

Calcula el pH de una disolución 0.5 M de acetato de sodio, CH₃-COONa.

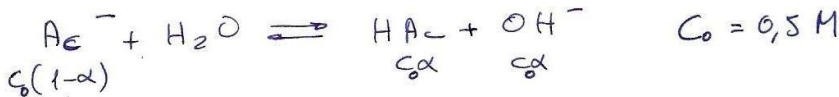
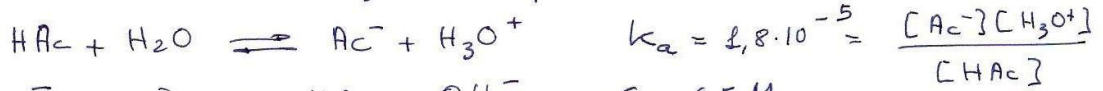
Datos: K_a (HAc) = 1.8 · 10⁻⁵ mol/l

Resultado: pH = 9.22

Al disolverlo en agua, el acetato de sodio se disociará:



Y el acetato dará con el agua el equilibrio



Aplicando la ley de acción de masas

$$K_c = \frac{[\text{HAc}][\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-]} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,55 \cdot 10^{-10}$$

$$K_c = \frac{[\text{OH}^-][\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]} = 5,55 \cdot 10^{-10} = \frac{\cancel{C_0} \alpha \cdot C_0 \alpha}{C_0(1-\alpha)}$$

Considerando $1-\alpha \approx 1$

$$C_0 \alpha^2 = 5,55 \cdot 10^{-10}; \quad \alpha = \sqrt{\frac{5,55 \cdot 10^{-10}}{0,5}} = 3,33 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{OH}^-] = C_0 \alpha = 0,5 \cdot 3,33 \cdot 10^{-5} = 1,66 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{1,66 \cdot 10^{-5}} = 6 \cdot 10^{-10} \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 6 \cdot 10^{-10} = 9,22$$