

# ÁCIDOS Y BASES DÉBILES

Conceptos básicos

# Cálculo de pH de un ácido débil

La disociación es parcial, estableciéndose un equilibrio en el que están presentes las tres especies: HA, A<sup>-</sup> y H<sup>+</sup>.

|                                | HA (ac) $\rightleftharpoons$ A <sup>-</sup> (ac) + H <sup>+</sup> (ac) |    |    |
|--------------------------------|------------------------------------------------------------------------|----|----|
| Concentración inicial          | Ci                                                                     | -- | -- |
| Cambio                         | -x                                                                     | +x | +x |
| Concentración en el equilibrio | Ci - x                                                                 | x  | x  |

Si  $x$  es menor que el 5% de la  $C_i$ , se puede despreciar en el denominador.

$$K_a = \frac{x^2}{C_i - x}$$

$$K_a = \frac{x^2}{C_i}$$

$$x = [H^+] = \sqrt{K_a \cdot 0,001}$$

$$pH = -\log \sqrt{K_a \cdot [C_i]}$$

# EJEMPLO 1 (Ácido débil)

Determine el pH de una disolución de ácido cianhídrico (HCN) 0,001 M, cuya constante de disociación es  $K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$ .



Concentración inicial

0,001M

0

0

Concentración en el equilibrio

0,001M - x

x

x

Por lo tanto:

$$K_a = \frac{x^2}{0,001 - x}$$

Verificando, vemos que se cumple que  $x = 7 \cdot 10^{-7} < 5\%$  de  $C_i = 5 \cdot 10^{-5}$ .

$$K_a = \frac{x^2}{0,001}$$

$$[H^+] = x = \sqrt{K_a \cdot 0,001}$$

$$[H^+] = 7 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$pH = 6,15$$

## EJEMPLO 2 (Base débil)

Calcula el pH de una solución 0,01 M de hidróxido de amonio ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ), cuya constante de basicidad,  $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ .



|                                |                    |     |     |
|--------------------------------|--------------------|-----|-----|
| Concentración inicial          | 0,01M              | 0   | 0   |
| Concentración en el equilibrio | $0,01\text{M} - x$ | $x$ | $x$ |

Por lo tanto:

$$K_b = \frac{x^2}{0,01 - x}$$

Verificando, vemos que se cumple que  $x = 7 \cdot 10^{-7} < 5\%$  de  $C_i = 5 \cdot 10^{-5}$ .

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,001}$$

$$x^2 = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,01$$

$$x = 4,24 \cdot 10^{-4} M$$

Como el valor de  $x$  corresponde a  $[OH^-]$ , podemos calcular el pOH y luego el pH.

$$pOH = -\text{Log} [OH^-]$$

$$pOH = -\text{Log} 4,24 \cdot 10^{-4}$$

$$pOH = 3,37$$

Si sabemos que:

$$pH + pOH = 14$$

$$pH + 3,37 = 14$$

$$pH = 14 - 3,37$$

$$pH = 10,63$$



# Porcentaje de ionización

Como hemos visto, la magnitud de  $K_a$  indica la fuerza de un ácido. Otra forma de medir la fuerza de un ácido es mediante su **porcentaje de ionización**, que se define como:

$$\text{Porcentaje de ionización} = \frac{\text{Concentración del ácido ionizado en el equilibrio}}{\text{Concentración inicial del ácido}} \cdot 100$$

Cuanto más fuerte es un ácido, mayor será su porcentaje de ionización. Para un ácido monoprótico HA, la concentración del ácido que se ioniza es igual a la concentración de iones  $H^+$  o a la concentración de iones  $A^-$  en el equilibrio. Por lo tanto, podemos definir el porcentaje de ionización como:

$$\text{Porcentaje de ionización} = \frac{[H^+]}{[HA]_0} \cdot 100$$

donde  $[H^+]$  es la concentración en el equilibrio y  $[HA]_0$  es la concentración inicial.