

QUESTÕES RESOLVIDAS DE ELETROQUÍMICA

01. (Mackenzie) Pode-se niquelar (revestir com uma fina camada de níquel) uma peça de um determinado metal. Para esse fim, devemos submeter um sal de níquel (II), normalmente o cloreto, a um processo denominado eletrólise em meio aquoso. Com o passar do tempo, ocorre a deposição de níquel sobre a peça metálica a ser revestida, gastando-se certa quantidade de energia. Para que seja possível o depósito de 5,87 g de níquel sobre determinada peça metálica, o valor da corrente elétrica utilizada, para um processo de duração de 1000 s, é de

Dados:

Constante de Faraday = 96500 C

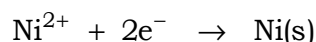
Massas molares em (g/mol) Ni = 58,7

- a) 9,65 A.
- b) 10,36 A.
- c) 15,32 A.
- d) 19,30 A.
- e) 28,95 A.

Resolução:

Alternativa D

Teremos:



$$\begin{array}{l} 2 \text{ mol e}^{-} \text{ — } 58,7 \text{ g} \\ 2 \times 96500 \text{ C — } 58,7 \text{ g} \\ Q \text{ — } 5,87 \text{ g} \end{array}$$

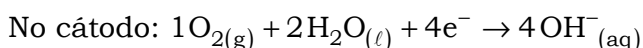
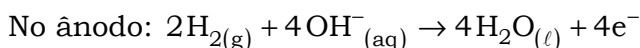
$$Q = 19300 \text{ C}$$

$$Q = i \times t \Rightarrow 19300 \text{ C} = i \times 1000$$

$$i = 19,30 \text{ A}$$

02. (Acafe) Pilhas a combustível do tipo AFC (Alkalyne Fuel Cell) são dispositivos leves e eficientes, projetados para missões espaciais como a Nave Americana Apollo. Operam em temperaturas de 70 a 140°C, gerando voltagem de aproximadamente 0,9 V. Nessas células, um dos compartimentos é alimentado por hidrogênio gasoso e o outro por oxigênio gasoso.

As semirreações que ocorrem são as seguintes:



Com base nas informações acima, marque com V as afirmações verdadeiras e com F as falsas.

- () Nessas pilhas o hidrogênio é o agente cooxidante.
- () A reação global da pilha é representada por: $2\text{H}_{2(\text{g})} + 1\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$.
- () Nessas pilhas, os elétrons fluem do cátodo para o ânodo.
- () A utilização de pilhas a combustível não gera emissões poluentes.
- () Mudanças nos coeficientes estequiométricos das semirreações alteram valores dos potenciais eletroquímicos.

A sequência correta, de cima para baixo, é:

- a) F - V - F - V - F
- b) V - F - V - V - F
- c) V - V - F - F - V
- d) F - F - V - F - V

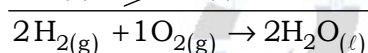
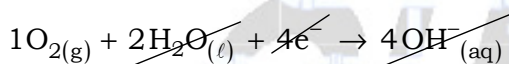
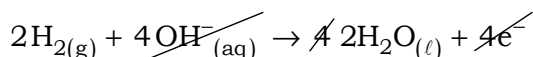
Resolução:

Alternativa A.

Teremos:

(F) Nessas pilhas o hidrogênio é o agente redutor.

(V) A reação global da pilha é representada por: $2\text{H}_{2(g)} + 1\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$.

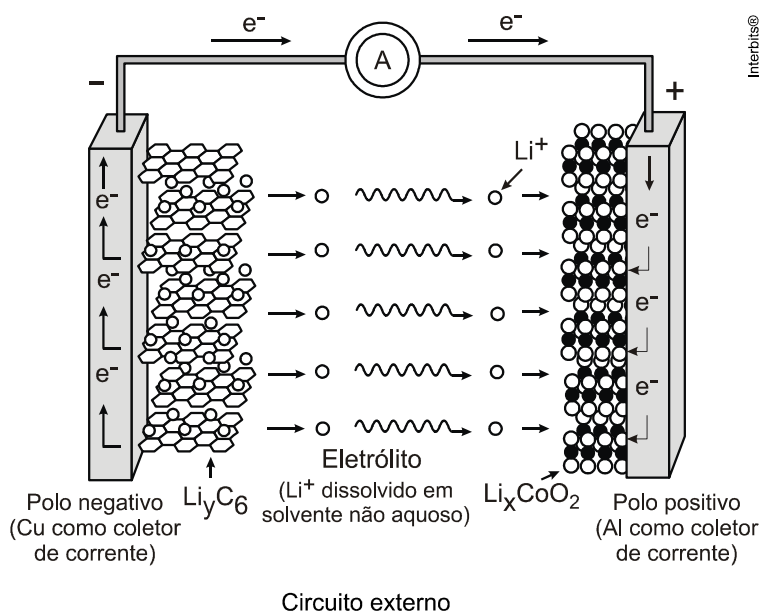


(F) Nessas pilhas, os elétrons fluem do ânodo para o cátodo.

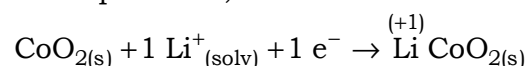
(V) A utilização de pilhas a combustível não gera emissões poluentes, pois forma água.

(F) Mudanças nos coeficientes estequiométricos das semirreações não alteram valores dos potenciais eletroquímicos.

03. (Uel) Baterias de íon-lítio empregam o lítio na forma iônica, que está presente no eletrólito pela dissolução de sais de lítio em solventes não aquosos. Durante o processo de descarga da bateria, os íons lítio deslocam-se do interior da estrutura que compõe o anodo (grafite) até a estrutura que compõe o catodo (CoO_2), enquanto os elétrons se movem através do circuito externo



Neste processo, o cobalto sofre uma alteração representada pela equação a seguir.



Com base no enunciado, assinale a alternativa correta.

