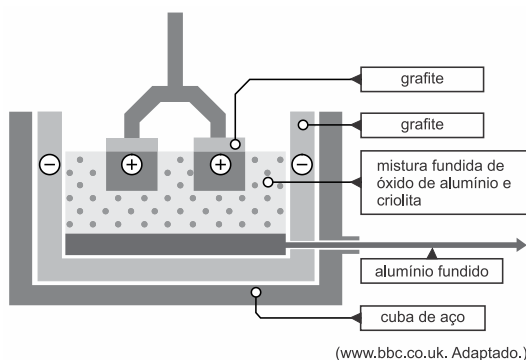




ELETRÓLISE E LEI DE FARADAY

1. (USCS 2016) A obtenção industrial de alumínio é feita a partir da bauxita, que deve ser purificada para se obter óxido de alumínio. Em seguida, o óxido é submetido à eletrólise, produzindo $Al_{(s)}$. Para reduzir a energia consumida para fundir o óxido de alumínio, ele é misturado com criolita (Na_3AlF_6). Um diagrama da eletrólise está apresentado a seguir.



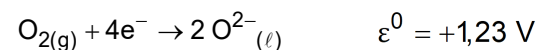
a. Escreva as reações que ocorrem no cátodo (-) e no ânodo (+), e a equação geral da eletrólise.

b. Durante o processo, o ânodo de grafite sofre desgaste e é substituído. Usando equações químicas balanceadas, explique a razão do desgaste.

2. (UFJF 2015) O alumínio metálico pode ser produzido a partir do mineral bauxita (mistura de óxidos de alumínio, ferro e silício). Trata-se de um processo de

produção caro, pois exige muita energia elétrica. A última etapa do processo envolve a eletrólise de uma mistura de alumina (Al_2O_3) e criolita (Na_3AlF_6) na temperatura de $1000\text{ }^\circ\text{C}$. As paredes do recipiente que ficam em contato com a mistura funcionam como cátodo, e os cilindros constituídos de grafite, mergulhados na mistura, funcionam como ânodo.

Dados:



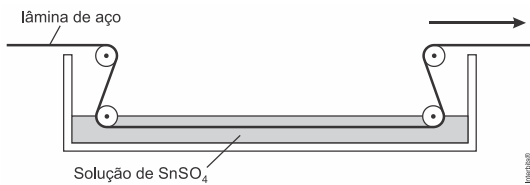
Responda ao que se pede.

a. Explícite qual semirreação ocorre no ânodo e qual ocorre no cátodo.

b. Escreva a equação equilibrada que representa a reação global e calcule a variação de potencial do processo.

c. O processo é espontâneo? Justifique a sua resposta.

3. (IME 2015) O esquema abaixo representa um projeto para uma instalação de estanhagem eletrolítica contínua de lâminas de aço alimentada por uma bobina de $1,0\text{ m}$ de largura



Os dados operacionais da instalação são os seguintes:

- I. o eletrólito utilizado é uma solução ácida de sulfato estânico;
- II. o estanho é depositado em ambas as faces da chapa;
- III. o potencial utilizado para a eletrólise é de 3,0V;
- IV. a densidade de corrente aplicada é de 25 A/m²;
- V. o rendimento da deposição é de 96,5%;
- VI. a velocidade de deslocamento da chapa é de 2 m/s;
- VII. a espessura do filme de estanho formado em cada face deve ser de 8,48µm;
- VIII. o diâmetro dos roletes pode ser desprezado.

Partindo desses dados, determine:

- a. o comprimento da lâmina imerso no eletrólito da célula;
- b. o consumo de energia em kWh por km de lâmina estanhada.

4. (UEM 2015) Assinale o que for **correto**.

- 01. A eletrólise é um processo espontâneo em que o cátion doa elétrons e o ânion recebe elétrons.
- 02. Para efetuar o processo de eletrólise é necessário que haja íons livres no sistema, o que pode ser conseguido pela fusão de uma substância iônica ou

pela dissociação de certas substâncias em meio aquoso.

04. Na ordem de descarga de cátions, o íon H⁺ possui prioridade sobre os metais alcalinos e alcalinos terrosos, já que estes últimos possuem potencial de oxidação positivo.

08. A eletrólise pode ser usada para produzir metais com grande pureza, na ordem de 99,9%.

16. A galvanização é uma técnica que consiste em dar revestimento metálico a uma determinada peça, colocando-a como cátodo (polo negativo) em um circuito de eletrólise.

5. (IFSC 2014) A corrosão é um processo eletroquímico que envolve reações de oxirredução.



Imagem disponível em: <http://www.brasilescola.com/quimica/materia-corrosao-dos-metais.htm> Acesso: 10 out. 2013.

Com base na definição acima, assinale a soma da(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

01. Em uma reação de oxirredução, o agente oxidante recebe elétrons do agente redutor.

02. Os metais têm maior probabilidade de sofrerem oxidação, quando comparados com os não-metais.

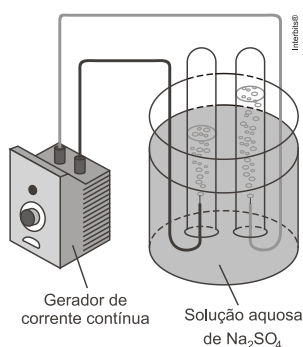
04. As pilhas, os processos de eletrólise e a destilação fracionada também são exemplos de sistemas onde ocorrem reações de oxirredução.

