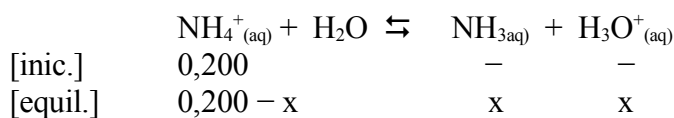


Problema620: ¿Cuál es el pH de una disolución de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , preparada con 2,68g hasta completar un volumen de 250ml?  $K_b(\text{NH}_3) = 1,79 \cdot 10^{-5}$

Se disocia la sal:  $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)} \rightarrow \text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = \frac{n}{V} = \frac{m}{M_m \cdot V} = \frac{2,68 \text{ g}}{53,5 \text{ mol/L} \cdot 0,25 \text{ L}} = 0,200 \text{ M}$$

El ion  $\text{Cl}^-$  proviene de un ácido fuerte, no dará reacción en agua, pero el  $\text{NH}_4^+$  es el ácido conjugado de una base débil, por lo que no será tan débil y dará reacción en agua.



$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x^2}{0,200 - x} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,79 \cdot 10^{-5}} = 5,59 \cdot 10^{-10}$$

como  $K_a \ll 1 \Rightarrow x \ll 0,200 \Rightarrow 0,200 - x \approx 0,200$

$$\frac{x^2}{0,200} = 5,59 \cdot 10^{-10} \quad x = \sqrt{0,200 \cdot 5,59 \cdot 10^{-10}} = 1,06 \cdot 10^{-5} \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,06 \cdot 10^{-5} = \underline{\underline{4,98}}$$