



COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS

Data: ____/____/____

Professora: Thamiris Cid

Aluno: _____

Volume 8 – página 12

1. Para todos os elementos apresentados nos compostos a seguir, indique seu número de oxidação.

a) ZnO

$$\text{Zn} = +2$$

$$\text{O} = -2$$

b) Na₂S

$$\text{Na} = +1 = 2 \cdot (+1) = +2$$

$$\text{S} = -2$$

c) CO₂

$$\text{O} = -2 = 2 \cdot (-2) = -4$$

$$\text{C} = +4$$

d) Fe₂O₃

$$\text{O} = -2 = 3 \cdot (-2) = -6$$

$$\text{Fe} = +6 : 2 = +3$$

e) KNO₂

$$\text{K} = +1$$

$$\text{O} = -2 = 2 \cdot (-2) = -4$$

$$+1 + x + (-4) = 0$$

$$-3 + x = 0 \therefore x = +3$$

$$\text{N} = +3$$

f) NH₄Cl

$$\text{H} = +1 = 4 \cdot +1 = +4$$

$$\text{Cl} = -1$$

$$+x + 4 + (-1) = 0$$

$$+x + 3 = 0$$

$$x = -3$$

$$\text{N} = -3$$

g) Ca(NO₃)₂

$$\text{Ca} = +2$$

$$\text{O} = -2 = 6 \cdot (-2) = -12$$

$$+2 + 2x + (-12) = 0$$

$$-10 + 2x = 0$$

$$x = +5$$

$$\text{N} = +5$$

h) PbSO₄

$$\text{Pb} = +2$$

$$\text{O} = -2 = 4 \cdot (-2) = -8$$

$$+2 + x + (-8) = 0$$

$$-6 + x = 0$$

$$x = +6$$

$$\text{S} = +6$$

i) SO₄²⁻

$$\text{O} = -2 = 4 \cdot (-2) = -8$$

$$+x + (-8) = -2$$

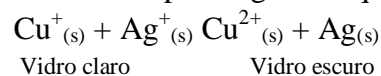
$$+x - 8 = -2$$

$$x = -2 + 8$$

$$x = +6$$

$$\text{S} = +6$$

3. (UFOP – MG) Lentes do tipo best gray® e transitions® são fabricadas com vidros chamados fotocromicos. Esses vidros contêm íons prata e íons cobre que participam de um equilíbrio de oxirredução representado simplifcadamente pela seguinte equação:



Vidro claro

Vidro escuro

Sob efeito de sol forte, a alta energia da luz ultravioleta provoca a formação de átomos de prata, e a lente escurece. Quando a intensidade da luz é reduzida, a reação se inverte, e a lente fica mais clara.

Assim, quando a lente escurece, podemos dizer que:

- a) o íon Ag^+ atua como doador de elétrons.
- b) o íon Cu^+ atua como agente redutor.**
- c) o íon Ag^+ é oxidado.
- d) o íon Cu^+ é reduzido.



COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS

Data: ___/___/___

Professora: Thamiris Cid

Aluno: _____

Volume 8 – página 12

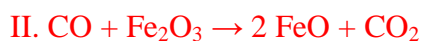
2. A metalurgia é uma área cuja finalidade é a obtenção de um metal a partir de seus minérios sendo frequentemente confundida com a siderurgia; campo específico da metalurgia, cuja produção é de ferro e aço. O processo de obtenção do ferro metálico pode ser descrito, simplifiadamente, em três etapas.

I. Combustão incompleta do carvão na presença de oxigênio molecular, formando monóxido de carbono.

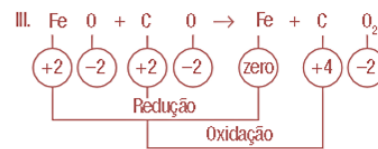
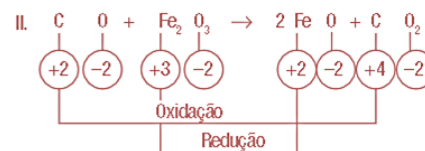
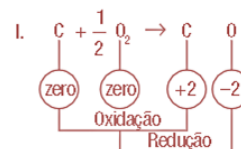
II. Reação do monóxido de carbono com óxido de ferro (por exemplo, Fe₂O₃) originando óxido de ferro II (FeO) e dióxido de carbono.

