



EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE

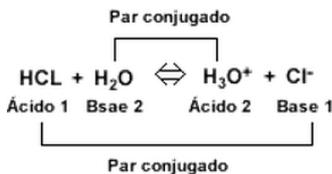
TEORÍAS ÁCIDO-BASE:

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

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



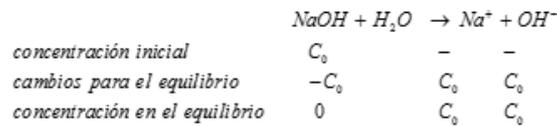
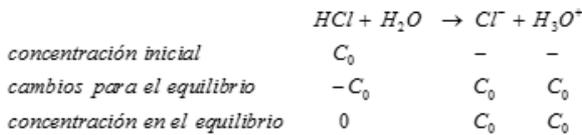
Base(1) Ácido(2) Ácido(1) Base(2)



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, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄, etc // bases fuertes: NaOH, KOH, Ba(OH)₂, etc

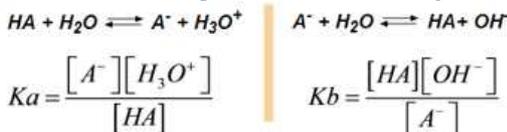


Entendemos por ácidos y bases **DÉBILES**, aquellos que no se disocian totalmente, quedan moléculas sin disociar en equilibrio con sus correspondientes iones: el ácido acético (CH₃-COOH) y el amoníaco NH₃.

PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA (K_w)

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

RELACIÓN ENTRE K_a y K_b: 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**

TEORÍA	ARRHENIUS
ÁCIDO	Sustancia neutra que al disolverse en agua genera protones (H ⁺) 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 ⁻) y el correspondiente catión. $\text{BOH} \rightleftharpoons \text{B}^+ + \text{OH}^-$
NEUTRALIZACIÓN	Combinación de protones con iones hidroxilo para dar agua. $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$ Ácido + base = sal + agua $\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(s)} \rightleftharpoons \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O}$
COMENTARIOS	Sólo es aplicable a disoluciones con agua como disolvente. No justifica el carácter básico de sustancias como amoníaco o carbonatos. No justifica las propiedades ácidas de iones como el hidrogenocarbonato. No explica las propiedades ácidas o básicas de algunas sales. No puede aplicarse a las reacciones de neutralización entre gases.

TEORÍA	BRÖNSTED-LOWRY
ÁCIDO	Toda sustancia capaz de ceder protones (H ⁺). $\text{HA} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}^+$
BASE	Toda sustancia capaz de captar protones (H ⁺). $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{Na}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$
NEUTRALIZACIÓN	Transferencia de un protón desde un ácido a una base, de modo que se forman pares de ácido-base conjugados. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (ácido1) (base2) (base1) (ácido2)
COMENTARIOS	Es aplicable a cualquier disolvente. Justifica el carácter básico de sustancias como amoníaco, carbonatos etc. Es aplicable a iones, además de a sustancias neutras. No justifica el carácter ácido de sustancias que no tienen protones (BF ₃) Es aplicable a reacciones en medio gaseoso.

<p>ÁCIDO DÉBIL $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$</p> <table border="0"> <tr> <td>conc. inicial</td> <td>C_0</td> <td>-</td> <td>-</td> </tr> <tr> <td>cambios para equilibrio</td> <td>$-x$</td> <td>x</td> <td>x</td> </tr> <tr> <td>conc. en el equilibrio</td> <td>$C_0 - x$</td> <td>x</td> <td>x</td> </tr> <tr> <td>$\alpha = x / C_0$</td> <td>$C_0(1 - \alpha)$</td> <td>$C_0 \alpha$</td> <td>$C_0 \alpha$</td> </tr> </table> <p>la constante de equilibrio (constante de acidez = K_a) sería:</p> $K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$ <p>Cuanto mayor sea su valor mayor es la fuerza del ácido</p>	conc. inicial	C_0	-	-	cambios para equilibrio	$-x$	x	x	conc. en el equilibrio	$C_0 - x$	x	x	$\alpha = x / C_0$	$C_0(1 - \alpha)$	$C_0 \alpha$	$C_0 \alpha$	<p>BASE DÉBIL $\text{BH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{B}^- + \text{OH}^-$</p> <table border="0"> <tr> <td>conc. inicial</td> <td>C_0</td> <td>-</td> <td>-</td> </tr> <tr> <td>cambios para equilibrio</td> <td>$-x$</td> <td>x</td> <td>x</td> </tr> <tr> <td>conc. en el equilibrio</td> <td>$C_0 - x$</td> <td>x</td> <td>x</td> </tr> <tr> <td>$\alpha = x / C_0$</td> <td>$C_0(1 - \alpha)$</td> <td>$C_0 \alpha$</td> <td>$C_0 \alpha$</td> </tr> </table> <p>la constante de equilibrio (constante de basicidad = K_b) sería:</p> $K_b = \frac{[\text{B}^-][\text{OH}^-]}{[\text{BH}]}$ <p>Cuanto mayor sea su valor mayor es la fuerza de la base.</p>	conc. inicial	C_0	-	-	cambios para equilibrio	$-x$	x	x	conc. en el equilibrio	$C_0 - x$	x	x	$\alpha = x / C_0$	$C_0(1 - \alpha)$	$C_0 \alpha$	$C_0 \alpha$
conc. inicial	C_0	-	-																														
cambios para equilibrio	$-x$	x	x																														
conc. en el equilibrio	$C_0 - x$	x	x																														
$\alpha = x / C_0$	$C_0(1 - \alpha)$	$C_0 \alpha$	$C_0 \alpha$																														
conc. inicial	C_0	-	-																														
cambios para equilibrio	$-x$	x	x																														
conc. en el equilibrio	$C_0 - x$	x	x																														
$\alpha = x / C_0$	$C_0(1 - \alpha)$	$C_0 \alpha$	$C_0 \alpha$																														

