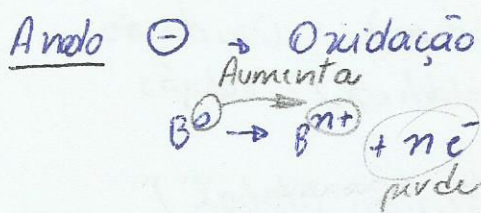


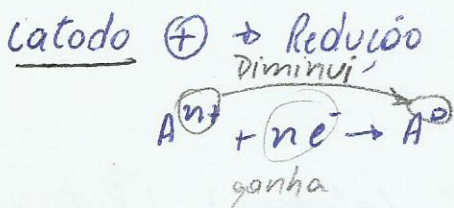
Química Tecnológica

Resumo



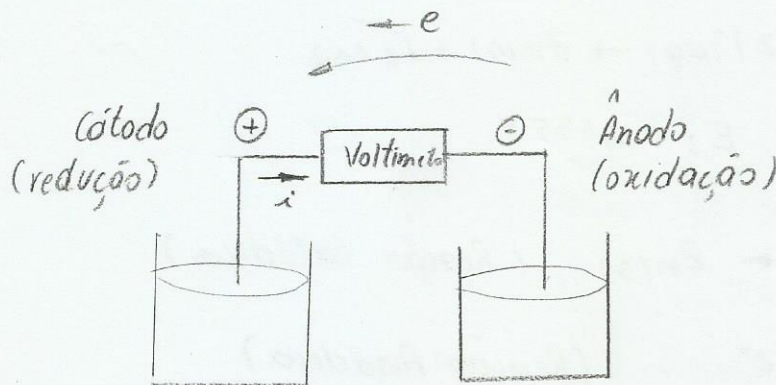
{ Esta reação perde elétrons, portanto ela oxida.
 \hookrightarrow Agente redutor

(Maior Eoxid e Menor Ered) \therefore "Corrói"



{ Esta reação ganha elétrons, portanto ela é reduzida
 \hookrightarrow Agente oxidante

(Maior Ered e Menor Eoxid) \therefore "Deposição"



(Reação Global é a soma da reação anódica mais a catódica)

Potencial da pilha eletroquímica:

$$\Delta E^{\circ} = E_{red, catodo}^{\circ} - E_{red, anodo}^{\circ} = E_{red, catodo}^{\circ} - E_{oxi, anodo}^{\circ}$$

Usual

- leitura do multímetro:

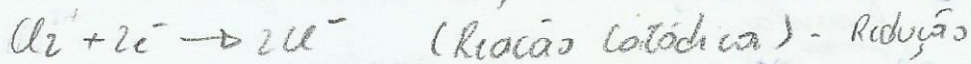
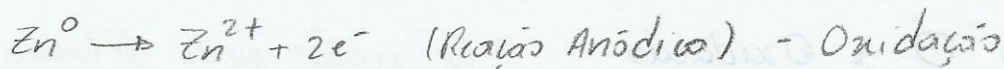
- Se a leitura é positiva; + catodo - anodo

- Caso contrário; + anodo e - catodo

Lista de Exercício 1

1.1 U_2 oxida o zinco
 (catodo) Anodo

Anodo: perde elétrons
 $A^0 \rightarrow A^{2+} + 2e^-$ (oxidação)



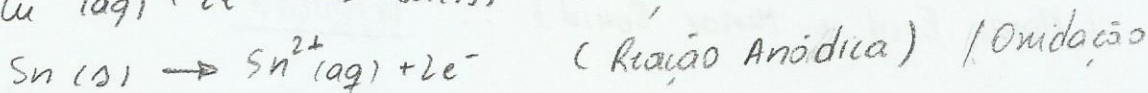
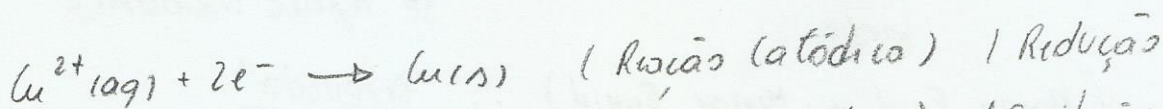
1.2 $Cu^{2+}(aq) / Cu(s)$ e Sn^{2+} / Sn

$E^{\circ} > 0$

$E^{\circ} < 0$

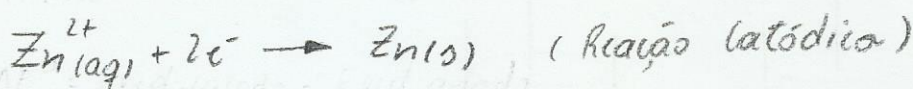
(catodo)

(Anodo)



1.3 a) $Zn^{2+}(aq) + 2I^-(aq) \rightarrow Zn(s) + I_2(s)$

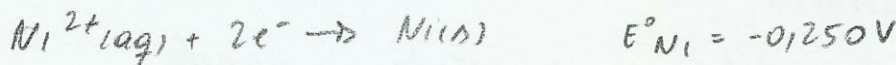
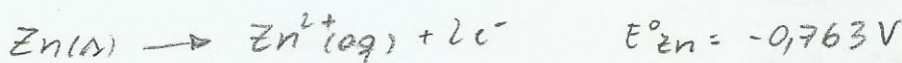
$$E_{Zn} = -0,763V \quad E_I = 0,535V$$



$$\Delta E^{\circ} = -0,763 - 0,535 = \underline{-1,298V}$$

* Esta reação não é favorável ao produto no sentido descrito

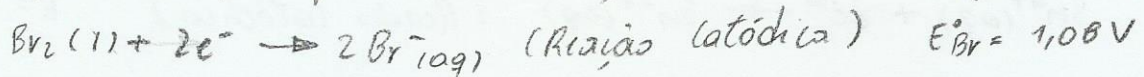
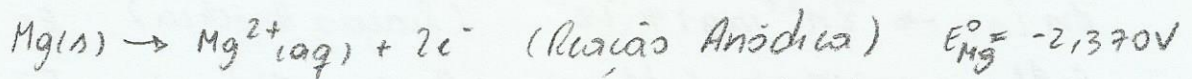
b) $Zn(s) + Ni^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Ni(s)$



$$\Delta E^{\circ} = -0,250 - (-0,763) \therefore \underline{\Delta E^{\circ} = 0,513V}$$

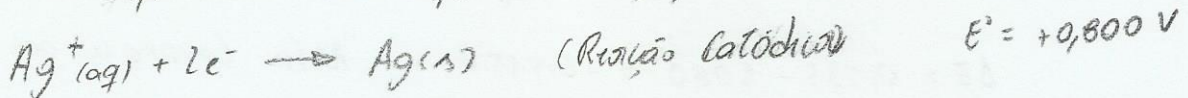
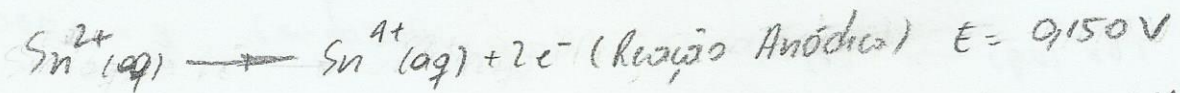
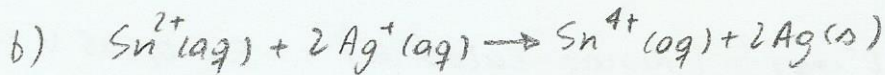
Reação favorável aos produtos

1.4



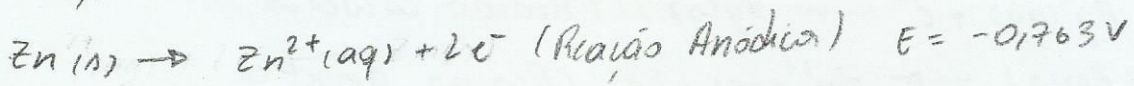
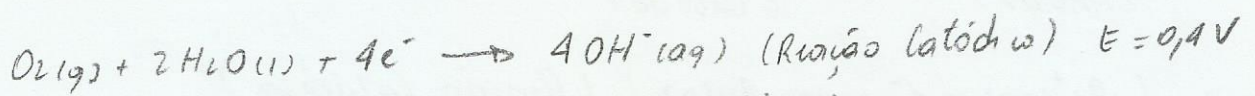
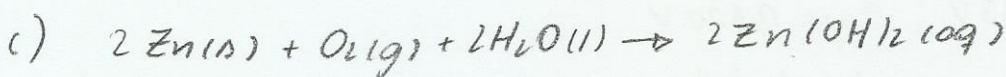
$$\Delta E_{\text{red}} = 1,08 - (-2,370) \therefore \Delta E_{\text{red}} = 3,45\text{V}$$

\therefore A reação é favorável aos produtos.



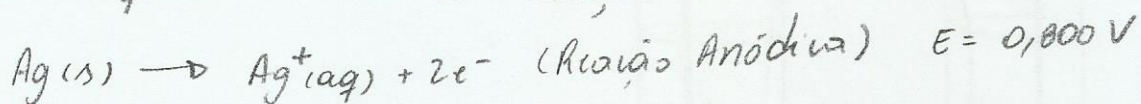
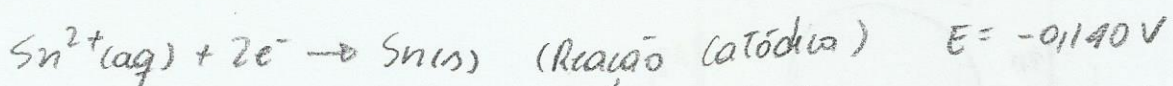
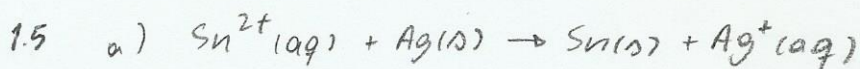
$$\Delta E^{\circ} = 0,800 - 0,150\text{V} = 0,650\text{V}$$

\therefore A reação é favorável aos produtos no sentido escrito.



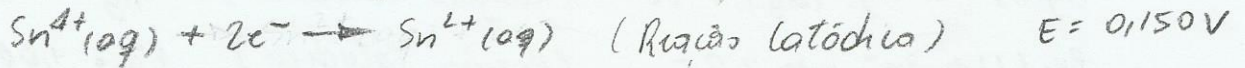
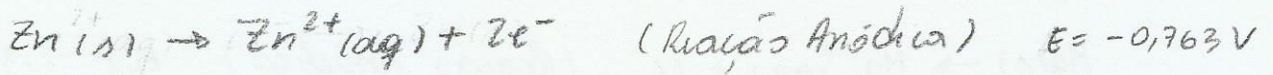
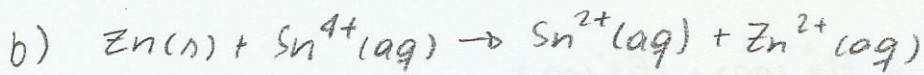
$$\Delta E^{\circ} = +0,4 - (-0,763) \therefore \Delta E^{\circ} = \underline{1,163\text{V}}$$

