

Gabarito de Química Frente 02

Módulo 17

01.E

$$P_{\text{total}} = P_{\text{coluna de água}} + P_{\text{atmosférica}}$$

P_{total} à qual o mergulhador está submetido durante o mergulho é igual à pressão do ar que ele respira.

$$P_{\text{O}_2 \text{ máx}} = 1,2 \text{ atm} \begin{array}{l} \text{——— } 20\% \text{ do } P_{\text{ar}} \\ x \text{ —— } 100\% \text{ do } P_{\text{ar}} \end{array}$$
$$x = 6,0 \text{ atm} = P_{\text{total}}$$

$$P_{\text{total}} = P_{\text{coluna de água}} + P_{\text{atmosférica}}$$

$$6,0 \text{ atm} = P_{\text{coluna de água}} + 1,0 \text{ atm}$$

$$P_{\text{coluna de água}} = 5,0 \text{ atm}$$

$$1,0 \text{ atm} \text{ —— } 10 \text{ m}$$

$$5,0 \text{ atm} \text{ —— } x$$

$$x = 50 \text{ m de profundidade}$$

02.D

$$C = KP$$

C = concentração de CO_2 (g/L)

Pelo diagrama, a 12°C , teremos $K = 1,8 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \text{ atm}^{-1}$

P = pressão parcial de $\text{CO}_2 = 6 \text{ atm}$ (12°C)

Substituindo:

$$C = (1,8)(6) = 10,8 \text{ g/L}$$

Massa de CO_2 em 0,1L = 1,08g

Escape do gás = 20% do valor dissolvido

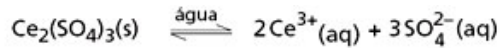
$$\text{massa} = (0,2) \cdot 1,08 = 0,216 \text{ g}$$

Volume que escapa:

$$1 \text{ mol} \text{ —— } 44 \text{ g} \text{ —— } 24 \text{ L}$$
$$0,216 \text{ g} \text{ —— } V$$
$$V = 0,12 \text{ L}$$

$$n^\circ \text{ bolhas} = \frac{0,12 \text{ L}}{6 \cdot 10^{-8} \text{ L/bolha}} = 2 \cdot 10^6 \text{ bolhas}$$

03.E



De acordo com a tabela, o aquecimento diminui a solubilidade deste sal. Logo sua dissolução é exotérmica (libera energia para o ambiente).

Como sua solubilidade aumenta ao se resfriar a solução, este sal não pode ser purificado pelo resfriamento, uma vez que, ao ficar mais solúvel, não precipitará.

Já o equilíbrio



é deslocado para a direita pelo aquecimento. Logo a dissolução deste sal é endotérmica.

A 80°C pode-se dissolver, em 100g de água, até 169,6g de KNO₃.

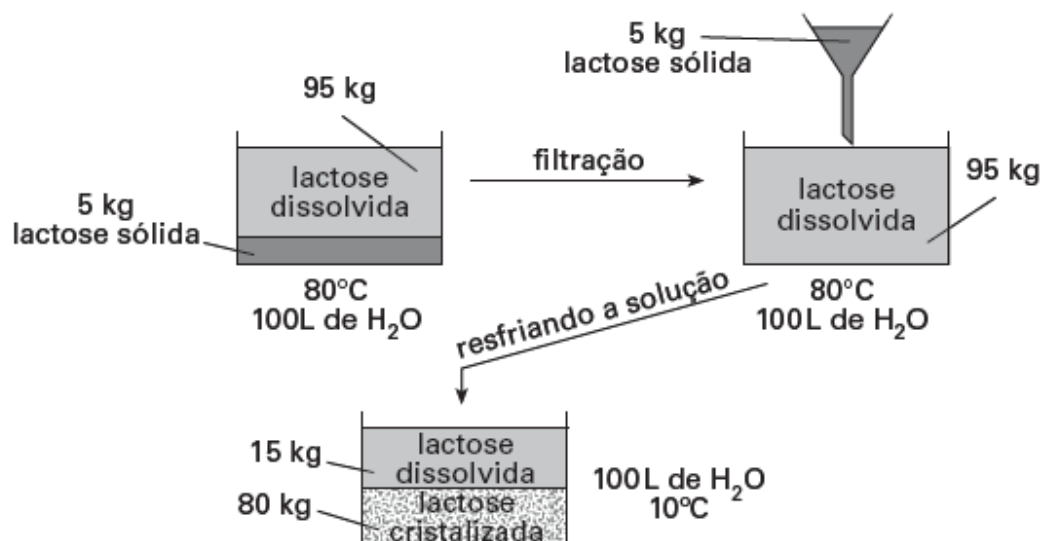
Logo, ao se adicionar 100g deste sal em 100g de água, todo sal estará dissolvido, dando origem a uma solução, ou seja, uma mistura homogênea.

04. C

A solubilidade da lactose a 80°C: 95kg/100L de H₂O.

Ao adicionarmos 100kg de lactose em 100L de H₂O a 80°C, o filtrado será composto por uma solução com 95kg de lactose em 100L de H₂O, ficando retidos no papel de filtro 5kg de lactose.

Ao resfriarmos esta solução a 10°C, haverá cristalização de 80kg de lactose, pois a solubilidade dessa substância é de 15kg/100L de H₂O, nessa temperatura.



05. A

Pelos dados da tabela, verifica-se que a 30°C dissolvem-se 45,8g de KNO_3 em 100g de H_2O .

45,8g de KNO_3 ----- 100g de H_2O

6,87g de KNO_3 ----- x

x = 15g de H_2O

Serão necessários no mínimo 15g de H_2O para dissolver 6,87g de KNO_3 .

06. E

Utilizando o gráfico fornecido temos:

70°C: 60g de cloreto de amônio dissolvido em 100g de água.

30°C: 40g de cloreto de amônio dissolvido em 100g de água.

A massa de sal que precipita: 60g – 40g = 20g

07.

a) A= supersaturada

B=saturada

C=insaturada

b) Utilizando o gráfico fornecido temos:

30°C: 10g de sal dissolvido em 100g de água.

