

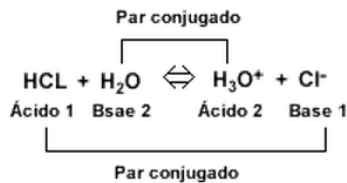
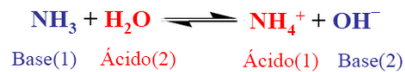
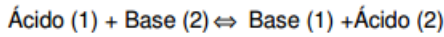


# EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE

## TEORÍAS ÁCIDO-BASE:

- T. DE ARRHENIUS
- T. DE BRÖNSTED-LOWRY:

En la Teoría de Brönsted-Lowry, cada ácido o cada base tendrán, respectivamente, una base o un ácido conjugado, existiendo un equilibrio entre ambos.



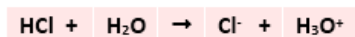
El agua puede actuar como ácido o como base. Estas sustancias se denominan **ANFÓTERAS**.

### FUERZA RELATIVA DE ÁCIDOS Y BASES:

Ácidos y bases **FUERTES**, son los que en disolución acuosa están totalmente disociados; el equilibrio está totalmente desplazado a la derecha; ácidos fuertes: HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub>...// bases fuertes: NaOH, KOH, etc

TEORÍA	ARRHENIUS	
Ácido	Sustancia neutra que al disolverse en agua genera protones y el correspondiente anión	$\text{HA} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}^+$
Base	Sustancia neutra que al disolverse en agua se disocia en iones hidroxilo (OH <sup>-</sup> ) y el correspondiente catión	$\text{BOH} \rightleftharpoons \text{B}^+ + \text{OH}^-$
Neutralización	Combinación de protones (H <sup>+</sup> ) e iones hidroxilo (OH <sup>-</sup> ) para dar agua	$\text{Ácido} + \text{Base} \rightarrow \text{sal} + \text{agua}$ $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ $\text{HCl (ac)} + \text{NaOH (ac)} \rightarrow \text{NaCl (ac)} + \text{H}_2\text{O (l)}$
Limitaciones	<ul style="list-style-type: none"> <li>Solo es aplicable a disoluciones acuosas</li> <li>No justifica el carácter ácido de sustancias que no tienen H: CO<sub>2</sub></li> <li>No justifica el comportamiento básico de sustancias como el amoníaco o los carbonatos, que no desprenden iones (OH<sup>-</sup>) al disolverlas en agua</li> </ul>	

TEORÍA	BRÖNSTED-LOWRY	
Ácido	Toda sustancia capaz de ceder protones	$\text{HA} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}^+$
Base	Toda sustancia capaz de captar protones	$\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{OH}^-$
Neutralización	Transferencia de un protón desde un ácido a una base	$\text{Ácido} + \text{Base} \rightarrow \text{sal} + \text{agua}$ $\text{HA} + \text{B} \rightarrow \text{A}^- + \text{BH}^+$ $\text{HCl (ac)} + \text{NaOH (ac)} \rightarrow \text{NaCl (ac)} + \text{H}_2\text{O (l)}$
Comentarios	<ul style="list-style-type: none"> <li>Es aplicable a cualquier disolvente y también a especies iónicas, no solo a sustancias neutras</li> <li>No justifica el carácter ácido de sustancias que no tienen H: CO<sub>2</sub></li> <li>Justifica el comportamiento básico de sustancias como el amoníaco o los carbonatos</li> </ul>	



Concentración Inicial	C <sub>0</sub>	--	--
Cambios para el equilibrio	-C <sub>0</sub>	C <sub>0</sub>	C <sub>0</sub>
Concentración en el Equilibrio	0	C <sub>0</sub>	C <sub>0</sub>

Concentración Inicial	C <sub>0</sub>	--	--
Cambios para el equilibrio	-C <sub>0</sub>	C <sub>0</sub>	C <sub>0</sub>
Concentración en el Equilibrio	0	C <sub>0</sub>	C <sub>0</sub>

Ácidos y bases **DÉBILES**, son los que no se disocian totalmente, es decir quedan moléculas sin disociar, en equilibrio con sus correspondientes iones: el ácido acético (CH<sub>3</sub>-COOH) y el amoníaco NH<sub>3</sub>.