\therefore A reação é favorável

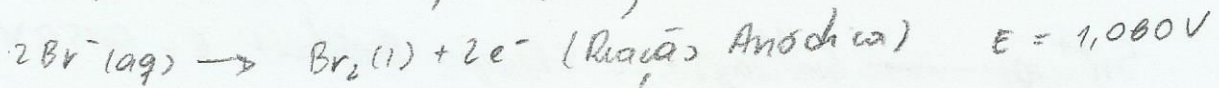
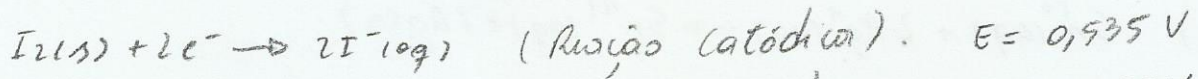
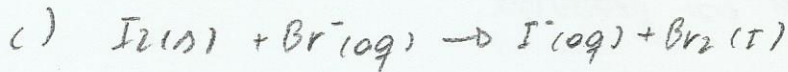


$$\Delta E^{\circ} = -0,140 - 0,800 = -0,940\text{V}$$

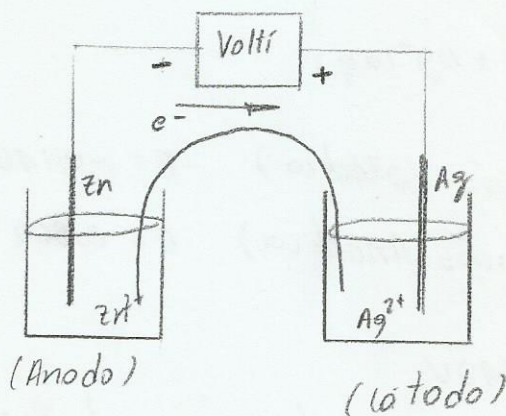
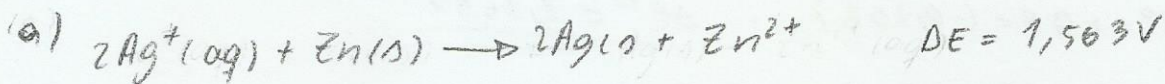
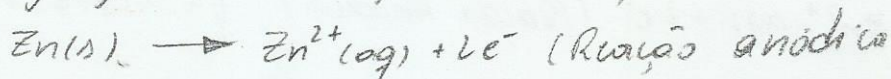
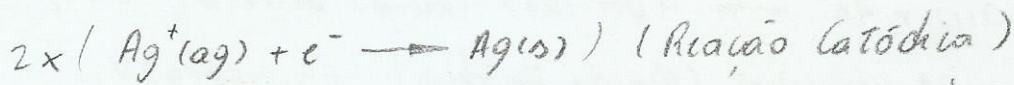
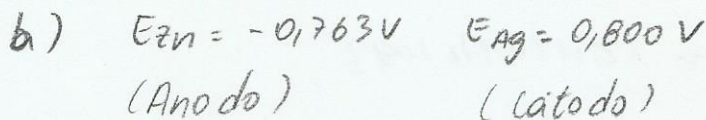
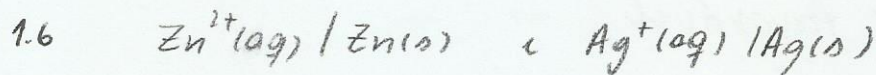
\therefore A reação não é favorável aos produtos no sentido escrito.



$$\Delta E = 0,150 - (-0,763) \therefore \Delta E = 0,913 \therefore \text{Favorece aos produtos}$$



$$\Delta E = 0,535 - 1,060 = -0,525 \text{ V} \therefore \text{Não favorece aos produtos}$$



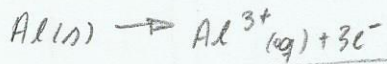
17



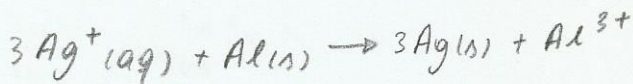
a) $E_{\text{Al}} = -1,66 \text{ V}$ $E_{\text{Ag}^+} = 0,8 \text{ V} \therefore \text{Ag: catodo}$



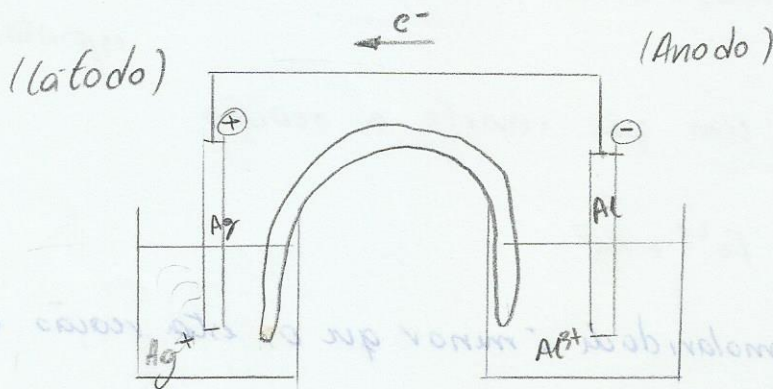
$$\Delta E^\circ = 0,8 - (-1,66)$$



$$\therefore \Delta E^\circ = 2,46$$

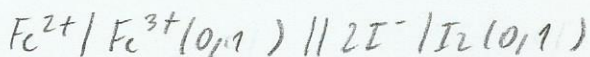
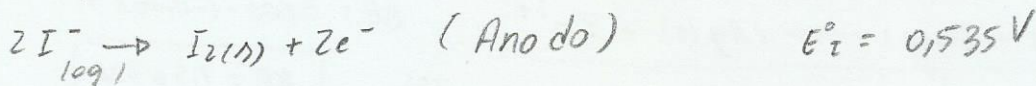
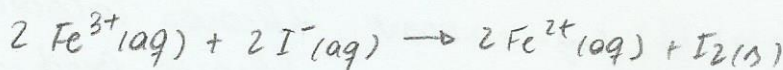


b) Agente redutor é o que oxida, portanto a Al é o melhor agente redutor, pois é o anodo da solução



* Os ions de nitrato se desloca do Ag para o Al

18



$$E_{\text{red}} = E_{\text{red}}^\circ - \frac{0,05915}{n} \log \frac{1}{\text{ion}}$$

$$(\text{Fe}) E_{\text{red}} = 0,771 - \frac{0,05915}{1} \log \frac{1}{0,1} = 0,71185 \text{ V}$$

$$(\text{I}) E_{\text{red}} = 0,535 - \frac{0,05915}{2} \log \frac{1}{0,1} = 0,505 \text{ V}$$

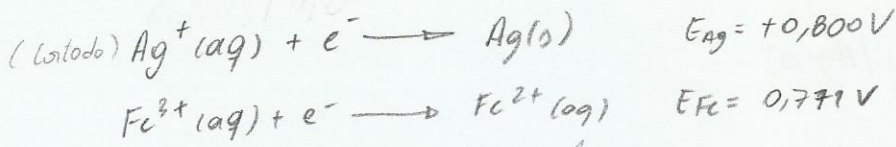
$$\therefore \Delta E = 0,71 - 0,51$$

$$\Delta E = 0,206 \text{ V}$$

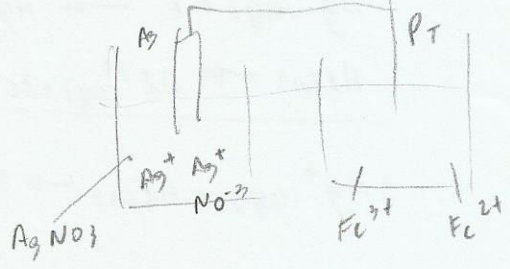
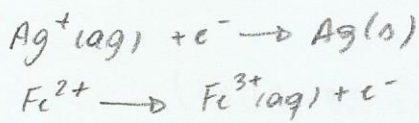
$$\Delta E^\circ = 0,771 - 0,535 = 0,236$$

\therefore Houve uma diferença de $0,03 \text{ V}$, ou melhor, a tensão diminuiu em relação a condições padrão

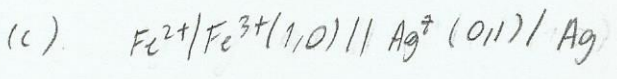
1.9



(Teacher) $AgNO_3$



(b) $\Delta E = 0,800 - 0,771 \therefore \Delta E = 0,029V$



$E_{red, Ag} = 0,800 - \frac{0,05915}{1} \log\left(\frac{1}{0,11}\right) \therefore E_{red, Ag} = 0,74085$

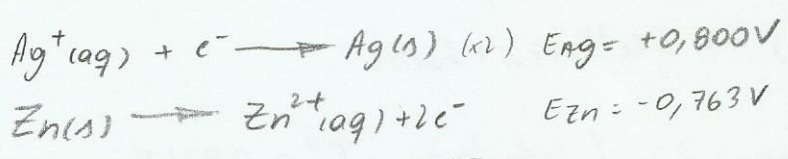
$\therefore \Delta E = 0,74085 - 0,771 \therefore \Delta E = -0,030V \therefore$ Reação não espontânea

Para ser favorável, tem que inverte a reação

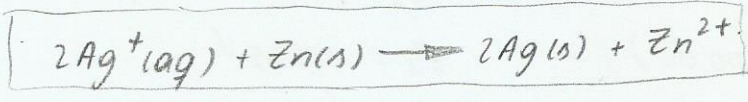


Obs.: Quando a molaridade é menor que 1, esta reação tende ser uma reação anódica.

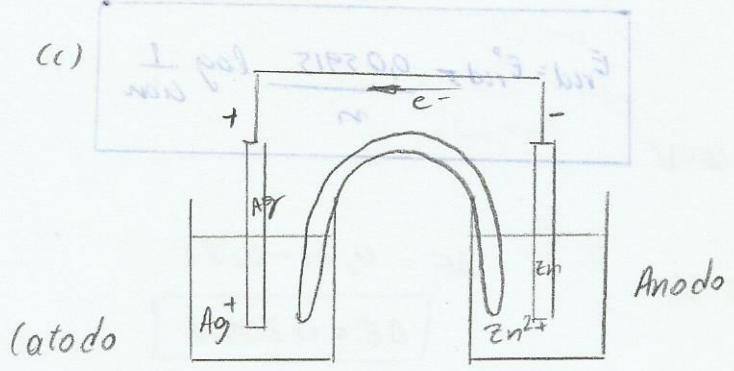
1.10



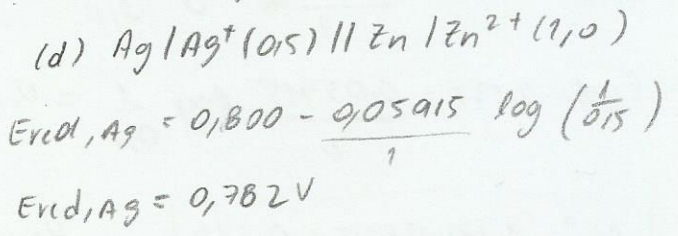
(Reação catódica)
 (Reação Anódica)



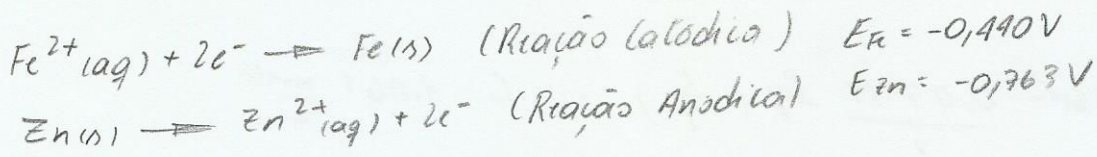
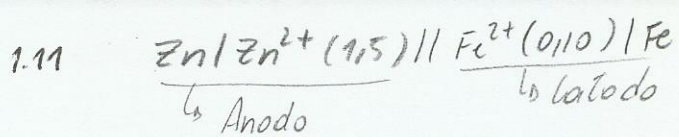
(b) $\Delta E = 0,800 - (-0,763)$
 $\Delta E^\circ = 1,563V$



$\therefore Ag$: positivo Zn : negativo
 Os elétrons passam de Zn para Ag



$\Delta E = 0,782 - (-0,763)$
 $\Delta E = 1,545V$; Diminui em relação a ddp padrão



$$E_{\text{red, Fe}} = -0,440 - \frac{0,05915}{2} \log \left(\frac{1}{0,11} \right) = -0,4696\text{V}$$

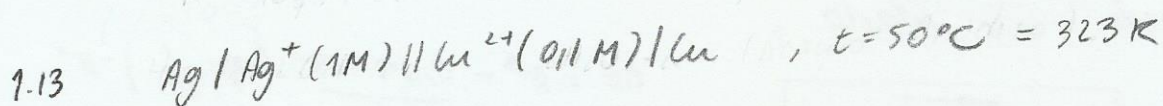
$$E_{\text{red, Zn}} = -0,763 - \frac{0,05915}{2} \log \left(\frac{1}{1,15} \right) = -0,758\text{V}$$

$$\Delta E = -0,4696 - (-0,758) \therefore \boxed{\Delta E = 0,288\text{V}}$$

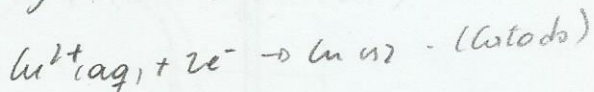
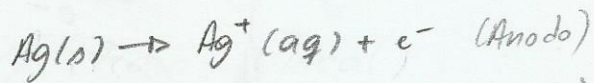
1.12 (a) Não, o H_2 não pode reduzir os íons de Ni^{2+} , pois para ocorrer isso o Ni^{2+} deveria ser anodo, porém em condições ao eletrodo padrão de e^- catodo.

