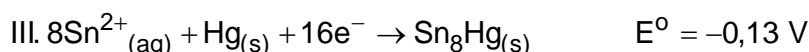
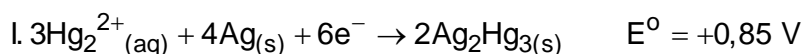
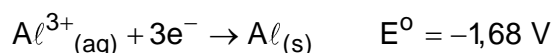


Exercícios de Eletroquímica

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 eletrodos e a saliva como eletrólito.

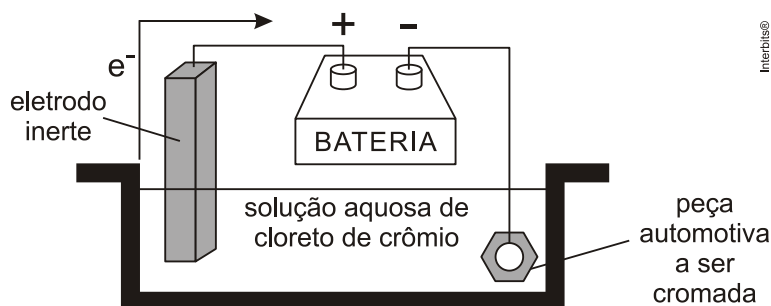
Considere as semirreações a seguir:



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

- +0,83 V; -1,63 V; -1,55 V
- +0,83 V; +1,73 V; +1,81 V
- +2,53 V; +1,63 V; +1,55 V
- +2,53 V; +1,73 V; +1,81 V
- 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

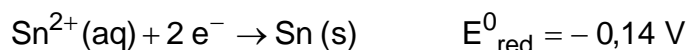
Dados: massas atômicas Cr = 52 u e $C\ell = 35,5$ u.

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.

I. 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.

II. 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 .

III. 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

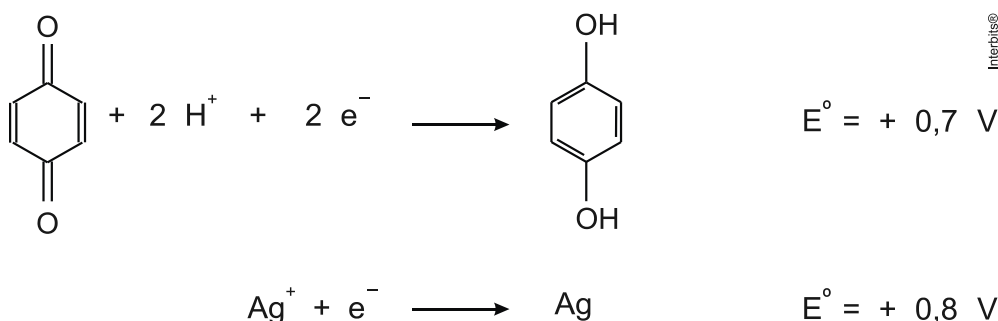
Leia o texto:

O uso mais popular do cloreto de sódio é na cozinha, onde é utilizado para acrescentar sabor a uma infinidade de alimentos e também 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:

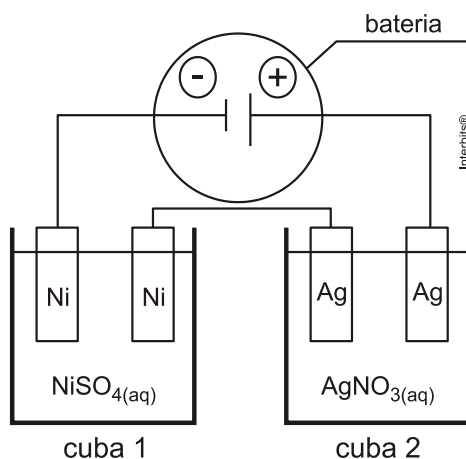
- Gás hidrogênio, gás oxigênio e ácido clorídrico.
- Gás hidrogênio, gás cloro e ácido clorídrico.
- Gás hidrogênio, gás cloro e hidróxido de sódio em solução.
- Gás hidrogênio, gás oxigênio e hidróxido de sódio em solução.

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:

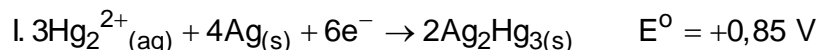
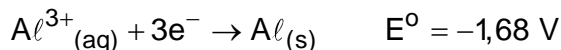
Dados: Constante de Faraday = $96500 \text{ Coulombs/mol}$ de elétrons; Massa molar do níquel = 59 g/mol ; Massa molar da prata = 108 g/mol .

