

Problema742: Se disuelven 20 litros de $NH_{3(g)}$, medidos a $10^{\circ}C$ y 2 atm (202,6 kPa) de presión, en una cantidad de agua suficiente para alcanzar 4,5 litros de disolución. Calcula:

a) El grado de disociación del amoníaco en la disolución.

b) El pH de dicha disolución.

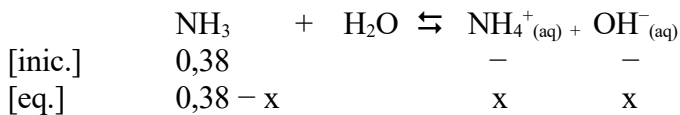
Datos: $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ ó $R=8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $K_b(NH_3) = 1,78\cdot 10^{-5}$

a)

Calculamos el número de moles de gas:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 283 \text{ K}} = 1,72 \text{ mol}$$

$$[NH_3] = \frac{n}{V} = \frac{1,72 \text{ mol}}{4,5 \text{ L}} = 0,38 \text{ M}$$



$$K_b = \frac{[NH_4^{+1}] \cdot [OH^{-1}]}{[NH_3]} = \frac{x^2}{0,38 - x} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

como $K_b \ll 1 \Rightarrow x \ll 0,38 \Rightarrow 0,38 - x \approx 0,38$

$$\frac{x^2}{0,38} = 1,78 \cdot 10^{-5} \quad x = \sqrt{0,38 \cdot 1,78 \cdot 10^{-5}} = 2,60 \cdot 10^{-3} \text{ M} = [OH^{-1}]$$

$$\alpha = \frac{\text{Cant. disociada}}{\text{Cant. inicial}} \cdot 100 = \frac{x}{0,38} \cdot 100 = \frac{2,60 \cdot 10^{-3}}{0,38} \cdot 100 = \underline{0,68\%}$$

b)

$$pOH = -\log[OH^{-1}] = -\log 2,60 \cdot 10^{-3} = 2,59$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2,59 = \underline{11,41}$$