

# ELETROQUÍMICA – LEIS DE FARADAY

## 01 - (Uem PR/2008/Janeiro)

Qual é a massa aproximada de cádmio que se deposita no cátodo, via eletrólise ígnea, em uma cela eletroquímica que contém  $\text{CdCl}_2$  fundido, ao se passar uma corrente de 6 Ampères por 134 minutos?

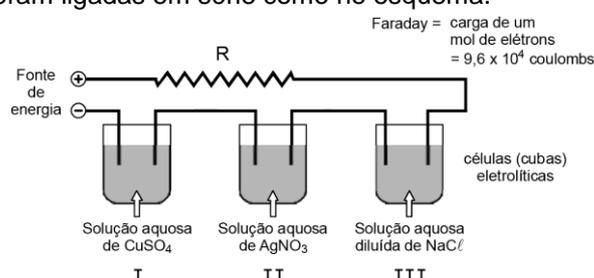
(Dados: constante de Faraday = 96500 C)

- 28 g
- 0,47 g
- 0,56 g
- 56 g
- 47 g

**Gab:** A

## 02 - (Unifor CE/2008/Janeiro)

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,

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

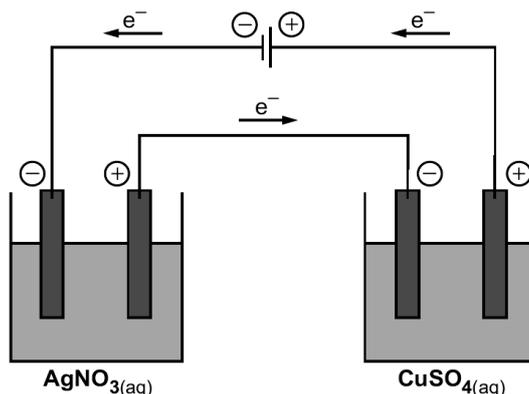
Está correto o que se afirma em

- I, somente.
- II, somente.
- III, somente.
- I e III, somente.
- I, II e III.

**Gab:** D

## 03 - (Mackenzie SP/2008)

Dois 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 (Ag = 108 g/mol, Cu = 63,5 g/mol)

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

**Gab:** A

**04 - (Ufpa PA/2007/2ªFase)**

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<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) 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

**Gab:** 161,28kg

**05 - (Uerj RJ/2007/2ªFase)**

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

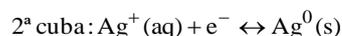
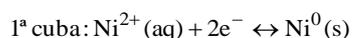
Determine a fórmula do cloreto de ferro utilizado na preparação da solução originalmente eletrolisada e escreva a equação eletroquímica que representa a descarga ocorrida no anodo.

**Gab:**

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

**06 - (Ufms MS/2007/Exatas)**

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

**Gab:** 44

**07 - (UFRural RJ/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 C = 1F

**Gab:** x = 2,95 g

**08 - (Unifor CE/2006/Janeiro)**

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?

- a) 0,05
- b) 0,10
- c) 0,15
- d) 0,20
- e) 0,30

**Gab:** C

**09 - (Unifor CE/2006/Janeiro)**

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

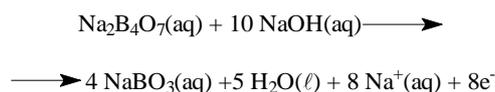
Na primeira cuba recolheu-se no ânodo 940 mL de O<sub>2</sub>, medidos nas CATP. Sendo assim, o volume de hidrogênio, nessas condições, que deve ter-se formado no cátodo é da ordem de

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

**Gab:** B

**10 - (Unifor CE/2006/Julho)**

Peroxiborato de sódio, NaBO<sub>3</sub>, pode ser obtido pela eletrólise de uma solução aquosa de bórax (Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub>) contendo NaOH. No pólo positivo da cuba eletrolítica ocorre:



Utilizando-se uma corrente elétrica de 20 ampères durante 9 × 10<sup>4</sup> segundos, a massa de NaBO<sub>3</sub> produzida, em gramas, é da ordem de

**Dados:**

Carga de 1 mol de elétrons:  
 cerca de 1 × 10<sup>5</sup> coulombs  
 Massas molares (g/mol)  
 Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> ..... 200  
 NaBO<sub>3</sub> ..... 80

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

**Gab:** B

**11 - (Unesp SP/2006/Exatas)**

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.