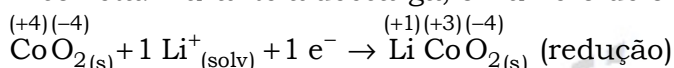
- Durante a descarga, o número de oxidação do cobalto aumenta.
- O cobalto recebe elétrons, para haver a recarga da bateria.
- No cátodo, o cobalto é reduzido durante a descarga.
- O íon de lítio se desloca para o cátodo, durante a descarga, devido à atração magnética.
- O solvente utilizado entre os polos deve ser um líquido orgânico apolar.

Resolução:

Alternativa C.

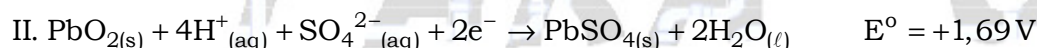
Análise das alternativas:

- a) Incorreta. Durante a descarga, o número de oxidação do cobalto passa de +4 para +3.



- Incorreta. O cobalto recebe elétrons na descarga e perde elétrons na recarga.
- Correta. O número de oxidação do cobalto (Co) diminui, conseqüentemente, ele sofre redução.
- Incorreta. O íon de lítio se desloca para o cátodo, durante a descarga, devido à atração eletrostática.
- Incorreta. O solvente utilizado entre os polos deve ser um líquido polar, pois o Li⁺ seria solúvel neste sistema.

04. (Udesc) As baterias classificadas como células secundárias são aquelas em que a reação química é reversível, possibilitando a recarga da bateria. Até pouco tempo atrás, a célula secundária mais comum foi a bateria de chumbo/ácido, que ainda é empregada em carros e outros veículos. As semirreações padrões que ocorrem nesta bateria são descritas abaixo:



Considerando a reação de célula espontânea, assinale a alternativa que apresenta a direção da semirreação **I** e seu eletrodo; a direção da semirreação **II** e seu eletrodo; e o potencial-padrão da bateria, respectivamente.

- direção direta no ânodo; direção inversa no cátodo; +1,33 V
- direção inversa no ânodo; direção direta no cátodo; +2,05V
- direção inversa no cátodo; direção direta no ânodo; + 2,05 V
- direção direta no ânodo; direção inversa no cátodo; +2,05 V
- direção inversa no ânodo; direção direta no cátodo; +1,33V

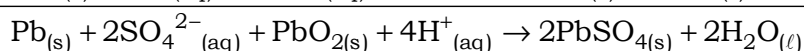
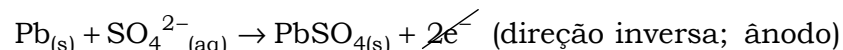
Resolução:

Alternativa B.

Teremos:

$$+1,69 \text{ V} > -0,36 \text{ V}$$

Então :

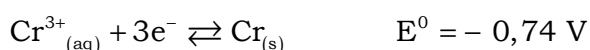
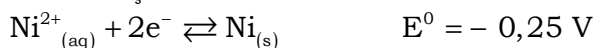


$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}} = +1,69 - (-0,36) = +2,05 \text{ V}$$

05. (Uff) O valor do potencial padrão de redução é determinado, levando-se em consideração os parâmetros concentração (soluções iônicas 1,0 mol/L), pressão (1,0 atm) e temperatura (25° C). Sabe-se que há variação no valor do potencial da semirreação quando há variação na concentração das espécies que constituem a semirreação. Quando isso ocorre, a equação de Nernst pode ser utilizada para calcular a **fem** para os valores de diferentes concentrações.

a) Pede-se definir os termos E , E^0 , n , Q , considerando que em termos gerais tem-se $E = E^0 - (0,059/n) \log Q$.

b) Escreva a reação da célula, sabendo-se que uma determinada célula utiliza as seguintes semirreações:



c) Informe por meio de cálculos o valor do potencial (E), sabendo-se que a $[\text{Ni}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ e, $[\text{Cr}^{3+}] = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.

Resolução:

a) Teremos:

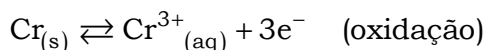
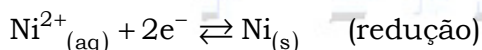
E = Potencial de eletrodo

E^0 = Potencial de eletrodo padrão

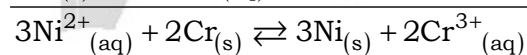
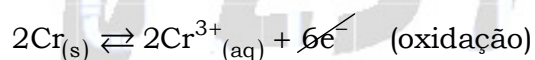
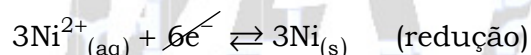
N = número de mols de elétrons envolvidos na semi-reação

Q = quociente de reação da semi-reação

b) Obtenção da reação da célula:



Multiplicando por 3, a primeira equação e por 2, a segunda, vem:



(reação da célula)

c) O número total de elétrons transferidos é igual a 6. Então:

$$E^0 = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$E^0 = (-0,25) - (-0,74) = +0,49 \text{ V}$$

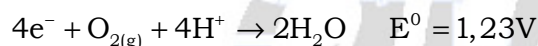
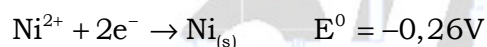
$$E = E^0 - \left(\frac{0,059}{6}\right) \log \frac{[\text{Cr}^{3+}]^2}{[\text{Ni}^+]^3}$$

$$E = 0,49 - \left(\frac{0,059}{6}\right) \log \frac{(2,0 \times 10^{-3})^2}{(1,0 \times 10^{-4})^3} = 0,425 \text{ V}$$

06. (Uel) 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 = 32,0 gramas.



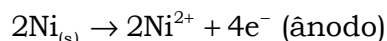
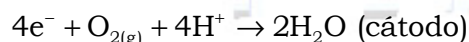
Apresente os cálculos realizados na resolução da questão.

