

Problema 759: Una disolución 0,03 M de amoníaco está disociada en un 2,42 %. Calcule:

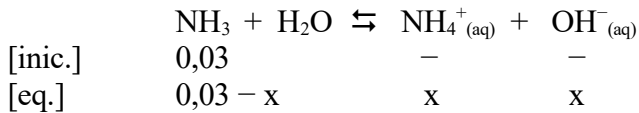
1. El valor de la constante K_b del amoníaco.

2. El pH de la disolución y el valor de la constante K_a del ácido conjugado.

($K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$)

ABAU-Jun-2023

a)



$$\alpha = \frac{\text{Cant. disociada}}{\text{Cant. inicial}} \cdot 100 = \frac{x}{0,03} \cdot 100 = 2,42\% \quad x = \frac{2,42 \cdot 0,03}{100} = 7,26 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(7,26 \cdot 10^{-4})^2}{0,03 - 7,26 \cdot 10^{-4}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

b)

$$pOH = -\log[\text{OH}^-] = -\log(7,26 \cdot 10^{-4}) = 3,14$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 3,14 = \underline{10,86}$$

El ácido conjugado es el ion amonio NH_4^+

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,80 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$