III. Reação do FeO com monóxido de carbono, formando ferro metálico (Fe⁰) e dióxido de carbono.

a) Com base nas informações do texto, escreva as equações químicas correspondentes às etapas envolvidas no processo de obtenção do ferro metálico.



b) Com as equações químicas representadas no item anterior, verifique quais podem ser classificadas como reações de oxirredução. Indique, nas possíveis, os processos de redução e de oxidação.



c) Das reações de oxirredução sinalizadas no item b, identifique a espécie química que oxida e a que reduz, bem como o agente redutor e o oxidante.

I. Espécie química que oxida: C (carbono) Agente redutor: C

Espécie química que reduz: O (oxigênio) Agente oxidante: O₂

II. Espécie química que oxida: C²⁺ (carbono) Agente redutor: CO

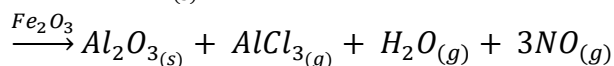
Espécie química que reduz: Fe³⁺ (ferro) Agente oxidante: Fe₂O₃

III. Espécie química que oxida: C²⁺ (carbono) Agente redutor: CO

Espécie química que reduz: Fe²⁺ (ferro) Agente oxidante: FeO

4. (UESPI) Um exemplo da capacidade oxidante dos percloratos é seu uso na impulsão dos foguetes de lançamento utilizados no ônibus espacial. O

combustível sólido consiste em alumínio em pó (o combustível), perclorato de amônio (o agente oxidante e também combustível) e óxido de ferro (III) (o catalisador). Esses reagentes são misturados em um polímero líquido, o qual se solidifica no interior da cápsula do foguete. Uma variedade de produtos pode ser produzida quando a mistura é inflamada. Uma das reações que ocorre é:

$$3\text{NH}_4\text{ClO}_4(s) + 3\text{Al}(s)$$


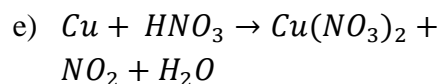
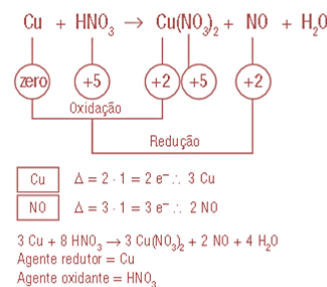
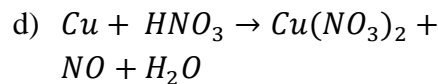
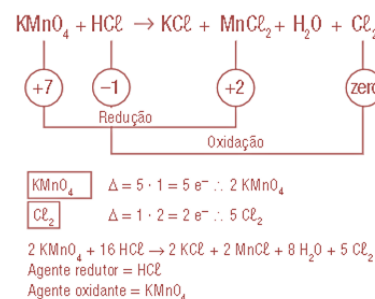
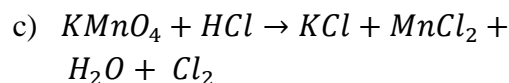
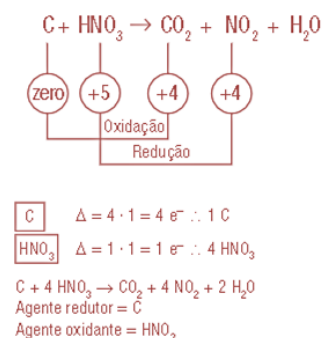
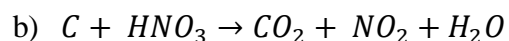
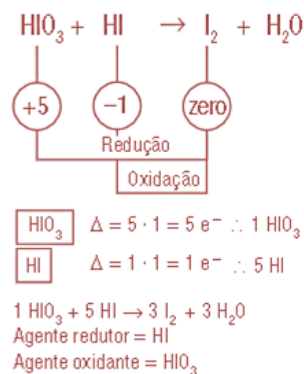
Os produtos sólidos formam nuvens de pó branco emitidas pelos foguetes impulsores durante a decolagem. Analisando a equação acima, foram feitas as seguintes afirmações:

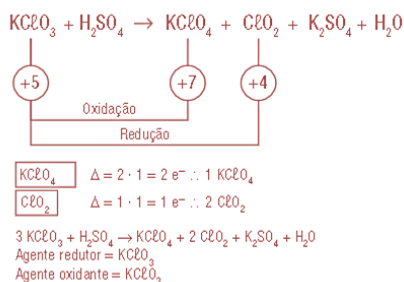
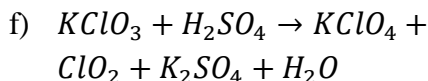
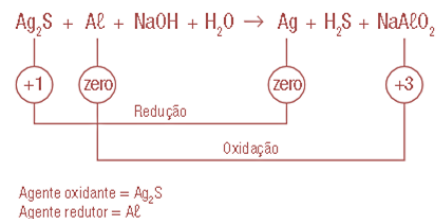
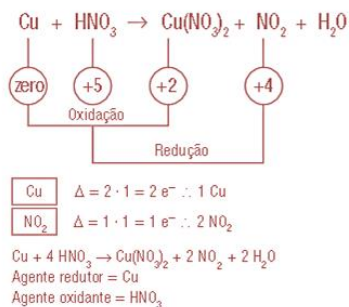
- (1) O número de oxidação (Nox) do cloro varia de +7 no perclorato a -1 no cloreto.
- (2) Cada mol de Al libera 3 mols de elétrons.
- (3) O hidrogênio não sofre variação no seu Nox.
- (4) O oxigênio sofre redução.

Estão corretas:

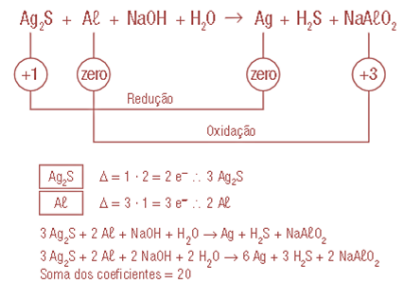
- a) 1 e 2 apenas.
- b) 1, 3 e 4 apenas.
- c) 2 e 3 apenas.
- d) 1, 2 e 3 apenas.**
- e) 1, 2, 3 e 4.

5. Faça o balanceamento das reações de oxirredução e identifique os agentes redutor e oxidante em cada uma delas:

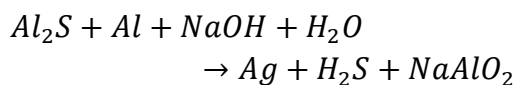




b) a soma dos coeficientes da equação balanceada com os menores números inteiros possíveis.



6. (UEG – GO) Talheres de prata comumente apresentam manchas escuras em sua superfície, que consistem em sulfeto de prata (Ag_2S), formado pela reação da prata com compostos contendo enxofre, encontrados em certos alimentos e no ar. Para limpar talheres escurecidos basta colocá-los em uma panela de alumínio com água quente e uma solução de soda cáustica diluída e, em seguida, retirá-los e enxaguá-los em água limpa, o que devolve o brilho característico dos talheres, que ficam com o aspecto de novos. Esse processo consiste na reação do alumínio da panela com o sulfeto de prata, conforme a seguinte equação, não balanceada:



Sobre essa reação, pede-se:

a) o agente oxidante e o agente redutor.



COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS

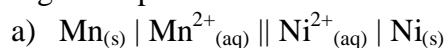
Data: ____/____/____

Professora: Thamiris Cid

Aluno: _____

Volume 8 – página 31

1. Consulte a tabela de potenciais-padrão de redução apresentada na página 24 e determine a equação global e a diferença de potencial para as seguintes pilhas:



($\downarrow E_{\text{redução}} \therefore$ oxida)



($\uparrow E_{\text{redução}} \therefore$ reduz)

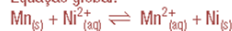
Semirreação anódica:



Semirreação catódica:



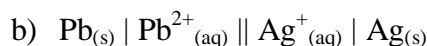
Equação global:



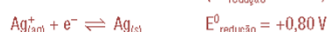
$$\Delta E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}}$$

$$\Delta E = (-0,26) - (-1,18)$$

$$\Delta E = +0,92 \text{ V}$$

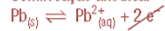


($\downarrow E_{\text{redução}} \therefore$ oxida)



($\uparrow E_{\text{redução}} \therefore$ reduz)

Semirreação anódica:



Semirreação catódica:



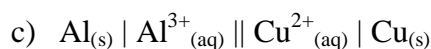
Equação global:



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

$$\Delta E = (+0,80) - (-0,13)$$

$$\Delta E = +0,93 \text{ V}$$



($\downarrow E_{\text{redução}} \therefore$ oxida)



($\uparrow E_{\text{redução}} \therefore$ reduz)

Semirreação anódica:



Semirreação catódica:



Equação global:

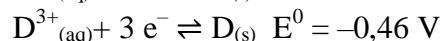
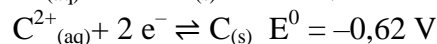
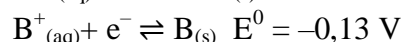
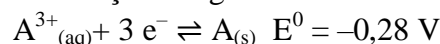


$$\Delta E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}}$$

$$\Delta E = (+0,34) - (-1,66)$$

$$\Delta E = +2,0 \text{ V}$$

2. De acordo com os potenciais-padrão de redução a seguir:



responda a estas questões.