08. Nas pilhas, as reações de oxirredução ocorrem de forma espontânea.

16. O ouro tem um elevado potencial de redução, o que significa que ele é um bom agente redutor.

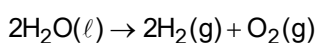


6. (FUVEST 2014) Em uma aula de laboratório de Química, a professora propôs a realização da eletrólise da água.



Após a montagem de uma aparelhagem como a da figura acima, e antes de iniciar a eletrólise, a professora perguntou a seus alunos qual dos dois gases, gerados no processo, eles esperavam recolher em maior volume. Um dos alunos respondeu: “O gás oxigênio deve ocupar maior volume, pois seus átomos têm oito prótons e oito elétrons (além dos nêutrons) e, portanto, são maiores que os átomos de hidrogênio, que, em sua imensa maioria, têm apenas um próton e um elétron”.

Observou-se, porém, que, decorridos alguns minutos, o volume de hidrogênio recolhido era o dobro do volume de oxigênio (e essa proporção se manteve no decorrer da eletrólise), de acordo com a seguinte equação química:



a. Considerando que a observação experimental não corresponde à expectativa do aluno, explique por que a resposta dada por ele está incorreta.

Posteriormente, o aluno perguntou à professora se a eletrólise da água ocorreria caso a solução aquosa de Na_2SO_4 fosse substituída por outra. Em vez de responder diretamente, a professora sugeriu que o estudante repetisse o experimento, porém substituindo a solução aquosa de

Na_2SO_4 por uma solução aquosa de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

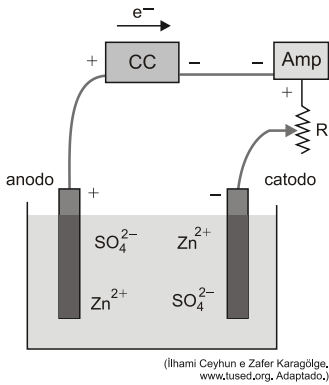
b. O que o aluno observaria ao realizar o novo experimento sugerido pela professora? Explique.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

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.



7. (UNESP 2014) Após a realização da eletrólise aquosa, o eletrodo de zinco que atuou como catodo no experimento foi levado para secagem em uma estufa e, posteriormente, pesado em uma balança analítica. Os resultados dos parâmetros medidos estão apresentados na tabela.

| parâmetro | medida |
|---|----------|
| carga | 168 C |
| massa do eletrodo de Zn inicial (antes da realização da eletrólise) | 2,5000 g |
| massa do eletrodo de Zn final (após a realização da eletrólise) | 2,5550 g |

Escreva a equação química balanceada da semirreação que ocorre no catodo e calcule, utilizando os dados experimentais contidos na tabela, o valor da Constante de Avogadro obtida.

Dados: Massa molar, em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $\text{Zn} = 65,4$
 Carga do elétron, em $\text{C} \cdot \text{elétron}^{-1}$: $1,6 \times 10^{-19}$

8. (UFTM 2013) Com o intuito de separar os componentes de uma liga formada pelos metais cobre e prata, um estudante testou o seguinte procedimento: mergulhou uma amostra da liga em uma solução aquosa 1,0 mol/L de cloreto de ferro (III), de cor amarela, a 25 °C, e deixou em repouso até

o dia seguinte; ao perceber que a solução ficou verde e apresentou um resíduo sólido, o estudante filtrou a mistura e submeteu o filtrado a uma eletrólise, observando o depósito de um material avermelhado no cátodo.

- Explique, utilizando a linguagem simbólica da química, o que ocorreu quando a liga foi mergulhada na solução de cloreto de ferro (III), considerando que esta se encontrava em excesso.
- Indique qual foi o resíduo retido no filtro e qual foi o material avermelhado formado no cátodo da eletrólise. Justifique sua resposta.

9. (UEM 2013) Sobre armazenadores de energia, condutividade elétrica, capacitância e reações redox, assinale o que for correto.

Dados:
 $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}(\text{s}) \quad E^{\circ} = -0,76 \text{ V}$
 $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) \quad E^{\circ} = -0,44 \text{ V}$

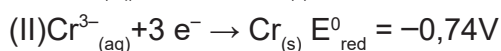
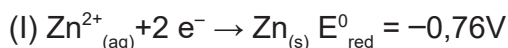
- Um tambor de ferro enterrado, do tipo usado em postos de combustível, pode ser protegido da oxidação colocando em contato com ele placas de zinco, em um processo chamado de proteção catódica.
- Processos de carga ou descarga elétrica de uma bateria ou de um capacitor envolvem reações de oxidação e redução.
- Em uma pilha de Daniell, os elétrons podem ser deslocados do ânodo até o cátodo por um fio feito de um material dielétrico.



08. A eletrólise de uma solução diluída de ácido sulfúrico ou hidróxido de sódio em água gera hidrogênio no cátodo e oxigênio no ânodo.

16. Capacitores podem ser utilizados em processos que necessitam de rápida movimentação de cargas elétricas, como no acionamento de um flash de uma câmera fotográfica.

10. (UEM 2012) Dadas as semirreações e seus respectivos potenciais-padrão de redução (em volts, para soluções aquosas a 1,0 mol/L e 25 °C), assinale o que for correto.



01. Considerando uma pilha montada com eletrodos de Zn e Cr, cujo funcionamento é baseado nas semirreações (I) e (II), a diferença de potencial dessa pilha é de -0,2 V.

02. O processo em galvanoplastia que usa a reação (II), para depositar Cr(s) sobre superfícies metálicas, chama-se niquelação.