(b) Não, pois o Fe^{3+} é o catodo.

(teacher)



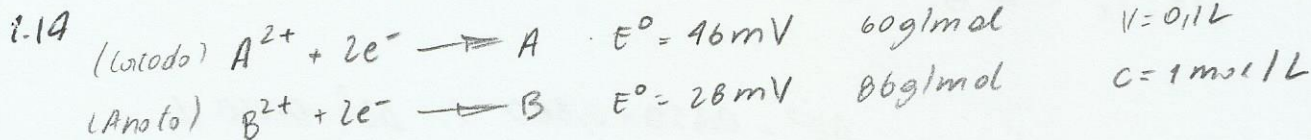
$E_{\text{Ag}}^\circ = 0,800\text{V}$ $E_{\text{Cu}}^\circ = 0,337\text{V}$



$$E = E_{\text{red}}^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{1}{c}$$

$$E = 0,337 - \frac{8,314 \cdot 323}{2 \cdot 96485} \cdot \ln \left(\frac{1}{0,11} \right) \therefore E = 0,305\text{V}$$

$\Delta E^\circ = 0,8 - 0,305 \therefore \Delta E^\circ = -0,495$ \therefore este sentido não é favorável



a) $1\text{mol} - 1\text{L} \therefore n = 0,1\text{mol}$
 $n = 0,1\text{L}$

para o A: $60\text{g} - 1\text{mol} \therefore n = 6\text{g}$
 $n = 0,1\text{mol}$

para o B: $86\text{g} - 1\text{mol} \therefore n = 8,6\text{g}$
 $n = 0,1\text{mol}$

$$\Delta E_{HT} = 46 - 28 = 18 \cdot 10^{-3}$$

$$x - 26 < 0 \quad \therefore x < 26$$

$$28 \log \frac{1}{0,1} = \frac{0,05915}{2} \log \left(\frac{C}{1} \right) \quad \therefore C = 4,061 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$0,1 \text{ l} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol/l}$$

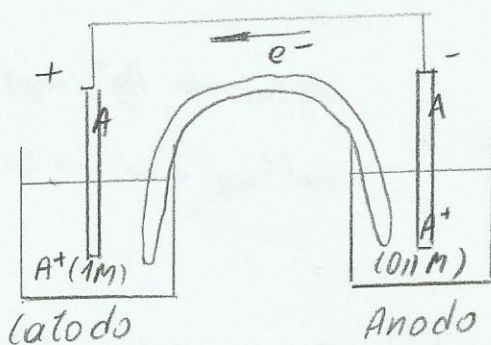
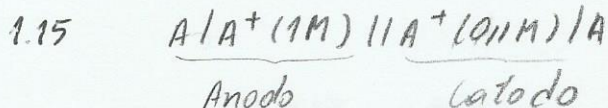
$$x + 0,1 \quad \text{---} \quad 4,061 \text{ l}$$

$$\therefore x + 0,1 = 0,906 \text{ l}$$

$$\therefore \boxed{x = 0,806 \text{ l}}$$

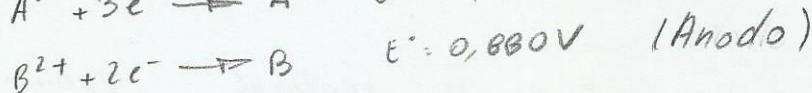
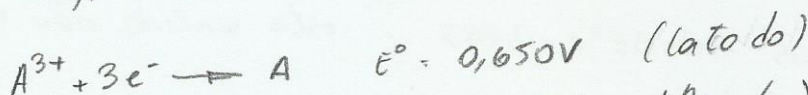
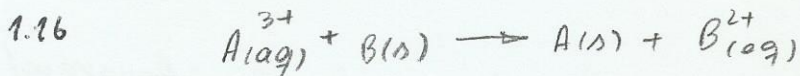
$\therefore 0,806 \text{ l}$ deve ser imerso em A.

b) (Teacher)



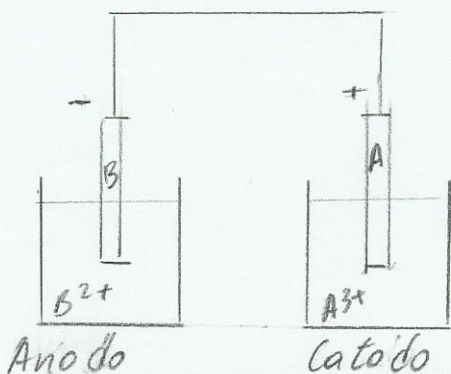
$$\Delta E = E^{\circ} - \frac{0,05915}{1} \log \left(\frac{1}{0,1} \right) = E^{\circ}$$

$$\boxed{\Delta E = -0,05915 \text{ V}}$$



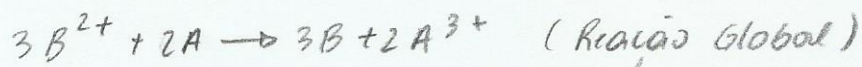
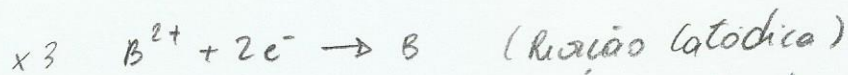
a)

$$\Delta E^{\circ} = 0,650 - 0,880 \quad \therefore \Delta E^{\circ} = -0,230 \text{ V}$$

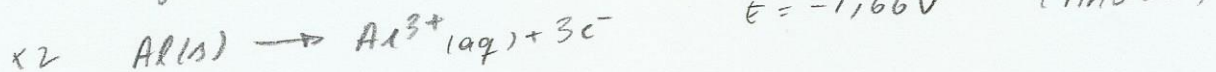
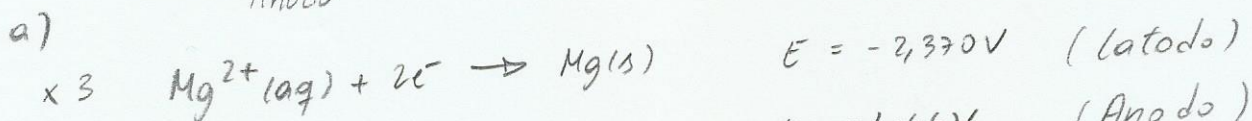
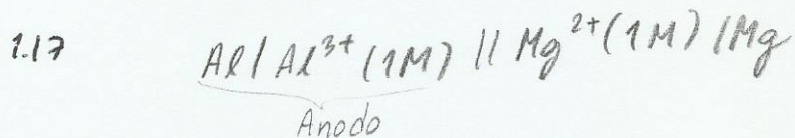


\therefore Ele está sendo carregado, pois não é uma reação espontânea, logo o ΔE° é negativo.

b) Para formar energia, temos

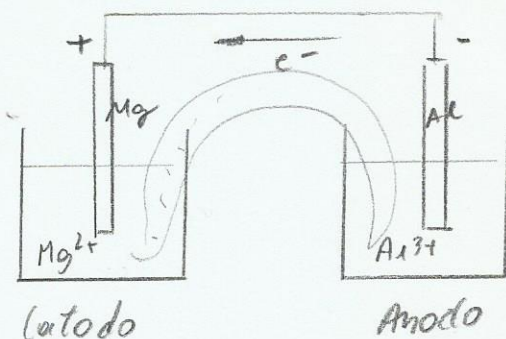


c) $E^\circ = 0,880 - 0,650 \therefore \Delta E^\circ = 0,230V$



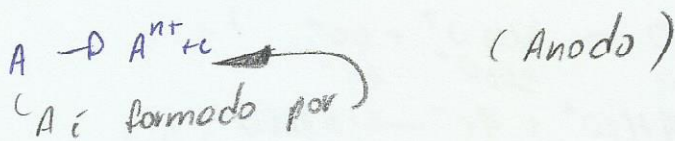
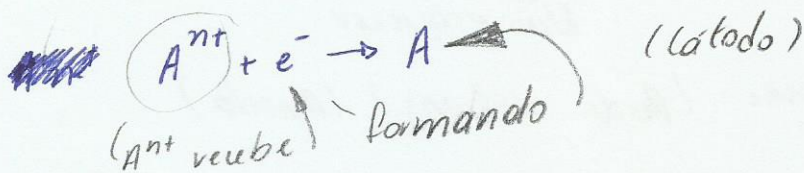
$$\Delta E = -2,370 - (-1,66)$$

$$\therefore \Delta E = -0,71V$$



(Teacher)

Observações P_i

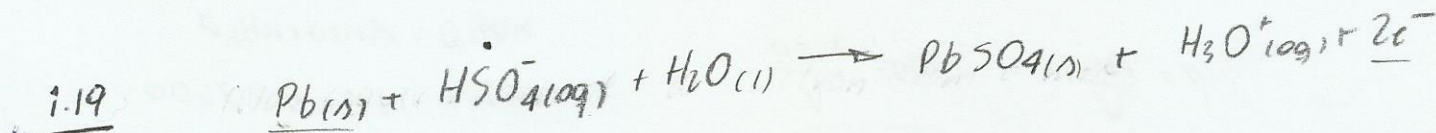


* Quando a molaridade é menor que 1; de tende a ser cation, e a diferença de potencial diminui, existe caso que inverte o sinal.

$$E = E_0 - \frac{59.10^{-2}}{n} \log \frac{a \text{ est oxidado}}{a \text{ est reduzido}}$$

oxidado reduzido

$$A^{2+} + e^- \rightarrow Ag^0$$



$i = 1,5 A$

$m_{Pb} = 427 g$

$M_{Pb} = 207 g/mol$

$t = ?$

$Q = i \times t$

$398121 = 1,5 t$

$t = 265375 s$

$n_{Pb} = \frac{427}{207} = 2,062 \text{ mol Pb}$

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

$2,062 - x$

$\therefore x = 4,125 \text{ mol}$

$96500 C - 1 \text{ mol } e^- \text{ (Faraday)}$

$x - 4,125 \text{ mol } e^-$

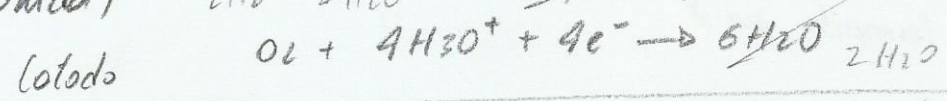
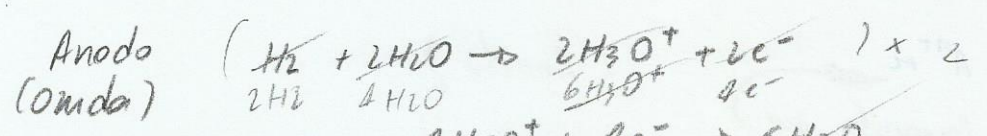
$x = 398121 C$

1.21

O₂ é oxidante → sofre redução (Recebe elétrons) (Cátodo)

Não esquecer

H₂ sofre oxidação (Perde elétrons) (Anodo)



(b) $m_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ kg/kmol}$
 $m_{\text{H}_2} = 2 \text{ kg/kmol}$

$\rho_{\text{H}_2\text{O}} = \text{kg/m}^3$
 $m_{\text{H}_2} = 400 \text{ kg}$

$n_{\text{H}_2} = \frac{400}{2} = 200 \text{ kmol}$

$2 \text{ kmol H}_2 \rightarrow 2 \text{ kmol H}_2\text{O}$
 $200 \quad \quad \quad x$

$x = 200 \text{ kmol H}_2\text{O}$

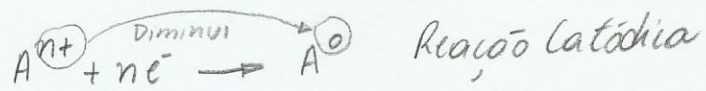
$\rho = \frac{m}{V}$
 $1000 = \frac{3600}{V}$

$V = 3,6 \text{ m}^3$

$m_{\text{H}_2\text{O}} = M_{\text{H}_2\text{O}} \times n_{\text{H}_2\text{O}}$
 $m_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \times 200 = 3600$

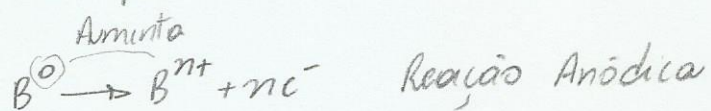
Aula 1: Eletroquímica

Redução: ocorre quando um agente ganha elétrons e vai para um estado mais negativo.