- a) Qual das espécies químicas oxida mais facilmente? Justifique sua resposta.

O eletrodo $C^{2+}_{(aq)} | C_{(s)}$ apresenta o menor potencial de redução. Portanto, a espécie $C_{(s)}$ oxida com mais facilidade.

- b) Qual das espécies química reduz mais facilmente? Justifique sua resposta.

O eletrodo $B^{+}_{(aq)} | B_{(s)}$ apresenta o maior potencial de redução. Portanto, a espécie $B^{+}_{(aq)}$ reduz com mais facilidade.

- c) Qual é o melhor oxidante?

O melhor oxidante (espécie química que reduz) é a espécie B^{+} .

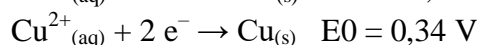
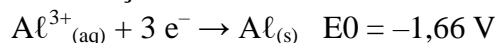
- d) Qual é o melhor redutor?

O melhor redutor (espécie química que se oxida) é a espécie C.

- e) Escreva a equação química (global) entre o oxidante e o redutor mais forte.



3. (UFF – RJ) Considere as seguintes semirreações:



- a) Qual deverá ser a reação representativa da célula?



- b) Qual é o potencial da célula galvânica que se utiliza das semirreações acima?

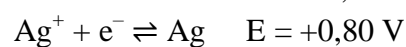
$$\begin{aligned} \Delta E &= E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}} \\ \Delta E &= +0,34 - (-1,66) \\ \Delta E &= +2,00 \text{ V} \end{aligned}$$

- c) Qual das semirreações deverá ser representativa do ânodo?

O ânodo corresponde ao eletrodo que oxida, portanto é representado pela semirreação $Al_{(s)} \rightleftharpoons Al_{(aq)}^{3+} + 3e^-$.

4. (UNIMONTES – MG) É comum que utensílios de prata escureçam com o tempo. Isso se deve à reação da prata com o enxofre contido em certos alimentos, como ovo e cebola. Assim, é produzido o sulfeto de prata, Ag_2S , um sólido negro. Para limpar esses utensílios, pode-se embrulhá-los em folha de alumínio e colocá-los em solução alcalina, por exemplo, bicarbonato de sódio.

- a) Explique, baseando-se nos potenciais de redução da prata e do alumínio, por que esse procedimento funciona:



De acordo com os potenciais, a prata, por apresentar maior valor de E_{red} , se reduz em contato com o alumínio. Assim, quando os metais ficam em contato, é possível limpar os utensílios de prata em razão da oxidação do alumínio.

- b) Calcule a diferença de potencial (ΔE^0) estabelecida entre os eletrodos de prata e de alumínio:

$$\begin{aligned} \Delta E &= E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}} \\ \Delta E &= 0,80 - (-1,68) \\ \Delta E &= +2,48 \text{ V} \end{aligned}$$



COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS

Data: ____/____/____

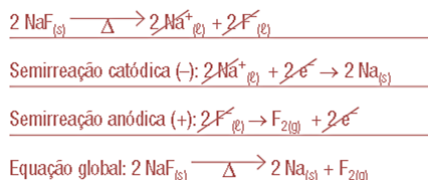
Professora: Thamiris Cid

Aluno: _____

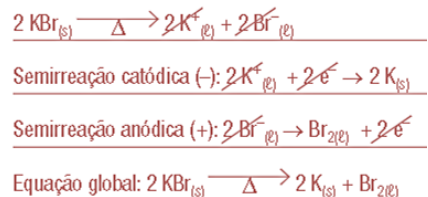
Volume 8 – página 50

1. Para cada composto a seguir, indique as equações envolvidas no processo de eletrólise ígnea.

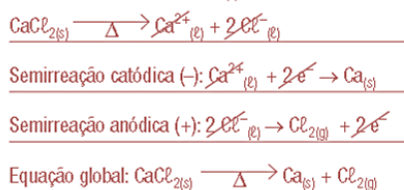
a) Fluoreto de sódio (NaF_(s))



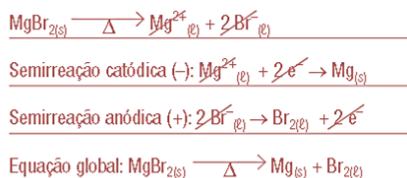
b) Brometo de potássio (KBr_(s))



c) Cloreto de cálcio (CaCl_{2(s)})



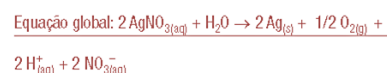
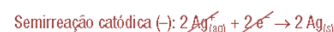
d) Brometo de magnésio (MgBr_{2(s)})



2. Para cada solução a seguir, complete a tabela adequadamente e indique as equações envolvidas no processo de eletrólise aquosa.