04. O zinco é mais eletronegativo do que o cromo, pois a reação de redução do $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$ possui maior potencial de redução.

08. Uma pilha montada com eletrodos de Zn e Cr, cujo funcionamento é baseado nas semirreações (I) e (II), resulta na reação global $3\text{Zn}_{(s)} + 2\text{Cr}^{3+}_{(aq)} \Rightarrow 3\text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2\text{Cr}_{(s)}$, que é espontânea no sentido indicado pela seta.

16. Considerando uma eletrólise com a reação (II), uma quantidade de carga equivalente a 6 mols de elétrons produzirá um depósito sólido de cromo equivalente a 2 mols de cromo.

11. (UEM 2012) Considere duas cubas eletrolíticas ligadas em série, montadas com eletrodos inertes, sendo que a primeira (cuba 1) contém MgCl_2 fundido e a segunda (cuba 2) contém uma solução aquosa de NiCl_2 . Faz-se atravessar uma corrente elétrica pelo circuito e observa-se que, após um determinado tempo, houve um depósito de 3,0 g de Mg metálico. Com base nessas informações, assinale o que for correto.

Dados: $1F = 96.500 \text{ C}$

Mg = 24 g/mol; Ni = 58,7 g/mol.

01. A massa de Ni metálico depositada, no mesmo tempo, na cuba 2, é de aproximadamente 7,4 g.

02. Na superfície do ânodo da cuba 1, forma-se cloro gasoso.

04. Na superfície do polo negativo da cuba 2, forma-se $\text{H}_{2(g)}$.

08. Na superfície do ânodo da cuba 2, forma-se cloro gasoso.

16. A equação da reação global referente à cuba 2 é $\text{NiCl}_{2(aq)} \Rightarrow \text{Ni}^0_{(s)} + \text{Cl}_{2(g)}$, e o que resta no meio eletrolítico, após uma eletrólise completa, é apenas água.

12. (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: $1F = 96.500 \text{ C}$.

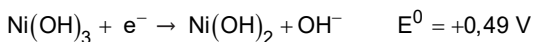
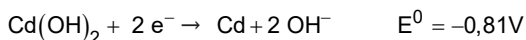


13. (UFPE 2012) Na eletrólise da água do mar (equivalente a uma solução aquosa de NaCl), são passados 11A (ampères) durante 10 horas. Nas condições de 25 °C e 1atm de pressão, calcule o volume produzido (arredondado para o inteiro mais próximo), em L, de cloro gasoso (considerado como um gás ideal).

Dados: R = 0,082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹, F = 96500 C · mol⁻¹.

O volume molar de um gás ideal nas condições de 25 °C e 1atm é de 24,4 L · mol⁻¹.

14. (UEM 2012) As baterias de Níquel-Cádmio (Nícad) podem ser recarregadas inúmeras vezes, por isso são muito utilizadas em telefones, calculadoras e brinquedos. As semirreações químicas estabelecidas, mostradas a seguir, ocorrem em solução eletrolítica de KOH.



Sobre esse tema, assinale o que for correto.

01. A reação global aplicada a uma sequência de três baterias Nícad, ligadas em série, gera força eletromotriz suficiente para fazer funcionar um dispositivo eletrônico de 5 V.

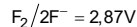
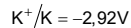
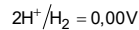
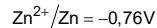
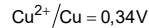
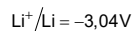
02. O cátodo da bateria é feito de metal Cd.

04. Essa bateria se esgota quando sua reação global entra em equilíbrio e a diferença de potencial se iguala a zero.

08. Com a inversão do fluxo de elétrons, a bateria é recarregada em um processo químico não espontâneo chamado eletrólise.

16. A geração de corrente de 0,05 A por uma bateria Nícad, durante 30 minutos, fornece energia de 2,25 J.

15. (UEPG 2015) Dados os seguintes potenciais-padrão de redução, assinale o que for correto.



01. A reação: $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Zn}_{(\text{s})} + 2\text{H}^+_{(\text{aq})}$ apresentará um potencial elétrico positivo.

02. O gás flúor, por ser mais eletronegativo, tem maior tendência a se reduzir do que o cloro.

04. Os metais alcalinos têm maior tendência a se oxidar que os halogênios.

08. Numa pilha formada por eletrodos de cobre e zinco, o cobre irá se oxidar.

16. (ITA 2014) Em um processo de eletrodeposição, níquel metálico é eletrodepositado no cátodo de uma célula eletrolítica e permanece coeso e aderido a esse eletrodo. Sabendo que a massa específica do níquel metálico ($\rho_{\text{Ni},25^\circ\text{C}}$) é igual a $8,9 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ e que a espessura total da camada eletrodepositada, medida no final do processo, foi de $2,0 \times 10^{-6} \text{ m}$, calcule a densidade de corrente aplicada (admitida constante), expressa em $\text{A} \cdot \text{m}^{-2}$, considerando nesse processo uma eficiência de corrente de eletrodeposição de 100% e um tempo de operação total de 900 s.

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

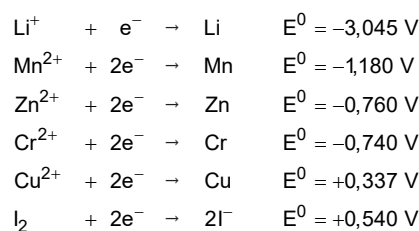


17. (UEPG 2013) Com relação às células eletrolíticas, assinale o que for correto.

