

Problema644: En un reactor de 5 L se introducen 15,3 g de CS_2 y 0,82 g de H_2 . Al elevar la temperatura hasta $300^\circ C$ se alcanza el siguiente equilibrio: $CS_{2(g)} + 4H_{2(g)} \rightleftharpoons 2H_2S_{(g)} + CH_{4(g)}$, donde la concentración de metano en equilibrio es de 0,01 mol/L.

1. Calcule las concentraciones molares de las especies $CS_{2(g)}$, $H_{2(g)}$ y $H_2S_{(g)}$ en el equilibrio.
2. Determine el valor de K_c y discuta razonadamente qué le sucederá al sistema en equilibrio si añadimos más cantidad de $CS_{2(g)}$ manteniendo el volumen y la temperatura constantes.

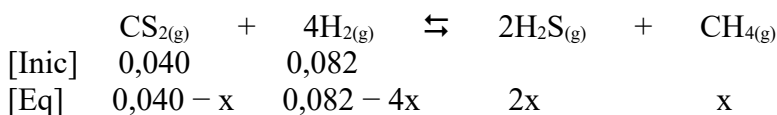
ABAU-Jun-2023

1)

Concentraciones iniciales:

$$[CS_2] = \frac{n}{V} = \frac{m_s}{M_m V} = \frac{15,3 \text{ g}}{76 \text{ g/mol} \cdot 5 \text{ L}} = 0,040 \text{ M}$$

$$[H_2] = \frac{n}{V} = \frac{m_s}{M_m V} = \frac{0,82 \text{ g}}{2 \text{ g/mol} \cdot 5 \text{ L}} = 0,082 \text{ M}$$



Como nos dan la concentración de metano en el equilibrio podemos calcular la incógnita x:

$$[CH_4]_{eq} = x = 0,01 \text{ M}$$

$$[CS_2]_{eq} = 0,040 - x = 0,040 - 0,01 = \underline{0,030 \text{ M}}$$

$$[H_2]_{eq} = 0,082 - 4 \cdot x = 0,082 - 4 \cdot 0,01 = \underline{0,042 \text{ M}}$$

$$[H_2S]_{eq} = 2 \cdot x = 2 \cdot 0,01 = \underline{0,020 \text{ M}}$$

2)

Conocidas las concentraciones calculamos la constante:

$$K_c = \frac{[H_2S]^2 \cdot [CH_4]}{[CS_2] \cdot [H_2]^4} = \frac{(0,020)^2 \cdot 0,01}{0,030 \cdot (0,042)^4} = \underline{42,82}$$

Si añadimos más cantidad de $CS_{2(g)}$, que es un reactivo, según el Principio de Le Châtelier el equilibrio se desplazará en el sentido de contrarrestar esta modificación, es decir se consumirá $CS_{2(g)}$, por tanto el equilibrio se desplazará hacia los productos, produciéndose más H_2S y más CH_4 .