Resolução:

Sabe-se que:

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

Então:



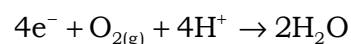
$$1 \text{ h} = 3600 \text{ s}; 1\text{F} = 96500 \text{ C}$$

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



$$\begin{array}{l} 58,7 \text{ g} \quad \text{---} \quad 2 \times 96500 \text{ C} \\ m_{\text{Ni}} \quad \text{---} \quad (4,0 \times 3600) \text{ C} \end{array}$$

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



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

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

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

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

07. (Pucsp) Dados: Tabela de potenciais padrão de redução (E^0 red)

$Zn^{2+} (aq) + 2e^- \rightleftharpoons Zn(s)$	- 0,76
$Fe^{2+} (aq) + 2e^- \rightleftharpoons Fe(s)$	- 0,44
$Cd^{2+} (aq) + 2e^- \rightleftharpoons Cd(s)$	- 0,40
$Co^{2+} (aq) + 2e^- \rightleftharpoons Co(s)$	- 0,28
$Sn^{2+} (aq) + 2e^- \rightleftharpoons Sn(s)$	- 0,14
$Pb^{2+} (aq) + 2e^- \rightleftharpoons Pb(s)$	- 0,13
$2H^+ (aq) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g)$	0,00
$Cu^{2+} (aq) + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s)$	+ 0,34
$Ag^+ (aq) + e^- \rightleftharpoons Ag(s)$	+ 0,80

Foram realizadas as seguintes observações experimentais a respeito da reatividade dos metais:

- O metal crômio (Cr) reage com solução aquosa contendo ferro (II), formando cátions crômio (III) em solução e ferro metálico.
- Ferro metálico (Fe) reage com solução contendo cátions níquel (II), formando níquel metálico (Ni) e cátions ferro (II).
- O metal cobre (Cu) não reage com solução contendo íons níquel (II).

Analisando a tabela de potenciais padrão de redução e os dados experimentais fornecidos, conclui-se que os melhores valores para os potenciais padrão de redução dos pares Cr^{3+}/Cr e Ni^{2+}/Ni são

- E^0 red (Cr^{3+}/Cr) = + 0,60 V; E^0 red (Ni^{2+}/Ni) = + 0,20 V.
- E^0 red (Cr^{3+}/Cr) = - 0,30 V; E^0 red (Ni^{2+}/Ni) = - 0,25 V.
- E^0 red (Cr^{3+}/Cr) = - 0,74 V; E^0 red (Ni^{2+}/Ni) = - 0,50 V.
- E^0 red (Cr^{3+}/Cr) = - 0,30 V; E^0 red (Ni^{2+}/Ni) = + 050 V.
- E^0 red (Cr^{3+}/Cr) = - 0,74 V; E^0 red (Ni^{2+}/Ni) = - 0,25 V.

Resolução:

Alternativa E.

O metal crômio (Cr) reage com solução aquosa contendo ferro (II), formando cátions crômio (III) em solução e ferro metálico.

Conclusão: O potencial de redução do ferro II é maior do que o do crômio III.

Ferro metálico (Fe) reage com solução contendo cátions níquel (II), formando níquel metálico (Ni) e cátions ferro (II).

Conclusão: O potencial de redução do ferro II é menor do que o do níquel II.

O metal cobre (Cu) não reage com solução contendo íons níquel (II).

Conclusão: O potencial de redução dos íons níquel II é menor do que o cobre II.

$Cr^{3+} (aq) + 3e^- \rightleftharpoons Cr(s)$	- 0,74 V
$Fe^{2+} (aq) + 2e^- \rightleftharpoons Fe(s)$	- 0,44 V
$Ni^{2+} (aq) + 2e^- \rightleftharpoons Ni(s)$	- 0,25 V
$Cu^{2+} (aq) + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s)$	+ 0,34 V

$$-0,74 V < -0,44 V < -0,25 V < +0,34 V$$

08. (Ifpe) O processo de eletrodeposição em peças metálicas como: talheres, instrumentos cirúrgicos, automóveis, não é utilizado apenas para embelezamento das mesmas, mas também para sua proteção contra a corrosão. Deseja-se niquelar 10 peças de aço idênticas utilizando-se uma solução de sulfato de níquel II. Para niquelar cada uma, gasta-se 1,18g de níquel utilizando uma corrente elétrica de 38,6 A. Devido às dimensões reduzidas do equipamento, só é possível niquelar uma peça por vez. Desprezando o tempo necessário para colocação das peças no equipamento, assinale a alternativa que indica corretamente o tempo gasto para fazer a niquelação das 10 peças.

Dados: $1F = 96.500C$ e $Ni = 59g/mol$.

- a) 16 min e 40 segundos
- b) 20 min e 50 segundos
- c) 42 min e 20 segundos
- d) 35 min. e 10 segundos
- e) 14 min. e 29 segundos

Resolução:

Alternativa A.



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

$$2 F \text{ — } 59 \text{ g}$$

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

$$Q \text{ — } 1,18 \text{ g} \times 10 \text{ (10 peças)}$$

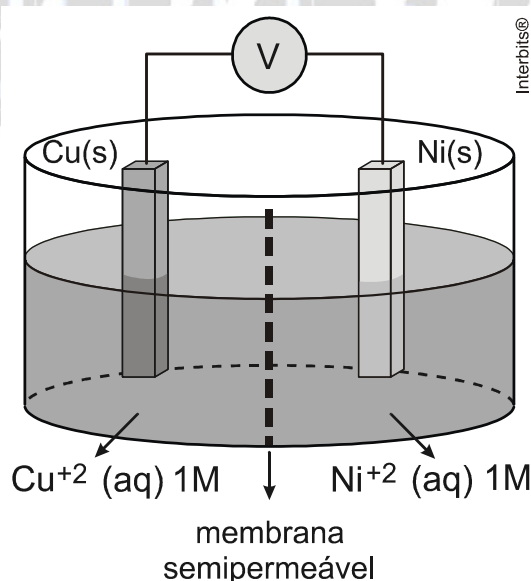
$$Q = 38600 C$$

$$Q = i \times t \Rightarrow 38600 C = 38,6A \times t$$

$$t = 1000 s \Rightarrow 16,66667 \text{ min (16 min} + 0,66667s = 16 \text{ min} + 0,66667 \times 60s)$$

$$t = 16 \text{ min e } 40s$$

09. (Unesp) Um estudante montou a célula eletroquímica ilustrada na figura, com eletrodos de Cu (s) e Ni (s) de massas conhecidas.