A massa de sal que cristaliza: 40 – 10 = 30 g

c) Utilizando o gráfico fornecido temos:

40°C: 30g de sal dissolvido em 100g de água.

X ----- 80 g

x = 24 g

Portanto o precipitado é 6 g.

08.

Utilizando o gráfico fornecido temos:

30°C: 6 g de sal dissolvido em 100 mL de água

X----- 500 mL

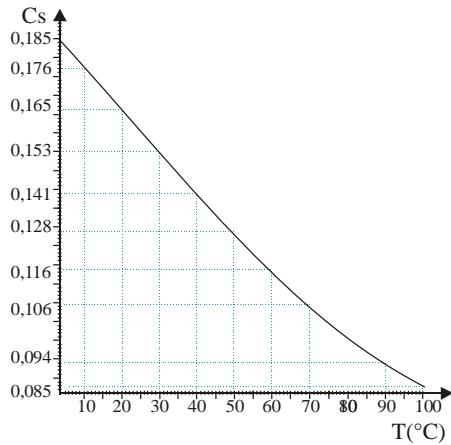
X = 30 g

massa precipitada (não dissolvida) = 20 g de A

massa dissolvida = 30 g de A

09.

a)



b) Exotérmica: o coeficiente de solubilidade diminui à medida que a temperatura aumenta.

10.

a) pelo coeficiente de solubilidade presente no gráfico e considerando que a solução está saturada para os dois sais, temos:

NaCl : 40,0g

NaClO₃ : 170,0g

H₂O = 100,0g

o que resulta em uma massa de 310g da mistura

b) O gráfico mostra que, a 25°C, continuam em solução, em 100 g de H₂O, aproximadamente 38 g de NaCl e 100 g de NaClO₃. Assim, a massa de material cristalizado é formada por 2 g de NaCl e 70 g de NaClO₃. Pureza de NaClO₃ = 97,2%

c) A dissolução, em água, do NaClO₃ aumenta com o aumento da temperatura como pode ser observado no gráfico. Portanto, o processo absorve calor (endotérmico).

Módulos 18 E 19

01. A

Quantidade diária de cálcio recomendada = $2,4 \cdot 10^{-2}$ mol.

Copo de 200 mL de leite = 25% da quantidade de cálcio recomendada

$$\begin{array}{r} 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \text{ — } 100\% \\ x \text{ — } 25\% \end{array}$$

$$x = 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol de cálcio em 200 mL de leite.}$$

Em 1,0 L de leite temos

$$\begin{array}{r} 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol de cálcio} \text{ — } 0,2 \text{ L} \\ x \text{ — } 1,0 \text{ L} \end{array}$$

$$x = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol de cálcio}$$

A massa de cálcio em 1,0 L desse leite é

$$1 \text{ mol de cálcio} \text{ — } 40 \text{ g}$$

$$3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \text{ — } x$$

$$x = 1,2 \text{ g de cálcio}$$

$$x = 1200 \text{ mg de cálcio}$$

02. A

$M(\text{C}_4\text{H}_7\text{ON}_3) = 113 \text{ g/mol}$

Cálculo da massa de creatinina:

$1 \text{ mol C}_4\text{H}_7\text{ON}_3 \text{ — } 3 \text{ mol N}$

$113 \text{ g C}_4\text{H}_7\text{ON}_3 \text{ — } 42 \text{ g N}$

$m \text{ — } 0,84 \text{ g N}$

$$m = \frac{113 \text{ g} \cdot 0,84 \text{ g}}{42 \text{ g}} = 2,26 \text{ g} = 2260 \text{ mg}$$

Coefficiente de creatinina = $\frac{\text{mg creatinina em 24 h}}{\text{kg peso corporal}}$

Massa do indivíduo = 80 kg.

Portanto teremos:

$$\text{Coefficiente de creatinina} = \frac{2260}{80} = 28,25.$$

03. D

A concentração dos íons dissolvidos independe do volume do plasma, por exemplo:

$$[\text{Na}^+] = 1,4 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L} \left\{ \begin{array}{l} 100 \text{ mL de plasma} \\ 1000 \text{ mL de plasma} \end{array} \right.$$

A concentração dos íons diminui quando se adiciona água à amostra do plasma.

04.B

Cálculo da massa molar de $C_6H_8O_6$:

$$M = 6(12) + 8(1) + 6(16) = 176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Cálculo da quantidade em mol:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ————— } 176 \text{ g} \\ n \text{ ————— } 500 \cdot 10^{-3} \text{ g} \\ n = 2,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \end{array}$$

Cálculo da concentração em mol/L:

$$\begin{array}{l} 0,2 \text{ L} \text{ ————— } 2,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \\ 1 \text{ L} \text{ ————— } x \\ x = 14,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = 0,0142 \text{ mol/L} \end{array}$$

05.D

$$\begin{array}{l} \text{KMnO}_4 = 158 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad V = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L} \\ 1 \text{ mol KMnO}_4 \text{ ————— } 158 \text{ g} \\ 0,01 \text{ mol KMnO}_4 \text{ ————— } x \\ x = 1,58 \text{ g KMnO}_4 \\ 0,01 \text{ mol} = 1,58 \text{ g KMnO}_4 \text{ ————— } 1,0 \text{ L} \\ x \text{ ————— } 0,2 \text{ L} \\ x = 0,316 \text{ g KMnO}_4 \end{array}$$

06. A

$$\left\{ \begin{array}{l} 100 \text{ g solução ————— } 15 \text{ g de HNO}_3 \\ 2000 \text{ g solução ————— } x \end{array} \right.$$
$$x = \frac{2000 \text{ g} \cdot 15 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 300 \text{ g} = 0,300 \text{ kg de HNO}_3$$
$$\text{Massa de água} = 2000 \text{ g} - 300 \text{ g} = 1700 \text{ g} = 1,700 \text{ kg de H}_2\text{O}$$

07.

