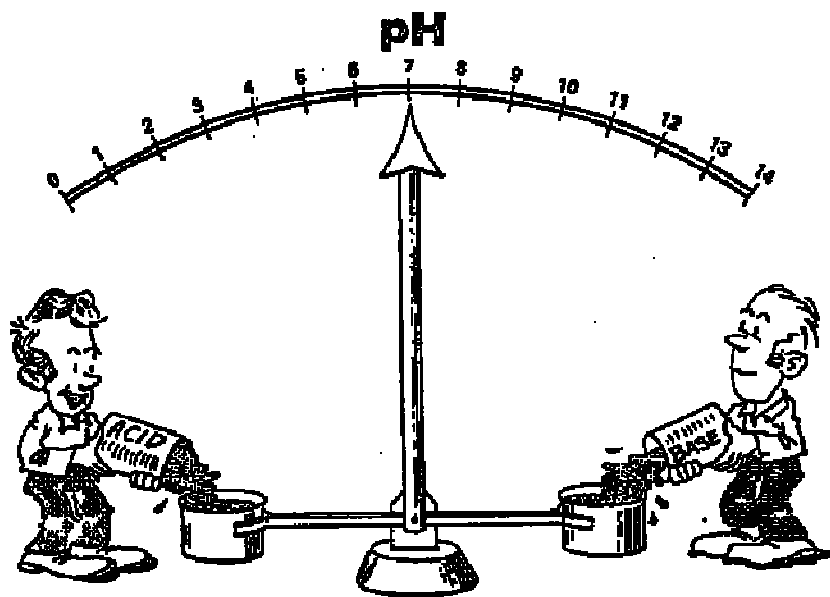


Unidad 4

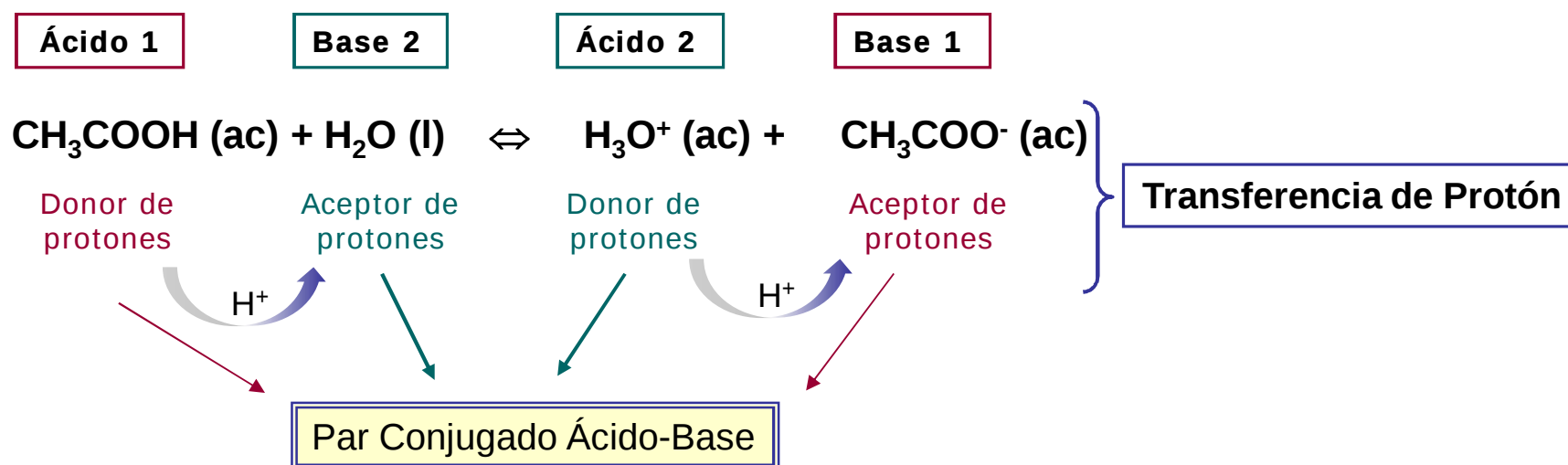
Equilibrio Ácido-Base



TEORÍA DE BRØNSTED-LOWRY

ÁCIDO: Sustancia capaz de *donar* un *protón*.

BASE: Sustancia capaz de *aceptar* un *protón*.



