

1º Questão

a) Considerando 1000 mL de solução de H_2SO_4 comercial, a massa obtida é:
 $m_{\text{solute}} = V_{\text{solução}} \times d = 1000 \text{ mL} \cdot 1,8 \text{ g mL}^{-1} = 1800 \text{ g}$
desses 1800g, 70% é ácido sulfúrico (1260g) e 30% é água (540g)
logo:

$$X_{H_2SO_4} = \frac{n_{H_2SO_4}}{n_{H_2SO_4} + n_{H_2O}} = \frac{1260 \text{ g} / 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{(1260 \text{ g} / 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}) + (540 \text{ g} / 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1})} = 0,299$$

b) Para 1000 mL de solução tem-se 1260g de H_2SO_4 , logo a molaridade de H_2SO_4 na solução comercial é:

$$M = \frac{m}{MM \cdot V} = \frac{1260 \text{ g}}{98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1 \text{ L}} = 12,9 \text{ molL}^{-1}$$

Diluindo 50 mL dessa solução com água para formar 250 mL de volume final de solução, temos que a molaridade da solução resultante é:

$$M = \frac{12,9 \text{ molL}^{-1} \cdot 50 \text{ mL}}{250 \text{ mL}} = 2,58 \text{ molL}^{-1}$$

c) Para se obter a massa molar do HX, precisa-se saber a massa molar do BaX_2 .

Assim precisa-se saber a quantidade de BaX_2 , em mol, que equivale os 16,9 g da substância.

Como a reação entre BaX_2 e H_2SO_4 é 1 para 1 tem-se que:

$$n_{H_2SO_4} (\text{reagido}) = n_{BaX_2} ; \text{ mas } n_{H_2SO_4} (\text{reagido}) = n_{H_2SO_4} (\text{adicionado}) - n_{H_2SO_4} (\text{excesso})$$

$$n_{H_2SO_4} (\text{adicionado}) = M \cdot V = 0,179 \text{ L}^{-1} \times 2,58 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,46 \text{ mol}$$

$$n_{H_2SO_4} (\text{excesso}) = \frac{1}{2} NaO_4 = \frac{1}{2} (0,100 \times 0,0031) = 1,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{H_2SO_4} (\text{reagido}) = 0,46 - 0,00155 = 0,458 \text{ mol}$$

$$n_{BaX_2} = n_{H_2SO_4} (\text{reagidos}) = 0,458 \text{ mol}$$

$$MM_{BaX_2} = 16,9 \text{ g} / 0,458 \text{ mol} = 37,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$MM_{BaX_2} - MM_{Ba} = MM_{X_2} = 37,1 - 137,3 = 241,6$$

$$MM_X = MM_{X_2} / 2 = 120,8 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{Logo, } MM_{HX} = 120,8 + 1 = 121,8 \text{ g mol}^{-1}$$

2ª Questão

No início: $P_{\text{CH}_4} + P_{\text{C}_2\text{H}_2} = 63 \text{ mmHg}$

Após a reação a pressão do CO_2 é igual a pressão do CH_4 , mais duas vezes a pressão do C_2H_2 :

$$P_{\text{CO}_2} = 96 = P_{\text{CH}_4} + 2P_{\text{C}_2\text{H}_2}$$

$$96 = (63 - P_{\text{C}_2\text{H}_2}) + 2P_{\text{C}_2\text{H}_2}$$

$$96 = 63 + P_{\text{C}_2\text{H}_2}$$

$$P_{\text{C}_2\text{H}_2} = 33$$

$$P_{\text{CH}_4} = (63 - 33) = 30 \text{ mmHg}$$

Finalmente, calcular a fração molar do CH_4

$$\chi_{\text{CH}_4} = \frac{P_{\text{CH}_4}}{P_T} = \frac{30}{63} = 0,48$$

3ª Questão

a)

$$K_c = \frac{[(\text{ClO})_2]}{[\text{ClO}]^2}$$

b)

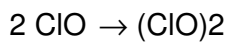
No equilíbrio a 233 K:

$$K_c = \frac{[(\text{ClO})_2]}{[\text{ClO}]^2}$$

$$K_c = \frac{[(\text{ClO})_2]}{(1)^2} = 0,35$$

$$[(\text{ClO})_2] = 0,35 \text{ mol L}^{-1}$$

A 288 K:



$$1+2x \quad 0,35-x$$

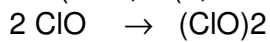
$$K_c = \frac{[0,35-x]}{(1+2x)^2} = 4,3 \times 10^{-4}$$