A 25°C e 1 atm, quando as duas semicélulas foram ligadas entre si, a célula completa funcionou

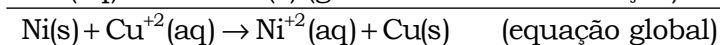
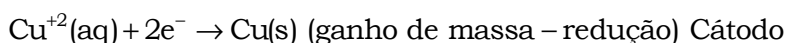
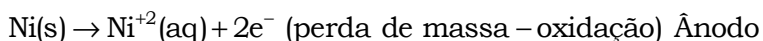
como uma célula galvânica com $\Delta E = 0,59 \text{ V}$. A reação prosseguiu durante a noite e, no dia seguinte, os eletrodos foram pesados. O eletrodo de níquel estava mais leve e o eletrodo de cobre mais pesado, em relação às suas massas iniciais.

Considerando $\text{Cu}^{+2}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$ e $E_{\text{red}}^{\circ} = +0,34\text{V}$, escreva a equação da reação espontânea que ocorre na pilha representada na figura e calcule o potencial de redução da semicélula de Ni^{+2}/Ni . Defina qual eletrodo é o cátodo e qual eletrodo é o ânodo.

Resolução:

Como no dia seguinte, o eletrodo de níquel estava mais leve e o de cobre mais pesado, concluímos que o eletrodo de níquel sofreu desgaste, ou seja, oxidação, logo, é o ânodo da pilha. Já o eletrodo de cobre teve sua massa aumentada, logo é o cátodo da pilha.

Teremos as seguintes reações:



Sabemos que:

$$\Delta E = E_{\text{Redução}} \text{ (maior)} - E_{\text{Redução}} \text{ (menor)}$$

$$\Delta E = E_{\text{Redução}} (\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}) - E_{\text{Redução}} (\text{Ni}^{+2}/\text{Ni})$$

$$0,59\text{V} = 0,34\text{V} - E_{\text{Redução}} (\text{Ni}^{+2}/\text{Ni})$$

$$E_{\text{Redução}} (\text{Ni}^{+2}/\text{Ni}) = -0,25\text{V}$$

Conclusões:

A reação espontânea que ocorre na pilha é: $\text{Ni}(\text{s}) + \text{Cu}^{+2}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ni}^{+2}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$

O potencial padrão de redução da semicélula de Ni^{+2}/Ni é $-0,25\text{V}$.

O eletrodo de cobre (Cu) é o cátodo.

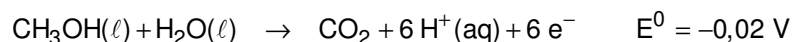
O eletrodo de níquel (Ni) é o ânodo.

10. (Pucsp) Dado: Constante de Faraday (F) = 96500C

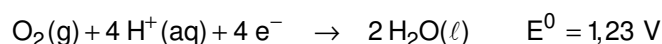
A célula combustível é um exemplo interessante de dispositivo para a obtenção de energia elétrica para veículos automotores, com uma eficiência superior aos motores de combustão interna.

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

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



Enquanto que no eletrodo B ocorre o processo:



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

- a) negativo, positivo, $\Delta E^{\circ} = 1,21 \text{ V}$, $Q = 579000 \text{ C}$.
- b) negativo, positivo, $\Delta E^{\circ} = 1,21 \text{ V}$, $Q = 386000 \text{ C}$.
- c) negativo, positivo, $\Delta E^{\circ} = 1,25 \text{ V}$, $Q = 96500 \text{ C}$.

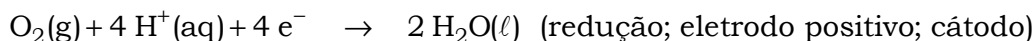
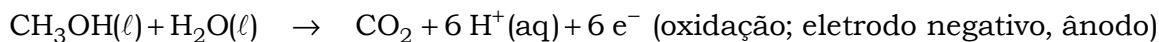
d) positivo, negativo, $\Delta E^0 = 1,25 \text{ V}$, $Q = 579000 \text{ C}$.

e) positivo, negativo, $\Delta E^0 = 1,87 \text{ V}$, $Q = 96500 \text{ C}$.

Resolução:

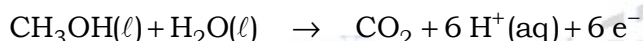
Alternativa A.

Teremos:



$$\Delta E = E_{\text{redução (maior)}} - E_{\text{redução (menor)}}$$

$$\Delta E = 1,23 - 0,02 = 1,21 \text{ V}$$



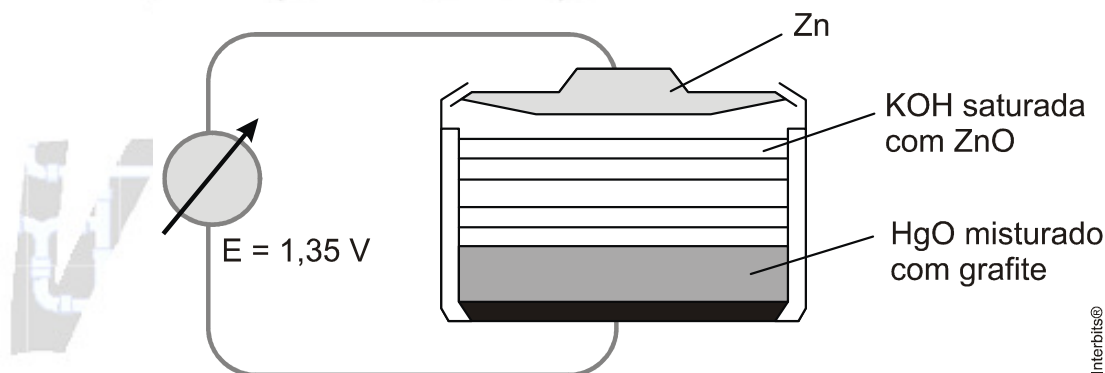
$$32 \text{ g} \text{ ————— } 6 \text{ mols e}^-$$

$$32 \text{ g} \text{ ————— } 6 \times 96500 \text{ C}$$

$$Q = 6 \times 96500 \text{ C} = 579000 \text{ C}$$

11. (Ufpr) Atualmente, parece ser impossível a vida cotidiana sem equipamentos eletrônicos, que nos tornam dependentes de energia e especificamente de baterias e pilhas para o funcionamento dos equipamentos portáteis. A seguir está esquematizado o corte de uma bateria de mercúrio, utilizada comumente em relógios e calculadoras.