K_2SO_4

78 mg de K _____ 32 mg de S

312 mg de K _____ X

X = 128 mg de S

$MgSO_4$

24 mg de Mg _____ 32 mg de S

48 mg de Mg _____ Y

Y = 64 mg de S

A concentração de enxofre na solução nutriente = X + Y = 192 mg/L

08.

a) Cálculo da quantidade de matéria de NaOH:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ----- } 40\text{g} \\ x \text{ ----- } 4\text{g} \end{array} \right\} \boxed{x = 0,1 \text{ mol}}$$

Cálculo da concentração da solução resultante da lavagem da embalagem I (vamos admitir o volume da solução aproximadamente igual ao volume de água).

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1\text{L}} = \boxed{0,1 \text{ mol/L}}$$

b) Cálculo da concentração da solução resultante da primeira lavagem da embalagem II:

09.

a) De acordo com o gráfico, em meados de 1979, havia aproximadamente:

Concentração de chumbo = 115 microgramas/L = $115 \cdot 10^{-6}$ g/L

Cálculo da quantidade em mol:

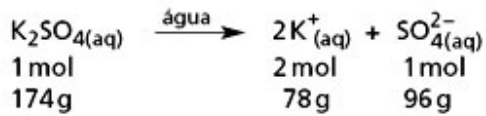
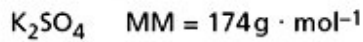
$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol Pb} \text{ ----- } 207\text{g} \\ n \text{ ----- } 115 \cdot 10^{-6}\text{g} \end{array}$$

$$n = 5,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol}$$

Essa será também a quantidade em mol do tetraetilchumbo, $(\text{C}_2\text{H}_5)_4\text{Pb}$, já que cada molécula contém um átomo de chumbo. Logo: concentração de tetraetilchumbo = $5,5 \cdot 10^{-7}$ mol/L.

b) Não. As unidades do gráfico mostram que apenas uma parte do chumbo emitido pela gasolina é absorvida pelos seres humanos.

10.



17,5g corresponde a aproximadamente 0,1 mol de K_2SO_4 , assim teremos na solução:

0,2 mol de $\text{K}^+_{(\text{aq})}$ e

0,1 mol de $\text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-}$

$$\eta_{\text{K}^+_{(\text{aq})}} = \frac{0,2 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,4 \text{ mol/L}$$

$$\eta_{\text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-}} = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol/L}$$

Módulo 20

01.D

$$\text{limite máximo de Hg}^{2+} \begin{cases} = 6 \text{ mg/L} \\ = 6 \cdot 10^{-3} \text{ g/L} \end{cases}$$

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol Hg}^{2+} & \text{---} & 200 \text{ g} \\ x & \text{---} & 6 \cdot 10^{-3} \text{ g} \end{array}$$

$$x = \frac{6 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{200 \text{ g}} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

Assim, a concentração em mol/L será: $3,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

02. B

$$C = \text{MM} \times \mu$$

$$\mu = C/\text{MM}$$

$$\mu = 25,6/128$$

$$\mu = 0,2 \text{ mol/l}$$

03. C

1) Calculo da massa de ácido sulfúrico:

1960 Kg ----- 100%

X ----- 50%

$$X = 980 \text{ Kg}$$

2) Calculo do numero de mols do ácido:

1 mol ----- 98 g

Y ----- $980 \times 10^3 \text{ g}$

$$Y = 1 \times 10^4 \text{ mol}$$

3) Calculo do volume de ácido:

1 mL ----- 1,4 g

Z ----- $980 \times 10^3 \text{ g}$

$$Z = 700 \text{ L}$$

4) Calculo da molaridade:

$$\mu = n/v$$

$$\mu = 1 \times 10^4 / 700$$

$$\mu = 14,2 \text{ mol/L}$$

04. D

1) Cálculo da massa de água fluoretada em 2L, admitindo densidade igual a 1g/mL

1g de H₂O ----- 1mL

x ----- 2000mL

$$x = 2000\text{g de H}_2\text{O}$$

2) Cálculo da massa de flúor nesses 2 litros dessa água

0,9g de flúor ----- 106g de água

y ----- 2000g de água

$$Y = 1,8 \text{ mg de fluor.}$$

05. B

Calculo da massa de etanol:

$$\begin{array}{l} V = 5L = 5000\text{mL} \\ 1\text{ mL} \text{ ————— } 0,8\text{g} \\ 5000\text{ mL} \text{ ————— } m \\ m = 4000\text{g} = 4\text{kg.} \end{array}$$

A solução terá 0,5 mol de I_2/kg (etanol).

Logo, 4kg de etanol dissolverão 2 mol de iodo.

$$\begin{array}{l} 1\text{ mol } \text{I}_2 \text{ ————— } 254\text{g} \\ 2\text{ mol } \text{I}_2 \text{ ————— } x \\ x = 508\text{g} \end{array}$$

06. D

1) Calculo da molaridade do ácido:

$$\begin{aligned} \mu \times \text{MM} &= 1000 \times d \times T \\ \mu &= 1000 \times d \times T/\text{MM} \\ \mu &= 1000 \times 1,84 \times 0,98/98 \\ \mu &= 18,4 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

2) Pela diluicao temos:

$$\begin{aligned} \mu_1 \times V_1 &= \mu_2 \times V_2 \\ 18,4 \times V_1 &= 1,5 \times 1 \\ V_1 &= 0,0817 \text{ L ou } 81,7 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

07.

Calculo da molaridade do ácido:

$$\begin{aligned} \mu \times \text{MM} &= 1000 \times d \times T \\ \mu &= 1000 \times d \times T/\text{MM} \\ \mu &= 1000 \times 1,18 \times 0,374/36,5 \\ \mu &= 12,1 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

08.

$\text{K}_2\text{SO}_4 = 0,2\text{mol/L}$ e $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 0,01 \text{ mol/L}$

09.

O composto com fórmula molecular é $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$ presente na tabela é 1,1 dicloroetano.

A massa molecular de 1,1 dicloroetano é: $2 \times 12 + 2 + 2 \times 35,5 = 97\text{g}$

O número de mols (n) de 1,1 dicloroetano presente em 1 L desta amostra de água é obtido pela seguinte relação:

$$200 \text{ mL} \leftrightarrow 0,25 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

$$1000 \text{ mL} \leftrightarrow n$$

$$\text{Obtém-se } n = 1,25 \times 10^{-7} \text{ mol.}$$

Módulo 21

01. E

Durante a lavagem, ocorre perda de $\text{Cl}_2(\text{g})$:



O equilíbrio se desloca para a esquerda, diminuindo a concentração de cloro ativo (HClO).