$$4,3 \times 10^{-4} \times (1+2x)^2 = 0,35-x$$

$$x^2 + 581,3x - 203,5 = 0$$

$$\Delta = (581,3)^2 - 4 \times 1 \times (-203,5) = 3,4 \times 10^5$$

$$x = \frac{-581,3 + (3,4 \times 10^5)^{1/2}}{2} = 0,35$$



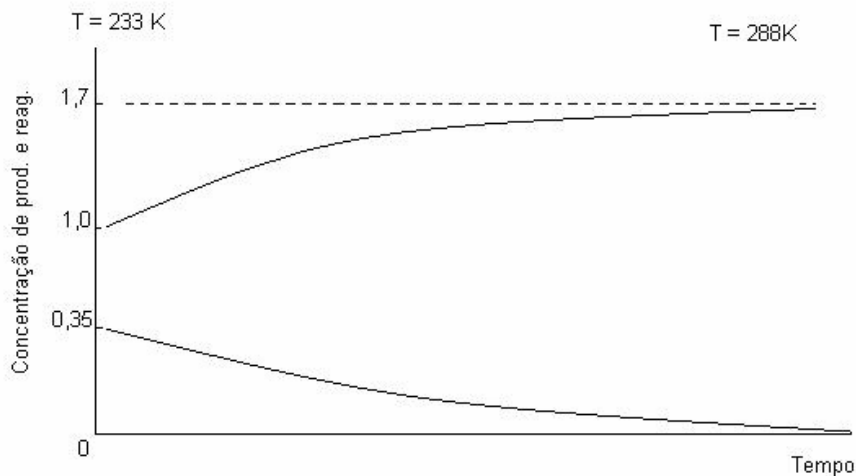
$$1+2 \times 0,35 \quad 0,35-0,35$$

$$1,7 \quad 0$$

$$[\text{ClO}] = 1,7 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[(\text{ClO})_2] = 0 \text{ mol L}^{-1}$$

c)



4ª Questão

$$\begin{aligned} \text{a) } \Delta H^\circ_{\text{CH}_4} &= \sum n \Delta H^\circ_f \text{P} - \sum n \Delta H^\circ_f \text{R} \\ &= \{[2x(-285,8)] + [1x(-393,5)]\} - \{[1x(-74,8)] + 2x(0)\} \\ &= \{-571,6\} + \{-393,5\} - \{-74,8\} + 0 \\ &= \{-965,1\} - \{-74,8\} = -965,1 + 74,8 = -890,3 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_{\text{C}_2\text{H}_6} &= \{[3x(-285,8)] + [2x(-393,5)]\} - \{[1x(-84,7)] + 0\} \\ &= \{-857,4\} + \{-787\} - \{-84,7\} + 0 \\ &= \{-1644,4\} - \{-84,7\} = -1644,4 + 84,7 = -1559,7 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

b) Primeiro calcular o volume molar a 298 K e 1 atm.

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_1 V_1}{T_1} \therefore \frac{1 \text{ atm } 22,4 \text{ L}}{273} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V_1}{298} \therefore V_1 = 24,45 \text{ L}$$

Calcular a quantidade de calor

$$\frac{43,6 \text{ kJ}}{1 \text{ L}} \times \frac{24,45 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 1066 \text{ kJ mol}^{-1}$$

c) Primeiro calcular o numero de mol de CH₄ e do C₂H₆ na mistura

$$1066 \text{ kJ} = [890,3x] + [1559,7(1-x)]$$

$$1066 = 890,3x + 1559,7 - 1559,7x$$

$$1559,7x - 890,3x = 1559,7 - 1066$$

$$669,4x = 493,7 \therefore x = \frac{493,7}{669,4} = 0,738$$

$$n_{\text{CH}_4} = 0,738 \quad ; \quad n_{\text{C}_2\text{H}_6} = 1 - 0,738 = 0,262$$

Agora calcular as frações molares:

$$X_{\text{CH}_4} = \frac{n_{\text{CH}_4}}{n_{\text{total}}} = \frac{0,738}{1} = 0,738 \quad X_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{0,262}{1} = 0,262$$

d) Primeiro calcular o valor de q

$$q = n\Delta H^\circ \therefore q = 0,738 \times 890,3 = -657,0 \text{ kJ}$$

Para calcular o valor de w, precisamos inicialmente calcular o valor de Δn : $\Delta n = n_f$

$-n_i$

	CH ₄	O ₂	CO ₂
Início	0,738	(2x 0,738)	0
Final	0	0	0,738

$$\Delta n = (0,738) - (2,214) = -1,476$$

Como $w = -\Delta n RT$

$$w = - (-1,476 \times 8,314 \times 10^{-3} \times 298)$$

$$w = + 3,66 \text{ kJ}$$

Agora calcular o ΔU usando a equação: $\Delta U = q + w$

$$\Delta U = (-657,0 \text{ kJ}) + (+3,66 \text{ kJ}) \qquad \Delta U = - 653,3 \text{ kJ}$$