CARÁCTER ANFÓTERO



Producto iónico de agua:

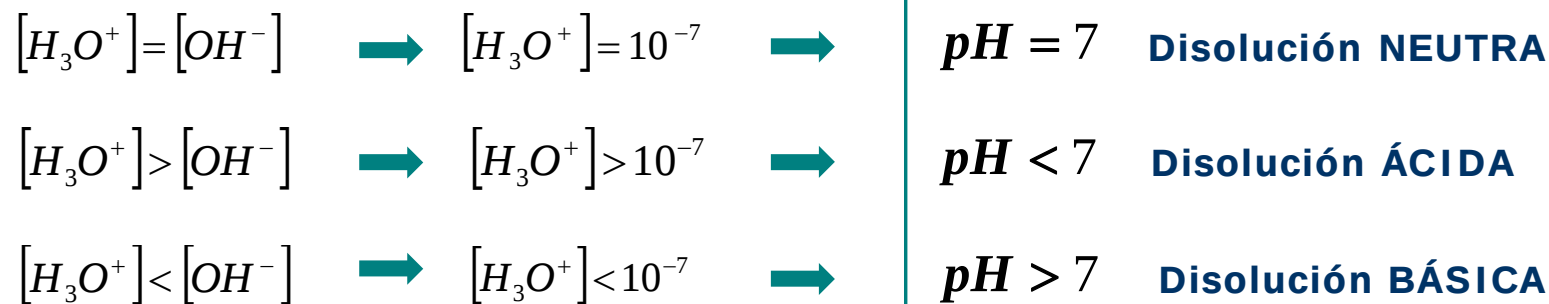
$$K_w = [H_3O^{+}] \times [OH^{-}]$$

A 25°C:

$$\left. \begin{array}{l} [H_3O^{+}] = 10^{-7} M \\ [OH^{-}] = 10^{-7} M \end{array} \right\} K_w = 10^{-14}$$

$$\begin{array}{l} pH = -\log[H_3O^{+}] \\ pOH = -\log[OH^{-}] \end{array}$$

$$pH + pOH = 14$$



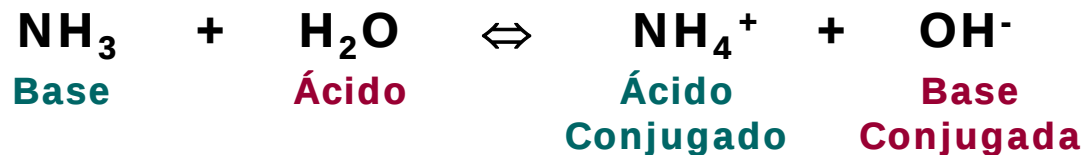
Constante de Ionización de un Ácido



$$K_a = K_c [H_2O] = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

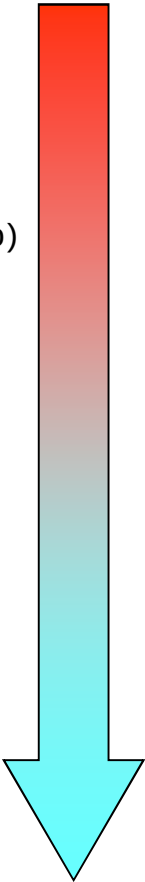
$$\text{pK}_a = -\log K_a$$

Constante de Ionización de una Base



$$K_b = K_c [H_2O] = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$$

$$\text{pK}_b = -\log K_b$$

		Ácido	Base conjugada		
Aumento de la fuerza ácida	Ácidos fuertes	HClO ₄ (ácido perclórico) HI (ácido yodhídrico) HBr (ácido bromhídrico) HCl (ácido clorhídrico) H ₂ SO ₄ (ácido sulfúrico) <u>HNO₃ (ácido nítrico)</u>	ClO ₄ ⁻ (ión perclorato) I ⁻ (ión ioduro) Br ⁻ (ión bromuro) Cl ⁻ (ión cloruro) HSO ₄ ⁻ (ión hidrógeno sulfato) NO ₃ ⁻ (ión nitrato)	Aumento de la fuerza básica	
	Ácidos débiles	H ₃ O ⁺ (ión hidronio) HSO ₄ ⁻ (ión hidrógeno sulfato) HF (ácido fluorhídrico) HNO ₂ (ácido nitroso) HCOOH (ácido fórmico) CH ₃ COOH (ácido acético) NH ₄ ⁺ (ión amonio) HCN (ácido cianhídrico) H ₂ O (agua) NH ₃ (amoníaco)	H ₂ O (agua) SO ₄ ²⁻ (ión sulfato) F ⁻ (ión fluoruro) NO ₂ ⁻ (ión nitrito) HCOO ⁻ (ión formiato) CH ₃ COO ⁻ (ión acetato) NH ₃ (amoníaco) CN ⁻ (ión cianuro) <u>OH⁻ (ión hidróxido)</u> NH ₂ ⁻ (ión amidruro)		

DISOLUCIÓN REGULADORA O TAMPÓN

Mezcla de un ácido débil o una base débil y su sal conjugada

La disolución **no cambia el pH** aún cuando se añada una pequeña cantidad de ácido o base fuerte

Tampón Ácido

