

Problema644: Nun reactor de 5 L introdúcese 15,3 g de CS_2 e 0,82 g de H_2 . Ao elevar a temperatura ata 300°C alcázase o seguinte equilibrio: $\text{CS}_{2(\text{g})} + 4\text{H}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})} + \text{CH}_{4(\text{g})}$, onde a concentración de metano en equilibrio é de 0,01 mol/L.

1. Calcule as concentracións molares das especies $\text{CS}_{2(\text{g})}$, $\text{H}_{2(\text{g})}$ e $\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$ no equilibrio.
2. Determine o valor de K_c e discuta argumentando que lle sucederá ao sistema en equilibrio se engadimos máis cantidade de $\text{CS}_{2(\text{g})}$ mantendo o volume e a temperatura constantes.

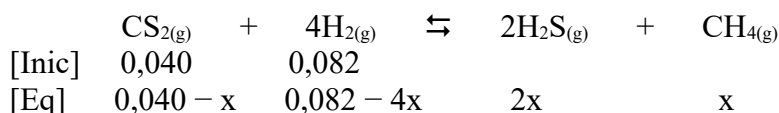
ABAU-Xuño-2023

1)

Concentracións iniciais:

$$[\text{CS}_2] = \frac{n}{V} = \frac{m_s}{M_m V} = \frac{15,3 \text{ g}}{76 \text{ g/mol} \cdot 5 \text{ L}} = 0,040 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{n}{V} = \frac{m_s}{M_m V} = \frac{0,82 \text{ g}}{2 \text{ g/mol} \cdot 5 \text{ L}} = 0,082 \text{ M}$$



Como nos dan a concentración de metano no equilibrio podemos calcular a incógnita x:

$$[\text{CH}_4]_{\text{eq}} = x = 0,01 \text{ M}$$

$$[\text{CS}_2]_{\text{eq}} = 0,040 - x = 0,040 - 0,01 = \underline{0,030 \text{ M}}$$

$$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 0,082 - 4 \cdot x = 0,082 - 4 \cdot 0,01 = \underline{0,042 \text{ M}}$$

$$[\text{H}_2\text{S}]_{\text{eq}} = 2 \cdot x = 2 \cdot 0,01 = \underline{0,020 \text{ M}}$$

2)

Coñecidas as concentracións calculamos a constante:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{S}]^2 \cdot [\text{CH}_4]}{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2]^4} = \frac{(0,020)^2 \cdot 0,01}{0,030 \cdot (0,042)^4} = \underline{42,82}$$

Se engadimos máis cantidade de $\text{CS}_{2(\text{g})}$, que é un reactivo, segundo o Principio de Le Châtelier o equilibrio desprazarase no sentido de contrarrestar esta modificación, é dicir consumirase $\text{CS}_{2(\text{g})}$, por tanto o equilibrio desprazarase cara aos produtos, producíndose máis H_2S e máis CH_4 .