**ÁCIDO DÉBIL**  $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

conc. inicial	C <sub>0</sub>	-	-
cambios para equilibrio	-x	x	x
conc. en el equilibrio	C <sub>0</sub> -x	x	x
$\alpha = x/C_0$	C <sub>0</sub> (1-α)	C <sub>0</sub> α	C <sub>0</sub> α

la constante de equilibrio (constante de acidez = K<sub>a</sub>) sería:

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

Cuanto mayor sea su valor mayor es la fuerza del ácido

donde α es el grado de disociación, que nos da el tanto por 1 de moles que se disocian, en los ácidos y bases fuertes, su valor es uno.

$$\% \text{ ionización} = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \cdot 100$$

**BASE DÉBIL**  $\text{BH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{B}^- + \text{OH}^-$

conc. inicial	C <sub>0</sub>	-	-
cambios para equilibrio	-x	x	x
conc. en el equilibrio	C <sub>0</sub> -x	x	x
$\alpha = x/C_0$	C <sub>0</sub> (1-α)	C <sub>0</sub> α	C <sub>0</sub> α

la constante de equilibrio (constante de basicidad = K<sub>b</sub>) sería:

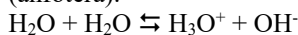
$$K_b = \frac{[\text{B}^-][\text{OH}^-]}{[\text{BH}]}$$

Cuanto mayor sea su valor mayor es la fuerza de la base.

$$\text{grado de ionización} = \alpha = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

### PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA (K<sub>w</sub>)

El agua puede comportarse como un ácido o una base (anfótera).

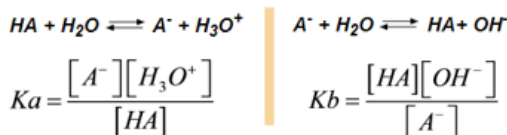


$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_w \quad [\text{H}_2\text{O}] = \text{cte} = 55,5 \text{ M} \quad \text{A } 25^\circ\text{C}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

**RELACIÓN ENTRE K<sub>a</sub> y K<sub>b</sub>:** Las constantes de acidez y basicidad de una pareja ácido-base conjugados están relacionadas entre sí mediante el producto iónico del agua.



$$K_a \cdot K_b = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Esto quiere decir que, **cuanto más fuerte sea un ácido más débil es su base conjugada** y viceversa

**CONCEPTO DE pH:** En las disoluciones acuosas, la variación en las concentraciones de los iones  $H_3O^+$  y  $OH^-$  puede tener lugar en un intervalo muy amplio. Con objeto de evitar el uso de exponentes negativos en la expresión de las concentraciones se propuso una notación especial, conocida como pH, que se define  $pH = -\log [H_3O^+]$  y análogamente  $pOH = -\log [OH^-]$ ,

Tomando logaritmos en la expresión de  $K_w$  a  $25^\circ C$  se obtiene:

- En medio neutro:  $pH = 7$
- En medio ácido:  $pH < 7$
- En medio básico:  $pH > 7$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$\log [H_3O^+] + \log [OH^-] = -14$$

$$pH + pOH = 14$$

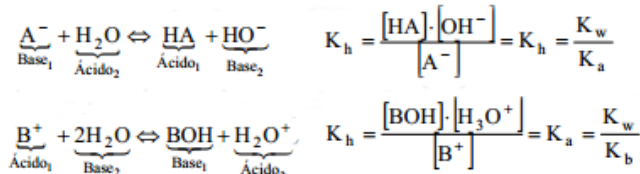
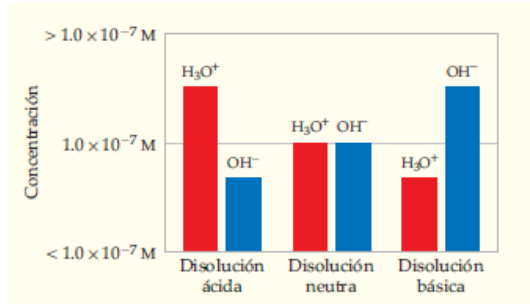


La notación logarítmica se aplica también a las constantes de acidez y basicidad:  $pK_a = -\log K_a$   $pK_b = -\log K_b$