- a) Usando os símbolos químicos, escreva a seqüência destes metais, partindo do menos nobre para o mais nobre, justificando-a com base nas informações acima.

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

**Gab:**

- a)  $\text{Al} < \text{Fe} < \text{Cu}$
- b)  $0,27\text{g Al}$

### 12 - (Ufpe PE/2006)

O alumínio metálico pode ser obtido por processo eletroquímico, no qual o íon  $\text{Al}^{3+}$  é convertido a alumínio metálico. Se uma unidade montada com esta finalidade opera a  $100.000 \text{ A}$  e  $4 \text{ V}$ , 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)  $27,0 \text{ g}$
- d)  $8.100 \text{ g}$
- e)  $8,1 \times 10^6 \text{ g}$

**Gab:** B

### 13 - (Uepb PB/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?

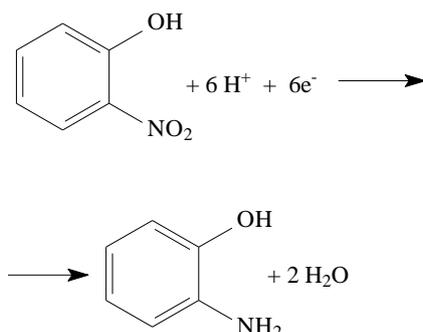
**Dados:** para efeito de simplificação considere 1 ano contendo  $3.107$  segundos.

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

**Gab:** E

### 14 - (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.

**Gab:** A

**15 - (Udesc SC/2006)**

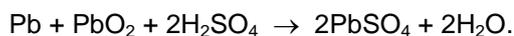
Qual o volume de gás flúor que pode ser produzido quando uma corrente de 0,5 A é passada por fluoreto de potássio fundido durante 8 horas? Considere que o gás produzido encontra-se a 273 K e 1,0 atm de pressão.

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

**Gab:** A

**16 - (IME RJ/2006)**

Os eletrodos de uma bateria de chumbo são de Pb e PbO<sub>2</sub>. A reação global de descarga é:



Admita que o “coeficiente de uso” seja de 25%. Este coeficiente representa a fração de Pb e PbO<sub>2</sub> presente na bateria que são realmente usados nas reações dos eletrodos.

Calcule:

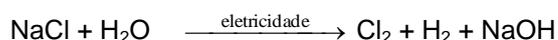
- a) A massa mínima de chumbo em quilogramas (incluindo todas as formas em que se encontra esse elemento) que deve existir numa bateria para que ela possa fornecer uma carga de  $38,6 \times 10^4$  C.
- b) O valor aproximado da variação da energia livre da reação, sendo de 2,00 V a voltagem média da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

**Gab:**

- a) 3,315kg de chumbo
- b)  $\Delta G = -3,86 \cdot 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$

**17 - (Ufrn RN/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<sub>2</sub>). Um dos métodos de obtenção do Cl<sub>2</sub> 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 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.

**Gab:**

- oxidante: H<sub>2</sub>O  
redutor: NaCl;  
no ânodo, pois há aumento de pH (2H<sub>2</sub>O + 2e<sup>-</sup> → H<sub>2</sub> + OH<sup>-</sup>)
- 0,2mol de Cl<sub>2</sub>

### 18 - (Ucg GO/2005/Janeiro)

( ) 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.

**Gab:** V

### 19 - (Uem PR/2005/Janeiro)

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<sup>2+</sup> durante a descarga dessa pilha, por um período de 107h13min20s, envolvendo uma corrente de 0,5 ampère? (Considere Zn = 65)

**Gab:** 65

### 20 - (Uff RJ/2005/2ªFase)

O cloro pode ser produzido pela eletrólise ígnea do cloreto de zinco (ZnCl<sub>2</sub>) 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:

- o número de Coulombs envolvidos no processo
- a massa de Cl<sub>2</sub>, em grama, produzida na reação
- o volume de Cl<sub>2</sub> produzido nas condições apresentadas

**Gab:**

- a) 180000 C.
- b) 66,22 g.
- c) 22,12L de Cl<sub>2</sub>.