02. A

1) Cálculo da molaridade de KH_2PO_4

$$\mu = n / V(\text{L})$$

$$\mu = 0,025 / 1$$

$$\mu = 0,025 \text{ mol/L}$$

- Pela ionização do sal temos:



$$0,025 \text{ M} \text{ ----- } 0,025 \text{ M}$$

Portanto a $[\text{K}^+] = 0,025 \text{ M}$

2) Cálculo da molaridade de KOH

$$\mu = n / V(\text{L})$$

$$\mu = 0,03 / 1$$

$$\mu = 0,03 \text{ mol/L}$$

- Pela ionização do sal temos:



$$0,03 \text{ M} \text{ ----- } 0,03 \text{ M}$$

Portanto a $[\text{K}^+] = 0,03 \text{ M}$

3) Portanto a concentração total de mols de K^+ : $0,055 \text{ M}$

03. D

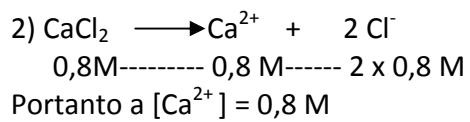
$$\mu_1 \times V_1 = \mu_2 \times V_2$$
$$5 \times V_1 = 0,1 \times 250$$

$$V_1 = 5 \text{ mL}$$

04.C

1) Calculo da molaridade final do cloreto de calcio.

$$\mu_1 \times V_1 = \mu_2 \times V_2$$
$$0,4 \times 400 = \mu_2 \times 200$$
$$\mu_2 = 0,8 \text{ mol/L}$$



05. E

$$\mu_1 \times V_1 = \mu_2 \times V_2$$
$$0,2 \times 100 = 0,05 \times V_2$$
$$V_2 = 400 \text{ mL}$$

$$V_{\text{adicionado}} = V_2 - V_1$$
$$V_{\text{adicionado}} = 400 - 100$$
$$V_{\text{adicionado}} = 300 \text{ mL}$$

06.D

07.

a) Após redução do volume até 5,0 mL, temos:

$$[\text{capsaicina}] = \frac{\text{Quantidade de capsaicina}}{\text{Volume da solução}}$$

$$[\text{capsaicina}]_{5,0\text{mL}} = \frac{Q_{\text{cap.}}}{5\text{mL}} = C_1$$

Diluição com etanol até 50 mL de solução alcoólica:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2} = \frac{\frac{Q_{\text{cap.}}}{5\text{mL}} \cdot 5\text{mL}}{50\text{mL}} = \frac{Q_{\text{cap.}}}{50\text{mL}}$$

Porção de 10 mL de concentração $\frac{Q_{\text{cap.}}}{50\text{mL}}$ é diluída a 25 mL:

$$C_2 V_2 = C_3 V_3$$

$$\frac{Q_{\text{cap.}}}{50\text{mL}} \cdot 10\text{mL} = C_3 \cdot 25\text{mL}$$

$$C_3 = \frac{Q_{\text{cap.}}}{125\text{mL}} = [\text{capsaicina}]_{\text{solução final}}$$

Portanto:

$$\frac{[\text{capsaicina}]_{5,0\text{mL}}}{[\text{capsaicina}]_{\text{solução final}}} = \frac{\frac{Q_{\text{cap.}}}{5\text{mL}}}{\frac{Q_{\text{cap.}}}{125\text{mL}}} = \frac{125}{5} = 25.$$

b) Calculando as áreas dos triângulos A e B, de acordo com o gráfico, temos:

$$\text{Área (A)} = \frac{2 \cdot 3}{2} = 3 \text{ unidades.}$$

$$\text{Área (B)} = \frac{3 \cdot 1}{2} = 1,5 \text{ unidades.}$$

$$\text{Área de A} = 2 \cdot \text{Área de B}$$

$$[\text{di-hidrocapsaicina}] = 2 \cdot [\text{capsaicina}]$$

Portanto:

triângulo A = di-hidrocapsaicina

triângulo B = capsaicina

08.

$$a) m = d \cdot V \Rightarrow m = 0,8 \cdot 2 \Rightarrow m = 1,6 \text{ g de álcool}$$

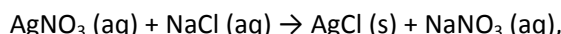
b) O procedimento II.

No procedimento I, a cada enxágue, o volume de 2 mL restante é diluído aproximadamente 100 vezes, portanto a concentração final será 10^4 vezes menor que a inicial.

No procedimento II, a cada enxágue, o volume de 2 mL restante é diluído aproximadamente 10 vezes, portanto a concentração final será 10^{10} vezes menor que a inicial.

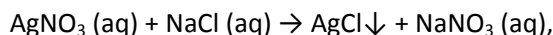
09.

- a) AgCl vai precipitar nessa reação por apresentar o menor coeficiente de solubilidade (ou menor grau de solubilidade ou por ser menos solúvel ou por ser mais insolúvel).



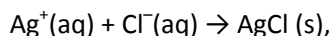
pois apresenta o menor coeficiente de solubilidade (ou menor grau de solubilidade ou por ser menos solúvel ou por ser mais insolúvel).

ou



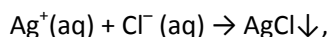
pois apresenta o menor coeficiente de solubilidade (ou menor grau de solubilidade ou por ser menos solúvel ou por ser mais insolúvel).

ou



pois apresenta o menor coeficiente de solubilidade (ou menor grau de solubilidade ou por ser menos solúvel ou por ser mais insolúvel).

ou



pois apresenta o menor coeficiente de solubilidade (ou menor grau de solubilidade ou por ser menos solúvel ou por ser mais insolúvel).

- b) Concentração molar,

$$M = n/V \quad M = m/(MM \times V) = 29/(58 \times 1) = 0,5 \text{ mol/L.}$$

Essa concentração é maior do que a do soro fisiológico (0,15 mol/L), portanto a solução não pode ser usada como soro.

