

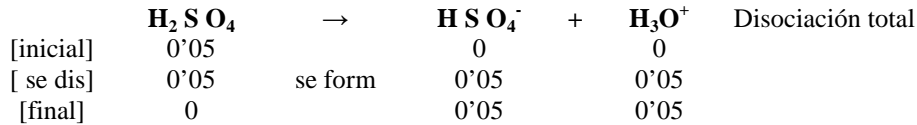
Disociación de ácidos polipróticos.

La primera disociación es la más importante pues en las sucesivas el Hidrógeno está más fuertemente atraído por el anión.

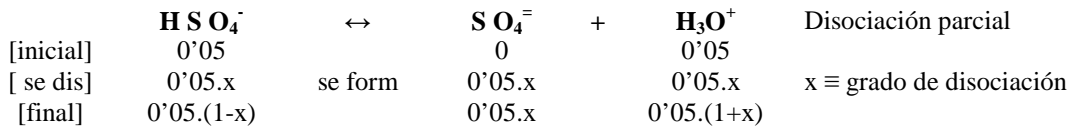
Ejemplo 1: Disociación de ácido fuerte poliprótico.

Determinar las concentraciones de todas las especies iónicas finales y el pH de una disolución 0'05 molar de ácido sulfúrico. Datos: 1ª ionización total, 2ª ionización $K_a = 1'2 \cdot 10^{-2}$

1ª disociación:



2ª disociación:



$$K_a = [\text{SO}_4^{2-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{HSO}_4^-] \rightarrow 1'2 \cdot 10^{-2} = 0'05 \cdot x \cdot 0'05 \cdot (1+x) / (0'05 \cdot (1-x)) \rightarrow x = 0'17$$

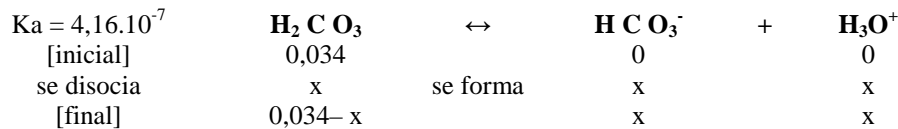
Al final, alcanzado el equilibrio habrá:

$$\begin{aligned} [\text{H}_2\text{SO}_4] &= 0 & [\text{HSO}_4^-] &= 0'05 \cdot (1 - 0'17) = 0'0415 \\ [\text{SO}_4^{2-}] &= 0'05 \cdot 0'17 = 0'0085 & \text{pH} &= -\log 0'0585 = 1'23 \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= 0'05 \cdot (1 + 0'17) = 0'0585 \end{aligned}$$

Ejemplo 2: Disociación de ácido débil poliprótico.

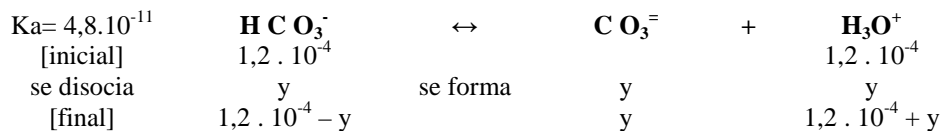
Calcular las concentraciones de los iones H^+ , CO_3^{2-} y HCO_3^- en una disolución 0.034M de H_2CO_3

1ª disociación:



$$K_a = [\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{H}_2\text{CO}_3] \rightarrow 4,16 \cdot 10^{-7} = x \cdot x / (0,034 - x) \rightarrow x \approx 1,2 \cdot 10^{-4}$$

2ª disociación:



$$K_a = [\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{HCO}_3^-] \rightarrow 4,8 \cdot 10^{-11} = y \cdot (1,2 \cdot 10^{-4} + y) / (1,2 \cdot 10^{-4} - y) \rightarrow y \approx 4,8 \cdot 10^{-11}$$

Las concentraciones de los iones son:

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] = 0,034 - 1,2 \cdot 10^{-4} = 0'03388 \quad [\text{HCO}_3^-] = 1,2 \cdot 10^{-4} - 4,8 \cdot 10^{-11} \approx 1,2 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 4,8 \cdot 10^{-11}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,2 \cdot 10^{-4} + 4,8 \cdot 10^{-11} \approx 1,2 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,2 \cdot 10^{-4} = 3,92$$