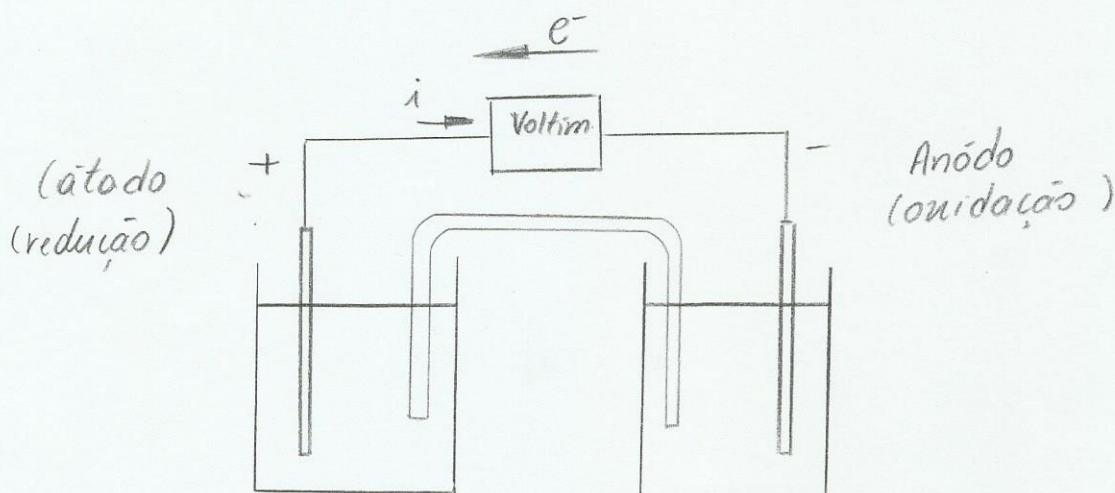


- Esta reação ganha elétrons, portanto ela é reduzida, ou seja, houve "deposição".

Oxidação: ocorre quando o reagente, perde elétrons e vai para um estado mais positivo.



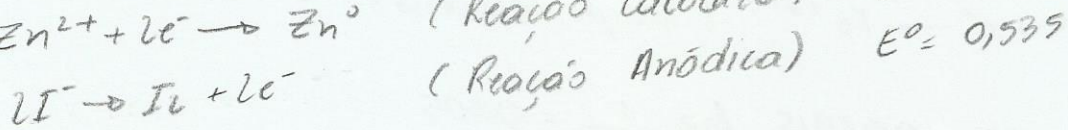
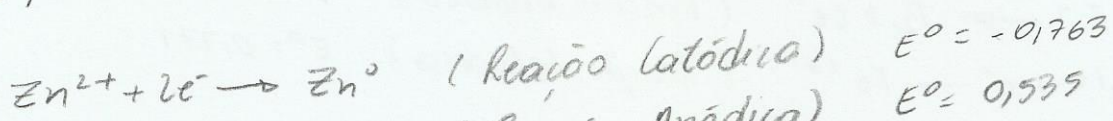
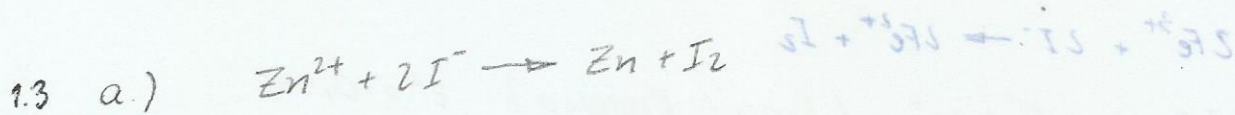
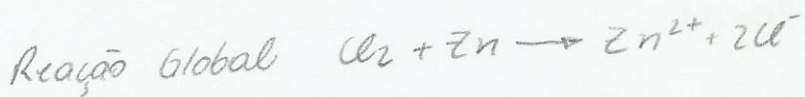
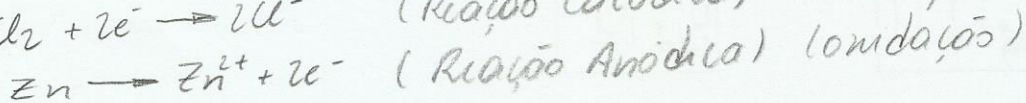
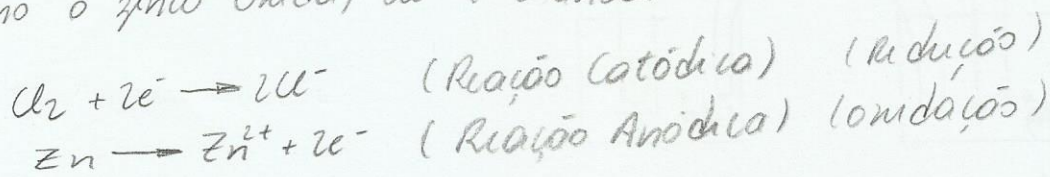
- Esta reação perde elétrons, portanto ela oxida, ela corrói.



1.1

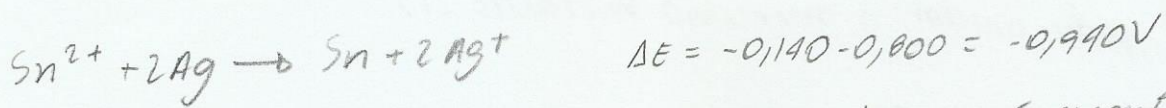
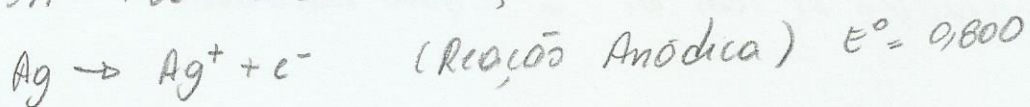
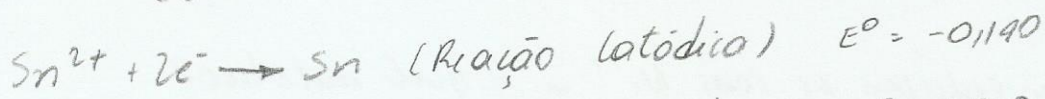
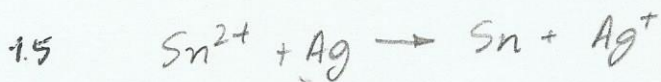
Cl₂ pode oxidar Zn

* Como o zinco oxida, ele é o ânodo

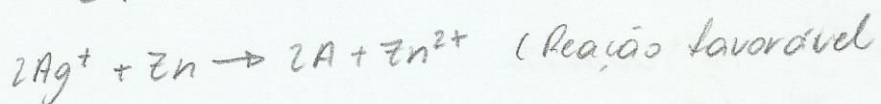
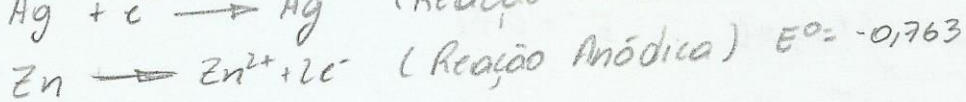
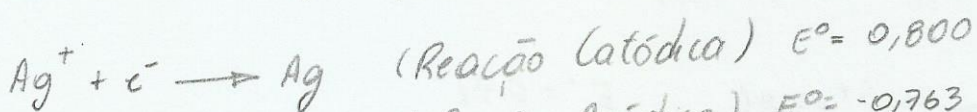
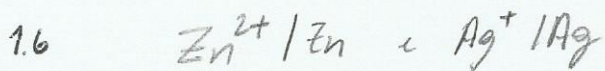


$$\Delta E^\circ = -0,763 - 0,535 = -1,298$$

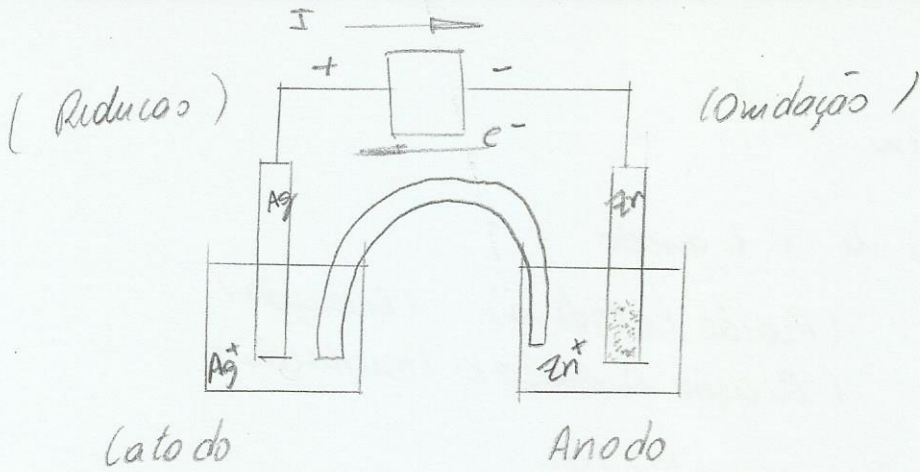
∴ A reação não é favorável aos produtos, ela é favorável aos reagentes, portanto ela não é espontânea no sentido descrito.



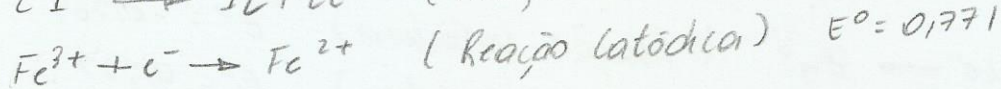
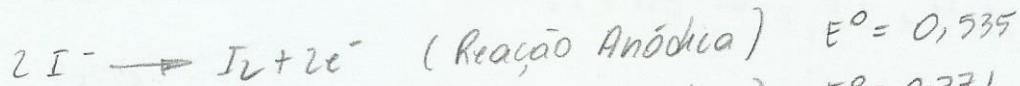
Não é favorável aos produtos, ela não é espontânea



$$\Delta E^\circ = 0,800 - (-0,763) = \underline{1,563\text{V}}$$



1.8



$$E_{\text{red, I}} = 0,535 - \frac{0,05915}{2} \log \frac{1}{0,1} = 0,505$$

$$E_{\text{red, Fe}} = 0,771 - \frac{0,05915}{1} \log \left(\frac{1}{0,1} \right) = 0,712$$

$$\Delta E_{\text{red}} = 0,712 - 0,505 = 0,207 \quad (\text{Corrigido})$$

$$\Delta E = 0,771 - 0,535 = 0,236$$

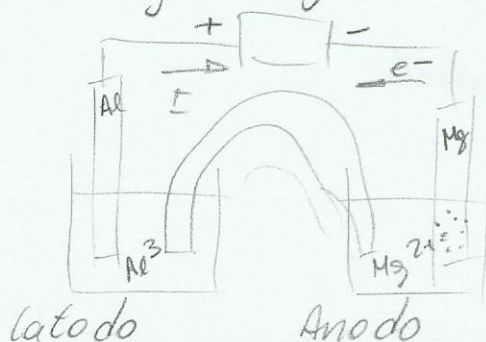
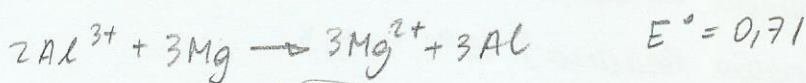
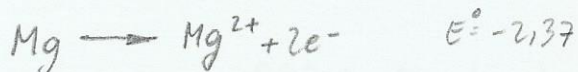
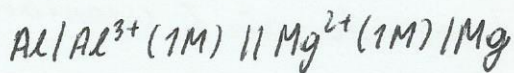
1.12

a) H_2 pode reduzir os ions Ni^{2+} a níquel metálico?