Como essa solução está mais concentrada em relação ao soro fisiológico, o procedimento seria realizar uma diluição com água para se obter a concentração do soro fisiológico (0,15 mol/L).

10.

a)

MM NaOH = 40 g

$$\mu = m/MM \times V(L)$$

$$m = \mu \times MM \times V$$

$$m = 2 \times 40 \times 0,05$$

$$m = 4 \text{ g}$$

b) Resfriar o sistema , facilitando a liberaç o de calor, pois trata-se de uma rea o ext rmica.

c)

1) Calculo do titulo da base:

$$\mu \times MM = 1000 \times d \times T$$

$$T = \mu \times MM/1000 \times d$$

$$T = 2 \times 40/ 1000 \times 1$$

$$T = 0,08 \text{ ou } 8\%$$

2) Utilizando a diluic o temos:

$$T_1 \times V_1 = T_2 \times V_2$$

$$8 \times 50 = 5 \times V_2$$

$$V_2 = 80 \text{ mL}$$

Portanto o volume adicionado   de 30 mL

Módulos 22 e 23

01. C

1)

$$\mu_1 \times V_1 + \mu_2 \times V_2 = \mu_f \times V_f$$

$$4 \times V_1 + 1,5 \times V_2 = 2,5 \times 400$$

$$4V_1 + 1,5V_2 = 1000$$

$$2) V_1 + V_2 = 400$$

$$V_2 = 400 - V_1$$

$$3) 4 V_1 + 1,5 (400 - V_1) = 1000$$

$$4V_1 + 600 - 1,5V_1 = 1000$$

$$2,5 V_1 = 400$$

$$V_1 = 160 \text{ mL}$$

$$4) V_2 = 400 - 160$$

$$V_2 = 240 \text{ mL}$$

02.A

Inicialmente, podemos calcular as quantidades em mol(n) de cada íon nas respectivas soluções:

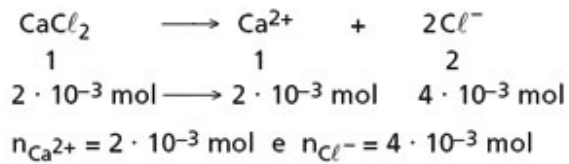
- Solução de CaCl_2 :

$$V = 20 \text{ mL}$$

$$[\text{CaCl}_2] = 0,10 \text{ mol/L}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ L} \text{ — } 0,10 \text{ mol de } \text{CaCl}_2 \\ 0,02 \text{ L} \text{ — } x \end{array} \right.$$

$$x = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{CaCl}_2 \text{ dissociados, ou seja:}$$



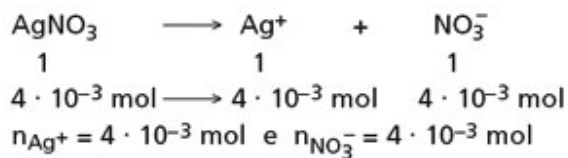
- Solução de AgNO_3 :

$$V = 20 \text{ mL}$$

$$[\text{AgNO}_3] = 0,20 \text{ mol/L}$$

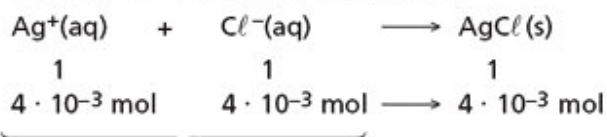
$$\begin{cases}
 1 \text{ L} \longrightarrow 0,20 \text{ mol de AgNO}_3 \\
 0,02 \text{ L} \longrightarrow y
 \end{cases}$$

$y = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de AgNO_3 dissociados, ou seja:



Na mistura, teremos um volume final de 40 mL, com precipitação de AgCl :

íons Ag^+ e Cl^- : ocorre precipitação.



Não há excesso; logo teremos na solução:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] \approx 0$$

- *íon Ca^{2+}* : não há precipitação.

$$\begin{cases}
 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \longrightarrow 0,04 \text{ L} \\
 x \longrightarrow 1 \text{ L}
 \end{cases}$$

$$x = [\text{Ca}^{2+}] = 0,05 \text{ mol/L}$$

- *íon NO_3^-* : não há precipitação.

$$\begin{cases}
 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \longrightarrow 0,04 \text{ L} \\
 y \longrightarrow 1 \text{ L}
 \end{cases}$$

$$y = [\text{NO}_3^-] = 0,10 \text{ mol/L}$$

03. B

Cálculo da quantidade em mol de HCl consumido:

$$\begin{cases} 1000\text{mL solução} \longrightarrow 0,5 \text{ mol} \\ 500\text{mL solução} \longrightarrow x \end{cases}$$

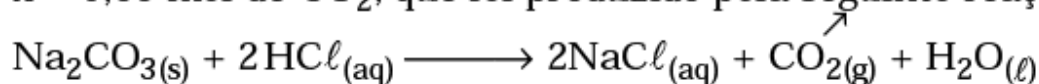
$$x = 0,25 \text{ mol de HCl.}$$

Atenção: esta quantidade em mol de HCl foi gasta para reagir com o Na₂CO₃ e NaOH.

Cálculo da quantidade em mol de CO₂ produzido:

$$\begin{cases} 24,6\text{L} \longrightarrow 1 \text{ mol} \\ 1,23\text{L} \longrightarrow x \end{cases}$$

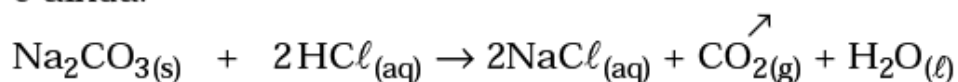
x = 0,05 mol de CO₂, que foi produzido pela seguinte reação:



$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol} & \xrightarrow{\quad\quad\quad} & 1 \text{ mol} \\ x & \xleftarrow{\quad\quad\quad} & 0,05 \text{ mol} \end{array}$$

x = 0,05 mol de Na₂CO₃ na mistura

e ainda:



$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol} & \text{---} & 2 \text{ mol} \\ 0,05 \text{ mol} & \text{---} & x \end{array}$$

x = 0,10 mol de HCl gasto para reagir com o Na₂CO₃. Assim temos:

$$\underbrace{0,25 - 0,10}_{\text{TOTAL}} = 0,15 \text{ mol de HCl gasto na reação com o NaOH}$$



$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol} & \text{---} & 1 \text{ mol} \\ 0,15 \text{ mol} & \text{---} & x \end{array}$$

x = 0,15 mol de NaOH na mistura.