01. Em uma célula eletrolítica, a corrente elétrica de uma fonte externa pode ser utilizada para que uma reação não espontânea ocorra.
02. Em uma célula eletrolítica, a oxidação ocorre no anodo.
04. Uma solução eletrolítica possui apenas cátions dissolvidos.
08. Na célula eletrolítica, os ânions migram do catodo para o anodo.
16. O anodo na célula eletrolítica constitui o eletrodo positivo, enquanto que o catodo é o eletrodo negativo.

18. (UFSC 2013) Tudo o que consumimos gera resíduos, e com os aparelhos eletroeletrônicos não é diferente. Do ponto de vista ambiental, a produção cada vez maior de novos eletroeletrônicos traz dois grandes riscos: o elevado consumo de recursos naturais empregados na fabricação e a destinação final inadequada. Se descartados sem tratamento específico, os metais encontrados nas pilhas e baterias podem trazer danos ao meio ambiente e à saúde humana. A reciclagem das pilhas e baterias no Brasil ainda não é satisfatória, pois não há consciência por parte do consumidor, postos de coleta nas lojas, fiscalização nos procedimentos de retirada por parte das empresas e, sobretudo, legislação que incentive a reciclagem. Além disso, o processo de reciclagem das pilhas e baterias é bastante complexo, envolvendo diversas etapas como reações em série de precipitação e técnicas de separação de misturas.

A seguir, são fornecidos as semirreações e os valores de potencial padrão de redução (em Volts, a 1 atm e 25°C) de alguns constituintes das pilhas:



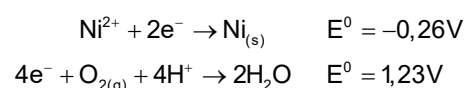
Sobre este assunto, é CORRETO afirmar que:

01. a notação química de uma pilha formada pela interligação entre eletrodos de zinco e de cobre será $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$.
02. se uma placa metálica de cobre for imersa em uma solução aquosa de MnSO_4 , haverá corrosão na placa metálica e redução dos íons Mn^{2+} .
04. o lítio metálico perde elétrons mais facilmente que o cromo metálico.
08. na pilha de lítio-iodo, desenvolvida para ser utilizada em aparelhos de marca-passo, o lítio ganha elétrons e o iodo perde elétrons.
16. na pilha alcalina de zinco-manganês ocorre, no ânodo, oxidação do manganês e, no cátodo, redução do zinco.
32. o manganês recebe elétrons mais facilmente que o zinco.
64. o lítio metálico é um agente redutor mais fraco que o cromo metálico.

19. (UEL 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.

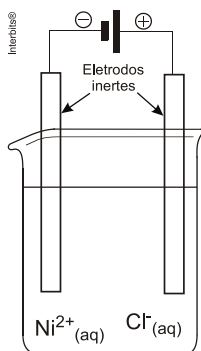
Dado: 1 mol de Ni = 58; 7 gramas, 1 mol de O_2 = 32 gramas.





Apresente os cálculos realizados na resolução da questão.

20. (UFG 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 $\text{Ni}_{(s)}$.

ANOTAÇÕES

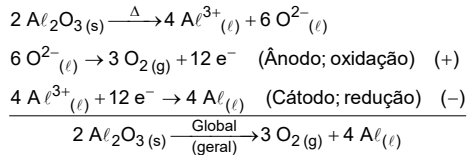


GABARITO



1.

a. Reações:

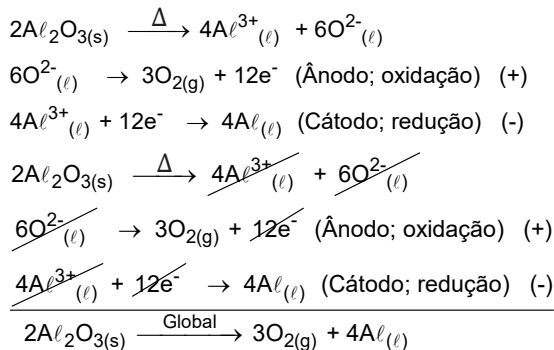


b. O ânodo de grafite sofre desgaste devido à reação com o oxigênio gasoso formado: $\text{C}_{\text{gr}} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$

2.

a. As paredes do recipiente que ficam em contato com a mistura funcionam como cátodo (redução; polo negativo), e os cilindros constituídos de grafite, mergulhados na mistura, funcionam como ânodo (oxidação; polo positivo).

b. Equação global e variação de potencial:



$$\Delta \varepsilon = -1,66 - 1,23 = -2,89 \text{ V}$$

c. O processo não é espontâneo, pois se trata de uma eletrólise, ou seja, a variação de potencial elétrico é negativa (-2,89V).

3.

a. Dimensões da chapa na qual o estanho será depositado:

Comprimento da lâmina imerso no eletrólito da célula = c

Espessura do filme de estanho formado em cada face = $8,48 \mu\text{m} = 8,48 \times 10^{-6} \text{ m}$

