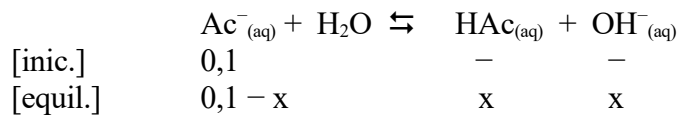


EJEMPLO 10: Calcula el pH de una disolución 0,10 M de CH_3COONa . Dato: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$



El ion Na^+ proviene de una base fuerte, el NaOH , será su ácido conjugado y extremadamente débil, no dará reacción en agua, pero el CH_3COO^- es la base conjugada de un ácido débil, CH_3COOH , ácido acético, por lo que no será tan extremadamente débil y dará reacción en agua.



$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^{-1}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^{-1}]} = \frac{x^2}{0,1 - x} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Podemos hacer una aproximación, como $K_b \ll 0,1 \Rightarrow x \ll 0,1 \Rightarrow 0,1 - x \approx 0,1$

$$\frac{x^2}{0,1} = 5,56 \cdot 10^{-10} \quad x = \sqrt{0,1 \cdot 5,56 \cdot 10^{-10}} = 7,46 \cdot 10^{-6} \text{ M} = [\text{OH}^{-1}]$$

$$pOH = -\log[\text{OH}^{-1}] = -\log 7,46 \cdot 10^{-6} = 5,13$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 5,13 = \underline{8,87}$$