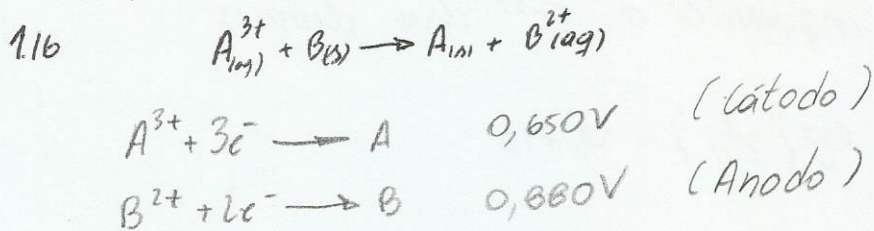
Não

b) Fe^{3+} pode oxidar o mercúrio metálico (l)

1.17



Mg^{2+} aumenta
 Al^{3+} diminui



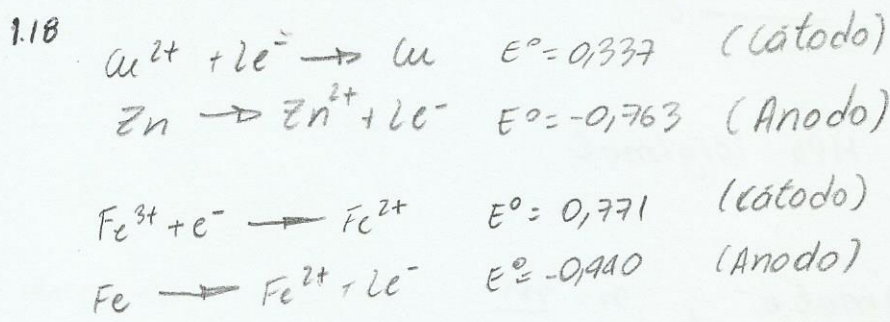
a) - Bateria secundária, são as baterias recarregáveis, ou acumuladores. As concentrações iniciais, são restauradas quando ligada a uma fonte externa de energia elétrica.

- Para determinar se a bateria secundária está sendo carregada, deve analisar se a reação é espontânea ou não aos produtos

$$\Delta E^\circ = 0,650 - 0,880 = \underline{-0,23V}$$

b) Para ela fornecer energia, o material B deve ser o cátodo, enquanto o A deve ser o anodo.

$$c) \Delta E^\circ = 0,880 - 0,650 = \underline{0,230V}$$



$$E_{\text{em}} = 0,337 - (-0,763) + 0,771 - (-0,440) = \underline{2,311V}$$

A leitura apresentada no voltímetro é positiva pois os pólos do multímetro, positivo e negativo, estão respectivamente ligados no cátodo e anodo, logo o fluxo de elétrons flui do anodo para o cátodo

c) Fe^{2+} deve aumentar, enquanto o Fe^{3+} deve diminuir

$$E = -0,771 - \frac{0,05915}{1} \log\left(\frac{1}{0,11}\right) = 0,712$$

$$\Delta E = 0,337 - (-0,763) + 0,712 - (-0,44) = 2,25$$

Exercícios em Aula

Ex 1: $I = 5 \text{ A}$ em 10 horas ; dado: $M_{\text{Pb}} = 207 \text{ g/mol}$

$$96500 \text{ C} - 1 \text{ mol } e^- \quad (\text{Faraday}) \quad Q = i \times t \quad n = \frac{m}{M}$$

$$Q = 5 \cdot 10 \cdot 3600 = 180000 \text{ C}$$

$$\begin{array}{l} 96500 \text{ C} - 1 \text{ mol } e^- \\ 180000 \text{ C} - x \end{array} \quad \therefore x = 1,865 \text{ mol } e^-$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol Pb} - 2 \text{ mol } e^- \\ x - 1,865 \end{array} \quad \therefore x = 0,93$$

$$m = 0,93 \cdot 207 = \underline{193,06 \text{ g}}$$

Ex 2: $m = 250 \text{ g}$ de Pb ; $M_{\text{Pb}} = 207 \text{ g/mol}$
 $I = 0,6 \text{ A}$

$$Q = i \times t ; 96500 \text{ C} - 1 \text{ mol } e^- ; n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{250}{207} = 1,208 \text{ mol Pb}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol Pb} - 2 \text{ mol } e^- \\ 1,208 \text{ mol Pb} - x \end{array} \quad \therefore x = 2,415 \text{ mol } e^-$$

$$\text{Como: } \begin{array}{l} 96500 \text{ C} - 1 \text{ mol } e^- \\ x - 2,415 \text{ mol } e^- \end{array} \quad \therefore x = 233091,787 \text{ C}$$

$$t = \frac{233091,787}{0,6} = 388486,31 \text{ s} = 107,9 \text{ horas}$$

c) 7 dias \times Calcular o volume de água líquida produzida, sendo $\rho = 1000 \text{ kg/m}^3$
 $m = 400 \text{ kg de H}_2$
 $M_{\text{H}_2} = 2 \text{ kg/kmol}$ $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ kg/kmol}$

$$n = \frac{400}{2} = 200$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 200 \cdot 18 = 3600 \text{ kg}$$

$$\begin{aligned} 1000 \text{ kg} &- 1 \text{ m}^3 \\ 3600 \text{ kg} &- x \end{aligned} \quad \therefore x = 3,6 \text{ m}^3$$

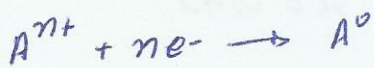
Rescapitulação:

Anodo é o material que sofre a oxidação, ou seja, de corrói, pois ele perde elétrons.

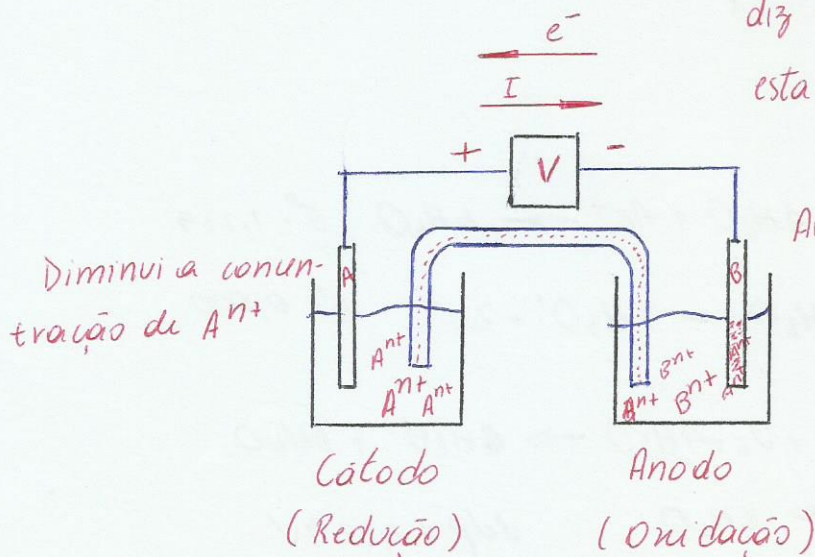


Ele está com 0 cargas positivas e depois de ocorrer a reação, de forma, um elemento com cargas positivas, liberando os elétrons

Catodo é o material que sofre a redução, ou seja, onde sofre deposição do material. (Ele recebe elétrons)



Obs.: A leitura positiva do multímetro, diz que o polo positivo do multímetro está ligado no catodo



Diminui a concentração de A^{n+}

Aumenta a concentração de B^{n+}

Cátodo (Redução) Anodo (Oxidação)

2.19



$I = 1,50 \text{ A}$

How much time the "corrente" cant "Pluvr"?

$m = 427 \text{ g de Pb}$

$Q = i \cdot x \cdot t \quad n = \frac{m}{M} \quad 96500 \text{ C} - 1 \text{ mol e}^{-}$

$M = 207 \text{ g/mol}$

$n = \frac{427}{207} = 2,06 \text{ mol de Pb}$

$\frac{1 \text{ mol de Pb} - 2 \text{ mol e}^{-}}{2,06 \text{ mol de Pb} - x} \quad x = 4,126 \text{ mol e}^{-}$

$\frac{96500 \text{ C} - 1 \text{ mol e}^{-}}{x - 4,126 \text{ mol e}^{-}} \quad x = 398120,77$

$\therefore t = \frac{398120,77}{1,5} = 265413,8 \text{ s} = 73,72 \text{ h}$

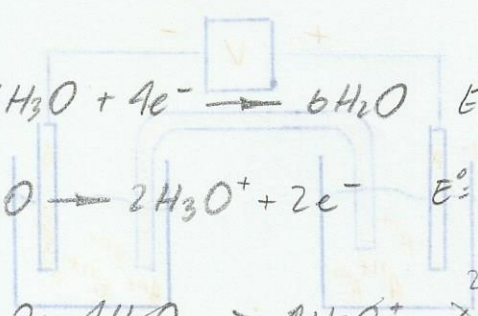
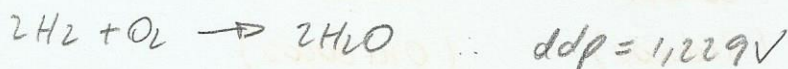
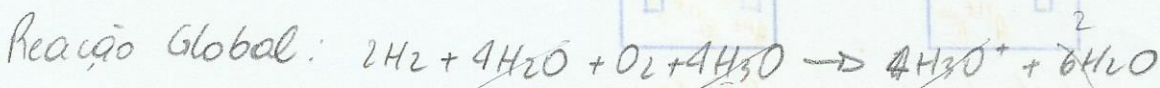
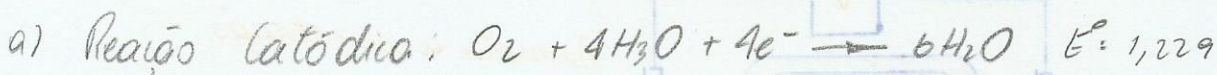
1.20 $Q = 50 \text{ Ah}$; material: Pb

$\frac{96500 \text{ C} - 1 \text{ mol e}^{-}}{180000 - x} \quad x = 1,865$

$\frac{1 \text{ mol Pb} - 2 \text{ mol e}^{-}}{x - 1,865 \text{ mol e}^{-}} \quad x = 0,93$

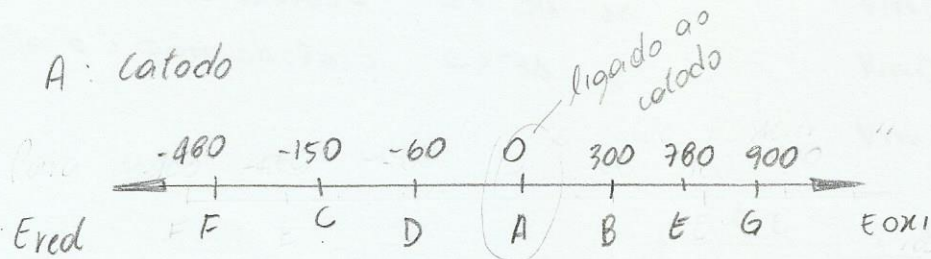
$m = 0,93 \cdot 207 = \underline{193 \text{ g}}$

1.21



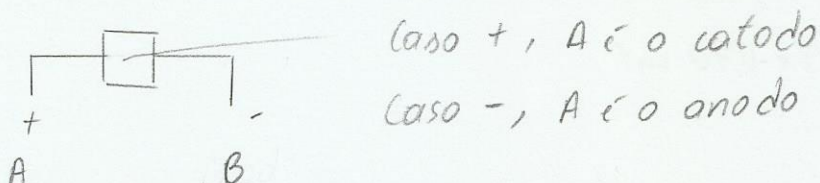
Questões de Pilhas Eletroquímicas

1) A: Catodo



A) Os metais anódicos são os: B, E e G

- Como o catodo é sempre o positivo



Limite: $\Delta E = E_{red, catodo} - E_{red, anodo}$

B) Para ocorrer a corrosão do material, ele deve ser o anodo na reação.