**21 - (Unesp SP/2005/Conh. Gerais)**

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:



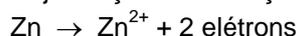
O potencial de célula da bateria é de 1,25 V e a constante de Faraday é 96500 C.mol<sup>-1</sup>. A energia livre da reação em C.V.mol<sup>-1</sup> (C.V = 1 J) é

- a) + 4,82 x 10<sup>5</sup>.
- b) + 1,21 x 10<sup>5</sup>.
- c) - 1,21 x 10<sup>5</sup>.
- d) - 2,42 x 10<sup>5</sup>.
- e) - 3,62 x 10<sup>5</sup>.

**Gab: D**

**22 - (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.

**Gab: D**

**23 - (Puc PR/2005)**

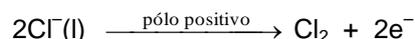
Uma corrente elétrica, de intensidade constante, atravessa uma cuba eletrolítica contendo uma solução 0,1 molar de AgNO<sub>3</sub>. Decorridos 10 minutos, teremos formado no cátodo e no ânodo, respectivamente, as seguintes substâncias:

<b>cátodo</b>	<b>ânodo</b>
a) H <sub>2</sub> (g)	NO <sub>2</sub> (g)
b) Ag <sup>0</sup>	H <sub>2</sub> (g)
c) Ag <sup>0</sup>	O <sub>2</sub> (g)
d) H <sub>2</sub> (g)	O <sub>2</sub> (g)
b) Ag <sup>0</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (aq)

**Gab: C**

**24 - (Uepb PB/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: 1 mol de elétrons = 96500C.

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

**Gab: C**

### 25 - (Unifor CE/2004/Janeiro)

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 ( $\text{H}_2\text{O}$ ), 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

**Gab: D**

### 26 - (Uec CE/2004/Julho)

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:

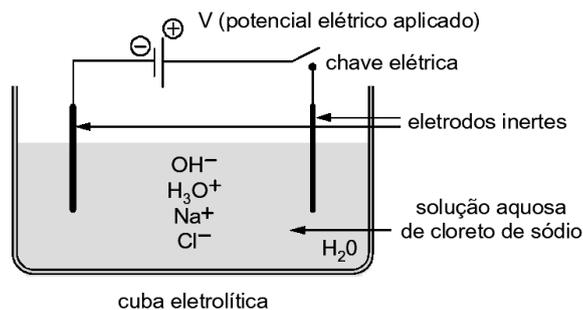
Dados: Pb = 207,2; S = 32; O = 16.

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

**Gab: B**

### 27 - (Unifor CE/2004/Julho)

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

**Gab:** E

**28 - (Ueg GO/2004/Julho)**

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: Ag = 108u; N = 14u; O = 16u; F = 96500 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.

**Gab:**

a) 1,75g

b)  $AgNO_3(aq) \rightarrow Ag^+(aq) + NO_3^-(aq)$

**29 - (Ufac AC/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<sub>2</sub> gasoso é disponibilizado em um dos eletrodos, e no outro, propicia-se um fluxo de O<sub>2</sub> 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:  $^1_1H$ ,  $^{16}_8O$   $d_{H_2O} = 1g/mL$ )

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

**Gab:** A

**30 - (Unifor CE/2003/Julho)**

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 =  $1 \times 10^5$  C/mol

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

**Gab:** C

### 31 - (Uem PR/2003/Julho)

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

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

01. Considere os seguintes potenciais-padrão de redução:  $E^0(\text{Ag}) = +0,80$  V e  $E^0(\text{Ni}) = -0,25$  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.  
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

**Gab:** 54

### 32 - (Uftm MG/2003/1ªFase)

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  $\text{MgCl}_2$  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:**  $\text{Mg}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Mg}$

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.

