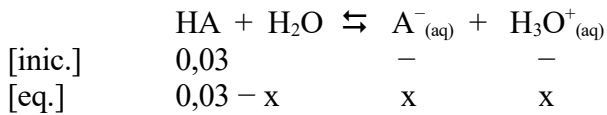


Problema 757: Una disolución acuosa 0,03 M de un ácido monoprótico (HA) tiene un pH de 3,98.

Calcula:

- La concentración molar de  $A^-$  en la disolución y el grado de disociación del ácido.
- El valor de la constante del ácido ( $K_a$ ) y el valor de la constante de su base conjugada ( $K_b$ ).

a)



Si conocemos el pH de una disolución podemos conocer la concentración de protones.

$$x = [H_3O^{+1}] = 10^{-pH} = 10^{-3,98} = 1,05 \cdot 10^{-4} M$$

$$[HA]_{eq} = 0,03 - x = 0,03 - 1,05 \cdot 10^{-4} = 0,030 M$$

$$[H_3O^{+1}]_{eq} = x = 1,05 \cdot 10^{-4} M$$

$$[A^{-1}]_{eq} = x = \underline{1,05 \cdot 10^{-4} M}$$

Grado de disociación:

$$\alpha = \frac{Cant. disociada}{Cant. inicial} \cdot 100 = \frac{1,05 \cdot 10^{-4}}{0,03} \cdot 100 = \underline{0,35\%}$$

b)

$$K_a = \frac{[A^{-1}] \cdot [H_3O^{+1}]}{[HA]} = \frac{(1,05 \cdot 10^{-4})^2}{0,03 - 1,05 \cdot 10^{-4}} = \underline{3,69 \cdot 10^{-7}}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{3,69 \cdot 10^{-7}} = \underline{2,71 \cdot 10^{-8}}$$