No desenho está indicado também que um voltímetro foi conectado aos terminais da pilha, com o conector comum na parte superior (onde se encontra o eletrodo de zinco) e o conector de entrada na parte inferior (eletrodo que contém mercúrio).

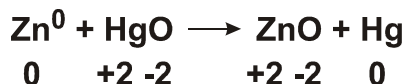
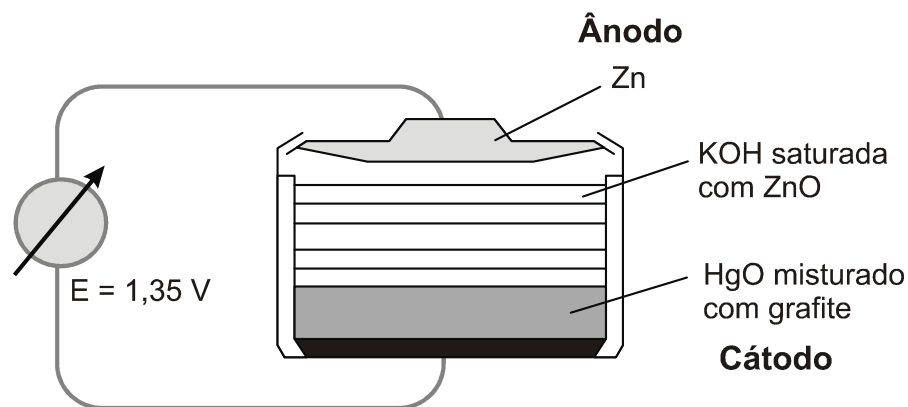


a) Com base na figura, indique quem é o ânodo, quem é o cátodo, quem sofre oxidação e quem sofre redução.

b) Considerando que o potencial de redução do par HgO/Hg , nas condições da pilha, é $0,0972 \text{ V}$, qual o valor do potencial de redução do par ZnO/Zn ?

Resolução:

a) De acordo com a figura:



Interbits®

b) O ânodo apresenta menor potencial de redução do que o cátodo, então:

$$\Delta E = 1,35 \text{ V}; E_{\text{redução maior}} = E_{\text{HgO/Hg}} = 0,0972 \text{ V}; E_{\text{redução menor}} = E_{\text{ZnO/Zn}}$$

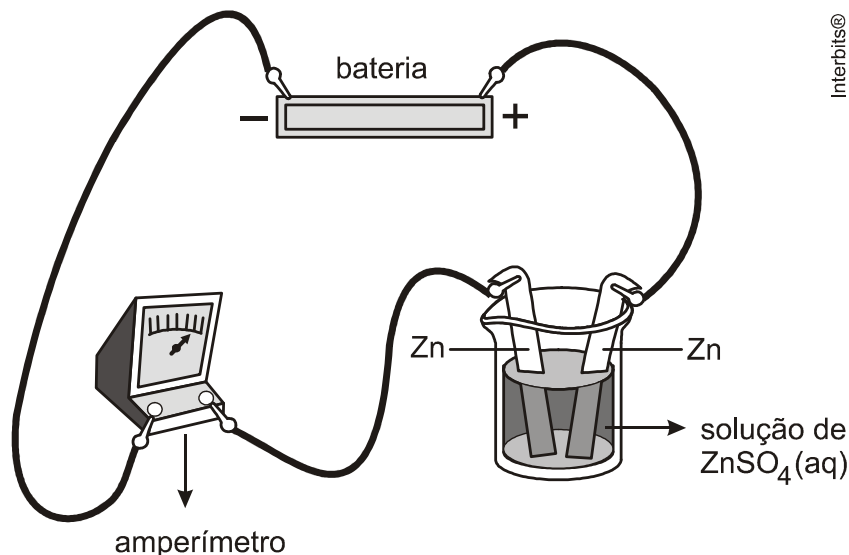
$$\Delta E = E_{\text{redução maior}} - E_{\text{redução menor}}$$

$$\Delta E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}}$$

$$1,35 \text{ V} = 0,0972 \text{ V} - E_{\text{ânodo}}$$

$$E_{\text{ânodo}} = -1,2528 \text{ V}$$

12. (Fuvest)



Interbits®

A determinação da carga do elétron pode ser feita por método eletroquímico, utilizando a aparelhagem representada na figura ao lado. Duas placas de zinco são mergulhadas em uma solução aquosa de sulfato de zinco (ZnSO_4). Uma das placas é conectada ao polo positivo de uma bateria. A corrente que flui pelo circuito é medida por um amperímetro inserido entre a outra placa de Zn e o polo negativo da bateria. A massa das placas é medida antes e depois da passagem de corrente elétrica por determinado tempo. Em um experimento, utilizando essa

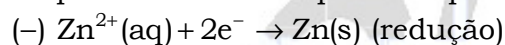
aparelhagem, observou-se que a massa da placa, conectada ao polo positivo da bateria, diminuiu de 0,0327 g. Este foi, também, o aumento de massa da placa conectada ao polo negativo.

- a) Descreva o que aconteceu na placa em que houve perda de massa e também o que aconteceu na placa em que houve ganho de massa.
- b) Calcule a quantidade de matéria de elétrons (em mol) envolvida na variação de massa que ocorreu em uma das placas do experimento descrito.
- c) Nesse experimento, fluiu pelo circuito uma corrente de 0,050 A durante 1920 s. Utilizando esses resultados experimentais, calcule a carga de um elétron.

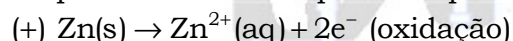
Resolução:

- a) De acordo com a figura fornecida, verifica-se que o zinco se torna um eletrodo positivo, ou negativo de acordo com os terminais da bateria.

