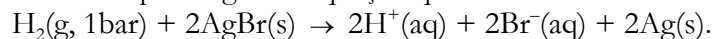


## Lista de Exercícios – Eletroquímica (Equação de Nernst)

### 01 - (ITA SP)

Considere a reação descrita pela seguinte equação química:

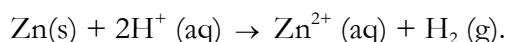


Sendo X o potencial padrão ( $E^\circ$ ) da reação, o pH da solução a 25 °C quando o potencial da reação (E) for Y será dado por

- a)  $(X-Y)/0,059$ .
- b)  $(Y-X)/0,059$ .
- c)  $(X-Y)/0,118$ .
- d)  $(Y-X)/0,118$ .
- e)  $2(X-Y)/0,059$ .

### 02 - (ITA SP)

É de 0,76 V a força eletromotriz padrão,  $E^\circ$ , de uma célula eletroquímica, conforme a reação



Na concentração da espécie de  $\text{Zn}^{2+}$  igual a  $1,0 \text{ molL}^{-1}$  e pressão de  $\text{H}_2$  de 1,0 bar, a 25 °C, foi verificado que a força eletromotriz da célula eletroquímica é de 0,64 V. Nestas condições, assinale a concentração de íons  $\text{H}^+$  em  $\text{molL}^{-1}$ .

- a)  $1,0 \times 10^{-12}$
- b)  $4,2 \times 10^{-4}$
- c)  $1,0 \times 10^{-4}$
- d)  $1,0 \times 10^{-2}$
- e)  $2,0 \times 10^{-2}$

### 03 - (UECE)

O funcionamento de uma pilha não recarregável faz a sua força eletromotriz diminuir até zero quando os seus reagentes ficam em equilíbrio com os produtos e a pilha descarrega. Fora da condição padrão, a força eletromotriz de uma pilha é calculada através de uma equação atribuída a

- a) Walther Nernst.
- b) Michael Faraday.
- c) Alessandro Volta.
- d) Luigi Galvani.

### 04 - (ITA SP)

Considere os seguintes potenciais de eletrodo em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio nas condições-padrão ( $E^\circ$ ):  $E_{\text{M}^{3+}/\text{M}^{2+}}^\circ = 0,80\text{V}$  e  $E_{\text{M}^{2+}/\text{M}^\circ}^\circ = -0,20\text{V}$ . Assinale a opção que apresenta o valor, em V, de  $E_{\text{M}^{3+}/\text{M}^\circ}^\circ$ .

- a) -0,33
- b) -0,13
- c) +0,13
- d) +0,33

e) +1,00

### 05 - (ITA SP)

Assinale a opção CORRETA que apresenta o potencial de equilíbrio do eletrodo  $Al^{3+}/Al$ , em volt, na escala do eletrodo de referência de cobre-sulfato de cobre, à temperatura de 25 °C, calculado para uma concentração do íon alumínio de  $10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ .

Dados: Potenciais de eletrodo padrão do cobre-sulfato de cobre ( $E^\circ_{CuSO_4/Cu}$ ) e do alumínio ( $E^\circ_{Al^{3+}/Al}$ ), na escala do eletrodo de hidrogênio, nas condições-padrão:

$$E^\circ_{CuSO_4/Cu} = 0,310V$$

$$E^\circ_{Al^{3+}/Al} = -1,67V$$

- a) -1,23
- b) -1,36
- c) -1,42
- d) -1,98
- e) -2,04

### 06 - (UFC CE)

O pH é um dos parâmetros físico-químicos utilizados no monitoramento ambiental de lagos e rios. Este parâmetro pode ser medido experimentalmente montando-se uma célula galvânica com um eletrodo de hidrogênio (ânodo), sendo a pressão do gás hidrogênio igual a 1,0 bar, e com um eletrodo de calomelano (cátodo), com a concentração de cloreto igual a  $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ . As semirreações e os respectivos valores de potenciais de eletrodo padrão para os dois eletrodos são dados abaixo. Assinale a alternativa que corretamente indica o pH de uma solução aquosa em que o potencial de eletrodo da célula medido experimentalmente a 298,15 K foi de 0,522 V.

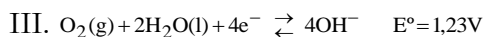
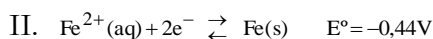
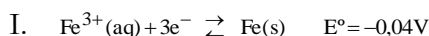
Dados:  $R = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$  e  $F = 96.500 \text{ C mol}^{-1}$



- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 5

### 07 - (UFES)

Considere as seguintes semi-reações a 25 °C:



onde  $E^\circ$  (em volts) é o potencial padrão de redução.

- a) Sabendo que a relação entre a variação na energia livre de Gibbs ( $\Delta G^\circ$ ) e  $E^\circ$  é dada pela expressão  $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$ , onde  $n$  e  $F$  são, respectivamente, o número de mols de elétrons e a constante de Faraday, calcule o  $E^\circ$  para a reação  $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + e^-$ .  
**Dado:**  $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$
- b) Escreva a equação balanceada da oxidação do  $\text{Fe(s)}$  para  $\text{Fe}^{3+}$  na presença de água e oxigênio. Calcule o  $E^\circ$  dessa reação.
- c) Com base nos resultados encontrados nos itens A e B, preveja em que condições o  $\text{Fe(s)}$  sofre oxidação espontânea para  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ . Justifique a sua resposta.

### 08 - (ITA SP)

Considere a reação química representada pela equação abaixo e sua respectiva força eletromotriz nas condições-padrão:



Agora, considere que um recipiente contenha todas as espécies químicas dessa equação, de forma que todas as concentrações sejam iguais às das condições-padrão, exceto a de  $\text{H}^+$ . Assinale a opção que indica a faixa de pH na qual a reação química ocorrerá espontaneamente.

- a)  $2,8 < \text{pH} < 3,4$   
 b)  $3,8 < \text{pH} < 4,4$   
 c)  $4,8 < \text{pH} < 5,4$   
 d)  $5,8 < \text{pH} < 6,4$   
 e)  $6,8 < \text{pH} < 7,4$

### 09 - (ITA SP)

Um elemento galvânico é constituído pelos eletrodos abaixo especificados, ligados por uma ponte salina e conectados a um multímetro de alta impedância.

**Eletrodo a:** Placa de chumbo metálico mergulhada em uma solução aquosa  $1 \text{ mol L}^{-1}$  de nitrato de chumbo.

**Eletrodo b:** Placa de níquel metálico mergulhada em uma solução aquosa  $1 \text{ mol L}^{-1}$  de sulfato de níquel.

Após estabelecido o equilíbrio químico nas condições-padrão, determina-se a polaridade dos eletrodos. A seguir, são adicionadas pequenas porções de KI sólido ao **Eletrodo a**, até que ocorra a inversão de polaridade do elemento galvânico.

Dados eventualmente necessários:

Produto de solubilidade de  $\text{PbI}_2$ :  $K_{\text{ps}}(\text{PbI}) = 8,5 \cdot 10^{-9}$

Potenciais de eletrodo em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio nas condições-padrão:

$$E^\circ_{\text{Pb/Pb}^{2+}} = -0,13\text{V}$$

$$E^\circ_{\text{Ni/Ni}^{2+}} = -0,25\text{V}$$

$$E^\circ_{\text{I}^-/\text{I}_2} = -0,53\text{V}$$

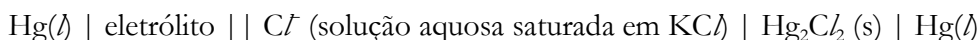
Assinale a opção que indica a concentração CORRETA de KI, em  $\text{mol L}^{-1}$ , a partir da qual se observa a inversão de polaridade dos eletrodos nas condições-padrão.

- a)  $1,0 \cdot 10^{-2}$   
 b)  $1,0 \cdot 10^{-3}$   
 c)  $1,0 \cdot 10^{-4}$   
 d)  $1,0 \cdot 10^{-5}$

e)  $1,0 \cdot 10^{-6}$

**10 - (ITA SP)**

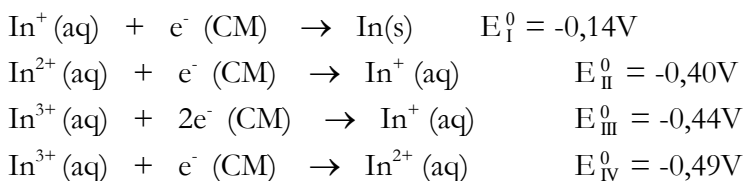
Considere o elemento galvânico representado por:



- Preveja se o potencial do eletrodo representado no lado direito do elemento galvânico será maior, menor ou igual ao potencial desse mesmo eletrodo nas condições-padrão. Justifique sua resposta.
- Se o eletrólito no eletrodo à esquerda do elemento galvânico for uma solução  $0,002 \text{ mol L}^{-1}$  em  $\text{Hg}^{2+} (\text{aq})$ , preveja se o potencial desse eletrodo será maior, menor ou igual ao potencial desse mesmo eletrodo nas condições-padrão. Justifique sua resposta.
- Faça um esboço gráfico da forma como a força eletromotriz do elemento galvânico (ordenada) deve variar com a temperatura (abscissa), no caso em que o eletrodo do lado esquerdo do elemento galvânico seja igual ao eletrodo do lado direito nas condições-padrão.

**11 - (ITA SP)**

Considere os eletrodos representados pelas semi-equações químicas seguintes e seus respectivos potenciais na escala do eletrodo de hidrogênio ( $E^\circ$ ) e nas condições-padrão:



Assinale a opção que contém o valor **CORRETO** do potencial-padrão do eletrodo representado pela semi-equação  $\text{In}^{3+} (\text{aq}) + 3e^- (\text{CM}) \rightarrow \text{In}(s)$

- 0,30V.
- 0,34V.
- 0,58V.
- 1,03V.
- 1,47V.

**12 - (FUVEST SP)**

Constrói-se uma pilha formada por:

- um eletrodo, constituído de uma placa de prata metálica, mergulhada em uma solução aquosa de nitrato de prata de concentração  $0,1 \text{ mol / L}$ .
- outro eletrodo, constituído de uma placa de prata metálica, recoberta de cloreto de prata sólido, imersa em uma solução aquosa de cloreto de sódio de concentração  $0,1 \text{ mol / L}$ .
- uma ponte salina de nitrato de potássio aquoso, conectando esses dois eletrodos.

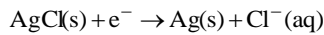
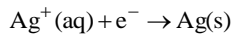
Constrói-se outra pilha, semelhante à primeira, apenas substituindo-se  $\text{AgCl} (s)$  por  $\text{AgBr} (s)$  e  $\text{NaCl} (\text{aq}, 0,1 \text{ mol/L})$  por  $\text{NaBr} (\text{aq}, 0,1 \text{ mol / L})$ .

Em ambas as pilhas, quando o circuito elétrico é fechado, ocorre produção de energia.

- Dê a equação global da reação da primeira pilha. Justifique o sentido em que a transformação se dá.
- Dê a equação da semi-reação que ocorre no pólo positivo da primeira pilha.

- c) Qual das pilhas tem maior força eletromotriz? Justifique sua resposta com base nas concentrações iônicas iniciais presentes na montagem dessas pilhas e na tendência de a reação da pilha atingir o equilíbrio.

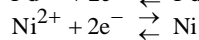
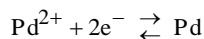
Para a primeira pilha, as equações das semi-reações de redução, em meio aquoso, são:



Produtos de solubilidade:  $\text{AgCl} \dots 1,8 \times 10^{-10}$  ;  $\text{AgBr} \dots 5,4 \times 10^{-13}$

### 13 - (FUVEST SP)

Foi montada uma pilha em que o pólo positivo era constituído por um bastão de paládio, mergulhado numa solução de cloreto de paládio e o pólo negativo, por um bastão de níquel, mergulhado numa solução de sulfato de níquel. As semi-reações que representam os eletrodos são:



- a) Escreva a equação que representa a reação química que ocorre quando a pilha está funcionando (sentido espontâneo).
- b) O que acontece com as concentrações de  $\text{Pd}^{2+}$  e  $\text{Ni}^{2+}$  durante o funcionamento da pilha? Explique.
- c) Os dados da tabela abaixo sugerem que o princípio de Le Châtelier se aplica à reação química que acontece nessa pilha. Explique por quê.

Experimento	$[\text{Pd}^{2+}]/\text{molL}^{-1}$	$[\text{Ni}^{2+}]/\text{molL}^{-1}$	E/V
A	1,00	0,100	1,27
B	1,00	1,00	1,24
C	0,100	1,00	1,21

$E$  □ □ diferença de potencial elétrico

### 14 - (UDESC SC)

Uma pilha de Daniell opera em condições padrões com soluções aquosas de  $\text{ZnSO}_4$  e  $\text{CuSO}_4$ , com diferença de potencial nos terminais de  $\Delta E^0$ . Cristais de  $\text{CuSO}_4$  são adicionados na respectiva solução, alterando o potencial para  $\Delta E$ , na mesma temperatura.

Pode-se afirmar que este novo potencial:

- a) permaneceu constante.
- b) aumentou.
- c) diminuiu.
- d) ficou zero.
- e) não pode ser calculado.

### 15 - (UFF RJ)

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,  $[\text{Cr}^{3+}] = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ .

### 16 - (ITA SP)

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

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

- a) 1,0  
b) 1,4  
c) 2,9  
d) 5,1  
e) 7,5

### TEXTO: 1 - Comum à questão: 17

#### CONSTANTES

$$\text{Constante de Avogadro } (N_A) = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$\text{Constante de Faraday } (F) = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J} \cdot \text{V}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Volume molar de gás ideal} = 22,4 \text{ L (CNTP)}$$

$$\text{Carga elementar} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$\text{Constante dos gases } (R) = 8,21 \times 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} =$$

$$= 62,4 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Constante gravitacional } (g) = 9,81 \text{ m} \cdot \text{s}^{-2}$$

$$\text{Constante de Planck } (h) = 6,626 \times 10^{-34} \text{ m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\text{Velocidade da luz no vácuo} = 3,0 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

#### DEFINIÇÕES

$$\text{Pressão de } 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,01325 \times 10^5 \text{ N} \cdot \text{m}^{-2} = 760 \text{ Torr} = 1,01325 \text{ bar}$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2}. \ln 2 = 0,693$$

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP): 0° C e 760 mmHg

Condições ambientes: 25°C e 1 atm

Condições padrão: 1 bar; concentração das soluções = 1 mol·L<sup>-1</sup> (rigorosamente: atividade unitária das espécies); sólido com estrutura cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão.

(s) = sólido. (l) = líquido. (g) = gás. (aq) = aquoso. (CM) = circuito metálico. (conc) = concentrado.

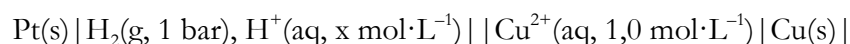
(ua) = unidades arbitrárias. [X] = concentração da espécie química X em mol·L<sup>-1</sup>.

## MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g·mol <sup>-1</sup> )	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g·mol <sup>-1</sup> )
H	1	1,01	Cl	17	35,45
He	2	4,00	K	19	39,10
Be	4	9,01	Cr	24	52,00
B	5	10,81	Mn	25	54,94
C	6	12,01	Fe	26	55,85
N	7	14,01	Ni	28	58,69
O	8	16,00	Cu	29	63,55
F	9	19,00	Zn	30	65,38
Na	11	22,99	Br	35	79,90
Mg	12	24,31	Pd	46	106,42
Al	13	26,98	Ag	47	107,87
Si	14	28,09	Xe	54	131,30
P	15	30,97	Pt	78	195,08
S	16	32,06	Hg	80	200,59

### 17 - (ITA SP)

A 25°C, o potencial da pilha descrita abaixo é de 0,56 V. Sendo  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = + 0,34 \text{ V}$ , assinale a opção que indica aproximadamente o valor do pH da solução.



- a) 6,5
- b) 5,7
- c) 3,7
- d) 2,0
- e) 1,5

### GABARITO

1) Gab: D

2) Gab: D

3) Gab: A

4) Gab: E

5) Gab: E

6) Gab: E

7) Gab:

a)  $E^\circ = -0,76 \text{ V}$

b)  $4\text{Fe(s)} + 3\text{O}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 4\text{Fe}^{3+} + 12\text{OH}^- \quad E^\circ = 1,27\text{V}$

c) Resultado encontrado em A:  $E^\circ = -0,76\text{V}$ .  $E^\circ < 0; \Delta G^\circ > 0 \rightarrow$  Processo não espontâneo.

Resultado encontrado em B:  $E^\circ = 1,27\text{V}$ .  $E^\circ > 0; \Delta G^\circ < 0 \rightarrow$  Processo espontâneo.

Portanto, o Fe(s) sofre oxidação espontânea para  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$  nas condições do item B, ou seja, na presença de água e oxigênio.

8) Gab: A

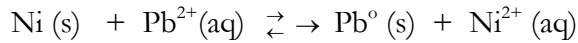
9) Gab: A

Até o equilíbrio ser atingido, as semi-reações da pilha chumbo-níquel serão:

cátodo +:  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^0(\text{s})$

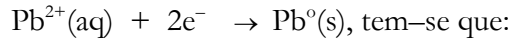
ânodo -:  $\text{Ni}(\text{s}) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

A equação de equilíbrio dessa pilha será:



Adicionando-se KI(s) até que ocorra a inversão de polaridade, ou seja, o eletrodo de níquel passe a atuar como cátodo e o de chumbo como ânodo, o  $\text{Pb}^{2+}$  restante será precipitado na forma de  $\text{PbI}_2(\text{s})$  até que o chumbo seja menor que  $E^{\circ}_{\text{níquel}}$ .

Aplicando-se a Equação de Nernst para esta nova célula, cuja semi-reação é



$$E = E^{\circ} - \frac{0,059}{2} \log Q$$

Como  $E^{\circ}_{\text{Pb/Pb}^{2+}} < -0,25\text{V}$  e  $Q = \frac{1}{[\text{Pb}^{2+}]}$ , obtem-se:

$$-0,13 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{[\text{Pb}^{2+}]} < -0,25$$

$$-0,0296 \log \frac{1}{[\text{Pb}^{2+}]} < -0,12$$

$$\log \frac{1}{[\text{Pb}^{2+}]} > 4$$

$$\frac{1}{[\text{Pb}^{2+}]} > 10^4$$

$$0 < [\text{Pb}^{2+}] < 10^{-4} \text{ mol/L}$$

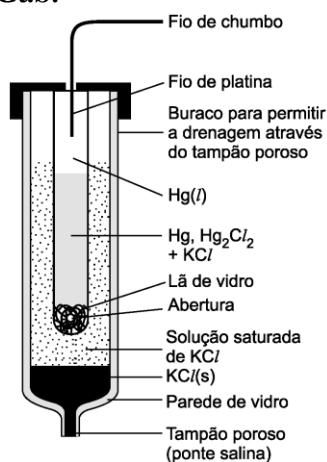
Substituindo-se na expressão do  $K_{ps}$  do  $\text{PbI}_2(\text{s})$ , chega-se ao valor da concentração molar mínima dos íons iodeto:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2_{\text{mínima}} \rightarrow [\text{I}^{-}]_{\text{mínima}} \cong 0,01 \text{ mol/L}$$

Cálculo da concentração molar mínima de KI:

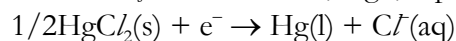
$$[\text{KI}]_{\text{mínima}} = \frac{0,01}{1} \Rightarrow 10^{-2} \text{ mol/L}$$

## 10) Gab:



Eletrodo padrão de calomelano

- a) O potencial do eletrodo de calomelano saturado (lado direito) será menor que o potencial desse mesmo eletrodo nas condições padrão. A solução saturada apresenta maior concentração em íons  $\text{Cl}^{-}$ , logo, o potencial de redução será menor.





De acordo com a equação de Nernst, temos:

$$E = E^0 - \frac{0,0592}{1} \cdot \log[\text{Cl}^-]$$

- b) O potencial do eletrodo (lado esquerdo) será menor que o potencial do eletrodo nas condições padrão.

De acordo com a equação

$\text{Hg}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Hg}(l)$ , temos:

$$E = E^0 - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{1}{[\text{Hg}^{2+}]}$$

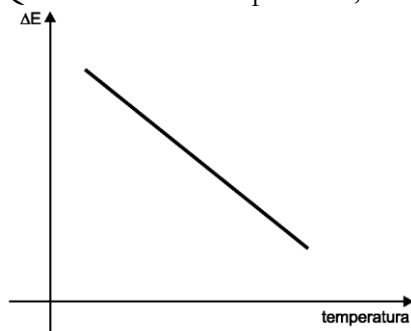
Quanto menor  $[\text{Hg}^{2+}]$ , menor potencial de redução.

- c) De acordo com o exposto, os dois eletrodos são iguais. O eletrodo do lado esquerdo nas condições padrão e o eletrodo do lado direito da solução saturada em  $\text{KCl}$  têm potencial de redução diferente, logo, existe ddp.

A equação de Nernst diz:

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{RT}{nF} \cdot \log[Q]$$

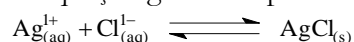
Quanto maior a temperatura, menor o potencial do eletrodo.



11) Gab: B

12) Gab:

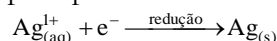
- a) A equação global da primeira pilha é:



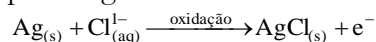
A reação ocorre no sentido direto, pois  $\Delta E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}}$  é maior do que zero. Isso porque  $E_{\text{cátodo}} > E_{\text{ânodo}}$ .

- b) As semi-reações que ocorrem na primeira pilha são:

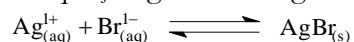
pólo positivo – cátodo:



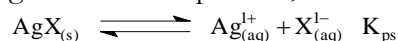
pólo negativo – ânodo:



- c) A equação global da segunda pilha será:



Invertendo-se ambas as equações globais e substituindo-se os ânions  $\text{Cl}^{1-}$  e  $\text{Br}^{1-}$ , genericamente por  $\text{X}^{1-}$ , teremos:



Nesse caso, pode-se estabelecer uma relação entre o  $K_{\text{ps}}$  e o  $\Delta E^0$  usando-se a expressão:

$$\ln K_{\text{ps}} = \frac{n F \Delta E^0}{RT}$$

Como as equações foram invertidas, o cálculo do  $\Delta E^0$  das pilhas é feito pela expressão:

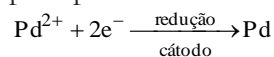
$$\Delta E^0 = -\frac{RT}{nF} \ln K_{ps}$$

Pode-se então perceber que, quanto menor o  $K_{ps}$ , maior será o  $\Delta E^0$  e, conseqüentemente, maior será o  $\Delta E$  na condição do experimento. Assim sendo, a segunda pilha (com  $\text{Br}^-$ ) terá uma força eletromotriz maior.

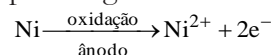
**13) Gab:**

- a) As semi-reações e a equação global da pilha níquel-paládio são:

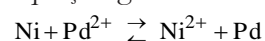
pólo positivo:



pólo negativo:



equação global:



- b) Durante o funcionamento da pilha, a concentração de  $\text{Pd}^{2+}$  diminui (reagente) e a concentração de  $\text{Ni}^{2+}$  aumenta (produto).
- c) Analisando-se os dados tabelados, nota-se que a diminuição da concentração molar de  $\text{Ni}^{2+}$  (produto) faz com que a diferença de potencial aumente em relação ao valor padrão (1,24 V). Em contrapartida, a diminuição da concentração molar de  $\text{Pd}^{2+}$  (reagente) diminui a diferença de potencial da pilha. Isto está de acordo com o Princípio de Le Chatelier, uma vez que a diminuição da concentração de um produto desloca o equilíbrio no sentido direto (aumento do potencial) e a diminuição da concentração de um reagente desloca o equilíbrio no sentido inverso (diminuição do potencial).

**14) Gab: B**

**15) Gab:**

- a)  $E$  = potencial de eletrodo

$E^0$  = potencial padrão

$n$  = número de mols de elétrons envolvidos na semi-reação

$Q$  = quociente de reação da semi-reação.

- b)  $3\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cr}(\text{s}) \rightleftharpoons 3\text{Ni}(\text{s}) + 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$

- c) O número total de elétrons transferidos  $n = 6$ , logo:

$$E = E^0 - (0.0592/n) \log [\text{Cr}^{3+}]^2 / [\text{Ni}^{2+}]^3$$

Considerando que o  $\text{Ni}^{2+}$  é reduzido, o potencial da célula será dado por:

$$E_{\text{cel}}^0 = E^0(\text{Ni}^{2+}) - E^0(\text{Cr}^{3+})$$

$$E_{\text{cel}}^0 = (-0.25) - (-0.74) = 0.49 \text{ V}$$

Logo:

$$E = 0.49 - (0.059/6) \log (2.0 \times 10^{-3})^2 / (1.0 \times 10^{-4})^3$$

$$E = 0.42 \text{ V}$$

**16) Gab: B**

**17) Gab: C**