04. A

Para obtermos:

$$V = 100\text{mL} = 0,1\text{L}$$

$$\text{NaCl } 0,1 \text{ mol/L}$$

devemos misturar:

$$\text{Massa molar NaOH} = 40\text{g mol}^{-1}$$

$$\text{HCl} = 36,5\text{g mol}^{-1}$$

$$V = 100\text{mL} \quad \text{HCl} = 0,1\text{L}$$

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

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

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

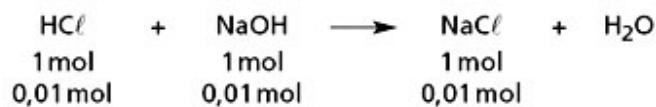
$$x = 0,01 \text{ mol de HCl}$$

$$m = 0,4 \text{ g NaOH}$$

$$1 \text{ mol NaOH} \text{ --- } 40\text{g}$$

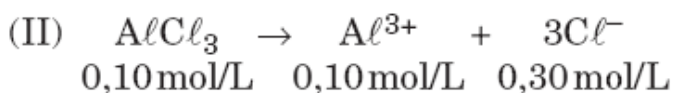
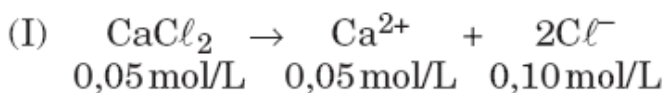
$$x \text{ --- } 0,4\text{g}$$

$$x = 0,01 \text{ mol NaOH}$$



$$\left\{ \begin{array}{l} V = 0,1\text{L} \\ \text{concentração em mol/L} = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,1\text{L}} \quad \text{NaCl} = 0,1 \text{ mol/L} \end{array} \right.$$

05.A



Mistura de soluções (considerando os íons cloreto)

$$\begin{aligned} n_{\text{I}}V_{\text{I}} + n_{\text{II}}V_{\text{II}} &= n_{\text{III}}V_{\text{III}} \\ 0,10 \text{ mol/L} \cdot 200 \text{ mL} + 0,30 \text{ mol/L} \cdot 600 \text{ mL} &= n_{\text{III}} \cdot 800 \text{ mL} \\ 20 \text{ mol/L} + 180 \text{ mol/L} &= n_{\text{III}} \cdot 800 \\ n_{\text{III}} &= \frac{200 \text{ mol/L}}{800} = 0,25 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

06.D

Na titulação de proporção 1 : 1, tem-se: $\eta_{\text{Cu}} V_{\text{Cu}} = \eta_{\text{EDTA}} V_{\text{EDTA}}$
 $\eta_{\text{Cu}}(5,0\text{mL}) = (1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(4,0\text{mL})$
 $\eta_{\text{Cu}} = \frac{4,0 \cdot 10^{-3}}{5,0} = 0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$

Em 1,0L, tem-se: $1 \text{ mol Cu} \text{ --- } 63,5 \text{ g}$
 $0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \text{ --- } m$
 $m = 50,8 \cdot 10^{-3} \text{ g ou } 50,8 \text{ mg}$

Logo, a concentração de cobre será: $50,8 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$

07.

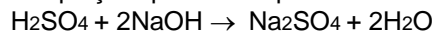
Cálculo da quantidade de matéria do H_2SO_4 na solução:

$1\text{L} \text{ --- } 1,60 \text{ mol}$
 $0,1\text{L} \text{ --- } x$
 $x = 0,160 \text{ mol}$

Cálculo da quantidade de matéria do NaOH na solução:

$1\text{L} \text{ --- } 1,00 \text{ mol}$
 $0,4\text{L} \text{ --- } y$
 $y = 0,400 \text{ mol}$

A equação química do processo:



$1 \text{ mol} \quad 2 \text{ mol} \quad 1 \text{ mol}$
 $0,160 \text{ mol} \quad 0,320 \text{ mol} \quad 0,160 \text{ mol}$

Excesso de NaOH :

$0,400 \text{ mol} - 0,320 \text{ mol} = 0,08 \text{ mol}$

A solução é básica.

b) $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = \frac{[0,160] \text{ mol}}{0,500\text{L}}$

$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 0,320 \text{ mol/L}$

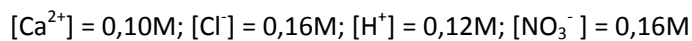
08.

a) No ponto de equivalência da titulação entre HCl e NaOH teremos $\text{pH} = 7$, pois a reação produz cloreto de sódio (NaCl), um sal que não sofre reação de hidrólise.

b) Numa titulação, o indicador deve mudar de cor num intervalo de pH que seja o mais próximo possível do pH do ponto de equivalência.

Assim, já que o pH do ponto de equivalência é 7, deve-se utilizar fenolftaleína, cuja cor começa a mudar a partir de $\text{pH} = 8$.

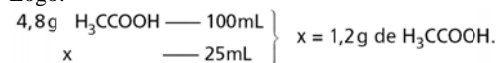
09.



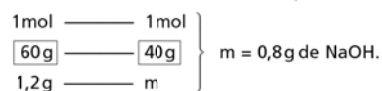
10.

Devemos considerar que o vinagre apresenta 4,8g de ácido acético em 100mL de solução.

