

PROBLEMAS DE DISOLUCIONES DE ÁCIDOS, BASES Y SALES

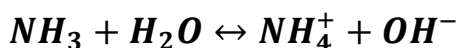
En este capítulo nos centramos en las disoluciones de ácido débil o de base fuerte. Así como en el anterior ambas sustancias eran ácidos y bases fuertes y se disociaban totalmente, en este vamos a ver como se resuelven aquellos problemas donde el ácido o la base son débiles.

Base débil

Ejemplo 1

Calcular pH de una disolución 0,3M de NH_3 . Dato: $K_b = 5 \cdot 10^{-5}$

Como observamos por el valor de la constante y por tratarse de una de las bases más utilizadas, sabemos que es una base débil y por lo tanto no se va a disociar totalmente como en los casos anteriores. Aplicaremos, claramente, la ley del equilibrio vista ya en ejemplos anteriores. La ecuación de la reacción en el equilibrio es:



Moles/iniciales **0.3** **0** **0**

Moles/l equilibrio **0.3-x** **x** **x**

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \rightarrow 5 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,3 - x}$$

Ecuación de segundo grado que nos permite conocer “x” y las concentraciones en el equilibrio. Pero en este caso, y por ser la constante muy pequeña, “x” ha de ser muy pequeño y el error que cometemos al despreciarlo **COMO SUMANDO** es también pequeño. Con ello nos evitamos resolver la ecuación de segundo grado. Diremos, por lo tanto:

$$5 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,3 - x} = \frac{x^2}{0,3} \rightarrow x = \sqrt{15 \cdot 10^{-6}} \approx 3,87 \cdot 10^{-3}$$

$$pOH = -\log[OH^-] = 2,42 \rightarrow pH = 11,59$$

Ácido débil

Ejemplo 2

Calcular la molaridad del ion hidronio cuando se parte de una concentración 0,1 M de ácido acético:



Moles iniciales/litro **0.1** **0** **0**

Moles finales/litro **0.1-x** **x** **x**

Que sustituyendo en la ley nos lleva a:

$$5 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x} = \frac{x^2}{0,1 - x}$$

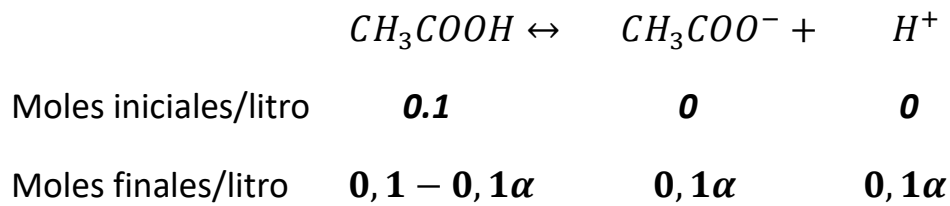
$$5 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1 - x} \approx \frac{x^2}{0,1} \rightarrow x^2 = 5 \cdot 10^{-6} \rightarrow$$

$$x = 10^{-3}\sqrt{5} \text{ M} = [CH_3COO^-] = [H^+]$$

Donde, por la misma razón, se ha hecho la aproximación y se ha despreciado **x** frente a **0.1**. En este mismo problema, a la cantidad **x** se le suele poner en función de la concentración inicial y lo que se llama grado de disociación α (suele ser dato en los problemas). **El grado de disociación es lo que disocia 1 mol / L**, es como un tanto por ciento, pero por uno, no por cien.

$$x = c\alpha = 0,1\alpha$$

Utilizando esta notación, nos queda:



$$5 \cdot 10^{-5} = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} \rightarrow 5 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1^2 \alpha^2}{0,1(1 - \alpha)} \rightarrow$$

$$1 - \alpha \cong 1 \rightarrow 5 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1^2 \alpha^2}{0,1} \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{5 \cdot 10^{-5}}{0,1}} \rightarrow \alpha = 10^{-2} \sqrt{5}$$

De donde

$$[CH_3COO^-] = [H^+] = c\alpha = 0,1 \cdot 10^{-2} \sqrt{5} = \mathbf{10^{-3} \sqrt{5} M}$$