Largura da bobina = 1,0 m

Duas faces imersas:

$$V_{\text{Sn}} = \text{comprimento} \times \text{espessura} \times \text{largura}$$

$$V_{\text{Sn}} = 2 \times c \times 8,48 \times 10^{-6} \times 1,0 = 2 \times 8,48 \times 10^{-6} \text{ c}$$

$$\text{Massa específica do estanho} = 7 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 7 \text{ g} \cdot (10^{-2} \text{ m})^{-3}$$

$$\text{Massa específica do estanho} = 7 \times 10^{-6} \text{ m}^{-3}$$

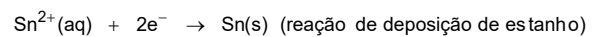
$$\text{Massa específica}_{\text{Sn}} = \frac{m}{V_{\text{Sn}}}$$

$$m_{\text{Sn}} = \text{Massa específica}_{\text{Sn}} \times V_{\text{Sn}}$$

$$m_{\text{Sn}} = 7 \times 10^{-6} \times 2 \times 8,48 \times 10^{-6} \text{ c}$$

$$m_{\text{Sn}} = 14 \times 8,48 \times 10^{-6} \text{ c g}$$

Teremos:



$$2 \text{ mols e}^- \text{ — } 118,7 \text{ g}$$

$$2 \times 96.500 \text{ C — } 118,7 \text{ g}$$

$$Q \text{ — } 14 \times 8,48 \times 10^{-6} \text{ c g}$$

$$Q = \frac{2 \times 96.500 \times 14 \times 8,48 \times 10^{-6} \text{ c}}{118,7} \text{ C}$$

$$\text{densidade da corrente (d}_c\text{)} = 25 \text{ A/m}^2$$

$$\text{rendimento da deposição} = 96,5 \%$$

$$i = d_c \times A_{\text{deposição de Sn}} \times \frac{96,5}{100}$$

$$i = 25 \times 2 \times 1,0 \times c \times \frac{96,5}{100}$$

$$i = 48,25 \text{ c A}$$

$$Q = i \times t$$

$$\frac{2 \times 96.500 \times 14 \times 8,48 \times 10^{-6} \text{ c}}{118,7} \text{ C} = 48,25 \text{ c} \times t$$

$$t = 4.000,67 \approx 4.000 \text{ s}$$

$$\text{velocidade de deslocamento da chapa} = \frac{\Delta S}{\Delta t}$$

$$\text{velocidade de deslocamento da chapa} = 2 \text{ m/s}$$

$$2 = \frac{c}{4.000} \Rightarrow c = 8.000 \text{ m}$$

b) Sabe-se que:

U : potencial utilizado

i : corrente elétrica

P : potência

E : energia

Δt : tempo

$$1 \text{ km} = 1.000 \text{ m}$$

$$P = U \times i$$

$$P = \frac{E}{\Delta t}$$

$$\frac{E}{\Delta t} = U \times i \Rightarrow E = U \times i \times \Delta t$$

$$U = 3,0 \text{ V}$$

$$\text{largura} = 1,0 \text{ m}$$

$$1 \text{ km} = 1.000 \text{ m (quilômetro de lâmina estanhada)}$$

Tem-se 2 faces, então :



$i = (\text{densidade de corrente}) \times 2 \text{ faces} \times \text{largura} \times$
(quilômetro de lâmina estanhada)

$$i = 25 \times 2 \times 1,0 \times 1.000 = 50.000 \text{ A}$$

$$\Delta t = 4.000 \text{ s}$$

$$E = U \times i \times \Delta t = 3,0 \times 50.000 \times 4.000 = 600 \times 10^6 \text{ J}$$

$$1 \text{ kWh} = 1000 \times \frac{\text{J}}{\text{s}} \times 3.600 \text{ s} = 3,6 \times 10^6 \text{ J}$$

$$\frac{600 \times 10^6 \text{ J}}{3,6 \times 10^6 \text{ J}} = 166,66666$$

Consumo de energia em kWh = 166,67 kWh

4. $02 + 04 + 08 + 16 = 30$.

[01] Incorreta.

A eletrólise é um processo não espontâneo ($\Delta E < 0$) no qual ocorre redução dos cátions e oxidação dos ânions.

[02] Correta.

Para efetuar o processo de eletrólise é necessário que haja íons livres no sistema, o que pode ser conseguido pela fusão de uma substância iônica ou pela dissociação de certas substâncias em meio aquoso.

[04] Correta.

Na ordem de descarga de cátions, o íon H^+ (potencial de oxidação igual a zero) possui prioridade sobre os metais alcalinos e alcalinos terrosos, já que estes últimos possuem potencial de oxidação positivo.

[08] Correta.

A eletrólise pode ser usada para produzir metais com grande pureza, na ordem de 99,9%.

[16] Correta.

A galvanização é uma técnica que consiste em dar revestimento metálico a uma determinada peça, colocando-a como cátodo (polo negativo) em um circuito de eletrólise (devido à eletrodeposição).

5. $01 + 02 + 08 = 11$.

[01] Correta. Em uma reação redox, o agente redutor perde elétrons, conseqüentemente o agente oxidante recebe.

[02] Correta. Os metais possuem tendência a formarem cátions, ou seja, doam elétrons em uma ligação química.

[04] Incorreta. A destilação fracionada é um processo de separação de misturas que não envolve transferência de elétrons.

[08] Correta. As pilhas são processos espontâneos, ou seja, é um processo onde uma reação química produz energia, no caso da eletrólise é um processo não espontâneo, ou seja, é necessário fornecer energia para se obter uma reação química.

[16] Incorreta. Os metais que possuem alto potencial de redução serão excelentes agentes oxidantes.

6.

a. O volume do gás depende das condições de pressão e temperatura e, também, do número de mols de moléculas. A massa atômica, número de prótons ou de nêutrons não interfere na medição.

b. Com a solução de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) não ocorreria eletrólise, pois o aluno estaria testando uma solução molecular que não conduz corrente elétrica.

