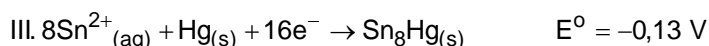
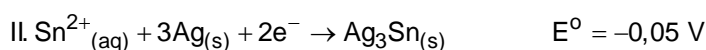
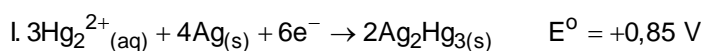
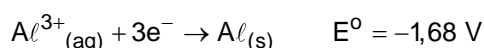


Exercícios sobre eletroquímica

Exercícios

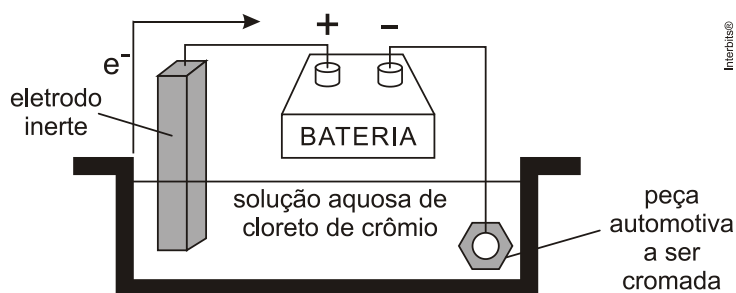
1. Na odontologia o amálgama, que é composto basicamente por uma mistura sólida na qual o mercúrio, a prata e o estanho são combinados, foi um material muito utilizado para preenchimento de cavidades dentais. Quando uma pessoa, que tem restauração dentária à base de amálgama, morde acidentalmente um pedaço de alumínio que embalava uma bala, esta pessoa sentirá uma dor aguda em função da pilha criada no interior da boca, tendo o alumínio e o amálgama como elétrodos e a saliva como eletrólito.

Considere as semirreações a seguir:



Assinale a alternativa que contém os potenciais das reações galvânicas geradas ao combinar alumínio metálico com as semirreações I, II e III, respectivamente.

- a) +0,83 V; - 1,63 V; - 1,55 V
 b) +0,83 V; +1,73 V; +1,81 V
 c) +2,53 V; +1,63 V; +1,55 V
 d) +2,53 V; +1,73 V; +1,81 V
 e) - 0,83 V; +1,63 V; +1,55 V
2. Algumas peças de motocicletas, bicicletas e automóveis são cromadas. Uma peça automotiva recebeu um "banho de cromo", cujo processo denominado cromagem consiste na deposição de uma camada de cromo metálico sobre a superfície da peça. Sabe-se que a cuba eletrolítica empregada nesse processo (conforme a figura abaixo), é composta pela peça automotiva ligada ao cátodo (polo negativo), um eletrodo inerte ligado ao ânodo e uma solução aquosa de $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de CrCl_3 .



desenho ilustrativo - fora de escala

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

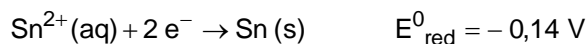
Dados: massas atômicas Cr = 52 u e $C\ell = 35,5$ u.

1 Faraday = 96500 C/mol de e^-

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

3. Em uma pilha galvânica, um dos eletrodos é composto por uma placa de estanho imerso em uma solução $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de íons Sn^{2+} e o outro é composto por uma placa de lítio imerso em uma solução $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de íons Li^+ , a 25°C .

Baseando-se nos potenciais padrão de redução das semirreações a seguir, são feitas as seguintes afirmativas:



- I. O estanho cede elétrons para o lítio.
- II. O eletrodo de estanho funciona como cátodo da pilha.
- III. A reação global é representada pela equação: $2 \text{Li}^0(\text{s}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Sn}^0(\text{s}) + 2 \text{Li}^+(\text{aq})$.
- IV. No eletrodo de estanho ocorre oxidação.
- V. A diferença de potencial teórica da pilha é de 2,90 V, ($\Delta E = +2,90 \text{ V}$).