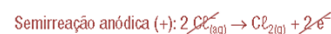
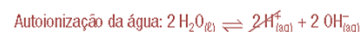
a) Nitrato de prata (AgNO_{3(aq)})

	Cátodo (-)	Ânodo (+)
Íons presentes na solução	H ⁺ e Ag ⁺	OH ⁻ e NO ₃ ⁻
Facilidade de descarga	H ⁺ < Ag ⁺	OH ⁻ > NO ₃ ⁻



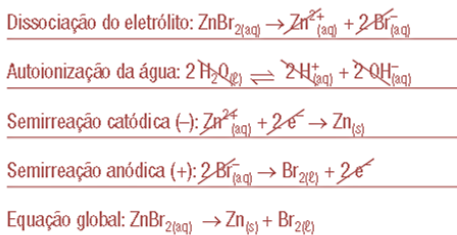
b) Cloreto de magnésio (CaCl_{2(aq)})

	Cátodo (-)	Ânodo (+)
Íons presentes na solução	H ⁺ e Ca ²⁺	OH ⁻ e Cl ⁻
Facilidade de descarga	H ⁺ > Ca ²⁺	OH ⁻ < Cl ⁻



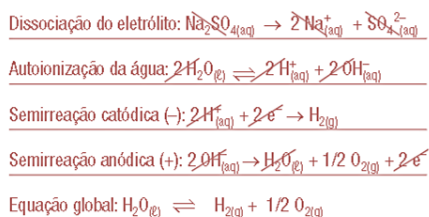
c) Brometo de zinco (ZnBr_{2(aq)})

	Cátodo (-)	Ânodo (+)
Íons presentes na solução	H ⁺ e Zn ²⁺	OH ⁻ e Br ⁻
Facilidade de descarga	H ⁺ < Zn ²⁺	OH ⁻ < Br ⁻

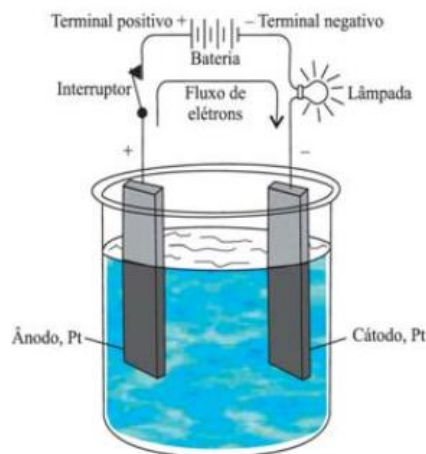


d) Sulfato de sódio ($Na_2SO_4(aq)$)

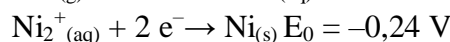
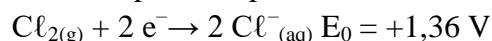
	Cátodo (-)	Ânodo (+)
Íons presentes na solução	H^{+} e Na^{+}	OH^{-} e SO_4^{2-}
Facilidade de descarga	$H^{+} > Na^{+}$	$OH^{-} > SO_4^{2-}$



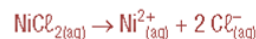
- (UEPB) Os produtos que podem ser obtidos nas eletrólises das soluções aquosas de cloreto de sódio e nitrato de cálcio são, respectivamente:
 - gases hidrogênio e cloro – gases hidrogênio e oxigênio.
 - gases hidrogênio e cloro – gás hidrogênio e cálcio.
 - gás cloro e sódio – gases nitrogênio e oxigênio.
 - gás hidrogênio e sódio – cálcio e nitrogênio.
 - apenas gás cloro – apenas oxigênio.
- (UFSCAR – SP) A figura apresenta a eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de níquel (II), $NiCl_2$.



