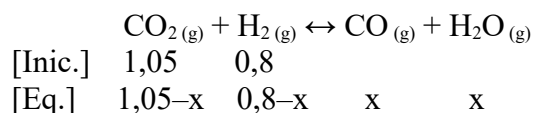


Problema611: En un recipiente de 2,0 L se introducen 2,1 moles de CO_2 y 1,6 moles de H_2 y se calienta a 1800°C . Una vez alcanzado el siguiente equilibrio: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ se analiza la mezcla y se encuentran 0,90 moles de CO_2 . Calcula:

1. La concentración de cada especie en el equilibrio.
2. El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

1.

$$[\text{CO}_2] = \frac{n}{V} = \frac{2,1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1,05 \text{ M} \quad [\text{H}_2] = \frac{n}{V} = \frac{1,6 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,8 \text{ M}$$



Si en el equilibrio se encuentran 0,90 mol de CO_2 podemos calcular la concentración molar, y a partir de esta la incógnita x .

$$[\text{CO}_2]_{\text{eq}} = \frac{n}{V} = \frac{0,9 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = \underline{0,45 \text{ M}} \quad 1,05 - x = 0,45 \quad x = 1,05 - 0,45 = 0,60 \text{ M}$$

Podemos ahora calcular las demás concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 0,8 - x = 0,8 - 0,6 = \underline{0,2 \text{ M}}$$

$$[\text{CO}]_{\text{eq}} = x = \underline{0,6 \text{ M}}$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} = x = \underline{0,6 \text{ M}}$$

2.

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{0,6 \cdot 0,6}{0,45 \cdot 0,2} = \underline{4}$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \quad \Delta n = n_p - n_r = 2 - 2 = 0$$

Como la variación del número de moles de gas en la reacción es cero, la constante de presiones coincide con la constante de concentraciones.

$$K_p = K_c = \underline{4}$$