Das afirmativas apresentadas estão corretas apenas:

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

4. Analise as proposições em relação a um experimento de eletroquímica.
- Em uma reação de oxirredução que ocorre espontaneamente, os elétrons são transferidos de uma espécie química com maior potencial de redução para outra com menor potencial de redução. Portanto, ao calcularmos a diferença de potencial da célula, chega-se a um valor positivo.
 - Uma medida de potencial eletroquímico considera o uso de um eletrodo padrão de hidrogênio (EPH). Se a semicela H^+/H_2 atuar como ânodo, a semirreação será a de oxidação de H_2 a H^+ e, se atuar como cátodo, será a de redução de H^+ a H_2 .
 - Uma das formas de evitar o acúmulo de cargas elétricas nas soluções catódicas e anódicas é o uso de uma ponte salina. O excesso de ânions ou cátions gerados nas reações eletroquímicas é compensado pela migração de íons provenientes da ponte salina.

Assinale a alternativa **correta**.

- Somente a afirmativa II é verdadeira.
- Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
- Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.
- Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
- Todas as afirmativas são verdadeiras.

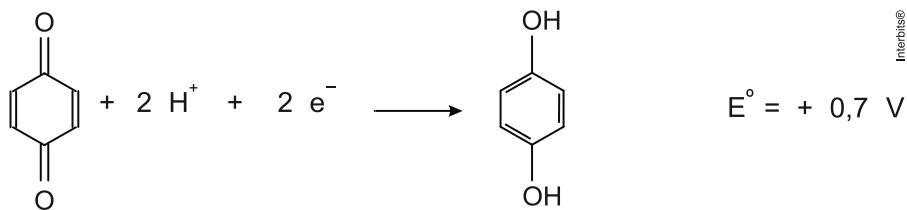
Texto para a próxima questão:

Leia o texto:

O uso mais popular do cloreto de sódio é na cozinha, onde é utilizado para acrescentar sabor a uma infinidade de alimentos e como conservante e material de limpeza. É na indústria química, no entanto, que ele é mais consumido. São inúmeros os processos que fazem uso de produtos do processamento desse sal.

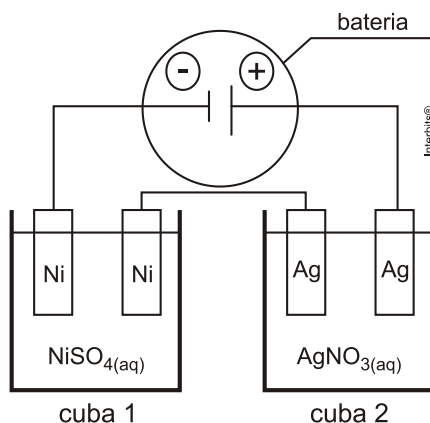
5. O uso industrial do cloreto de sódio se dá principalmente no processo de obtenção de alguns importantes produtos de sua eletrólise em meio aquoso. Simplificadamente, esse processo é feito pela passagem de uma corrente elétrica em uma solução aquosa desse sal. Pode-se afirmar que, a partir desse processo, seriam obtidos:
- gás hidrogênio, gás oxigênio e ácido clorídrico.
 - gás hidrogênio, gás cloro e ácido clorídrico.
 - gás hidrogênio, gás cloro e hidróxido de sódio em solução.
 - gás hidrogênio, gás oxigênio e hidróxido de sódio em solução.

6. Considere uma reação de oxirredução espontânea entre as espécies químicas presentes nas seguintes semirreações de redução:



Calcule o potencial-padrão, em volts, da reação de oxirredução e escreva a nomenclatura oficial do reagente orgânico dessa reação.

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



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

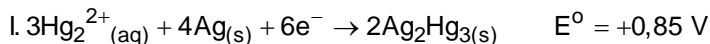
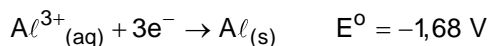
Dados: Constante de Faraday = 96500 Coulombs/mol de elétrons; Massa molar do níquel = 59 g/mol; Massa molar da prata = 108 g/mol.