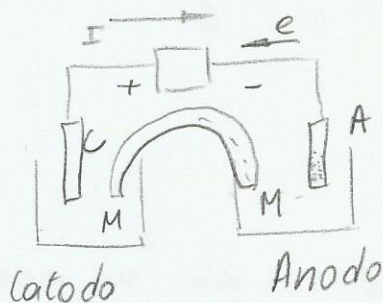
"E" deve ser o catodo, portanto o G é o anodo

c) B|M||M|A ; E|M||M|A ; G|M||M|A

d) Para o material E sofrer corrosão, ele deve ser o anodo
E|M||M|F, E|M||M|C, E|M||M|D, E|M||M|A, E|M||M|B

e) C|M||M|A

C: Catodo
A: Anodo



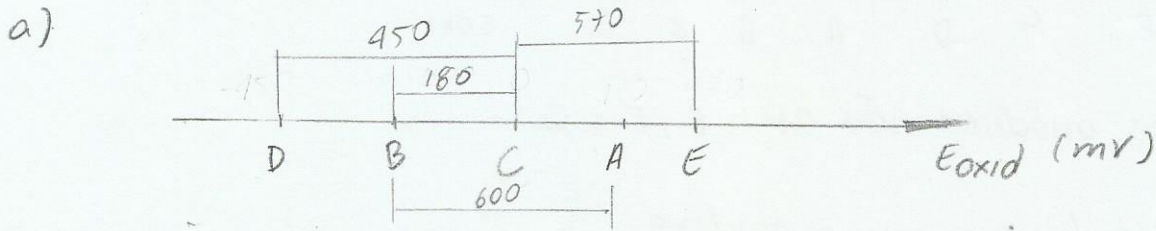
O fluxo de elétrons é de A para C

f) $B^0 \rightarrow B^{n+} + ne^-$ (Reação anódica) "Ocorre oxidação"

B|M||M|F, B|M||M|C, B|M||M|D, B|M||M|A

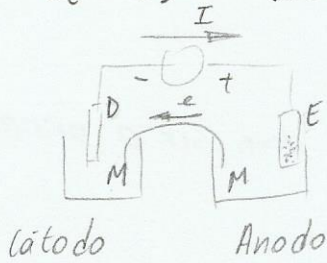
02) M: $E_C - E_D = -450 \text{ mV}$
 $E_B - E_A = 600 \text{ mV}$
 $E_C - E_B = -180 \text{ mV}$
 $E_C - E_E = 570 \text{ mV}$

$\Delta E^\circ = E_{\text{catodo}} - E_{\text{anodo}}$
 Se $\Delta E^\circ > 0$ E_{catodo} (é o catodo)
 Se $\Delta E^\circ < 0$ E_{catodo} não é o catodo



b) $E_B - E_C = +180 + 570 = +750 \text{ mV}$
 $E_A - E_D = -420 - 450 = -870 \text{ mV}$

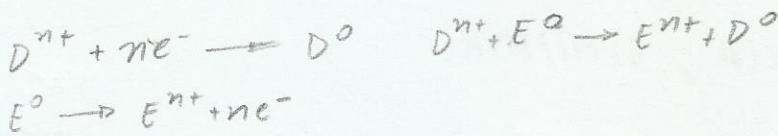
c) $E_E - E_D = -450 - 570 = -1020 \text{ mV}$



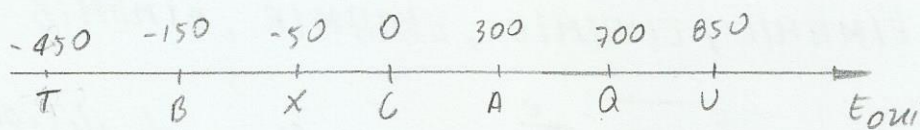
A corrente elétrica flui de D para E, e o fluxo de elétrons é de E para D.

O metal de maior oxidação é o E, e o $E_{red} = D$

$E_{red} = M$;



03



c. ligado no positivo

A) metais: Q, B, X, C

B) Para algum metal sofrer corrosão, ele deve ser anodo

U

c) B|M||M|T

d) X|M||M|T e X|M||M|B

e) Q|M||M|A

A: catodo Q: anodo

O sentido do fluxo de elétrons é de Q para A



CIMIIIMIT ; CIMIIMIB ; CIMIIMIX

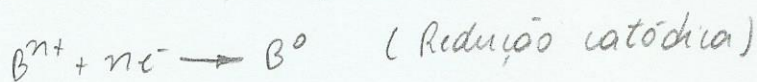
g) todos os metais

Revisão antes de Dormir

Anodo: (Oxidação), ele perde elétrons, ele oxida, ele "corrói"

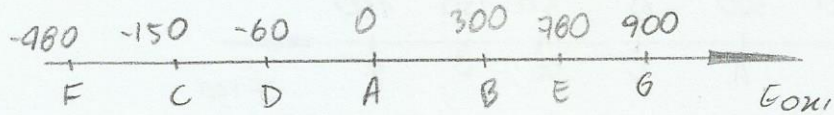


Catodo: (Redução), ele recebe elétrons, ele



Questões de Pilhas Eletroquímicas

1-)



a) B, E, G

b) G

c) B, E, G

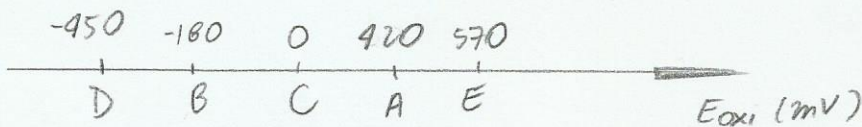
d) F, C, D, A, B

e) Apenas C

f) $B^0 \rightarrow B^{n+} + ne^-$ (Anodo), F, C, D, A

2-)

a)



b) $E_B - E_C = -180 - 570 = -750 \text{ mV}$

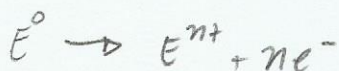
$E_A - E_D = -870 \text{ mV}$

c) $E_E - E_D = -1020 \text{ mV}$

Anodo catodo

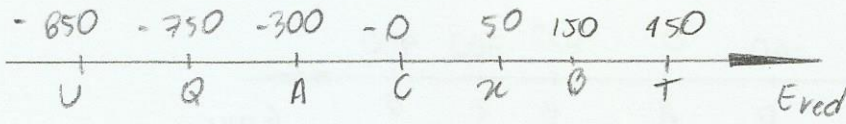
- O sentido do fluxo dos elétrons, é do Anodo para o catodo

$E_{ox}: E$ $E_{red}: D$



03)

Quotas de Filhos Eletroportuários



(-1)

- a) C, X, B e T
- b) U
- c) T | M | M | B
- d) B e T
- e) Q → A
- f) X, B e T
- g) Todas

(-5)



Lista de Exercício 1

1.1 O gás cloro, Cl_2 , pode oxidar o zinco metálico numa reação que foi sugerida para uma bateria eletroquímica.

- Escreva as reações eletródicas da bateria.
- Qual reação eletródica é de oxidação e qual é de redução? Qual reação eletródica se passa no compartimento anódico e qual no compartimento catódico?

1.2 Imaginemos que os eletrodos $Cu^{2+}(aq) / Cu(s)$ e $Sn^{2+}(aq) / Sn(s)$ sejam usados para montar uma pilha eletroquímica. Verifica-se, experimentalmente, que a polaridade do eletrodo de cobre é positiva e a do estanho, negativa. Escreva as reações eletródicas de cada eletrodo. Diga qual é a de oxidação e qual é a de redução. Identifique as reações eletródicas do anodo e do catodo.

1.3 Calcule o ΔE° de cada reação seguinte. Identifique as que forem favoráveis aos produtos, no sentido em que estão escritas.

- $Zn^{2+}(aq) + 2I^-(aq) \rightarrow Zn(s) + I_2(s)$
- $Zn(s) + Ni^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Ni(s)$
- $Cu(s) + Cl_2(g) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)$

1.4 Calcule o ΔE° de cada reação seguinte. Identifique as que forem favoráveis aos produtos, no sentido em que estão escritas.

- $Mg(s) + Br_2(l) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2Br^-(aq)$
- $Sn^{2+}(aq) + 2Ag^+(aq) \rightarrow Sn^{4+}(aq) + 2Ag(s)$
- $2Zn(s) + O_2(g) + 2H_2O(l) \rightarrow 2Zn(OH)_2(aq)$

1.5 Equilibre cada equação seguinte, calcule o ΔE° e diga se é uma reação favorável aos produtos, no sentido em que estão escritas.

- $Sn^{2+}(aq) + Ag(s) \rightarrow Sn(s) + Ag^+(aq)$
- $Zn(s) + Sn^{4+}(aq) \rightarrow Sn^{2+}(aq) + Zn^{2+}(aq)$
- $I_2(s) + Br^-(aq) \rightarrow I^-(aq) + Br_2(l)$

1.6 Imagine que se tenha uma pilha eletroquímica com os eletrodos $Zn^{2+}(aq) / Zn(s)$ e $Ag^+(aq) / Ag(s)$.

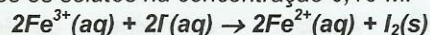
- Escreva a equação equilibrada da reação da pilha (favorável aos produtos) e calcule o ΔE° .
- Qual eletrodo é o anodo e qual é o catodo?

- Faça o diagrama dos componentes da pilha.
- Os elétrons passam pelo circuito externo do eletrodo de Zn para o de Ag ou ao contrário?
- Se os dois compartimentos eletródicos forem ligados por uma ponte salina de $NaNO_3$, em que direção se movem os íons nitrato, do compartimento do zinco para o de prata ou ao contrário?

1.7 Uma pilha eletroquímica tem o $Al(s)$ e íons $Al^{3+}(aq)$ num compartimento e $Ag(s)$ e íons $Ag^+(aq)$ no outro.

- Escreva a equação da reação que se passa na pilha (favorável aos produtos) e calcule o ΔE° .
- Entre a Ag e o Al, qual é o melhor agente redutor?
- Qual o anodo e qual o catodo da pilha? Qual a polaridade de cada eletrodo?
- Uma ponte salina com nitrato de sódio liga os dois compartimentos da pilha. Em que direção deslocam-se os íons nitrato, do Al para a Ag ou da Ag para o Al?

1.8 Calcule a voltagem de uma pilha eletroquímica com a seguinte reação, com todos os solutos na concentração 0,10 M:



Compare a voltagem nas condições mencionadas com o ΔE° , o potencial padrão da reação.

1.9 Uma pilha eletroquímica é montada com um fio de prata mergulhado numa solução de $AgNO_3$ em água e um fio de platina mergulhado em uma solução aquosa de íons Fe^{2+} e Fe^{3+} .

- Que equação equilibrada representa a reação favorável aos produtos que se passa na pilha, nas condições padrões?
- Qual o ΔE° ?
- Se $[Ag^+] = 0,10 M$ e as duas concentrações de $[Fe^{2+}]$ e $[Fe^{3+}]$ forem ambas 1,0 M, qual o valor do ΔE° ? A reação da pilha continua a ser a descrita em (a)? Se não for, qual a reação global nas novas condições?

1.10 Uma pilha eletroquímica é montada com um eletrodo constituído por um fio de prata mergulhado numa solução de AgNO_3 1,0 M em água e com outro eletrodo de zinco mergulhado numa solução aquosa de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ 1,0 M.

- Que equação equilibrada representa a reação favorável aos produtos que se passa na pilha, nas condições padrões?
- Qual o ΔE° ?
- Qual a polaridade do eletrodo de Zn?
- Os elétrons no circuito externo passam do Zn para a Ag ou da Ag para o Zn?
- Se a concentração do íon Ag^+ for 0,50 M e a do Zn^{2+} for 1,0 M, qual a voltagem da pilha? Compare o valor calculado com o ΔE° e comente o efeito da variação da concentração de íons de prata.

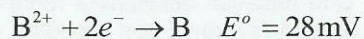
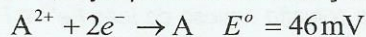
1.11 Calcule o potencial da célula galvânica $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} 1,5\text{M} // \text{Fe}^{2+} 0,10\text{M} / \text{Fe}$.

