

ÁCIDOS y BASES

(Sistemas ácido-base no elementales)

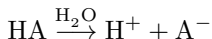
Bachillerato Internacional

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

www.profesorjrc.es

1 Teoría de Arrhenius

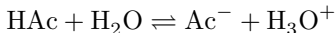
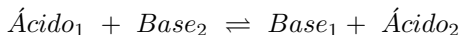
Ácidos



Bases



2 Teoría de Brönsted-Lowry



Base_1 y Ácido_2 son la base y ácido conjugado del Ácido_1 y Base_2

3 Teoría de Lewis

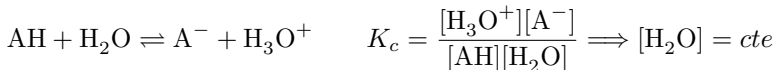
Ácido $\Rightarrow$ Sustancia que acepta una pareja de electrones (orbital vacío), SO_3 , BF_3 , Ag^+ , ...

Base $\Rightarrow$ Sustancia que cede una pareja de electrones. NH_3 , OH^- , NH_2^- , ...

Fortaleza de Ácidos y Bases

Ácidos y Bases conjugadas

Ácido	HCl	HNO ₃	H ₂ SO ₄	CH ₃ COOH	H ₂ O	H ₃ O ⁺	H ₂ S	NH ₄ ⁺
Base	Cl ⁻	NO ₃ ⁻	HSO ₄ ⁻	CH ₃ COO ⁻	OH ⁻	H ₂ O	HS ⁻	NH ₃



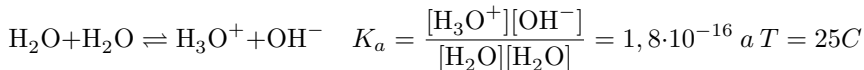
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

K_a cte disociación del ácido o cte de acidez.

ANFÓTERAS, especies que actúan como ácidos y bases, H₂O, Al(OH)₃,...

A. POLIPRÓTICOS, especies con + de un protón, H₂CO₃, H₃PO₄,...

Autoionización del agua



Equilibrio desplazado a la izquierda y $[\text{H}_2\text{O}] = \text{cte}$,

$$K_a[\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \Rightarrow \boxed{K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}}$$

Siendo K_w el producto iónico del agua.

TIPOS DE DISOLUCIONES

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \implies \textit{Disolución neutra}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ y } [\text{OH}^-] < 10^{-7} \implies \textit{Disolución ácida}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ y } [\text{OH}^-] > 10^{-7} \implies \textit{Disolución básica}$$

Concepto de pH

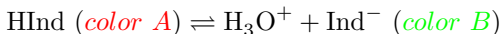
$$pH = -\log[H_3O^+] \quad pOH = -\log[OH^-]$$

$pH + pOH = 14 \quad \text{at } 25^\circ C$

- $pH < 7 \implies$ Disolución ácida, $[H_3O^+] > 10^{-7} M$
- $pH = 7 \implies$ Disolución neutra, $[H_3O^+] = [OH^-]$
- $pH > 7 \implies$ Disolución básica, $[H_3O^+] < 10^{-7} M$



Colorantes orgánicos complejos (ácidos y bases débiles)



- Dis. ácidas: Equilibrio desplazado a $\leftarrow$ (color A)
- Dis. básicas: Equilibrio desplazado a $\rightarrow$ (color B)

Punto final $\rightarrow$ cuando se observa cambio de color.

Punto de equivalencia $\rightarrow$ cuando las $[\text{ácido}] = [\text{base}]$.

$$K_{ind} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \Rightarrow K_{Ind} = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow pK_{ind} = pH$$

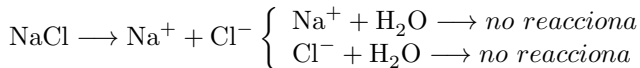
Anaranjado de metilo (rojo-amarillo, intervalo 3,1-4,4)

Fenolftaleína (incolore a rojo, intervalo 8,3-10)

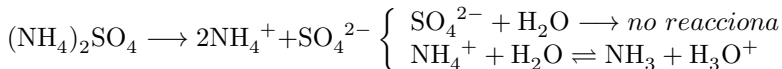
Tornasol (rojo a azul, 5,8-8)

Al disolverse una sal en agua, alguno de sus iones reacciona con el agua y genera un comportamiento ácido o básico.

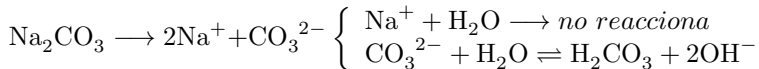
- **Sal de ácido fuerte - base fuerte** $\Rightarrow$ Disolución neutra



- **Sal de ácido fuerte - base débil** $\Rightarrow$ Disolución ácida



- **Sal de ácido débil - base fuerte** $\Rightarrow$ Disolución básica

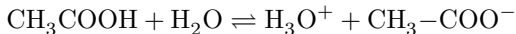


- **Sal de ácido débil - base débil** $\Rightarrow$ Disolución ¿ácida o básica?



PROPIEDADES

- Disoluciones que mantienen el pH al añadir pequeñas cantidades de Ácidos o Bases.
- Contienen un ácido débil y su base conjugada



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{-COOH}]}{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]}$$

$$\boxed{pH = pK_a + \log \frac{n_{A-}}{n_{HAc}}}$$

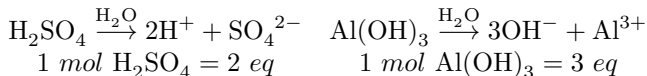
La concentración de ácido acético y acetato es la misma, por tanto:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow pH = 4,74$$

Equivalentes y Normalidad.

$$N = \frac{\text{número equivalentes} - \text{gramo soluto}}{\text{Volumen disolución (L)}} = M \cdot \text{valencia}$$

Número de equivalentes-gramo es la cantidad de moles de H^+ o OH^- proporcionado por un mol de ácido o base al disolverse en agua.



El **peso equivalente** es el peso de un equivalente, razón entre la masa y el número de equivalentes.

$$P_{\text{equi}} = \frac{P. \text{ molecular}}{\text{valencia}} \Rightarrow \text{nequiv} - \text{gramo} = \text{moles} \cdot \text{valencia}$$

Valoraciones o Volumetrías Ácido-Base

Punto de equivalencia $\rightarrow n^{\circ}$ equivalentes ácido = n° equivalentes base

$$N_a V_a = N_b V_b$$