**Gab:** A

### 33 - (Uerj RJ/2003/2ªFase)

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  $0,100 \text{ A}$ .

**Gab:** 19,3s

**34 - (Uepb PB/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 ( $\text{Cr}^{3+}$ ), niquelação ( $\text{Ni}^{2+}$ ) e prateação ( $\text{Ag}^+$ ), 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

**Gab:** C

**35 - (Umg MG/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	$E^\circ/\text{V}$
$\text{Al}(\text{OH})_3(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s}) + 3\text{OH}^-(\text{aq})$	-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  $25^\circ\text{C}$ , 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  $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{aq})$ .
  - b) CALCULE a força eletromotriz  $\Delta E^\circ$  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  $13,5 \text{ g}$  de alumínio metálico - aproximadamente a massa de uma latinha -, de acordo com a equação para a semi-reação.  $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s}) + 3\text{OH}^-(\text{aq})$  (Deixe seus cálculos registrados, explicitando, assim, seu raciocínio).

**Gab:**



1 – b  $\Delta E = - 2,71 \text{ V}$

2- t = 1,5 s

**36 - (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 ( $7,6 \times 10^{-7} \text{ mol}$ ) de etanol por  $100 \text{ mL}$  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 =  $6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ;  
 $Q = i \times t$  (tempo em segundos e  $Q$  = carga em coulombs).

**Gab:**

- a) Oxidação do etanol  
 $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + 4\text{e}^- + 4\text{H}^+$   
 Redução do oxigênio  
 $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$   
 Reação global  
 $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 b)  $i = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{A}$

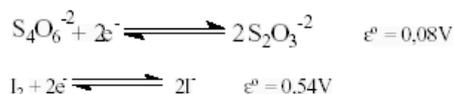
**37 - (IME RJ/2001)**

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.

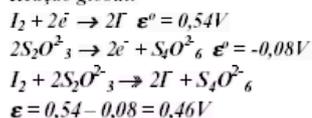
**Dados:** Constante de Faraday,  $F = 96.500\text{C}$

**Gab:**



*Resolução*

*Reação global:*



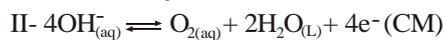
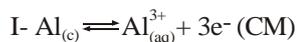
O sentido da reação foi escolhida de modo que ela fosse uma reação espontânea pois o potencial de redução da reação global é positivo.

Cálculo da quantidade de mols de tiosulfato utilizado:

$N = 0,1 \text{mol/L} \cdot (0,025\text{L}) = 0,0025 \text{mol de } \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 0,00125 \text{ mol de } \text{I}_2 \rightarrow 0,0025 \text{mol de } \text{e}^-$   
 $1 \text{mol} \quad - \quad 96500\text{C}$   
 $0,0025 \text{mol} \quad - \quad x$   
 $x = 241,25\text{C}$   
 $q = it$   
 $241,25 = 0,2 \cdot t$   
 $t = 1206,25\text{s}$

**38 - (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.

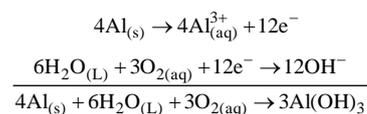
**GAB: C**

**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.

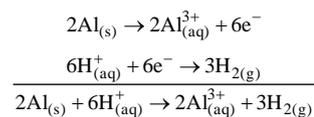
Logo:

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

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

**e- Verdadeiro**

2 mol Al ----- 3 x 22,6 L H<sub>2</sub>

1 mol Al ----- W

**W = 34 litros H<sub>2</sub>**

**39 - (Uerj RJ/1999/2ªFase)**

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 mol. L<sup>-1</sup> em CuSO<sub>4</sub>, 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<sup>-1</sup>, na solução inicial.

b) Determine o tempo necessário para a deposição de todo o cobre existente na solução, considerando 1F = 96500 C.

