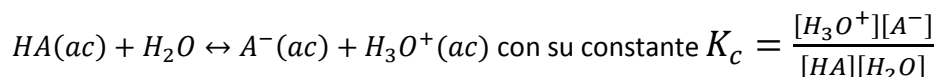


## Tema 8. EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE. FUNDAMENTO

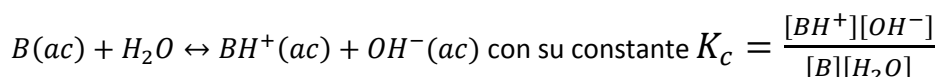
Las reacciones más numerosas y de mayor interés son las que tienen lugar en disolución acuosa e incluyen: reacciones de precipitación, ácido-base y redox (reducción-oxidación).

### Reacciones ácido-base:

**ÁCIDO:** toda sustancia capaz de ceder protones ( $H^+$  o  $H_3O^+$ ) en disolución acuosa. Ácidos fuertes aquellos que están completamente disociados, es decir, equilibrio muy desplazado a la derecha ( $HCl$ ,  $HClO_4$ ,  $HNO_3$ , etc.) y ácidos débiles el resto, los que no están completamente disociados (ác. acético, cítrico, carbónico, fosfórico, etc.).



**BASE:** toda sustancia capaz de producir iones  $OH^-$  en disolución acuosa. Base fuerte es aquella que en disolución acuosa está completamente disociada ( $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $Ba(OH)_2$ , etc.). Las bases que no están completamente disociadas son bases débiles ( $NH_3$ , etc.).



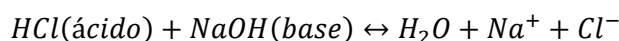
Para disoluciones diluidas, se asume que la concentración de agua  $[H_2O]$  es constante, por lo que se obtiene una nueva constante de acidez ( $K_a$ ) o constante de basicidad ( $K_b$ ):

$$K_c[H_2O] = K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \text{ cte acidez y } K_c[H_2O] = K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \text{ cte basicidad}$$

**EQUILIBRIO IÓNICO DEL AGUA:** tiene lugar la auto-disociación del agua, regida por un equilibrio con su constante, conocida como producto iónico del agua:

$$K_c = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]}, \text{ por lo que } K_w = K_c[H_2O] = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$$

A las reacciones ácido-base se les llama NEUTRALIZACIONES. En ellas el ácido y la base reaccionan para dar lugar a una sal y agua, de manera que cada uno anula las propiedades del otro: los protones cedidos por el ácido reaccionan con los  $OH^-$  liberados por la base dando lugar a la formación de agua. Ejemplos:



### CONCEPTO pH:

Se define como menos el logaritmo de la concentración de iones  $H^+$  o  $H_3O^+$ . Se habla de disolución neutra cuando  $pH = 7$ , disolución ácida cuando el  $pH < 7$  y de disolución básica cuando el  $pH > 7$ .

$$pH = -\log[H_3O^+] \text{ e igualmente } pOH = -\log[OH^-]$$

A partir del producto iónico del agua se puede determinar:

$$[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ si se toman logaritmos: } pH + pOH = 14$$