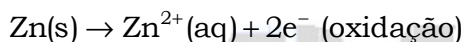
Na placa de zinco acoplada ao polo negativo da bateria, teremos aumento de massa:



Na placa de zinco acoplada ao polo positivo da bateria, teremos diminuição de massa:



- b) A partir da reação de oxidação, vem:



$$65,4 \text{ g} \text{ ————— } 2 \text{ mols e}^{-}$$

$$0,0327 \text{ g} \text{ ————— } n \text{ mols e}^{-}$$

$$n = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mols e}^{-}$$

Observação: O número de mols envolvidos na reação de redução é igual ao de oxidação.

- c) Notações:

Q = carga (coulomb)

i = intensidade da corrente elétrica (A; ampère)

t = tempo (s; segundo)

$$Q = i \times t$$

$$Q = 0,050 \times 1920 = 96 \text{ coulomb}$$

$$1,0 \times 10^{-3} \text{ mol e}^{-} \text{ — } 96 \text{ coulomb}$$

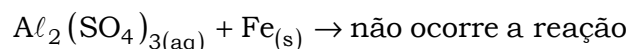
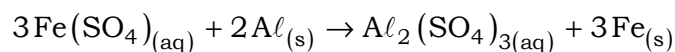
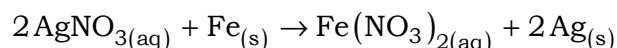
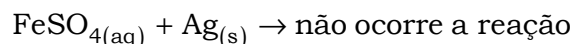
$$1,0 \times 10^{-3} \times 6,0 \times 10^{23} \text{ e}^{-} \text{ — } 96 \text{ coulomb}$$

$$1 \text{ e}^{-} \text{ — } Q'$$

$$Q' = 16 \times 10^{-20} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ coulomb}$$

A carga de um elétron corresponde a $1,6 \times 10^{-19}$ coulomb.

13. (Espcex (Aman)) Abaixo são fornecidos os resultados das reações entre metais e sais.



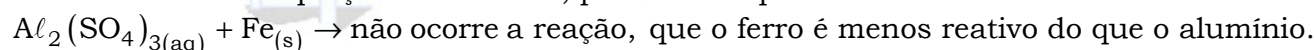
De acordo com as reações acima equacionadas, a ordem decrescente de reatividade dos metais envolvidos em questão é:

- Al, Fe e Ag.
- Ag, Fe e Al.
- Fe, Al e Ag.
- Ag, Al e Fe.
- Al, Ag e Fe.

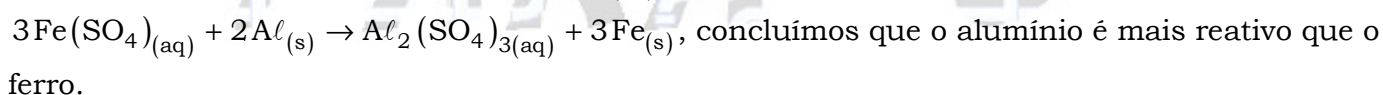
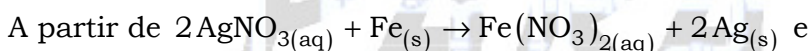
Resolução:

Alternativa A.

De acordo com as equações fornecidas, percebemos por



Analisando $\text{FeSO}_{4(\text{aq})} + \text{Ag}_{(\text{s})} \rightarrow \text{não ocorre a reação}$, percebemos que a prata é menos reativa que o ferro.



Conclusão: O alumínio é mais reativo que o ferro e ambos são mais reativos que a prata.

Podemos confirmar a conclusão utilizando a fila de reatividade:

K Ba Ca Na Mg Al Zn Fe **H** Cu Hg Ag Au

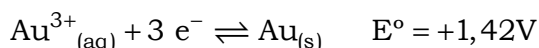
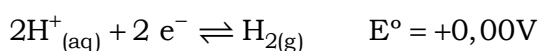
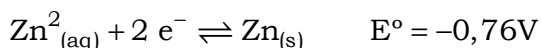
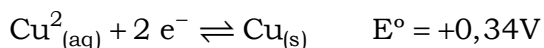
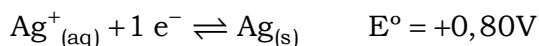


Reatividade ou eletropositividade crescente

Interbits®

O alumínio é mais reativo que o ferro e ambos são mais reativos que a prata.

14. (Ufjf) Um aluno fez experimentos eletroquímicos com placas de cobre e soluções ácidas e salinas. No primeiro experimento, a placa de cobre foi mergulhada em uma solução de ácido clorídrico (pH = 1). No segundo experimento, outra placa de cobre foi mergulhada em uma solução de nitrato de prata. Com base nos valores de potencial apresentados abaixo, responda aos itens a, b, c, d.



- Ocorreu alguma reação no primeiro experimento? Explique.
- Identifique os agentes redutor e oxidante do segundo experimento.
- Calcule a ddp do processo, caso a placa de cobre seja trocada por uma placa de zinco no primeiro experimento.
- Se a placa de cobre for trocada por uma placa de ouro, o que ocorreria no segundo experimento? Justifique.

Resolução:

a) No primeiro experimento, a placa de cobre foi mergulhada em uma solução de ácido clorídrico (pH = 1).

Como o potencial de redução do cobre (+ 0,34 V) é maior do que o do hidrogênio (0,00 V), não ocorreu reação.

b) No segundo experimento, outra placa de cobre foi mergulhada em uma solução de nitrato de prata.

Agente redutor (sofre oxidação; menor potencial de redução; + 0,34 V): placa de cobre.

Agente oxidante (sofre redução; maior potencial de redução; + 0,80 V): Ag^+ .

c) Placa de zinco (- 0,76 V) foi mergulhada em uma solução de ácido clorídrico (H^+ ; 0,00 V):

$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = 0,00 - (-0,76) = +0,76 \text{ V}$$

d) Como o potencial de redução do ouro (+ 1,42 V) é maior do que o da prata (+0,80 V), não aconteceria reação.