**Gab:**

a) CuSO<sub>4</sub>(s) → Cu<sup>2+</sup>(aq) + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>(aq); [SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>] = 0,10 mol/L

b) 3860 s

**40 - (ITA SP/1999)**

Uma solução aquosa de NiSO<sub>4</sub> 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

**Gab: E**

**RESOLUÇÃO:**

**$I_T = 268 \text{ MA}$       $T = 3600 \text{ s}$       $V = 11,2 \text{ mL}$**

- Cálculo da carga total:

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

- Cálculo da massa de íons H<sup>+</sup> eletrolisados em (CNTP):

1g H<sup>+</sup> ----- 11,2L H<sub>2</sub>

X ----- 11,2 . 10<sup>-3</sup>L H<sub>2</sub>

**X = 10<sup>-3</sup>g**

- Cálculo da carga gasta na eletrólise do H<sup>+</sup>:

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

- Cálculo da carga para eletrolisar o níquel:

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

**Relação percentual:**

**$Q_{Ni} = 868,3 \cdot 100 \rightarrow Q_{Ni} = 90\%$**

Q<sub>T</sub> 964,8 Q<sub>T</sub>

**41 - (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<sub>A</sub>” 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)  $F = (i m) / (M)$

**Gab:** A

**RESOLUÇÃO**

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

**42 - (ITA SP/1998)**

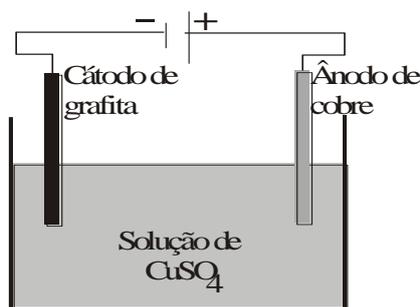
Numa experiência de eletrólise da água formam-se 3,00 g de H<sub>2</sub>(g). Calcule o volume ocupado por esta massa de hidrogênio, suposta isenta de umidade, na temperatura de 300 K e sob a pressão de 684 mmHg (= 0,90 x 760 mmHg).

**Gab:**

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

**43 - (Uerj RJ/1997/1ª Fase)**

Considere a célula eletrolítica abaixo:



Eletrolisando-se, durante 5 minutos, a solução de CuSO<sub>4</sub> 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%

**Gab:** A

**44 - (Uff RJ/1997/1ªFase)**

Uma célula eletrolítica, operando com uma corrente elétrica constante de 0,5 A, nas CNTP, através de uma solução aquosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 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.

- Identifique o gás desconhecido, e associe corretamente os produtos eletrolíticos do ânodo e do cátodo.
- Calcule o volume de oxigênio produzido nas CNTP.
- 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

**Gab:** a) cátodo:  $\text{H}_2$  ânodo:  $\text{O}_2$   
b) 28,0 mL  
c) 965 s

**45 - (Ufes ES/1997)**

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

$Zn = 65,4u$

- 13,08 g
- 43,16 g
- 74,48g
- 26,28 g
- 3,6 g

**Gab:** A

**46 - (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  $\text{NiSO}_4$  e a outra apenas uma solução aquosa 0,2 molar de  $\text{Au}(\text{Cl})_3$ . 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?

- 0,19
- 0,45
- 1,0
- 2,2
- 5,0

**Gab:** B

**RESOLUÇÃO**

~~RESOLUÇÃO~~  
~~RESOLUÇÃO~~  
2 3

**47 - (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:  $\text{Cu} = 63,4 u$

**Gab:**

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

CuCl<sub>2</sub>:

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

Q ----- x

CuCl<sub>2</sub>:

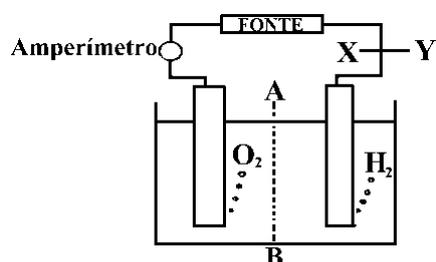
$$F \text{ ----- } (63,4/2) \text{ g de Cu} \quad y = \frac{63,4 \cdot Q}{2F}$$

