso Técnico em _____</div> <div>Trabalho de Química</div>			
Disciplina Química		Professor Tatiane C. Silva Maiolini	Valor	Nota
Data	Aluno			

1 (6). (Espcex (Aman) 2014) Algumas peças de motocicletas, bicicletas e automóveis são cromadas. Uma peça automotiva recebeu um “banho de cromo”, cujo processo denominado cromagem consiste na deposição de uma camada de cromo metálico sobre a superfície da peça. Sabe-se que a cuba eletrolítica empregada nesse processo (conforme a figura abaixo), é composta pela peça automotiva ligada ao cátodo (polo negativo), um eletrodo inerte ligado ao ânodo e uma solução aquosa de  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{CrCl}_3$ .



desenho ilustrativo - fora de escala

Supondo que a solução esteja completamente dissociada e que o processo eletrolítico durou 96,5 min sob uma corrente de 2 A, a massa de cromo depositada nessa peça foi de

**Dados:** massas atômicas  $\text{Cr} = 52 \text{ u}$  e  $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$ .

1 Faraday =  $96500 \text{ C/mol de } e^-$

- a) 0,19 g
- b) 0,45 g
- c) 1,00 g
- d) 2,08 g
- e) 5,40 g

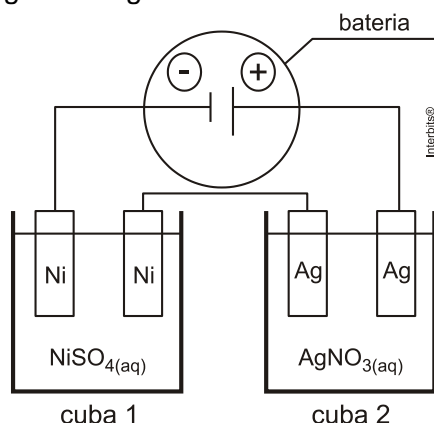
2 (8). (Unicamp 2014) O uso industrial do cloreto de sódio se dá principalmente no processo de obtenção de alguns importantes produtos de sua eletrólise em meio aquoso. Simplificadamente, esse processo é feito pela passagem de uma corrente elétrica em uma solução aquosa desse sal. Pode-se afirmar que, a partir desse processo, seriam obtidos:

- a) gás hidrogênio, gás oxigênio e ácido clorídrico.
- b) gás hidrogênio, gás cloro e ácido clorídrico.
- c) gás hidrogênio, gás cloro e hidróxido de sódio em solução.
- d) gás hidrogênio, gás oxigênio e hidróxido de sódio em solução.

3 (20). (Ime 2012) O alumínio pode ser produzido industrialmente pela eletrólise do cloreto de alumínio fundido, o qual é obtido a partir do minério bauxita, cujo principal componente é o óxido de alumínio. Com base nas informações acima, calcule quantos dias são necessários para produzir 1,00 tonelada de alumínio puro, operando-se uma cuba eletrolítica com cloreto de alumínio fundido, na qual se faz passar uma corrente elétrica constante de 10,0 kA.

Dado:  $1F = 96.500 \text{ C}$ .

4 (16). (Espcex (Aman) 2013) Duas cubas eletrolíticas distintas, uma contendo eletrodos de níquel (Ni) e solução aquosa de  $\text{NiSO}_4$  e outra contendo eletrodos de prata (Ag) e solução aquosa de  $\text{AgNO}_3$ , estão ligadas em série, conforme mostra a figura a seguir.



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

**Dados:** Constante de Faraday = 96500 Coulombs/mol de elétrons; Massa molar do níquel = 59 g/mol; Massa molar da prata = 108 g/mol.

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

5 (27). (Mackenzie 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.