1.12 Responda as seguintes questões e, para cada resposta sim, escreva a reação balanceada da célula e calcule o potencial padrão de célula.

- O H_2 pode reduzir os íons Ni^{2+} a níquel metálico?
- Os íons Fe^{3+} podem oxidar mercúrio metálico a mercúrio (I)?

1.13 Monta-se a pilha galvânica $\text{Ag}/\text{Ag}^+(1\text{M})//\text{Cu}^{2+}(0,1\text{M})/\text{Cu}$ numa temperatura de 50°C . Determine o potencial da pilha para esse sistema.

1.14 Pretende-se inverter a polaridade de uma pilha formada por eletrodos dos metais A e B, a 25°C , cujos potenciais de redução são:



As massas molares de A e B são respectivamente iguais a 60 g/mol e 86 g/mol e os compartimentos contêm inicialmente 0,1 L de solução, ambas com concentração padrão de 1 mol/L.

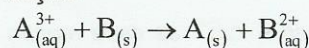
- Se se optasse por inverter a polaridade da pilha adicionando água a um dos compartimentos, qual o volume de solvente a ser colocado? Em qual dos compartimentos?

- Se, ao invés da adição de água, decidisse-se pela adição de soluto num dos compartimentos, qual massa deveria ser acrescentada? Em qual dos compartimentos? Sabe-se que os sais dos metais estão disponíveis na forma de nitratos, NO_3^- . Considere que a variação de volume da solução, quando se adiciona mais soluto, é relativamente pequena, a fim de simplificar o problema.

1.15 Montou-se a pilha $\text{A} / \text{A}^+ (1\text{M}) // \text{A}^+ (0,1\text{M}) / \text{A}$, em que A é um metal e A^+ é o cátion desse metal em meio aquoso. Determine:

- O sentido do fluxo eletrônico na pilha, indicando a zona anódica e a zona catódica;
- A ddp da pilha.

1.16 Considere uma bateria secundária que esteja operando num dado momento com a seguinte reação:

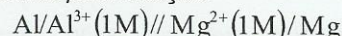


Sabe-se que:

Semi-reação	E° / V
$\text{A}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{A}$	0,650
$\text{B}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{B}$	0,880

- No instante em questão, o acumulador está sendo carregado ou está fornecendo energia? Justifique.
- Quando essa bateria fornece energia, qual dos metais se comporta como catodo e qual é o anodo? Balanceie a equação resultante.
- Determine o potencial padrão com que o acumulador opera ao fornecer energia.

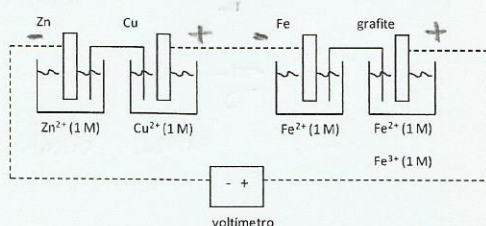
1.17 Considere a pilha eletroquímica representada pela notação:



- Escreva as semi-reações de redução e oxidação bem como a equação da reação global, balanceando-a;
- Calcule o potencial ΔE° ;
- Faça um esquema da pilha, indicando a polaridade dos eletrodos e o sentido do fluxo eletrônico;

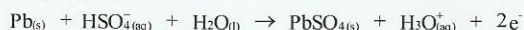
- d. Discuta qualitativamente sobre a variação da concentração dos cátions Al^{3+} e Mg^{2+} durante a operação da pilha.

1.18 O esquema a seguir mostra uma montagem de pilhas, a 25°C , em que as linhas tracejadas simbolizam conectores e a composição das soluções é identificada abaixo de cada célula, unidas entre si por pontes salinas.



- Calcule a força eletromotriz proporcionada pelo conjunto.
- Verifique se a leitura apresentada no voltímetro é positiva ou negativa, justificando sua resposta pelo sentido do fluxo de elétrons no sistema.
- Suponha que uma pequena corrente passe a circular pelo sistema. Nesse caso, como devem variar as concentrações de Fe^{2+} e Fe^{3+} na célula contendo o eletrodo de grafite? Justifique sua resposta.
- Qual seria a diferença de potencial do conjunto se inicialmente a concentração de Fe^{2+} na célula com o eletrodo de grafite fosse de $0,1\text{ M}$ e a de Fe^{3+} continuasse em 1 M ?

1.19 Uma das reações eletródicas na bateria de chumbo é:



Se a bateria fornece $1,50\text{ A}$, e se o eletrodo de chumbo contiver 427 g de chumbo, durante

quanto tempo a corrente pode fluir até todo o chumbo do eletrodo ser consumido?

1.20 Uma bateria típica tem a carga de, por exemplo, $50\text{ A}\cdot\text{h}$. Isto significa, que esta bateria pode fornecer 50 A durante 1 h ou 1 A durante 50 h . Se a bateria for de chumbo, quantos gramas desse material são consumidos quando ela fornece 1 A durante 50 h ?

1.21 Uma pilha combustível é um dispositivo de conversão de energia química em eletricidade, graças à reação entre um combustível e um oxidante. Na célula de hidrogênio, por exemplo, o combustível é o H_2 e o oxidante é o O_2 . Porém, em contraste com os acumuladores, a pilha combustível não precisa envolver uma reação reversível, sendo que os reagentes são fornecidos à pilha na medida das necessidades.

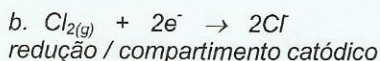
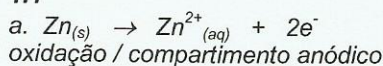
- Escreva as semi-reações anódica e catódica que ocorrem na célula de hidrogênio, sabendo que o meio eletrolítico é ácido, com a presença de H^{+} ou H_3O^{+} .
- Escreva a reação global balanceada, favorável aos produtos, e calcule a ddp da pilha. Sabe-se que o produto da reação é H_2O .
- A célula de hidrogênio é valiosa para os programas espaciais por ser leve e operar com eficiência alta. Numa missão de sete dias no espaço, por exemplo, há um consumo de cerca de 400 kg de H_2 . Calcule o volume de água líquida produzida, admitindo que sua densidade seja de $1000\text{ kg}/\text{m}^3$. As massas molares de H_2 e de H_2O são respectivamente iguais a $2\text{ kg}/\text{kmol}$ e $18\text{ kg}/\text{kmol}$.

Observação: Consultar a tabela de potenciais de redução e a tabela periódica dos elementos.

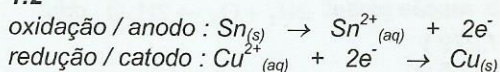
Gabaritos

Lista de Exercícios 1

1.1



1.2



1.3

a. $\Delta E^\circ = -1,298 \text{ V}$ não favorável aos produtos no sentido escrito

b. $\Delta E^\circ = 0,513 \text{ V}$ favorável aos produtos

c. $\Delta E^\circ = 1,023 \text{ V}$ favorável aos produtos

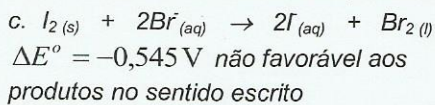
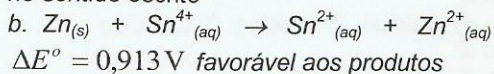
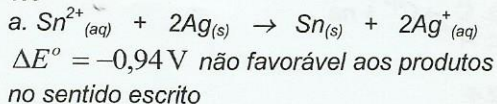
1.4

a. $\Delta E^\circ = 3,450 \text{ V}$ favorável aos produtos

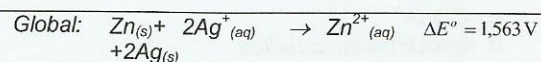
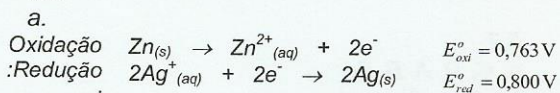
b. $\Delta E^\circ = 0,650 \text{ V}$ favorável aos produtos

c. $\Delta E^\circ = 1,163 \text{ V}$ favorável aos produtos

1.5

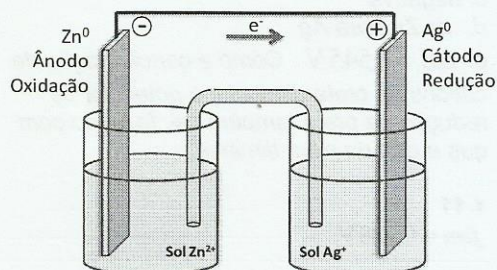


1.6



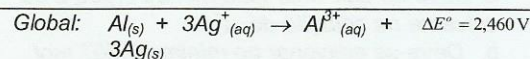
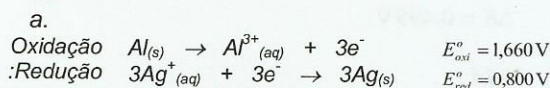
b. anodo: Zn catodo: Ag

c.

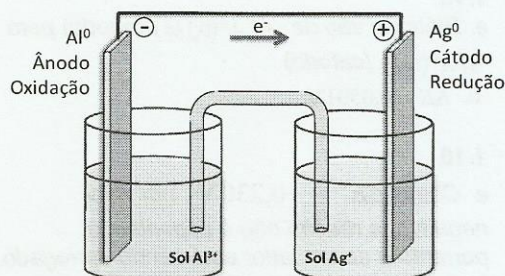


- d. Ag: catodo
 e. do Zn para Ag
 f. da Ag para Zn

1.7



- b. Agente redutor: Al
 c.

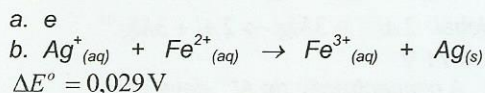


- d. da Ag para Al

1.8

$\Delta E^\circ = 0,236 \text{ V}$ e $\Delta E = 0,206 \text{ V}$, ou seja, a ddp cai 0,030V em relação às condições padrões

1.9



c. $Ag^+(0,10M) + Fe^{2+}_{(aq)} \rightarrow Fe^{3+}_{(aq)} + Ag_{(s)}$ $\Delta E = -0,030 \text{ V}$, reação não espontânea. Nas novas condições tem-se:
 $Fe^{3+}_{(aq)} + Ag_{(s)} \rightarrow Ag^+(0,10M) + Fe^{2+}_{(aq)}$

1. 10

- a. e
 b. $Zn_{(s)} + 2Ag^+_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$
 $\Delta E^\circ = 1,563 \text{ V}$
 c. negativa
 d. de Zn para Ag
 e. $\Delta E = 1,545 \text{ V}$. Como a concentração de cátions de prata diminuiu, o potencial de redução da prata também cai, fazendo com que a ddp da pilha diminua.

1.11
 $f_{em} = 0,288 \text{ V}$

- 1.12**
 a. não
 b. não

1.13
 $\Delta E = 0,495 \text{ V}$

- 1.14**
 a. Deve-se adicionar pelo menos 0,306 L de solvente na solução de A^{2+}
 b. Deve-se adicionar no mínimo 0,307 mol ou 64,47 g de $B(NO_3)_2$ em B^{2+}

- 1.15**
 a. Elétrons vão de $A / A^+(0,1M)$ (anodo) para $A / A^+(1M)$ (catodo)
 b. $\Delta E = 0,0591 \text{ V}$

- 1.16**
 a. Como $\Delta E^\circ = -0,230 \text{ V}$, um valor negativo, a reação não é espontânea, portanto o acumulador está sendo carregado.
 b. A é anodo e B é catodo;
 $3B^{2+} + 2A \rightarrow 3B + 2A^{3+}$
 c. 0,230 V

- 1.17**
 a. semi-reação de redução:
 $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$; semi-reação de oxidação: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$; reação global: $2Al^{3+} + 3Mg \rightarrow 2Al + 3Mg^{2+}$
 b. 0,71 V
 d. A concentração de Al^{3+} deve cair enquanto a de Mg^{2+} deve aumentar.