Logo:



Em cada análise:



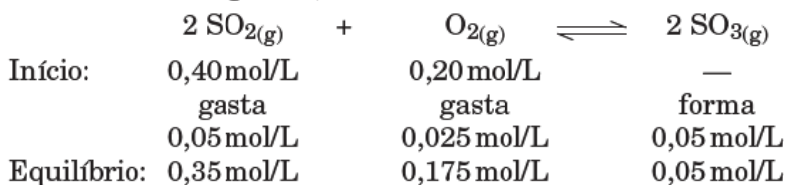
De acordo com o enunciado, são realizadas 264 análises em um mês de trabalho. Logo a massa média de NaOH consumida é:

$$0,8\text{g} \times 264 = 211,2\text{g}.$$

Módulos 24

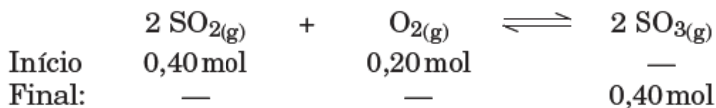
01.A

De acordo com o gráfico, temos:



Os valores, no equilíbrio, estão aproximados.

Supondo que houvesse reação completa, com todo o SO_2 se transformando em SO_3 , teríamos:



Iniciando-se a reação com 0,40 mol de SO_3 em 1L, o estado de equilíbrio alcançado será o mesmo, com aproximadamente os seguintes valores:

$$[\text{SO}_2] = 0,35 \text{ mol/L}$$

$$[\text{O}_2] = 0,175 \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_3] = 0,05 \text{ mol/L},$$

uma vez que a experiência foi realizada à mesma temperatura.

02.B

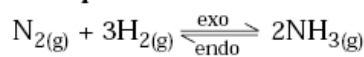
Se a reação na experiência I fosse irreversível, as quantidades de ácido carboxílico e álcool obtidas ao final seriam de 1,0mol, o que equivale ao início da reação na experiência II. Portanto, as experiências I e II, admitindo-se que ocorram na mesma temperatura, atingirão a mesma posição de equilíbrio, com iguais quantidades e, então, $n_I = n_{II}$.

Admitindo-se que a experiência III ocorra na mesma temperatura, a maior quantidade inicial de éster em relação à experiência I fará com que o equilíbrio fique mais deslocado para a direita, levando a uma quantidade maior de ácido carboxílico no equilíbrio.

Portanto: $n_I = n_{II} < n_{III}$.

03.A

Para o equilíbrio A:



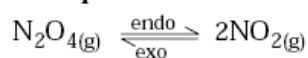
$$K_p = \frac{(P_{\text{NH}_3})^2}{(P_{\text{N}_2}) \cdot (P_{\text{H}_2})^3}$$

A reação direta é exotérmica, e a espécie predominante no equilíbrio a 175°C é $\text{NH}_{3(g)}$.

De acordo com o Princípio de Le Chatelier, um aumento de temperatura desloca o equilíbrio para a esquerda, diminuindo a quantidade de $\text{NH}_{3(g)}$ e também a constante de equilíbrio.

Apenas a constante K_3 da tabela apresentada tem o seu valor diminuído com a elevação da temperatura, portanto deve corresponder ao equilíbrio A.

Para o equilíbrio B:

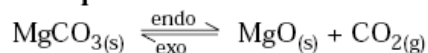


$$K_p = \frac{(P_{\text{NO}_2})^2}{(P_{\text{N}_2\text{O}_4})}$$

A reação direta é endotérmica, e a espécie predominante no equilíbrio a 175°C é $\text{NO}_2(\text{g})$, o que deve fornecer uma constante de equilíbrio maior que 1.

De acordo com o Princípio de Le Chatelier, um aumento na temperatura deve deslocar o equilíbrio para a direita, favorecendo a formação de NO_2 e aumentando ainda mais o valor da constante de equilíbrio. Conforme a tabela, a constante K_1 é maior que 1 a 175°C e aumenta com a elevação da temperatura, correspondendo ao equilíbrio B.

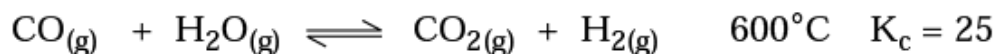
Para o equilíbrio C:



$$K_p = (P_{\text{CO}_2})$$

A reação direta endotérmica. Pelo Princípio de Le Chatelier, um aumento de temperatura desloca o equilíbrio para a direita, favorecendo a formação de CO_2 e aumentando o valor da constante de equilíbrio, o que pode ser comprovado na tabela para a constante K_2 .

04.D



$$Q_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$Q_c = \frac{\frac{2 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \frac{2 \text{ mol}}{1 \text{ L}}}{\frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ L}}} = 4$$

O sistema não está em equilíbrio, pois $Q_c \neq K_c$.

Como $Q_c = 4 \xrightarrow{\text{tende a}} K_c = 25$,

logo as concentrações de $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2(\text{g})$ devem aumentar.

Assim:

	$\text{CO}_{(g)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	\rightleftharpoons	$\text{CO}_{2(g)}$	+	$\text{H}_{2(g)}$
Início	1 mol		1 mol		2 mol		2 mol
	gasta		gasta		forma		forma
	x		x		x		x
Equilíbrio	1 - x		1 - x		2 + x		2 + x

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}$$

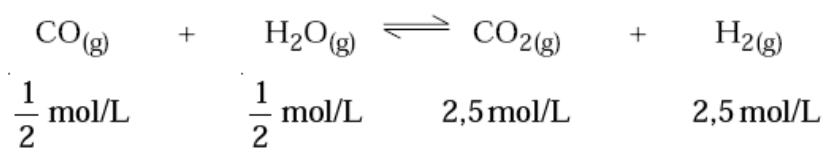
$$K_c = \frac{\left(\frac{2+x}{1}\right)\left(\frac{2+x}{1}\right)}{\left(\frac{1-x}{1}\right)\left(\frac{1-x}{1}\right)}$$

$$25 = \frac{(2+x)^2}{(1-x)^2}$$

$$5^2 = \frac{(2+x)^2}{(1-x)^2}$$

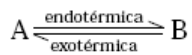
$$5 = \frac{2+x}{1-x} \quad \therefore \quad \boxed{x = \frac{1}{2}}$$

Logo, no equilíbrio, teremos:

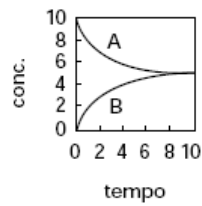


Assim, as concentrações em mol/L de CO e CO₂ são, respectivamente, 0,5 e 2,5.