6 (1). (Ucs 2015) Halogênios são muito reativos e por esse motivo não são encontrados na natureza na forma de substâncias simples. Entretanto, os mesmos podem ser obtidos industrialmente a partir de um processo conhecido como eletrólise ígnea. No caso do cloro, esse processo é realizado em uma cuba eletrolítica com o cloreto de sódio fundido. Aproximadamente 12 milhões de toneladas de  $\text{Cl}_2$  são produzidas anualmente nos Estados Unidos. Cerca de metade desse cloro é utilizada na fabricação de compostos orgânicos halogenados, enquanto o restante é empregado como alvejante na indústria do papel e de tecidos. O volume de  $\text{Cl}_2$ , medido nas CNPT, quando uma corrente elétrica de intensidade igual a 10 ampères atravessa uma cuba eletrolítica contendo cloreto de sódio fundido durante 965 segundos é de

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

- a) 0,71 L
- b) 1,12 L
- c) 2,24 L
- d) 3,55 L
- e) 4,48 L

7 (28). (Pucrj 2012) Considerando  $1 F = 96.500 C$  (quantidade de eletricidade relativa a 1 mol de elétrons), na eletrólise ígnea do cloreto de alumínio,  $AlCl_3$ , a quantidade de eletricidade, em Coulomb, necessária para produzir 21,6 g de alumínio metálico é igual a:

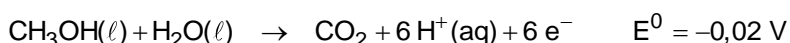
- a) 61.760 C.
- b) 154.400 C.
- c) 231.600 C.
- d) 308.800 C.
- e) 386.000 C.

8 (30). (Pucsp 2012) Dado: Constante de Faraday ( $F$ ) = 96500C

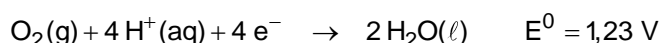
A célula combustível é um exemplo interessante de dispositivo para a obtenção de energia elétrica para veículos automotores, com uma eficiência superior aos motores de combustão interna.

Uma célula combustível que vem sendo desenvolvida utiliza o metanol como combustível. A reação ocorre na presença de água em meio ácido, contando com eletrodos de platina.

Para esse dispositivo, no eletrodo A ocorre a seguinte reação:



Enquanto que no eletrodo B ocorre o processo:



Para esse dispositivo, os polos dos eletrodos A e B, a ddp da pilha no estado padrão e a carga elétrica que percorre o circuito no consumo de 32 g de metanol são, respectivamente,

- a) negativo, positivo,  $\Delta E^0 = 1,21 V$ ,  $Q = 579000 C$ .
- b) negativo, positivo,  $\Delta E^0 = 1,21 V$ ,  $Q = 386000 C$ .
- c) negativo, positivo,  $\Delta E^0 = 1,25 V$ ,  $Q = 96500 C$ .
- d) positivo, negativo,  $\Delta E^0 = 1,25 V$ ,  $Q = 579000 C$ .
- e) positivo, negativo,  $\Delta E^0 = 1,87 V$ ,  $Q = 96500 C$ .

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Baterias são dispositivos capazes de transformar energia química em energia elétrica por meio de reações eletroquímicas. Atualmente, com o avanço na produção e consumo de equipamentos portáteis, um dos grandes desafios é fazer com que as baterias consigam acompanhar as novas tecnologias, tornando-se cada vez menores e apresentando um tempo maior de duração de descarga, além de aumentar, também, o número de ciclos de utilização. Neste panorama, as baterias de íon lítio representam o que temos de mais moderno, pois conseguem combinar alta *performance* com baixo peso.

9 (2). (Pucpr 2015) Supondo que um *smartphone* apresente um consumo de 50 mA de energia e funcione por um período de tempo de 3860 segundos, qual a massa de íon de lítio que participou das reações eletroquímicas envolvidas?

Dado: Constante de Faraday =  $96500 C \cdot mol^{-1}$ .

- a)  $7,0 \cdot 10^{-2} g$ .
- b)  $1,4 \cdot 10^{-1} g$ .
- c)  $1,4 \cdot 10^{-2} g$ .
- d)  $7,0 \cdot 10^{-1} g$ .
- e)  $2,8 \cdot 10^{-2} g$ .

10 (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) ( $\text{CuSO}_4$ ) durante 3h, empregando-se uma corrente elétrica de intensidade igual a 10A. A massa de cobre puro recuperada é de aproximadamente

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

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