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

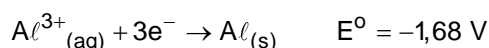
Gabaritos

1. C

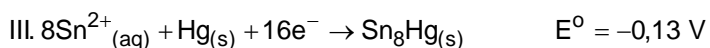
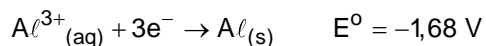
Teremos:



$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}} = +0,85 - (-1,68) = +2,53 \text{ V}$$



$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}} = -0,05 - (-1,68) = +1,63 \text{ V}$$

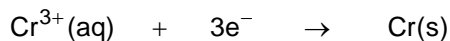


$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}} = -0,13 - (-1,68) = +1,55 \text{ V}$$

2. D

Teremos:

$$Q = i \times t = 96,5 \text{ min} \times 2A = 96,5 \times 60 \text{ s} \times 2A = 120 \times 96,5 \text{ C}$$



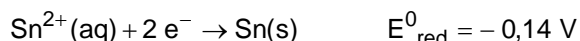
$$3 \times 96.500 \text{ C} \text{ ————— } 52 \text{ g}$$

$$120 \times 96,5 \text{ C} \text{ ————— } m_{Cr}$$

$$m_{Cr} = 2,08 \text{ g}$$

3. E

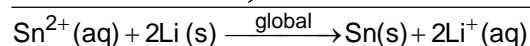
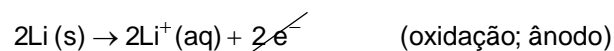
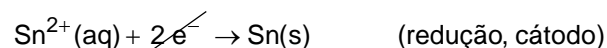
Teremos:



$$-0,14 \text{ V} > -3,04 \text{ V}$$

$$\Delta E = -0,14 - (-3,04) = 2,90 \text{ V}$$

Então:

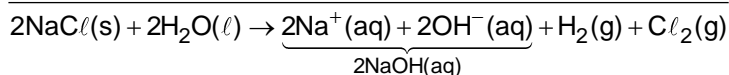
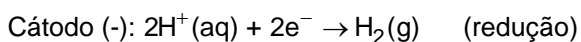
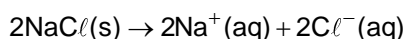
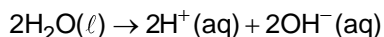


4. D

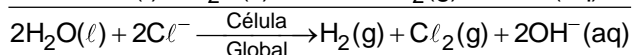
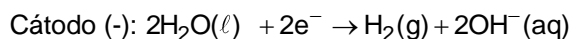
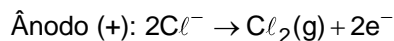
Em uma reação de oxirredução que ocorre espontaneamente, os elétrons são transferidos de uma espécie química com menor potencial de redução para outra com maior potencial de redução. Portanto, ao calcularmos a diferença de potencial da célula, chega-se a um valor positivo, portanto a afirmação I está errada.

5. C

Observe o equacionamento da eletrólise do NaCl (cloreto de sódio) simplificada em solução aquosa:



Agora, observe o equacionamento da eletrólise do NaCl (cloreto de sódio) não simplificada em solução aquosa:



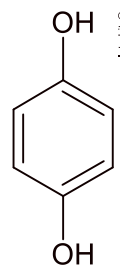
6. O potencial padrão da reação poderá ser calculado pela somatória dos potenciais de oxidação e de redução. De acordo com as semirreações de redução acima, concluímos que a espécie que sofre redução é o íon prata.

Portanto:

$$E_{\text{OXIDAÇÃO}} = -0,7\text{V}$$

$$E_{\text{REDUÇÃO}} = 0,8\text{V}$$

$$\text{Logo, } \Delta E = E_{\text{OXIDAÇÃO}} + E_{\text{REDUÇÃO}} = -0,7\text{V} + 0,8\text{V} = +0,1\text{V}.$$

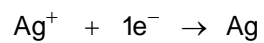


A primeira equação foi invertida, sendo assim, o reagente orgânico é hidroxifenol ou 1,4-di-hidróxibenzeno.

cujo nome oficial é 4-

7. c

A carga será a mesma nos eletrodos, então:

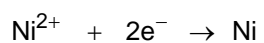


$$1 \text{ mol e}^- \text{ — } 108 \text{ g}$$

$$96500 \text{ C — } 108 \text{ g}$$

$$Q \text{ — } 54 \text{ g}$$

$$Q = 48250 \text{ C}$$



$$2 \text{ mol e}^- \text{ — } 59 \text{ g}$$

$$2 \times 96500 \text{ C — } 59 \text{ g}$$

$$48250 \text{ C — } m_{\text{Ni}}$$

$$m_{\text{Ni}} = 14,75 \text{ g}$$