05. C

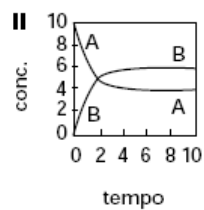


Experimento X a 20°C, sem catalisador.



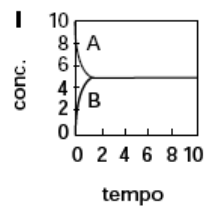
Experimento Y a 100°C, sem catalisador.

O aumento da temperatura favorece a reação endotérmica, acarretando um aumento na concentração de B e uma diminuição na concentração de A.



Experimento Z a 20°C, com catalisador.

A adição do catalisador não irá provocar uma variação nas concentrações de A e B; simplesmente irá diminuir o tempo para o estabelecimento do equilíbrio.



06. A

ácido etanóico + etanol \rightleftharpoons acetato de etila + água



$$K_c = \frac{[\text{acetato de etila}] [\text{água}]}{[\text{ácido etanóico}] [\text{etanol}]} = 4 = \frac{[Z] [W]}{[X] [Y]}$$

	X	+	Y	\rightleftharpoons	Z	+	W
inicial	6 mols		6 mols		0		0
	gasta		gasta		forma		forma
	4 mols		4 mols		4 mols		4 mols
equilíbrio	2 mols		2 mols		4 mols		4 mols

$$K_c = \frac{\left(\frac{4}{V}\right)\left(\frac{4}{V}\right)}{\left(\frac{2}{V}\right)\left(\frac{2}{V}\right)} = 4$$

Legenda: \circ = hidrogênio

\bigcirc = carbono

\bullet = oxigênio

07.

- a) $K_c = 1,80$
- b) $[PCl_3] = 0,95 \text{ molxL}^{-1}$
 $[PCl_5] = 0,45 \text{ molxL}^{-1}$
 $[Cl_2] = 0,85 \text{ molxL}^{-1}$
- c) $K_c = 1,80$, K_c não altera com a variação da concentração

08.

a)

	Ácido acético(ℓ)	+ Etanol(ℓ)	\rightleftharpoons	Acetato de etila(ℓ)	+ Água(ℓ)
Início:	0 mol	0 mol		2 mol	2 mol
	Forma-se	Forma-se		Gasta-se	Gasta-se
	x	x		x	x
Equilíbrio:	x mol	x mol		2-x mol	2-x mol

$$K_c = \frac{[\text{Acetato de Etila}] \cdot [\text{Água}]}{[\text{Ácido Acético}] \cdot [\text{Etanol}]}, \text{ a } 100^\circ\text{C teremos:}$$

$$4 = \frac{\frac{2-x \text{ mol}}{V_L} \cdot \frac{2-x \text{ mol}}{V_L}}{\frac{x \text{ mol}}{V_L} \cdot \frac{x \text{ mol}}{V_L}}$$

$$4 = \frac{(2-x)^2}{x^2} \Rightarrow \sqrt{4} = \sqrt{\frac{(2-x)^2}{x^2}} \Rightarrow 2 = \frac{2-x}{x}$$

$$2x = 2 - x \Rightarrow 3x = 2$$

$$x = \frac{2}{3}$$

Logo, teremos $\frac{2}{3}$ mol de ácido acético.

b)

	Ácido acético(ℓ)	+ Etanol(ℓ)	\rightleftharpoons	Acetato de etila(ℓ)	+ Água(ℓ)
Início:	x mol	1 mol		0 mol	0 mol
	Gastam-se	Gastam-se		Formam-se	Formam-se
	0,9 mol	0,9 · 1 mol		0,9 mol	0,9 mol
Equilíbrio:	x - 0,9 mol	0,1 mol		0,9 mol	0,9 mol

$$K_c = \frac{[\text{Acetato de etila}] \cdot [\text{Água}]}{[\text{Ácido acético}] \cdot [\text{Etanol}]}, \text{ a } 100^\circ\text{C} \text{ teremos:}$$

$$4 = \frac{\frac{0,9 \text{ mol}}{V_L} \cdot \frac{0,9 \text{ mol}}{V_L}}{\frac{x - 0,9 \text{ mol}}{V_L} \cdot \frac{0,1 \text{ mol}}{V_L}} \Rightarrow 4 = \frac{0,9 \cdot 0,9}{(x - 0,9) \cdot 0,1}$$

$$0,4(x - 0,9) = 0,81 \Rightarrow 0,4x - 0,36 = 0,81$$

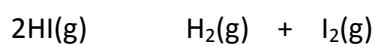
$$0,4x = 1,17 \Rightarrow x = 2,925$$

Quantidade de Ácido acético no equilíbrio: $x - 0,9$.

Logo: $2,925 - 0,9 = 2,025 \text{ mol}$

09.

A)



	2HI	H ₂	I ₂
I	0,8 mol	0	0
R/F	0,6 mol	0,3 mol	0,3 mol
E	0,2 mol	0,3 mol	0,3 mol

- Calculo do grau de dissociação

$$\alpha = n \text{ reagiu} / n \text{ total}$$

$$\alpha = 0,6 / 0,8$$

$$\alpha = 0,75 \text{ ou } 75\%$$

B)

Considerando que o ambiente possui volume V temos as concentrações:

$$[\text{HI}] = 0,2/V$$

$$[\text{H}_2] = 0,3/V$$

$$[\text{I}_2] = 0,3/V$$

$$K_c = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]}$$

$$K_c = \frac{[\text{H}_2] \times [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$$

$$K_c = \frac{[0,3/V] \times [0,3/V]}{[0,2/V]^2}$$

$$K_c = 2,25$$

10.

a)

$$K_p = (P \text{ produtos}) / (P \text{ reagentes})$$

$$K_p = \frac{(P \text{ H}_2\text{O})^2}{(P \text{ H}_2)^2 \times (P \text{ O}_2)}$$

$$K_p = \frac{(0,5)^2}{(1)^2 \times (1)}$$

$$K_p = 0,25$$

b)

$$H_2 = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$O_2 = 0,075 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$H_2O = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$$