Q ----- y

$$x > y$$

**48 - (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)  $9,7 \cdot 10^{21}$

**Gab: C**

**RESOLUÇÃO**

$$I = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ A}$$

$$t = 1 \text{ s}$$

$$Q = I \cdot t$$

$$96500 \text{ C ----- } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ e}^-$$

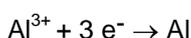
$$1,6 \cdot 10^{-2} \text{ ----- } X$$

$$X = 0,998 \cdot 10^{17}$$

$$X \cong 1,0 \cdot 10^{17} \text{ elétrons}$$

**49 - (Unip SP/1996)**

O alumínio é obtido pela eletrólise do óxido de alumínio (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) fundido, de acordo com a reação catódica:



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

**Gab: D**

**50 - (Ufrs RS/1996)**

A expressão  $\epsilon = E \text{ (g)/96.500 (C)}$ , 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

**Gab: E**

**51 - (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.

**Gab: A**

**RESOLUÇÃO**

Ni = 58,71 g/mol

1 mol e<sup>-</sup> ----- 1 Eq. metal

0,3 mol e<sup>-</sup> ----- 8,81g metal

**Eq - metal = 29,366g**

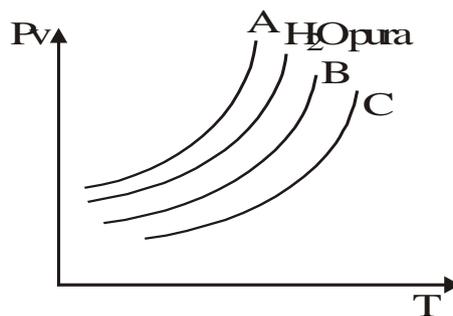
Ni carga + 2

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

**52 - (Ufrj RJ/1996)**

Em um laboratório foram preparadas uma solução 1 M de ZnCl<sub>2</sub> 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)

**Gab:**

- a) solução de  $NaCl$  curva  $\rightarrow$  B; Solução de  $ZnCl_2$   $\rightarrow$  curva C: a pressão de vapor é inversamente proporcional ao número de partículas dissolvidas.
- b) 130g Zn

**53 - (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.

**Gab:** C

**54 - (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

**Gab:** B

**55 - (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)  $0,400 \times 9,65 \times 10^4 / 3,00.$

GAB: E

## RESOLUÇÃO

$$i = 3A \qquad E_H = 1g$$

$$n_H = 0,20 \text{ mols} \rightarrow n_H = 0,4 \text{ g} \quad t = ?$$

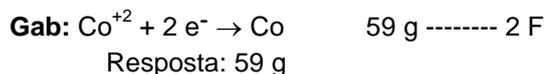
$$m = \frac{E \cdot i \cdot t}{96500} \rightarrow t = \frac{m \times 9,65 \times 10^4}{3}$$

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

### 56 - (Ufpe PE/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,  $\text{CoCl}_2$  é atravessada por uma carga de 2 F?

Dado: Co = 59 u



### 57 - (Puc SP/1995)

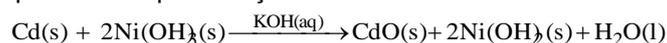
Por eletrólise de NaCl em solução aquosa obtém-se NaOH. Se dispusermos de 500 mL de solução, determine a normalidade em NaOH, pela passagem de uma corrente de 1,93 A, durante 8 min e 20 seg.

Dado: 1 faraday = 96.500 coulombs

**Gab:** N = 0,02

### 58 - (Ufrj RJ/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  $6 \times 10^{23}$  átomos de cádmio.

**Gab:**

- a)  $\text{Cd}^0 \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2e^-$   
 b) 186g de  $\text{Ni}(\text{OH})_2$

**59 - (Unip SP/1994)**

Um faraday de carga elétrica não corresponde a:

H = 1,008 u; Ag = 108 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<sub>3</sub>.

**Gab: C**

**60 - (Unimep SP/1994)**

Têm-se duas cubas eletrolíticas ligadas em série, contendo, respectivamente, CrCl<sub>3</sub> e AgNO<sub>3</sub>. 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.

