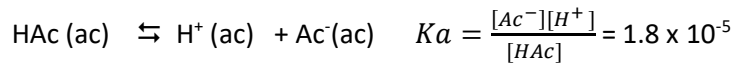


Equilibrios en disolución:

Ejemplo: Disociación de un ácido débil (el acético, CH₃COOH)



1.- Si se mide 1mL de ácido acético y se lleva al aforo en un matraz de 100mL, ¿Cuál es concentración TOTAL de ácido acético? (d = 1.05g/mL) **Respuesta = 0.175 M**

2.- Conociendo la constante de equilibrio, calcular la concentración de cada una de las tres especies, una vez que se ha establecido el equilibrio. (las reacciones ácido-base llegan al equilibrio de manera prácticamente instantánea)

	HAc	→	H ⁺	+	Ac ⁻
Conc. Inicial	0.175				
Se disocia	X				
Se forma			x		x
Queda al equil.	0.175 - x		x		x

$$1.8 \times 10^{-5} = K_{eq} = \frac{x^2}{0.175-x} \quad x = 1.766 \times 10^{-3} \text{ M} = [\text{H}^+] = [\text{Ac}^-] \quad [\text{HAc}] = 0.173 \text{ M}$$

3.- ¿Qué fracción de moléculas de ácido acético se han disociado y que fracción de ellas permanecen “enteras”?

$$\text{Fracción de moléculas disociadas} = [\text{H}^+]/[\text{HAc}_{\text{inicial}}] = 0.01$$

$$\text{Fracción de moléculas sin disociar} = [\text{HAc}]_{\text{eq}}/[\text{HAc}_{\text{inicial}}] = 0.99$$

4.- ¿Cuál es el pH de la disolución?

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 1.766 \times 10^{-3} = 2.75$$