- a) $59,32 \text{ g}$
- b) $36,25 \text{ g}$
- c) $14,75 \text{ g}$
- d) $13,89 \text{ g}$
- e) $12,45 \text{ g}$

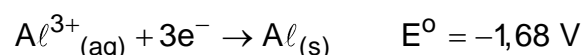
Gabarito

1. C

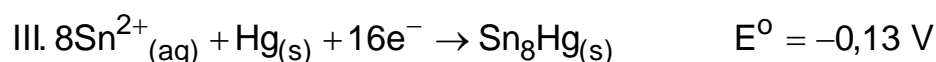
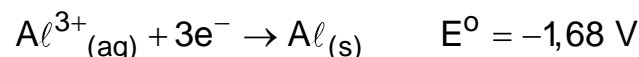
Teremos:



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



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

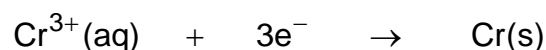


$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}} = -0,13 - (-1,68) = +1,55 \text{ V}$$

2. D

Teremos:

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



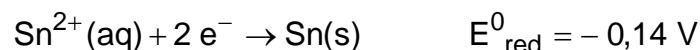
$$3 \times 96.500 \text{ C} \text{ ————— } 52 \text{ g}$$

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

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

3. E

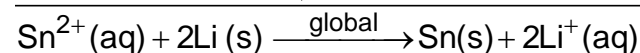
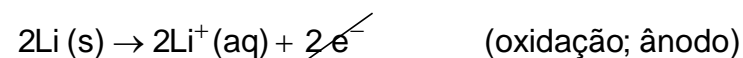
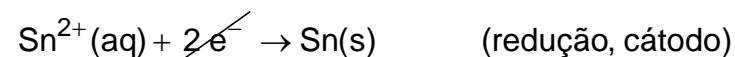
Teremos:



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

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

Então :

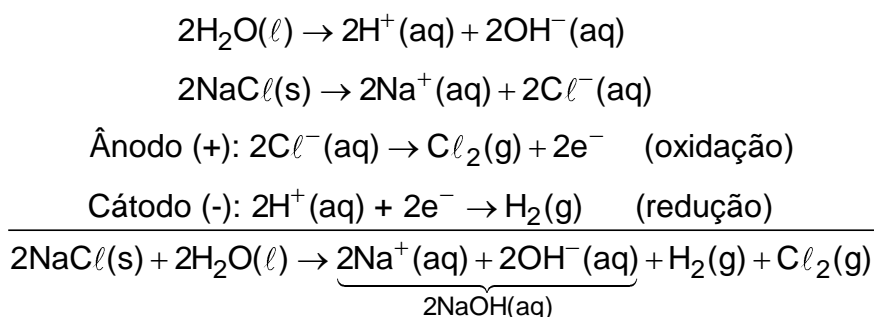


4. D

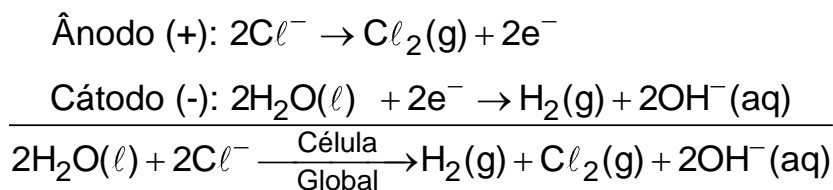
Em uma reação de oxirredução que ocorre espontaneamente, os elétrons são transferidos de uma espécie química com menor potencial de redução para outra com maior potencial de redução. Portanto, ao calcularmos a diferença de potencial da célula, chega-se a um valor positivo, portanto a afirmação I está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

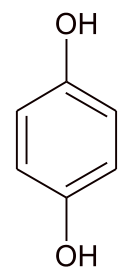
Portanto:

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

$$E_{\text{REDUÇÃO}} = 0,8\text{V}$$

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

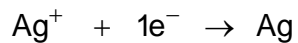
A primeira equação foi invertida, sendo assim, o reagente orgânico é 4-hidroxifenol ou 1,4-di-hidróxibenzeno.



cujo nome oficial é

7. C

A carga será a mesma nos eletrodos, então:

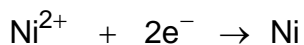


$$1 \text{ mol e}^- \text{ — } 108 \text{ g}$$

$$96500 \text{ C — } 108 \text{ g}$$

$$Q \text{ — } 54 \text{ g}$$

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



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

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

$$48250 \text{ C — } m_{\text{Ni}}$$

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