15. (Ita) A 25 °C, a força eletromotriz da seguinte célula eletroquímica é de 0,45 V: $\text{Pt}(\text{s}) | \text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ atm}) | \text{H}^+(\text{x mol} \cdot \text{L}^{-1}) || \text{KCl} (0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) | \text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) | \text{Hg}(\ell) | \text{Pt}(\text{s})$.

Sendo o potencial do eletrodo de calomelano – $\text{KCl} (0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) | \text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) | \text{Hg}(\ell)$ – nas condições-padrão igual a 0,28 V e o valor numérico da concentração dos íons H^+ , assinale a opção com o valor aproximado do pH da solução.

- 1,0
- 1,4
- 2,9
- 5,1
- 7,5

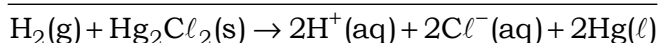
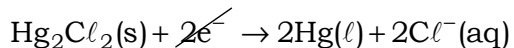
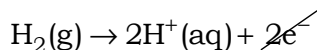
Resolução:

Alternativa C.

Dados:

$$\varepsilon_{\text{H}_2}^\circ = 0,00 \text{ V}; \quad \varepsilon_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2}^\circ = 0,28 \text{ V}$$

Teremos as seguintes reações de óxido-redução:



$$\varepsilon_{\text{célula}} = \varepsilon_{\text{H}_2} + \varepsilon_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2} \quad (\text{I})$$

Equação de Nernst para o eletrodo de H_2 :

$$\varepsilon_{\text{H}_2} = \varepsilon_{\text{H}_2}^{\circ} - \frac{0,059}{n} \times \log \frac{[\text{H}^+]^2}{p_{\text{H}_2}}$$

Para $p_{\text{H}_2} = 1 \text{ atm}$ e $n = 2$ mols de elétrons, vem:

$$\varepsilon_{\text{H}_2} = 0,00 - \frac{0,059}{2} \times \log \frac{[\text{H}^+]^2}{1}$$

$$\varepsilon_{\text{H}_2} = 2 \left(-\frac{0,059}{2} \right) \times \log[\text{H}^+] \quad (\text{II})$$

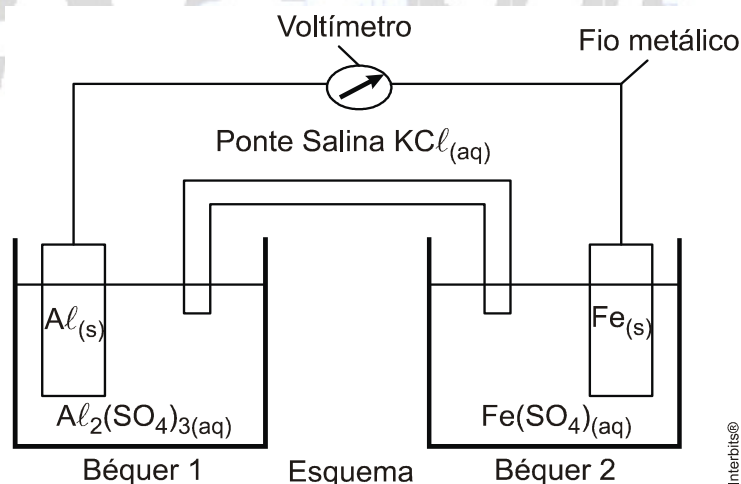
Substituindo (II) em (I):

$$\varepsilon_{\text{célula}} = 0,059 \times (-\log[\text{H}^+]) + \varepsilon_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2}$$

$$0,45 = 0,059 \times \text{pH} + 0,28$$

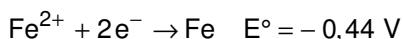
$$\text{pH} = \frac{0,45 - 0,28}{0,059} = 2,88 \approx 2,9$$

16. (Espcex (Aman)) Considere o esquema a seguir, que representa uma pilha, no qual foi colocado um voltímetro e uma ponte salina contendo uma solução saturada de cloreto de potássio. No Bêquer 1, correspondente ao eletrodo de alumínio, está imersa uma placa de alumínio em uma solução aquosa de sulfato de alumínio ($1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) e no Bêquer 2, correspondente ao eletrodo de ferro, está imersa uma placa de ferro em uma solução aquosa de sulfato de ferro ($1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$). Os dois metais, de dimensões idênticas, estão unidos por um fio metálico.



DADOS:

Potenciais padrão de redução (E°_{red}) a 1 atm e 25 °C.



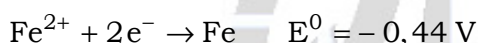
Considerando esta pilha e os dados abaixo, indique a afirmativa correta.

- A placa de ferro perde massa, isto é, sofre “corrosão”.
- A diferença de potencial registrada pelo voltímetro é de 1,22 V (volts).
- O eletrodo de alumínio é o cátodo.
- O potencial padrão de oxidação do alumínio é menor que o potencial padrão de oxidação do ferro.
- À medida que a reação ocorre, os cátions K^{+} da ponte salina se dirigem para o béquer que contém a solução de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

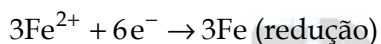
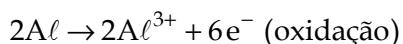
Resolução:

Alternativa B.

Teremos:



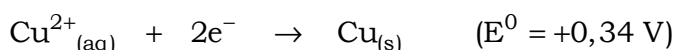
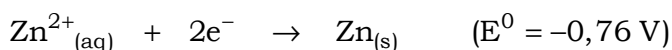
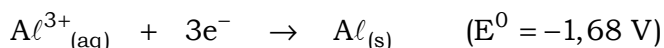
Como o potencial de redução do ferro é maior ($-0,44 > -1,66$), vem:



$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = -0,44 - (-1,66) = 1,22 \text{ V}$$

17. (Upf) A corrosão metálica é a oxidação não desejada de um metal. Ela diminui a vida útil de produtos de aço, tais como pontes e automóveis, e a substituição do metal corroído acarreta, todos os anos, grande gasto de dinheiro em todo o mundo. A corrosão é um processo eletroquímico, e a série eletroquímica nos dá uma indicação de por que a corrosão ocorre e como pode ser prevenida. Para a proteção de certas peças metálicas podem-se colocar pedaços de outro metal usado como metal de sacrifício. Assim, considerando alguns metais com seus respectivos potenciais-padrão de redução:



Qual o mais adequado para ser usado como metal de sacrifício se a peça a ser protegida for de alumínio?