7. A semirreação que ocorre no cátodo é a redução do zinco, dada por: $\text{Zn}_{(\text{aq})}^{+2} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}_{(\text{s})}^0$

Cálculo da Constante de Avogadro:

A massa de zinco depositada no cátodo, de acordo com a tabela, foi:

Massa depositada:

$$m_f - m_i = 2,5550\text{g} - 2,5000\text{g} = 0,055\text{g de Zn.}$$

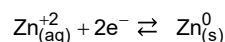
Quantidade de carga do processo:

$$1\text{e}^- \text{ — } 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$$1\text{mol de e}^- \text{ — } x$$

$$x = 1\text{mol de e}^- \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Assim:



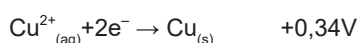
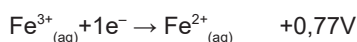
$$1\text{mol de e}^- \cdot 2 \cdot (1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}) \text{ — } 65,4\text{g}$$

$$168\text{C — } 0,055\text{g}$$

$$1\text{mol de e}^- = 6,243 \cdot 10^{23}$$

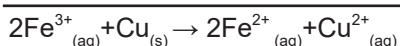
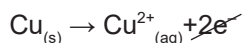
8.

a. Consultando-se a tabela de potenciais fornecida na prova, percebe-se que o potencial de redução do Fe^{3+} (+0,77 V) é maior do que o do Cu^{2+} (+0,34 V). Conseqüentemente, vem:





Então:



Conclusão- a solução de cloreto de ferro III oxida o cobre da liga metálica.

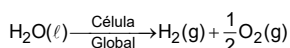
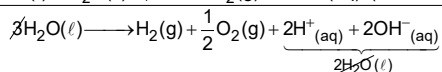
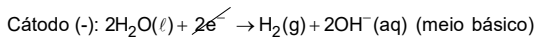
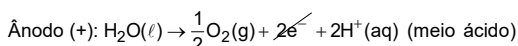
b. O resíduo sólido retido no filtro foi a prata que não oxidou, ou seja, permaneceu intacta.

O material avermelhado formado no cátodo (aquele cujo cátion apresenta maior potencial de redução; $E_{\text{redução}} \text{Cu}^{2+} > E_{\text{redução}} \text{Fe}^{2+}$) é o cobre metálico.

9. $01 + 08 + 16 = 25$.

Um tambor de ferro enterrado, do tipo usado em postos de combustível, pode ser protegido da oxidação colocando em contato com ele placas de zinco, em um processo chamado de proteção catódica, pois o potencial de redução do ferro (-0,44) é maior do que o do zinco (-0,76).

A eletrólise de uma solução diluída de ácido sulfúrico ou hidróxido de sódio em água gera hidrogênio no cátodo e oxigênio no ânodo.



Capacitores podem ser utilizados em processos que necessitam de rápida movimentação de cargas elétricas, como no acionamento de um flash de uma câmera fotográfica, devido ao acúmulo de carga elétrica.

10. $08 + 16 = 24$.

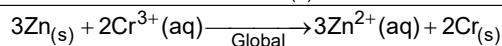
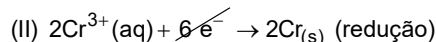
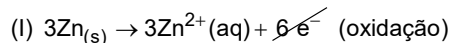
Análise das afirmações:

01) Incorreta. Considerando uma pilha montada com eletrodos de Zn e Cr, cujo funcionamento é baseado nas semirreações (I) e (II), a diferença de potencial dessa pilha é de 0,02 V ($\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}} = -0,74 - (-0,76) = 0,02 \text{ V}$).

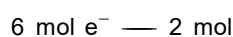
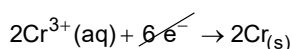
02) Incorreta. O processo em galvanoplastia que usa a reação (II), para depositar $\text{Cr}_{(\text{s})}$ sobre superfícies metálicas, chama-se cromeação.

04) Incorreta. O cátion zinco possui menor potencial de redução do que o cátion cromo III.

08) Correta. Uma pilha montada com eletrodos de Zn e Cr, cujo funcionamento é baseado nas semirreações (I) e (II), resulta na reação global $3\text{Zn}_{(\text{s})} + 2\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})} \Rightarrow 3\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{Cr}_{(\text{s})}$, que é espontânea no sentido indicado pela seta:



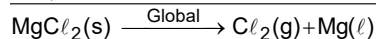
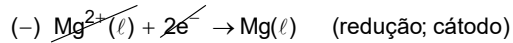
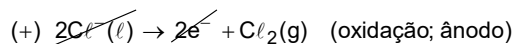
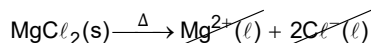
16) Correta. Considerando uma eletrólise com a reação (II), uma quantidade de carga equivalente a 6 mols de elétrons produzirá um depósito sólido de cromo equivalente a 2 mols de cromo:



11. $01 + 02 + 08 + 16 = 27$.

Teremos:

Cuba 1:



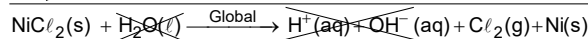
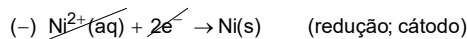
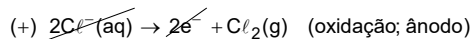
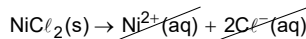
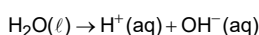
Cátions:

1A, 2A, $\text{Al}^{3+} < \text{H}^+ < \text{Zn}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Ag}^+ \dots$
(outros cátions)

Ânions:

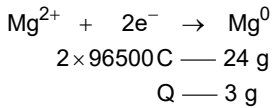
$\text{F}^- \text{ e } \text{NO}_3^-, \text{SO}_4^{2-}, \text{PO}_4^{3-} < \text{OH}^- < \text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{S}^{2-} \dots$
(ânions oxigenados) (outros ânions não oxigenados)

Cuba 2:

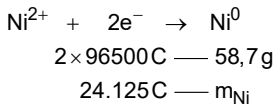


Na superfície do polo negativo da cuba 2, forma-se Ni(s).

Como as cubas eletrolíticas estão ligadas em série, elas devem ser percorridas pela mesma corrente elétrica. Chamando a quantidade de eletricidade que percorre as duas cubas de Q, teremos:

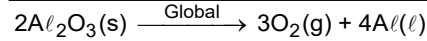
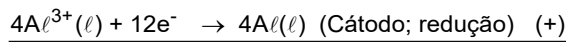
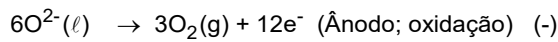
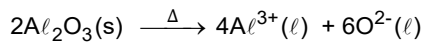


$$\text{Q} = 24.125 \text{ C}$$



$$m_{\text{Ni}} = 7,34 \text{ g} \approx 7,4 \text{ g}$$

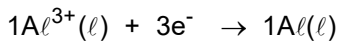
12. Observe o equacionamento da eletrólise ígnea da alumina (Al_2O_3) que faz parte do processo de obtenção do alumínio na indústria.



Sabemos que $Q = i \times t$, então:

$$Q = (10,0 \times 10^3 \text{ A} \times t) \text{ C}$$

$$1 \text{ ton} = 10^6 \text{ g}$$



$$3 \times 96.500 \text{ C} \text{ — } 27 \text{ g}$$

$$10,0 \times 10^3 \times t \text{ — } 10^6 \text{ g}$$

$$t = \frac{3 \times 96.500 \times 10^6}{27 \times 10,0 \times 10^3} = 1,072 \times 10^6 \text{ s}$$

$$1 \text{ dia} = 24 \times \text{h} = 24 \times 3600 \text{ s}$$

$$t_{\text{dias}} = \frac{1,072 \times 10^6 \text{ s}}{24 \times 3600 \text{ s}} = 12,41 \text{ dias}$$

13. Teremos:

$$Q = i \times t = 11 \text{ A} \times 10 \times 3600 \text{ s} = 396.000 \text{ C}$$



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

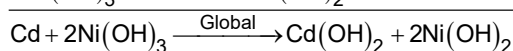
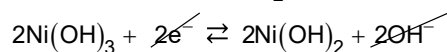
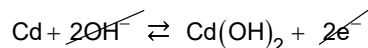
$$24,4 \text{ L} \text{ — } 2 \times 96.500 \text{ C}$$

$$V_{\text{Cl}_2(\text{g})} \text{ — } 396.000 \text{ C}$$

$$V_{\text{Cl}_2(\text{g})} = 50,06 \text{ L} \approx 50 \text{ L}$$

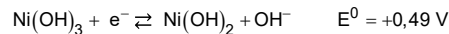
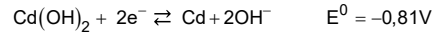
14. $04 + 08 = 12$.

Então:



Análise das afirmações:

[01] Incorreta. A reação global aplicada a uma sequência de três baterias Nicad, ligadas em série, não gera força eletromotriz suficiente para fazer funcionar um dispositivo eletrônico de 5 V:

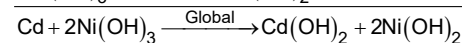
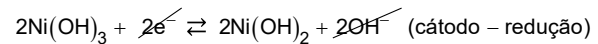
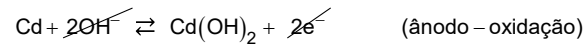


$$+0,49 \text{ V} > -0,81 \text{ V} \Rightarrow \Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}} = +0,49 - (-0,81) = 1,30 \text{ V}$$

$$3 \times 1,30 \text{ V} = 3,90 \text{ V}$$

$$3,90 \text{ V} < 5 \text{ V}$$

[02] Incorreta.



[04] Correta. Essa bateria se esgota quando sua reação global entra em equilíbrio e a diferença de potencial se iguala a zero.

[08] Correta. Com a inversão do fluxo de elétrons, a bateria é recarregada em um processo químico não espontâneo chamado eletrólise.

[16] Incorreta. A geração de corrente de 0,05 A por uma bateria Nicad, durante 30 minutos, fornece energia de 2,25 J.

$$U = 1,30 \text{ V}; i = 0,05 \text{ A}; \Delta t = 30 \text{ min.}$$

$$P = U \times i$$

$$E = P \times \Delta t$$

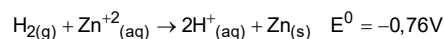
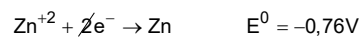
Então:

$$E = U \times i \times \Delta t$$

$$E = 1,30 \text{ V} \times 0,05 \text{ A} \times 30 \times 60 \text{ s} = 117 \text{ J}$$

15. $02 + 04 = 06$.

[01] Incorreta. A reação $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq})$ apresentará um potencial negativo:



[02] Correta. O flúor por ser mais eletronegativo que o cloro, possui tendência maior em reduzir, ou seja, ganhar elétrons.

[04] Correta. Os metais alcalinos formam cátions, ou seja, perdem elétrons, portanto possuem tendência a se oxidar, enquanto os halogênios possuem tendência a ganhar elétrons, ou seja, reduzir.

[08] Incorreta. Em uma pilha formada por cobre e zinco, a tendência do cobre é reduzir, pois seu potencial de redução é maior que do zinco, que por sua vez irá se oxidar em contato com o cobre.