- 1.18**
 a. 2,311 V
 b. Positiva

- c. A concentração de Fe^{2+} deve aumentar e a de Fe^{3+} deve diminuir.
 d. 2,371 V

1.19
 $2,65 \cdot 10^5 \text{ s}$ ou 73,7 h

1.20
 192,5 g

1.21
 a. catódica: $O_2 + 4H_3O^+ + 4e^- \rightarrow 6H_2O$;
 anódica: $H_2 + 2H_2O \rightarrow 2H_3O^+ + 2e^-$

- b. reação global: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$; ddp:
 1,229 V
 c. $3,6 \text{ m}^3$

Lista de Exercícios 2

- 2.1**
 a. C, A, D, B
 b. A e C
 c. anódico

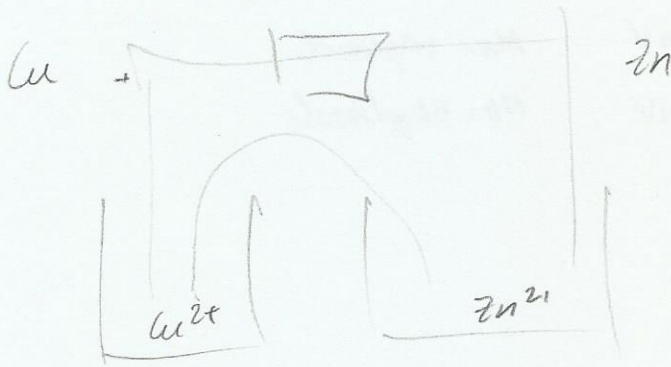
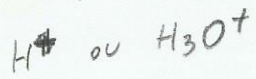
- 2.2**
 a. Fe
 b. Fe
 c. 240 mV
 d. $C \rightarrow C^{n+} + ne^-$

- 2.3**
 a. -180 mV
 b. $C \rightarrow C^{n+} + ne^-$
 c. A^{n+}

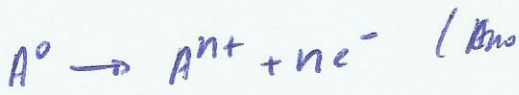
- 2.4**
 a. 1) anódico 2) anódico 3) catódico
 b. Z
 c. T
 d. todos

- 2.5**
 a. -660 mV
 b. $D \rightarrow D^{n+} + ne^-$
 c. B e Fe
 d. D, A e C

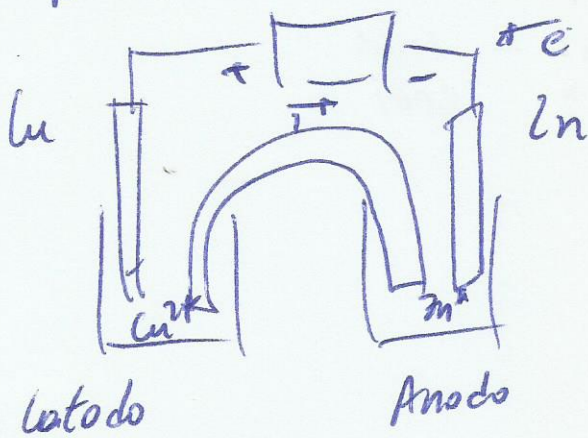
- 2.7**
 a. C, D, A, B, Fe
 b. $A \rightarrow A^{n+} + ne^-$
 c. C e D
 d. revestimento catódico
 e. -830 mV



Anodo (Oxidação) de perde elétrons (oxidação)



Catodo (Redução) de ganha elétrons (deposição do metal)



Proteção passiva

Anodo Zn no tubo metálico a lito

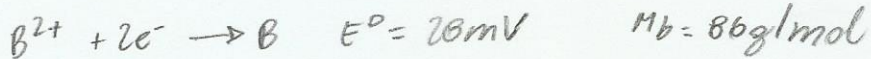
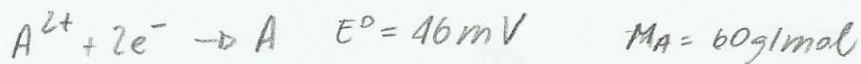
Catodo H_2 Anodo O_2

↓ água

~~1.10~~



1.14



A: catodo B: anodo

$$E_A - E_B > 0 \quad (\text{A: catodo})$$

$$E_A - E_B < 0 \quad (\text{B: anodo})$$

$$E_A < 28$$

$$28 = 46 - \frac{0,05915}{2} \log \left(\frac{x}{1} \right) \quad \therefore x = 4,061 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$4,061 \text{ mol} - 1 \text{ L}$$

$$60 \text{ g} - 1 \text{ mol}$$

$$0,1 \text{ L} - 1 \text{ mol}$$

$$x = 4,061$$

$$\therefore x =$$

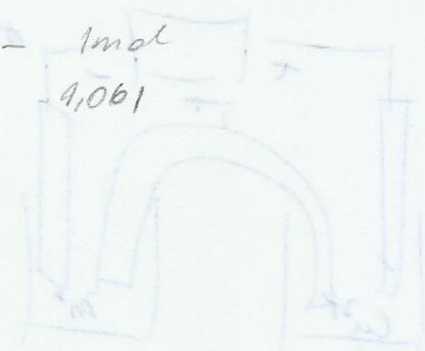


Tabela 2.1 - Potenciais de eletrodo padrão em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio*

Oxidação; Maior o Ered, Deposição do Material

Reação de Redução		E°(V)
$F_2(g) + 2e^-$	→ $2F^-(aq)$	+2,870
$H_2O_2(aq) + 2H_3O^+(aq) + 2e^-$	→ $4H_2O(l)$	+1,770
$PbO_2(s) + SO_4^{2-}(aq) + 4H_3O^+(aq) + 2e^-$	→ $PbSO_4(s) + 6H_2O(l)$	+1,685
$MnO_4^-(aq) + 8H_3O^+(aq) + 5e^-$	→ $Mn^{2+}(aq) + 12H_2O(l)$	+1,520
$Au^{3+}(aq) + 3e^-$	→ $Au(s)$	+1,500
$Cl_2(g) + 2e^-$	→ $2Cl^-(aq)$	+1,360
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H_3O^+(aq) + 6e^-$	→ $2Cr^{3+}(aq) + 21H_2O(l)$	+1,330
$O_2(g) + 4H_3O^+(aq) + 4e^-$	→ $6H_2O(l)$	+1,229
$Br_2(l) + 2e^-$	→ $2Br^-(aq)$	+1,080
$NO_3^-(aq) + 4H_3O^+(aq) + 3e^-$	→ $NO(g) + 6H_2O(l)$	+0,960
$OCl^-(aq) + H_2O(l) + 2e^-$	→ $Cl^-(aq) + 2OH^-(aq)$	+0,890
$Hg^{2+}(aq) + 2e^-$	→ $Hg(l)$	+0,855
$Ag^+(aq) + e^-$	→ $Ag(s)$	+0,800
$Hg_2^{2+}(aq) + 2e^-$	→ $2Hg(l)$	+0,789
$Fe^{3+}(aq) + e^-$	→ $Fe^{2+}(aq)$	+0,771
$I_2(s) + 2e^-$	→ $2I^-(aq)$	+0,535
$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^-$	→ $4OH^-(aq)$	+0,400
$Cu^{2+}(aq) + 2e^-$	→ $Cu(s)$	+0,337
$Sn^{4+}(aq) + 2e^-$	→ $Sn^{2+}(aq)$	+0,150
$2H_3O^+(aq) + 2e^-$	→ $H_2(g) + 2H_2O(P)$	0,000
$Sn^{2+}(aq) + 2e^-$	→ $Sn(s)$	-0,140
$Ni^{2+}(aq) + 2e^-$	→ $Ni(s)$	-0,250
$V^{3+}(aq) + e^-$	→ $V^{2+}(aq)$	-0,255
$PbSO_4(s) + 2e^-$	→ $Pb(s) + SO_4^{2-}(aq)$	-0,356
$Cd^{2+}(aq) + 2e^-$	→ $Cd(s)$	-0,400
$Fe^{2+}(aq) + 2e^-$	→ $Fe(s)$	-0,440
$Zn^{2+}(aq) + 2e^-$	→ $Zn(s)$	-0,763
$2H_2O(l) + 2e^-$	→ $H_2(g) + 2OH^-(aq)$	-0,828
$Al^{3+}(aq) + 3e^-$	→ $Al(s)$	-1,660
$Mg^{2+}(aq) + 2e^-$	→ $Mg(s)$	-2,370
$Na^+(aq) + e^-$	→ $Na(s)$	-2,714
$K^+(aq) + e^-$	→ $K(s)$	-2,925
$Li^+(aq) + e^-$	→ $Li(s)$	-3,045

*Em volts(V), em relação ao eletrodo de hidrogênio padrão

Aumenta a força do agente redutor

Leitura sugerida: Kotz (seção 21.2 e 21.4)

Questões de Pilhas Eletroquímicas

- 01) Com auxílio de um milivoltímetro, foram efetuadas medidas de ddp, num meio M, entre o metal A (ao qual foi ligado o polo positivo do aparelho) e outros metais. Foram obtidos os seguintes valores:

metal	A	B	C	D	E	F	G
ddp (mV)	*****	+ 300	- 150	- 60	+ 780	- 480	+ 900

Pede-se:

- Os metais anódicos a A
 - Os metais que sofrerão corrosão ao formarem pilhas com o metal E no meio eletrolítico M
 - As pilhas em que o metal A atuaria como catodo
 - Em que pilha o metal E sofreria corrosão
 - O sentido do fluxo de elétrons na pilha C/M//M/A
 - a pilha a ser montada para que surjam íons B^{n+} no seu meio eletrolítico
- 02) São dadas as ddps de pilhas formadas pelos metais A, B, C, D e E, no meio eletrolítico M: $E_C - E_D = -450$ mV; $E_B - E_A = 600$ mV; $E_C - E_B = -180$ mV; $E_C - E_E = 570$ mV. Pede-se:
- dispor estes metais segundo a ordem crescente dos potenciais de oxidação;
 - o valor das diferenças de potencial: $E_B - E_E = ?$ e $E_A - E_D = ?$
 - indique o valor $E_E - E_D$, o sentido da corrente elétrica, o sentido do fluxo de elétrons, o metal de maior E_{OX} , o metal de maior E_{RED} , o anodo e o catodo, e a EFC (Equação Fundamental da Corrosão) para esta pilha.

- 03) Com auxílio de um milivoltímetro, foram efetuadas medidas de ddp, num meio M, entre o metal C (ao qual foi ligado o polo positivo do aparelho) e outros metais. Foram obtidos os seguintes valores:

metal	C	A	B	X	Q	T	U
ddp (mV)	*****	+ 300	- 150	- 50	+ 700	- 450	+ 850

Pede-se:

- os metais catódicos a A;
- os metais que sofrerão corrosão ao formarem pilhas com o metal Q, no meio eletrolítico M;
- as pilhas em que o metal B atuaria como anodo;
- em que pilha o metal X sofreria corrosão;
- o sentido do fluxo de elétrons na pilha Q/M//M/A;
- a pilha a ser montada para que surjam íons C^{n+} no seu meio eletrolítico;
- ligando-se o polo positivo do milivoltímetro ao metal T, em quais pilhas a ddp apresentará sinal positivo.

Gabarito

- 01) a) G, E, B
b) G
c) G/M//A; E/M//M/A; B/M//M/A
d) E/M//M/B; E/M//M/A; E/M//M/D; E/M//M/C; E/M//M/F;
e) A (anodo) para C (catodo)
f) B oxida $B \rightarrow B^{n+} + ne$ nas pilhas:
B/M//M/A; B/M//M/D; B/M//M/C; B/M//M/F;
- 02) a) D, B, C, A e E
b) $E_B - E_E = 750 \text{ mV}$; $E_A - E_D = -870 \text{ mV}$
c) $E_E - E_D = -1020 \text{ mV}$, corrente elétrica (i) vai de D para E, fluxo de elétrons (e) vai de E para D; metal de maior E_{red} : D; metal de maior E_{ox} : E; EFC: $E^0 \rightarrow E^{n+} + ne$
- 03) a) metais: C, X, B e T
b) metal U
c) B/M//M/T
d) X/M//M/T e X/M//M/B
e) de Q para A
f) T/M//M/C B/M//M/C e X/M//M/C
g) em todas as pilhas montadas com os outros metais