São dadas as semirreações de redução e seus respectivos potenciais:



- a) Indique as substâncias formadas no ânodo e no cátodo. Justifique



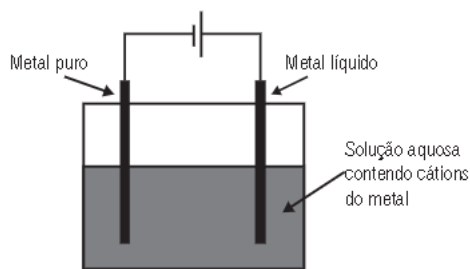
- b) Qual deve ser o mínimo potencial aplicado pela bateria para que ocorra a eletrólise? Justifique.

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

$$\Delta E = 1,36 - (-0,24)$$

$$\Delta E = +1,60 \text{ V}$$

5. (PUC Minas – MG) Numa célula eletrolítica, os elétrons são forçados a circular por efeito de uma fonte externa. Nesse tipo de célula, pode ser realizada a purificação de um metal, empregando-se um eletrodo do metal puro, um eletrodo do metal impuro e uma solução aquosa, contendo os cátions do metal. O desenho a seguir mostra esquematicamente a situação no início do processo.



Durante esse processo eletrolítico, é correto afirmar que:

- a redução acontece no eletrodo de metal puro.
- na solução, os elétrons devem se deslocar do eletrodo.
- do metal puro para o eletrodo do metal impuro.
- a massa do eletrodo de metal impuro vai aumentar.
- o eletrodo de metal impuro é o cátodo da célula eletrolítica.

6. (UFRGS – RS) A galvanoplastia é uma técnica utilizada para revestir peças com um determinado metal por meio de eletrólise. Para cromar um chaveiro de ferro, foram realizados os procedimentos a seguir:

I. Colocou-se o chaveiro de ferro como cátodo (eletrodo negativo).

II. Colocou-se um pedaço de cromo como ânodo (eletrodo positivo).

III. Utilizou-se uma solução aquosa que continha sais de ferro.

Quais estão corretos?

- Apenas I.
- Apenas II.
- Apenas III.
- Apenas I e II.
- I, II e III.

Página 54

1. (UEL – PR) A carga elétrica necessária para transformar, por eletrólise, 2 mols de íons Cu^{2+} em cobre metálico é igual a:

- 1 faraday

- 2 faradays
- 3 faradays
- 4 faradays
- 5 faradays

2. (FCC – SP) Admita que o cátodo de uma pilha A seja uma barra de chumbo mergulhada em solução de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Quando o aumento de massa for de 2,07 g, isso significa que circulou pelo fio:

Dado $\text{Pb} = 207 \text{ u}$

- 0,01 mol de elétrons
- 0,02 mol de elétrons
- 0,03 mol de elétrons
- 0,04 mol de elétrons
- 0,05 mol de elétrons

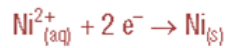
3. (UFRGS – RS) Qual é a massa de ferro depositada no cátodo de uma célula eletrolítica contendo solução aquosa de FeCl_3 quando através dela passa carga de 0,1 faraday?

Dado: $\text{Fe} = 55,8 \text{ u}$.

- 5,41 g
- 1,86 g
- 5,58 g
- 16,23 g
- 54,10 g

4. Em razão de o níquel apresentar propriedade anticorrosiva e alto brilho, o processo de niquelação – eletrodeposição de níquel – é muito utilizado para acabamentos finais em peças decorativas, em metais sanitários, em dobradiças, entre outros. Determine a massa de níquel produzida quando uma carga elétrica de 19 300 C é transportada por uma solução aquosa de sulfato de níquel II (NiSO_4).

Dado: $M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g/mo}$.



$$2 \cdot 96\,500 \text{ C} \quad \text{—} \quad 58,7 \text{ g}$$

$$19\,300 \text{ C} \quad \text{—} \quad x$$

$$x = 5,87 \text{ g de Ni}$$

5. O banho de estanho é um recurso bastante utilizado pela indústria quando se desejam características como resistência contra corrosão, soldabilidade, ductilidade e camadas não tóxicas. Calcule quantos minutos serão necessários para eletrolisar 11,87 g de estanho IV utilizando uma corrente de 100 A.

Dado: $M(\text{Sn}) = 118,7 \text{ g/mol}$



$$4 \text{ F} \quad \text{—} \quad 118,7 \text{ g}$$

$$x \quad \text{—} \quad 11,87 \text{ g}$$

$$x = 0,4 \text{ F} = 38\,600 \text{ C}$$

$$Q = i \cdot \Delta t$$

$$38\,600 = 100 \cdot \Delta t$$

$$\Delta t = 386 \text{ s} \cong 6,4 \text{ minutos}$$