- $\text{Ag}_{(\text{s})}$
- $\text{Zn}_{(\text{s})}$

- c) Pb_(s)
- d) Cu_(s)
- e) Mg_(s)

Resolução:

Alternativa E.

O metal de sacrifício necessário para proteger o alumínio deve ter potencial de redução menor do que o do alumínio. A partir da tabela conclui-se que este metal é o magnésio (-2,38 V).

18. (Ita) São feitas as seguintes afirmações a respeito dos produtos formados preferencialmente em eletrodos eletroquimicamente inertes durante a eletrólise de sais inorgânicos fundidos ou de soluções aquosas de sais inorgânicos:

- I. Em CaCl₂ há formação de Ca(s) no catodo.
- II. Na solução aquosa $1 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ em Na₂SO₄ há aumento do pH ao redor do anodo.
- III. Na solução aquosa $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ em AgNO₃ há formação de no anodo.
- IV. Em NaBr(l) há formação de Br₂(l) no anodo.

Das afirmações acima, está(ão) errada(s) apenas

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

Resolução:

Alternativa C.

Análise das afirmações:

- I. Correta. Em CaCl₂ há formação de Ca(s) no catodo, pois ocorre a redução do cátion Ca²⁺.
- II. Errada. Ocorre a oxidação da água no anodo e o valor do pH diminui devido à formação de cátions H⁺ ($\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$).
- III. Correta. Ocorre a oxidação da água no anodo e a formação de gás oxigênio ($\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$).
- IV. Correta. Temos a formação de Br₂(l) no anodo, devido à oxidação do ânion brometo: $2\text{Br}^-(\ell) \rightarrow \text{Br}_2(\ell) + 2\text{e}^-$.

19. (Espcex (Aman)) Em uma eletrólise ígnea do cloreto de sódio, uma corrente elétrica, de intensidade igual a 5 ampères, atravessa uma cuba eletrolítica, com o auxílio de dois eletrodos inertes, durante 1930 segundos.

O volume do gás cloro, em litros, medido nas CNTP, e a massa de sódio, em gramas, obtidos nessa eletrólise, são, respectivamente:

DADOS:

Massa Molar ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	Cl	Na
	35,5	23

Volume Molar nas CNTP = $22,71 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

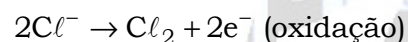
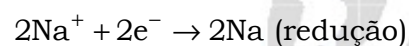
1 Faraday(F) = 96500 Coulombs(C)

- a) 2,4155 L e 3,5 g
- b) 1,1355 L e 2,3 g
- c) 2,3455 L e 4,5 g
- d) 3,5614 L e 3,5 g
- e) 4,5558 L e 4,8 g

Resolução:

Alternativa B.

Na eletrólise, teremos:



$$Q = i \times t = 5 \times 1930 = 9650 \text{ C}$$

$$2 \text{ mol e}^- \text{ — } 2 \times 96500 \text{ C}$$

↓

$$1 \text{ mol Cl}_2 \text{ — } 2 \times 96500 \text{ C}$$

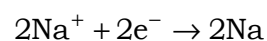
$$n\text{Cl}_2 \text{ — } 9650 \text{ C}$$

$$n\text{Cl}_2 = 0,05 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol — } 22,71 \text{ L}$$

$$0,05 \text{ mol — } V$$

$$V = 1,1355 \text{ L}$$



$$2 \times 96500 \text{ C — } 2 \times 23 \text{ g}$$

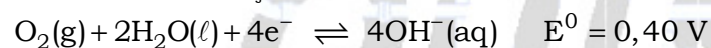
$$9650 \text{ C — } m_{\text{Na}}$$

$$m_{\text{Na}} = 2,3 \text{ g}$$

20. (Ufes) A corrosão, processo eletroquímico espontâneo, é responsável pela deterioração de utensílios e eletrodomésticos em nossos lares, pelos custos de manutenção e substituição de equipamentos, pela perda de produtos e por impactos ambientais decorrentes de vazamentos em tanques e tubulações corroídos, nas indústrias. Em equipamento feito de aço, ligas formadas de ferro e carbono, a corrosão pode ser ocasionada pela oxidação do ferro e a redução da água, em meio neutro ou básico.

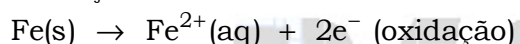
- Escreva as equações químicas balanceadas que descrevem a oxidação do ferro em meio aquoso neutro e a formação de hidróxido ferroso.
- Explique a influência do pH na formação do hidróxido ferroso.
- Calcule o potencial da reação de oxidação de ferro e justifique a espontaneidade desse processo eletroquímico.
- Dê a configuração eletrônica do átomo de ferro e do íon ferroso.

Dados: Semirreações:

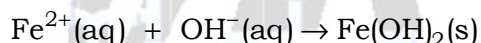
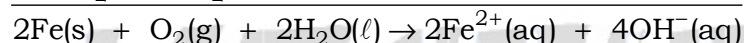
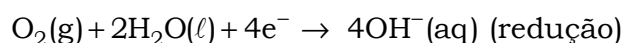
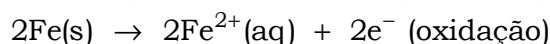


Resolução:

- Equações químicas balanceadas que descrevem a oxidação do ferro em meio aquoso neutro e a formação de hidróxido ferroso:



Multiplicando a primeira equação por 2 e somando com a segunda, vem:



- Como a formação do hidróxido ferroso depende da concentração de ânions hidróxido, quanto maior o pH maior a produção de $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

- O potencial pode ser calculado por:

$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = 0,40 - (-0,44) = 0,84 \text{ V}$$

O processo é espontâneo, pois $\Delta E > \text{zero}$.

- Teremos:

