



MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
INSTITUTO FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
REITORIA
Avenida Rio Branco, 50 – Santa Lúcia – 29056-255 – Vitória – ES
27 3357-7500

CONCURSO PÚBLICO

EDITAL Nº 03 / 2016

Professor do Magistério do Ensino Básico, Técnico e Tecnológico

ÍNDICE DE INSCRIÇÃO	320
HABILITAÇÃO	Química I

PROVA DE CONHECIMENTOS ESPECÍFICOS | DISCURSIVA

MATRIZ DE CORREÇÃO

QUESTÃO 01

a) Sabe-se que o fator de compressibilidade (Z) pode indicar quando interações atrativas ($Z < 1$) ou repulsivas ($Z > 1$) são mais propícias nos gases reais, como também podem indicar uma situação de comportamento ideal dos gases ($Z=1$), onde se pode considerar que as interações entre as moléculas são desprezíveis. Sendo assim, quanto menor o valor de Z , mais compressível será o gás e mais fácil será para liquefazê-lo. Dessa forma, a 200 atm, tem-se a seguinte ordem crescente dos gases com relação a capacidade de serem liquefeitos: $H_2 < He < N_2 < O_2 < CH_4 < CO_2 < NH_3$.

b) Considerando que $Z = \frac{pV_m}{RT}$ e que à pressão de 200 atm o valor de Z para o CO_2 foi considerado como 0,4, então

$$0,4 = \frac{200 \text{ atm} \cdot V_m}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273\text{K}}$$

$$V_m = 0,045 \text{ L/mol}$$

c) Pela equação de van der Waals temos que

$$p = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m^2}$$

$$200 \text{ atm} = \frac{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273\text{K}}{\frac{0,045\text{L}}{\text{mol}} - b} - \frac{3,6 \text{ atmL}^2\text{mol}^{-2}}{(0,045)^2\text{L}^2\text{mol}^2}$$

$$200 \text{ atm} = \frac{22,386 \frac{\text{L. atm}}{\text{mol}}}{\frac{0,045 \text{ L}}{\text{mol}} - b} - 1778 \text{ atm}$$

$$200 \text{ atm} + 1778 \text{ atm} = \frac{22,386 \frac{\text{L. atm}}{\text{mol}}}{\frac{0,045 \text{ L}}{\text{mol}} - b}$$

$$\left[1978 \text{ atm.} \left(\frac{0,045 \text{ L}}{\text{mol}} \right) \right] - 1978 \text{ atm.} b = \frac{22,386 \text{ L. atm}}{\text{mol}}$$

$$\frac{89,01 \text{ atm. L}}{\text{mol}} - \frac{22,386 \text{ L. atm}}{\text{mol}} = 1978 \text{ atm.} b$$

$$\frac{66,624 \text{ atm. L}}{\text{mol}} = 1978 \text{ atm.} b$$

$$b = 0,034 \text{ L/mol}$$

O volume de movimentação das moléculas gasosas (V_{mov}) será calculado como

$$V_m = \frac{V}{n}, \text{ então } V = \frac{0,045 \text{ L}}{\text{mol}} \cdot 2 \text{ mols}$$

$$V = 0,09 \text{ L}$$

Como $V_{mov} = V - nb = 0,09 \text{ L} - \left(2 \text{ mols.} \frac{0,034 \text{ L}}{\text{mol}} \right)$

$$V_{mov} = 0,022 \text{ L}$$

QUESTÃO 02

Considerando que no momento do contato entre a panela de cobre ($T_{\text{inicial}} = 25^{\circ}\text{C} = 298\text{K}$) e os cubos de gelo ($T_{\text{inicial}} = 0^{\circ}\text{C} = 273\text{K}$) não haverá troca de calor, qual será a energia necessária para que ocorram os seguintes processos?

- 1) Panela cobre ($T = 25^{\circ}\text{C} = 298\text{K}$) \rightarrow Panela cobre ($T = 100^{\circ}\text{C} = 373\text{K}$)
- 2) H_2O (s) ($T_{\text{inicial/fusão}} = 0^{\circ}\text{C} = 273\text{K}$) \rightarrow H_2O (l) ($T_{\text{final/fusão}} = 0^{\circ}\text{C} = 273\text{K}$)
- 3) H_2O (l) ($T_{\text{inicial/fusão}} = 0^{\circ}\text{C} = 273\text{K}$) \rightarrow H_2O (l) ($T_{\text{final/ebulição}} = 100^{\circ}\text{C} = 373\text{K}$)
- 4) H_2O (l) ($T_{\text{inicial/ebulição}} = 100^{\circ}\text{C} = 373\text{K}$) \rightarrow H_2O (g) ($T_{\text{final/ebulição}} = 100^{\circ}\text{C} = 373\text{K}$)

$$\int dq = \left(\int_{298\text{K}}^{373\text{K}} n_{\text{Cu}} \cdot C_{p,m}(\text{Cu}) \cdot dT \right) + (n_{\text{H}_2\text{O}(\text{s})} \cdot \Delta H_{\text{fusão H}_2\text{O}}) + \left(\int_{273\text{K}}^{373\text{K}} n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_{p,m}(\text{H}_2\text{O}, l) \cdot dT \right) + (n_{\text{H}_2\text{O}(l)} \cdot \Delta H_{\text{ebulição H}_2\text{O}})$$

$$q = \left(\frac{150\text{g}}{63,5\text{ gmol}^{-1}} \cdot \frac{24,4\text{ J}}{\text{Kmol}} \cdot (373\text{K} - 298\text{K}) \right) + \left(\frac{100\text{g}}{18\text{ gmol}^{-1}} \cdot \frac{6000\text{ J}}{\text{mol}} \right) + \left(\frac{100\text{g}}{18,0\text{ gmol}^{-1}} \cdot \frac{75,3\text{ J}}{\text{Kmol}} \cdot (373\text{K} - 273\text{K}) \right) + \left(\frac{100\text{g}}{18,0\text{ gmol}^{-1}} \cdot \frac{40700\text{ J}}{\text{mol}} \right)$$

$$q = 305,6\text{ kJ}$$

E qual seria a massa necessária de C_3H_8 para gerar o calor acima?

$$\int dq_{\text{combustão}} = \left(\int n_{\text{C}_3\text{H}_8} C_{p,m}(\text{C}_3\text{H}_8) dT \right)$$

$$305600\text{ J} = \left(\frac{m_{\text{C}_3\text{H}_8}}{44,1\text{ gmol}^{-1}} \cdot \frac{73,5\text{ J}}{\text{Kmol}} \cdot 1200\text{K} \right)$$

$$m_{\text{C}_3\text{H}_8} = 152,8\text{ g}$$

QUESTÃO 03

a)

$$dU_{BCAB} = 0 = dq_{BCAB} + dw_{BCAB}$$

$$dq_{BCAB} = -dw_{BCAB}$$

$$dq_{BCAB} = dq_{BC} + dq_{CA} + dq_{AB}$$

Como $dq_{AB} = 0 J$ (Processo adiabático)

$$\int dq_{BC} = dU_{BC} = \int C_{v,m} dT$$

$$q_{BC} = n \cdot C_{v,m} \cdot (T_C - T_B)$$

Para achar a Temperatura T_C

$$pV = nRT$$

$$1,0 \text{ atm} \cdot 0,5L = 2 \text{ mols} \cdot 0,082 \frac{\text{Latm}}{\text{mol K}} \cdot T_C$$

$$T_C = 3,05 K$$

Para achar a Temperatura T_B

$$pV = nRT$$

$$20 \text{ atm} \cdot 0,5L = 2 \text{ mols} \cdot 0,082 \frac{\text{Latm}}{\text{mol K}} \cdot T_B$$

$$T_B = 61,0K$$

Então

$$q_{BC} = 2 \text{ mols} \cdot \frac{3,8,31 JK^{-1} mol^{-1}}{2} \cdot (3,05K - 61K) = -1445 J$$

Como

$$q_{CA} = n \cdot C_{p,m} \cdot (T_A - T_C)$$

$$C_{p,m} - C_{v,m} = R$$

$$C_{p,m} - \frac{3R}{2} = R$$

$$C_{p,m} = \frac{5R}{2}$$

Para achar a Temperatura T_A

$$pV = nRT$$

$$1,0 \text{ atm} \cdot 10L = 2 \text{ mols} \cdot 0,082 \frac{\text{Latm}}{\text{mol K}} \cdot T_A$$

$$T_A = 61,0 K$$

$$q_{CA} = n \cdot C_{p,m} \cdot (T_A - T_C) = 2 \text{ mols} \cdot \frac{5,8,31 JK^{-1} mol^{-1}}{2} \cdot (61,0 K - 3,05 K)$$

$$q_{CA} = 2408 J$$

Como

$$q_{BCAB} = q_{BC} + q_{CA} + q_{AB} = -1445 \text{ J} + 2408 \text{ J} + 0 \text{ J}$$

$$q_{BCAB} = 963 \text{ J}$$

Como $w_{BCAB} = -q_{BCAB}$, então

$$w_{BCAB} = -963 \text{ J}$$

Para determinar $dU_{AB} = dq_{AB} + dw_{AB}$, como $dq_{AB} = 0 \text{ J}$,

$$dU_{AB} = dw_{AB}$$

Como $dw_{BCAB} = dw_{BC} + dw_{CA} + dw_{AB}$

$$dw_{BC} = -pdV, \text{ como } dV = 0 \text{ J então } w_{BC} = 0 \text{ J}$$

$$dw_{CA} = -pdV, \text{ então } w_{CA} = -1,0 \text{ atm} (10\text{L} - 0,5\text{L}) = -9,5 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \frac{101,3\text{J}}{1 \text{ atm} \cdot \text{L}} = -962 \text{ J}$$

A partir da integração da equação $dw_{BCAB} = dw_{BC} + dw_{CA} + dw_{AB}$, temos que

$$\begin{aligned} w_{BCAB} &= w_{BC} + w_{CA} + w_{AB} \\ -963 \text{ J} &= 0 \text{ J} - 962 \text{ J} + w_{AB} \\ w_{AB} &= -1 \text{ J} \end{aligned}$$

Dessa forma como $dU_{AB} = dw_{AB}$, e integrando esta equação teremos que

$$\begin{aligned} \Delta U_{AB} &= w_{AB} \\ \Delta U_{AB} &= -1 \text{ J} \end{aligned}$$

b) Como $dS_{BCAB} = dS_{BC} + dS_{CA} + dS_{AB} = 0$

Como $dS_{BC} = \frac{dq_{BC}}{T} = n \cdot \frac{3R}{2} \cdot \frac{dT}{T}$, então integrando a equação teremos que

$$\Delta S_{BC} = 2 \text{ mols} \cdot \frac{3,8,31 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}}{2} \cdot \ln\left(\frac{T_C}{T_B}\right)$$

$$\Delta S_{BC} = 3,8,31 \text{ JK}^{-1} \cdot \ln\left(\frac{3,05\text{K}}{61\text{K}}\right) = 24,93 \text{ JK}^{-1} \cdot \ln(0,05) = 24,93 \text{ JK}^{-1} \cdot [\ln(5) - 2\ln(10)]$$

$$\Delta S_{BC} = 24,93 \text{ JK}^{-1} \cdot [1,6094 - 2(2,3026)]$$

$$\Delta S_{BC} = -74,7 \text{ JK}^{-1}$$

Como $dS_{CA} = \frac{dq_{CA}}{T} = n \cdot \frac{5R}{2} \cdot \frac{dT}{T}$, então integrando a equação teremos que

$$\Delta S_{CA} = 2 \text{ mols} \cdot \frac{5,8,31 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}}{2} \cdot \ln\left(\frac{T_A}{T_C}\right)$$

$$\Delta S_{CA} = 5,831 JK^{-1} \cdot \ln\left(\frac{61,0 K}{3,05K}\right)$$

$$\Delta S_{CA} = 5,831 JK^{-1} \cdot \ln\left(\frac{61,0 K}{3,05K}\right) = 41,55 JK^{-1} \cdot \ln(20) = 41,55 JK^{-1} \cdot [\ln(2) + \ln(10)]$$

$$\Delta S_{BC} = 41,55 JK^{-1} \cdot [0,6931 + 2,3026]$$

$$\Delta S_{CA} = 124,5 JK^{-1}$$

Como $dS_{AB} = -dS_{BC} - dS_{CA}$, e integrando esta equação, teremos

$$\Delta S_{AB} = -\Delta S_{BC} - \Delta S_{CA}$$

$$\Delta S_{AB} = -(-74,7 JK^{-1}) - 124,5 JK^{-1} = -49,8 JK^{-1}$$

$\Delta S_{CADBC} = 0 JK^{-1}$, por se tratar de ciclo fechado.

QUESTÃO 04

a) A partir do gráfico fornecido na questão, percebe-se que, a relação entre $\ln[(Abs/Abs_0)]$ e o tempo de reação é linear, e portanto essa reação deve ser de primeira ordem, pois, para uma reação de primeira ordem de um reagente X, qualquer, temos:

$$\frac{d[X]}{dt} = -\kappa[X]$$

$$\frac{d[X]}{[X]} = -\kappa dt$$

integrando os dois lados entre os limites $t = 0$ (quando $[X] = [X]_0$) e o tempo final, quando $t = t$ (quando $[X] = [X]_t$)

$$\int_{[X]_0}^{[X]_t} \frac{d[X]}{[X]} = -\kappa \int_0^t dt$$

como, $\int \frac{dx}{x} = \ln(x) + \text{constante}$, obtemos:

$$\{[\ln([X]_t) + \text{constante}] - [\ln([X]_0) + \text{constante}]\} = -\kappa t$$

Finalmente,

$$\ln([X]_t) - \ln([X]_0) = -\kappa t$$

e

$$\ln\left(\frac{[X]_t}{[X]_0}\right) = -\kappa t$$

Portanto, a partir das informações cedidas no exercício, a reação será de primeira ordem, e a inclinação da curva será igual a $-\kappa$, logo:

$$\text{inclinação} = \frac{[\ln\left(\frac{0,0086}{0,1100}\right) - \ln\left(\frac{0,0980}{0,1100}\right)]}{(100 - 5)\text{min}} = \frac{[\ln(0,0782) - \ln(0,891)]}{(100 - 5)\text{min}}$$

$$\text{inclinação} = \frac{[\ln(7,82) - 2\ln(10)] - [\ln(8,91) - \ln(10)]}{(100 - 5)\text{min}} =$$

$$\text{inclinação} = \frac{[2,0567 - 2(2,3026)] - [2,1872 - 2,3026]}{(100 - 5)\text{min}}$$

$$\text{inclinação} = -0,025, \text{ como: } \text{inclinação} = -\kappa$$

$$\kappa = 0,025 \text{ min}^{-1}$$

Para determinarmos a velocidade com que B se forma, v_B quando $[A] = 0,250 \text{ mol/L}$, temos que:

$$v = \kappa[A] = -\frac{d[A]}{dt} = +\frac{1}{5} \frac{d[B]}{dT}$$

Portanto:

$$v_B = 5 \cdot \kappa[A]$$

$$v_B = 5 \cdot 0,025 \cdot \text{min}^{-1} \cdot 0,250 \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$v_B = 0,03125 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

b) Para calcularmos o tempo de meia vida ($t_{1/2}$), temos $[X]_{1/2} = \frac{1}{2}[X]_0$, logo:

$$\ln\left(\frac{[X]_{1/2}}{[X]_0}\right) = -\kappa t_{1/2}$$

como: $[X]_{1/2} = \frac{1}{2}[X]_0$

$$\ln\left(\frac{[X]_0}{2[X]_0}\right) = -\kappa t_{1/2}$$

$$-\ln(2) = -\kappa t_{1/2}$$

$$\ln(2) = \kappa t_{1/2}$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k} = \frac{0,6931}{k}$$

como, $\kappa = 0,025 \text{ min}^{-1}$:

$$t_{1/2} = \frac{0,6931}{0,025 \cdot \text{min}^{-1}}$$

$$t_{1/2} = 27,72 \text{ min}^{-1}$$

c) Para uma temperatura T, temos que:

$$\ln(\kappa) = \ln(A) - \frac{E_a}{RT}$$

onde, A é um fator pré-exponencial, E_a é a energia de ativação para a reação e R é a constante dos gases ideais e vale $8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Ao elevarmos T de $25 \text{ }^\circ\text{C}$ para $45 \text{ }^\circ\text{C}$, $\kappa' = 1,125 \cdot \kappa$, logo:

$$\kappa' = 0,0281 \text{ min}^{-1}$$

Portanto, teremos:

$$\text{Para } T = 25 \text{ }^\circ\text{C}: \quad \ln(0,025) = \ln(A) - \frac{E_a}{8,314 \cdot \text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \cdot \text{K}}$$

$$\text{Para } T = 45 \text{ }^\circ\text{C}: \quad \ln(0,0281) = \ln(A) - \frac{E_a}{8,314 \cdot \text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 318 \cdot \text{K}}$$

Igualando as duas equações acima, temos:

$$\ln[0,0281] - \ln(0,025) = \frac{E_a}{8,314 \cdot \text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} \cdot \left(\frac{1}{298 \cdot \text{K}} - \frac{1}{318 \cdot \text{K}} \right)$$

$$[\ln(2,81) - 2 \ln(10)] - [\ln(2,5) - 2 \ln(10)] = \frac{E_a}{8,314 \cdot \text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} \cdot \left(\frac{1}{298 \cdot \text{K}} - \frac{1}{318 \cdot \text{K}} \right)$$

$$[1,0332 - 2(2,3026)] - [0,9163 - 2(2,3026)] = \frac{E_a}{8,314 \cdot \text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} \cdot \left(\frac{1}{298 \cdot \text{K}} - \frac{1}{318 \cdot \text{K}} \right)$$

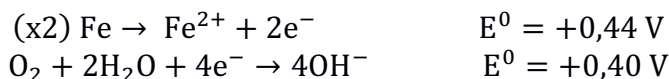
$$0,1169 = \frac{E_a}{8,314 \cdot \text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} \cdot \left(\frac{1}{298 \cdot \text{K}} - \frac{1}{318 \cdot \text{K}} \right)$$

$$E_a = 4,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

d) A diminuição da temperatura leva ao abaixamento da velocidade da reação, uma vez que: $\ln(\kappa) = \ln(A) - \frac{E_a}{RT}$ e portanto, diminuir a temperatura levaria a um aumento do valor de $\ln(\kappa)$, e consequentemente uma diminuição no valor de κ , levando a uma queda na velocidade da reação, pois $v = \kappa[A]$.

QUESTÃO 05

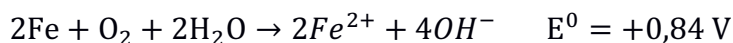
a) A partir das informações cedidas no enunciado da questão, temos que, a única possibilidade de formação de uma pilha espontânea ou célula galvânica é combinando as semi reações de redução do gás oxigênio e de redução do Fe^{2+} , entretanto, como o E^0 para o ferro é menor que o E^0 para o oxigênio, é necessário invertermos a semi reação do ferro e também multiplica-la por 2, a fim de garantir a igualdade de elétrons em ambas semi reações, logo:



Ficando da seguinte maneira:

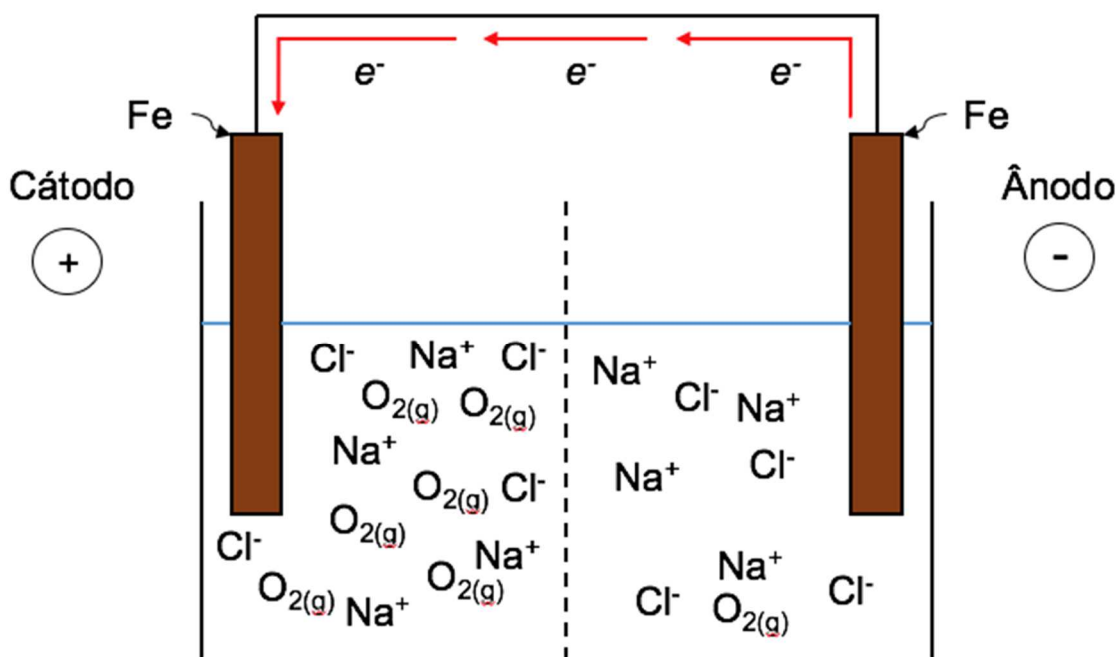


Somando as equações a cima, chegamos na equação global da pilha:



(Equação Global da Pilha e seu potencial padrão)

O desenho esquemático fica da seguinte forma:



b) Sabemos que, para uma determinada reação química, o cálculo da variação de sua energia livre pode ser escrito como:

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln(Q)$$

onde, ΔG é a variação de energia livre para reação, ΔG^0 é a variação de energia livre padrão para a reação, R é a constante dos gases ideais, T a temperatura e Q o coeficiente da reação.

Porém, como: $\Delta G^0 = -nFE^0$ e $\Delta G = -nFE$, onde, n é o número de elétrons envolvidos na reação, F é a constante de Faraday (96500 C.mol^{-1}) e E é o potencial da reação, podemos reescrever a equação acima da seguinte maneira:

$$-nFE = -nFE^0 + RT\ln(Q)$$

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF}\ln(Q)$$

Entretanto, como a questão solicita a constante de equilíbrio para a reação: $2\text{Fe} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + 4\text{OH}^-$, temos que, no equilíbrio $Q = K$ e que $E = 0$, portanto:

$$0 = E^0 - \frac{RT}{nF}\ln(K)$$

como, $E^0 = +0,84 \text{ V}$, $R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$, $T = 298 \text{ K}$, $n = 4$ e $F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$, temos:

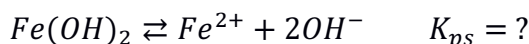
$$\ln(K) = \frac{nFE^0}{RT}$$

$$\ln(K) = \frac{4.96500. \text{C.mol}^{-1}. 0,84. \text{V}}{8,314\text{J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}. 298 \text{ K}}$$

$$\ln(K) = 131$$

$$K = e^{131} = (e^6 \cdot e^6 \cdot e^{1,1})^{10} = (403,43 \cdot 403,43 \cdot 3,0042)^{10} = (4,89 \times 10^5)^{10}$$

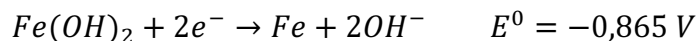
c) É solicitado o cálculo da constante de solubilidade do $\text{Fe}(\text{OH})_2$, a constante refere-se a seguinte reação química:



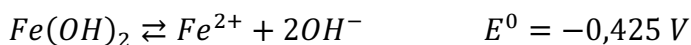
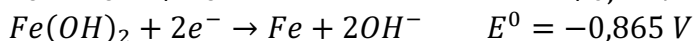
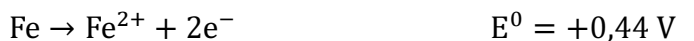
A constante pode ser facilmente obtida partir da fórmula: $\ln(K) = nFE^0/RT$, entretanto, precisamos determinar primeiro E^0 para a reação acima. Dessa forma, temos:



e,



Logo, invertendo a reação de redução do Ferro ($\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}$) e somando-a com a reação de redução do $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ($\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2e^- \rightarrow \text{Fe} + 2\text{OH}^-$), temos:



Com o potencial da reação em mãos, podemos agora determinar o K_{ps} para a reação:

$$\ln(K_{ps}) = nFE^0/RT$$

Como, $E^0 = -0,425 \text{ V}$, $R = 8,314 \text{ J. mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, $T = 298 \text{ K}$, $n = 2$ e $F = 96500 \text{ C. mol}^{-1}$, temos:

$$\ln(K_{ps}) = \frac{2.96500. \text{C. mol}^{-1}. (-0,425. \text{V})}{8,314 \text{ J. mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}$$

$$\ln(K_{ps}) = -33,10$$

$$K_{ps} = e^{-33,10} = e^{-6,0} \cdot e^{-6,0} \cdot e^{-6,0} \cdot e^{-6,0} \cdot e^{-6,0} \cdot e^{-3,1}$$

$$K_{ps} = e^{-33,10} = 0,00248 \cdot 0,00248 \cdot 0,00248 \cdot 0,00248 \cdot 0,00248 \cdot 0,04505$$

$$K_{ps} = 4,2 \times 10^{-15}$$