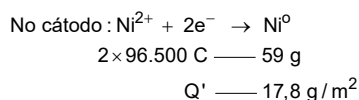
16. A massa específica do níquel metálico ($\rho_{\text{Ni}, 25^\circ\text{C}}$) é igual a $8,9 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ ($8,9 \times 10^6 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3}$) e a espessura total da camada eletrodepositada, medida no final do processo, foi de $2,0 \times 10^{-6} \text{ m}$, então:

$$\text{Área} = (2,0 \times 10^{-6} \text{ m})^2 \Rightarrow 4,0 \times 10^{-12} \text{ m}^2$$

$$1 \text{ m}^3 \text{ ——— } 8,9 \times 10^6 \text{ g}$$

$$2,0 \times 10^{-6} \text{ m} \text{ ——— } x_{\text{Ni}} \text{ (massa por m}^2\text{)}$$

$$x_{\text{Ni}} = 17,8 \text{ g/m}^2$$



$$Q' = 58.227,1186 \text{ C/m}^2$$

$$Q' = 900 \text{ i}'$$

$$58.227,1186 \text{ C/m}^2 = 900 \text{ s} \times \text{i}'$$

$$\text{i}' = 64,6979849 \text{ A/m}^2$$

$$\text{i}' \approx 64,7 \text{ A/m}^2$$

$$\text{Densidade de corrente} \approx 64,7 \text{ A} \cdot \text{m}^{-2}$$

17. $01 + 02 + 08 + 16 = 27$.

01) Verdadeira. No processo eletrolítico, ocorre uma reação de oxidorredução não espontânea, ou seja, que necessita de energia para sua ocorrência.

02) Verdadeira. O ânodo corresponde ao eletrodo positivo no qual ocorrerá a oxidação.

04) Falsa. Numa solução eletrolítica, que é eletricamente neutra, há cátions e ânions dissolvidos e a soma das cargas vale zero.

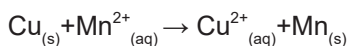
08) Verdadeira. O ânodo corresponde ao polo positivo, que atrai ânions.

16) Verdadeira.

18. $01 + 04 + 16 = 21$.

[01] Verdadeira. De acordo com os potenciais-padrão de redução, observa-se uma maior tendência do cobre a reduzir. Dessa forma, na pilha Zn-Cu, o cobre sofre redução, enquanto que o zinco sofre oxidação.

[02] Falsa. De acordo com o que foi sugerido na afirmativa, teríamos a seguinte reação:



Para o cálculo do potencial dessa reação teremos:

$$E^0_{\text{REAÇÃO}} = E^0_{\text{OXIDAÇÃO}} + E^0_{\text{REDUÇÃO}} = -0,337\text{V} + (-1,180) = -1,2137\text{V}$$

O sinal negativo do resultado indica que o processo não é espontâneo.

[04] Verdadeira. Trocando os sinais dos potenciais

de redução, teremos os seguintes potenciais de oxidação:

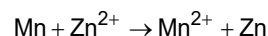
$$E^0 (\text{Li/Li}^+) = +3,045\text{V}$$

$$E^0 (\text{Cr/Cr}^{2+}) = +0,740\text{V}$$

[08] Falsa. Na pilha lítio-iodo, ocorre a seguinte equação:

$2\text{Li} + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{Li}^+ + 2\text{I}^-$, em que se observa que o lítio sofre oxidação e o iodo sofre redução.

[16] Verdadeira. De acordo com o sugerido na afirmativa, ocorre a seguinte reação:



Para o cálculo do potencial dessa reação, teremos:

$$E^0_{\text{REAÇÃO}} = E^0_{\text{OXIDAÇÃO}} + E^0_{\text{REDUÇÃO}} = +1,18\text{V} + 0,760\text{V} = +1,94\text{V}$$

O sinal positivo do resultado indica que o processo é espontâneo.

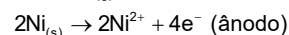
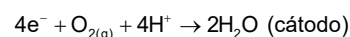
[32] Falsa. O potencial de redução do manganês é menor em relação ao do zinco.

[64] Falsa. Como o lítio tem maior potencial de oxidação, apresenta maior facilidade em ceder elétrons e, assim, podemos dizer que esse metal é o melhor agente redutor.

19. Sabe-se que:

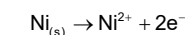
$$1,23 \text{ V} > -0,26 \text{ V}$$

Então:



$$1 \text{ h} = 3600 \text{ s}; 1\text{F} = 96500 \text{ C}$$

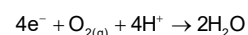
$$Q = i \times t = 4,0 \text{ A} \times 3600 \text{ s} = (4,0 \times 3600) \text{ C}$$



$$58,7 \text{ g} \text{ ——— } 2 \times 96500 \text{ C}$$

$$m_{\text{Ni}} \text{ ——— } (4,0 \times 3600) \text{ C}$$

$$m_{\text{Ni}} = 4,3796 = 4,38 \text{ g}$$



$$4 \text{ mols e}^- \text{ — } 1 \text{ mol O}_2$$

$$4 \times 96500 \text{ C} \text{ — } 32 \text{ g}$$

$$(4,0 \times 3600) \text{ C} \text{ — } m_{\text{O}_2}$$

$$m_{\text{O}_2} = 1,19378 = 1,19 \text{ g}$$

-  contato@biologiatotal.com.br
-  /biologiajubilit
-  Biologia Total com Prof. Jubilut
-  @biologiatotaloficial
-  @Prof_jubilut
-  biologijubilut