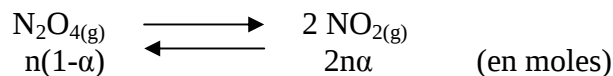


Equilibrio químico

6) Página 139.

La k_p para la reacción de descomposición del $N_2O_{4(g)}$ en $NO_{2(g)}$ vale 0,32 a 308 K. Calcula la presión a la cual el $N_2O_{4(g)}$ se halla disociado en un 25%.



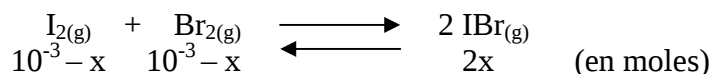
Moles totales: $n_t = n(1-\alpha) + 2n\alpha = n(1+\alpha)$

Fracciones molares: $P_{N_2O_4} = \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0,75}{1,25} P_T$ $P_{NO_2} = \frac{2n\alpha}{n(1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{2 \cdot 0,25}{1,25} P_T$

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}} = 0,32 \quad \Rightarrow \quad \frac{\left(\frac{0,5}{1,25} P_T\right)^2}{\frac{0,75}{1,25} P_T} = 0,32 \quad \Rightarrow \quad P_T = 1,2 \text{ atm}$$

14) Página 155.

A 150 °C la reacción en estado gaseoso entre el yodo y el bromo moleculares para dar IBr tiene un valor de $K_c = 120$. Calcula la concentración de cada sustancia en el equilibrio si se introducen al inicio 0,0010 moles de yodo y 0,0010 moles de bromo en un recipiente de 5 litros.



$$K_c = \frac{\left(\frac{2x}{V}\right)^2}{\left(\frac{10^{-3} - x}{V}\right)^2} = \frac{4x^2}{10^{-6} - 2 \cdot 10^{-3}x + x^2} = 120 \quad \Rightarrow \quad 116x^2 - 0,24x + 1,2 \cdot 10^{-4} = 0$$

$$x = \frac{0,24 \pm \sqrt{0,0576 - 0,0557}}{232} = \frac{0,24 \pm 0,044}{232} \quad \left\{ \begin{array}{l} x_1 = \frac{0,24 + 0,044}{232} = 1,22 \cdot 10^{-3} > 10^{-3} = c_0 \quad (\text{no solución}) \\ x_2 = \frac{0,24 - 0,044}{232} = 8,46 \cdot 10^{-4} \text{ moles} \quad (\text{si es solución}) \end{array} \right.$$

$$[I_2] = [Br_2] = \frac{10^{-3} - 8,46 \cdot 10^{-4}}{5} = 3,08 \cdot 10^{-5} M$$

$$[IBr] = \frac{2 \cdot 8,46 \cdot 10^{-4}}{5} = 3,38 \cdot 10^{-4} M$$