**Un ácido es tanto más fuerte cuanto mayor sea el valor de su  $K_a$  o cuanto menor sea su  $pK_a$ .**

**ESTUDIO CUALITATIVO DE LA HIDRÓLISIS.**

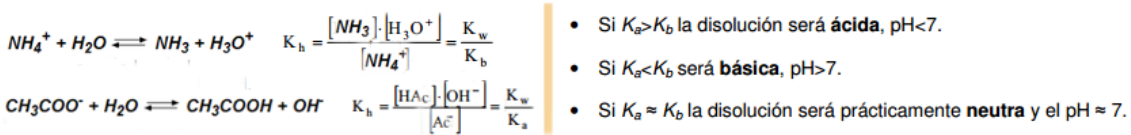
Las sales son electrolitos fuertes y en agua se disocian completamente en sus iones, pudiendo dar en ciertos casos, un medio ácido o básico, consecuencia de la reacción de alguno de los iones de la sal con el agua (**hidrólisis**). La hidrólisis no es sino una reacción ácido base en la que un catión ( $B^+$ ) de la sal puede actuar como ácido con el agua y el anión ( $A^-$ ) como base.



Que se produzcan o no estas reacciones de hidrólisis dependerá de la fortaleza como ácido o como base de los iones de la sal en relación al agua., que a su vez depende de la fuerza de la base o del ácido del que proceden.

Constantes de estos equilibrio, son las constante de hidrólisis  $K_h$

- A. **Disoluciones de sales de ácido fuerte y base fuerte:** como el cloruro de sodio NaCl. Al disolverse  $NaCl \rightarrow Cl^- + Na^+$  en agua se disocia totalmente en sus iones  $Na^+$  y  $Cl^-$ :  
 $Na^+$ : ácido conjugado de una base fuerte (NaOH) será pues un ácido débil que no dará reacción de hidrólisis.  
 $Cl^-$ : base conjugada de un ácido fuerte (HCl) será pues una base débil que no dará hidrólisis. Ninguno de los iones reacciona con el agua y la disolución será **neutra (pH=7)** independientemente de la concentración de la sal.
- B. **Disoluciones de sales de ácido fuerte y base débil:** como el cloruro de amonio  $NH_4Cl$ . Al disolverse en agua se disocia totalmente en sus iones  $NH_4^+$  y  $Cl^-$ :  
El ion  $NH_4^+$ , al ser el ácido conjugado de una base débil ( $NH_3$ ) será un ácido fuerte, si reacciona con el agua y produce  $H_3O^+$  con lo que la disolución será **ácida (pH<7)**.  
 $NH_4Cl \rightarrow Cl^- + NH_4^+$   
 $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$   
 $K_h = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{K_w}{K_b}$
- C. **Disoluciones de sales de ácido débil y base fuerte:** como el acetato de sodio  $CH_3COONa$ . El ion acetato  $CH_3COO^-$  es la base conjugada del ácido acético (débil) y por tanto es una base fuerte para reaccionar con el agua resultando una disolución **básica (pH>7)** ya que la hidrólisis del anión produce iones  $OH^-$ .  
 $CH_3COONa + H_2O \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$   
 $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$   
 $K_h = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-]} = \frac{K_w}{K_a}$
- D. **Disoluciones de sal de ácido débil y base débil:** como el acetato de amonio  $CH_3COONH_4$ . En este caso experimentan hidrólisis ambos iones y el pH de la disolución vendrá determinado por los valores de  $K_a$  y  $K_b$ . El pH puede ser **ácido, básico o neutro** según que, respectivamente predomine la hidrólisis del catión, del anión o se verifiquen en igual proporción.



**VALORACIONES ÁCIDO-BASE (Volumetrías de neutralización)**

Son una técnica utilizada para determinar la concentración de una disolución de ácido o de base mediante la reacción completa con otra disolución de concentración conocida. En la valoración se mezclan gradualmente el ácido y la base en presencia de un indicador que cuando finaliza el proceso cambia de color. Este punto se llama punto de equivalencia. El pH del punto de equivalencia depende del tipo de valoración: si se trata de ácido fuerte/base fuerte (pH=7); si se trata de ácido débil/base fuerte (pH>7) y si se trata de ácido fuerte/base débil (pH<7).