**Gab: B**

**61 - (ITA SP/1994)**

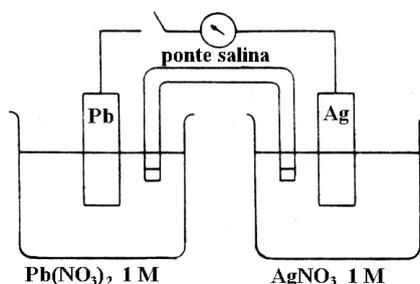
Uma cuba eletrolítica com eletrodos de cobre e contendo solução aquosa de Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, é ligada em série com outra provida de eletrodos de prata e contendo solução aquosa de AgNO<sub>3</sub>. Este conjunto de cubas em série é ligado a uma fonte durante certo intervalo de tempo. Neste 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

**Gab: E**

**62 - (Cesgranrio RJ/1993)**

A questão abaixo refere-se a seguinte célula galvânica:



Dados:



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

**Gab:** C

### 63 - (Ufrs 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  $\text{CuSO}_4$ , 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

**Gab:** E

### 64 - (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

**Gab:** A

### 65 - (ITA SP/1993)

Num copo contendo solução aquosa 0,10 molar de  $\text{AgNO}_3$  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.

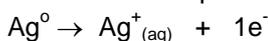
### PERGUNTA

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.

**Gab:** A

**RESOLUÇÃO**

A massa da chapa B diminui:



**PERGUNTA**

**Q = 4,83C**

**Ag = 107,87 u**

Pólo + = ânodo → ocorre oxidação da prata metálica.

$$9,65 \cdot 10^4 \text{C} \text{ ----- } 107,87 \text{g Ag}$$

$$4,83 \text{ C} \text{ ----- } X$$

$$X = 53,99 \cdot 10^{-4}$$

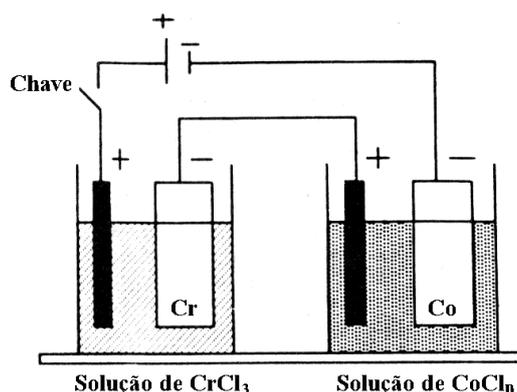
$$X = 5,399 \cdot 10^{-3} \text{g}$$

$$X = 5,399 \text{ MG}$$

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

**66 - (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)

**Gab:**

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

b) verdadeira.  $96.500 \text{ C} \text{ ----- } (52/3) \text{ g de Cr}$

$$Q \text{ ----- } 0,3467 \text{ g}$$

$$Q = 1.930 \text{ C}$$

**67 - (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  $O_2(g)$ , num total de 2,0 milimol.
2. No outro eletrodo se depositaram 6,0 milimol de  $Ag(c)$  e também se despreendeu  $H_2(g)$ .

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

**Gab:** B

**68 - (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

**Gab:** A

**69 - (Mauá SP/1992)**

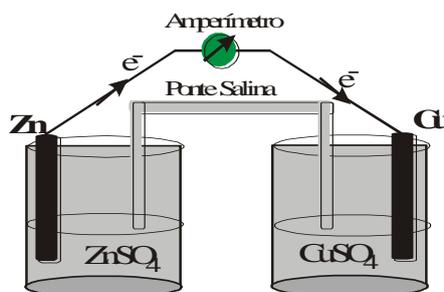
Uma calota de automóvel de  $675\text{ cm}^2$  de área constitui o cátodo de uma célula eletrolítica, que contém uma solução aquosa de íons de níquel. Para niquelar a calota, faz-se passar através da célula uma corrente de 32,9 ampères. Calcular o tempo (em minutos) necessário para que seja depositada na calota uma camada de níquel de 0,1 mm de espessura:

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

**Gab:** 101 min.

**70 - (Ufrj RJ/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?

**Gab:**

- a) a massa de zinco é maior que a massa de cobre.  
b)  $i = 0,54A$

**71 - (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

**Gab:** C

**72 - (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

**Gab:** A

**73 - (FCChagas BA/1990)**

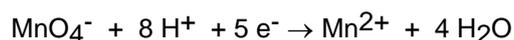
Quantos mols de elétrons devem passar por um circuito elétrico, a fim de que o cátodo, constituído por uma peça metálica mergulhada em solução de  $CrCl_3$ , receba uma cobertura de 5,2 gramas de Cr?  $Cr = 52u$ .

- 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.

**Gab:** D

**74 - (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)  $(0,20 \cdot 4)$  mol  
b)  $(0,20 \cdot 4 / 5)$  mol  
c)  $(0,20 \cdot 5 / 4)$  mol  
d)  $(0,20 \cdot 5)$  mol  
e)  $(0,20 \cdot 4 \cdot 5)$  mol

**Gab: B**

**75 - (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  $\text{Cr}^{3+}$  ?

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

**Gab: E**

**76 - (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 substância 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)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  e 96.500 coulombs
- d)  $\text{CuSO}_4$  e 1 ampère
- e) KBr e 96.500 ampères.

**Gab: C**

**77 - (FCChagas BA)**

O quociente **Faraday/n° 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

**Gab: A**

**78 - (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:

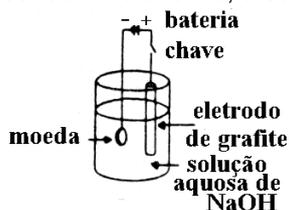
Dado: Constante de Avogadro:  $6,0 \times 10^{23}$  espécies/mol. Massa molar da prata: 108 g/mol

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

**Gab: B**

**79 - . (Fuvest SP)**

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)  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cu(OH)}_2$

**Gab:** C

**80 - (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  $\text{Fe(CN)}_6^{3-}$ .

- 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

**Gab:** D

**81 - (Ufsc SC)**

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

**Gab:** D

**82 - (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,  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$

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

Massa atômica relativa do cobre = 64

**Gab:** 32 g

**83 - (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

**Gab:** + 2

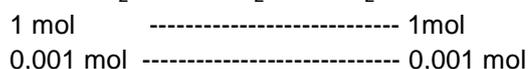
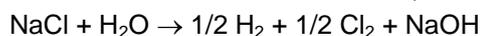
**84 - (Unicap PE)**

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

**Gab:**

pH = 12

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



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

pOH = 2  
pH = 12

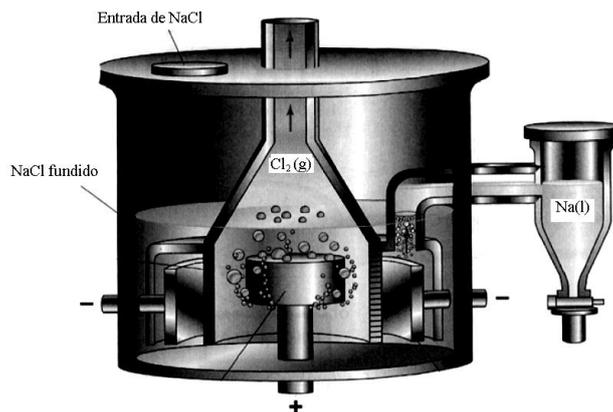
**TEXTO: 1 - Comum à questão: 85**

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. Mandei 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].

**85 - (Ueg GO/2007/Julho)**

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.



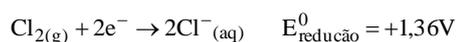
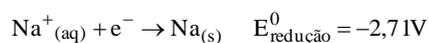
Dados:

$R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$  (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  $\text{Cl}^-$  oxida-se no ânodo, doando seu elétron, que é então capturado pelo  $\text{Na}^+$ , 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  $\text{Cl}_2$  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:  $2\text{Na}_{(\text{s})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow 2\text{NaOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_{2(\text{g})}$ .

**Gab:** C