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.

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

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: $pH > 7$

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

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

$$pH + pOH = 14$$

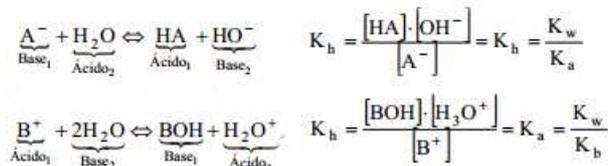


La notación logarítmica se aplica también a las constantes de acidez y basicidad: $pK_a = -\log K_a$ $pK_b = -\log K_b$

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

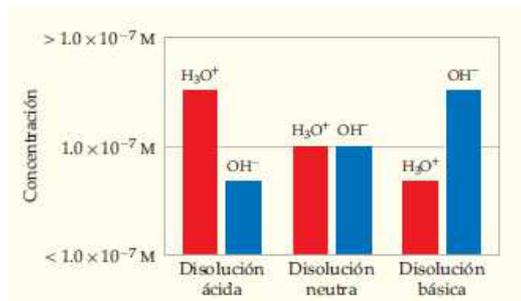
ESTUDIO CUALITATIVO DE LA HIDRÓLISIS.

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.

Las constantes de estos equilibrio, se llaman constante de hidrólisis K_h



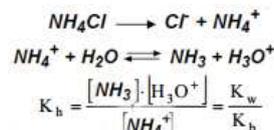
A. **Disoluciones de sales de ácido fuerte y base fuerte:** como el cloruro de sodio NaCl. Al disolverse en agua se disocia totalmente en sus iones Na^+ y Cl^- :



Na^+ : ácido conjugado de una base fuerte (NaOH) será pues un ácido débil que no dará reacción de hidrólisis.

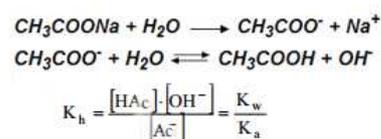
Cl^- : base conjugada de un ácido fuerte (HCl) será pues una base débil que no dará hidrólisis. Ninguno de los iones reacciona con el agua y por tanto la disolución será **neutra (pH=7)** independientemente de la concentración de la sal.

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^- :

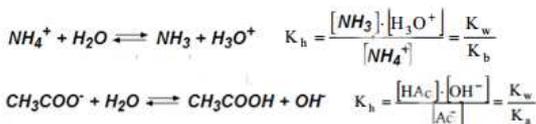


El ion NH_4^+ , al ser el ácido conjugado de una base débil (NH_3) será un ácido fuerte, si reacciona con el agua y produce H_3O^+ con lo que la disolución será **ácida (pH<7)**.

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^-



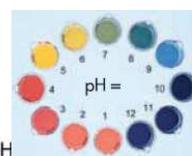
D. **Disoluciones de sal de ácido débil y base débil:** como el acetato de amonio CH_3COONH_4 . En este caso experimentan hidrólisis ambos iones y el pH de la disolución vendrá determinado por los valores de K_a y K_b . El pH puede ser **ácido, básico o neutro** según que, respectivamente predomine la hidrólisis del catión, del anión o se verifiquen en igual proporción.



• Si $K_a > K_b$ la disolución será **ácida**, $pH < 7$.

• Si $K_a < K_b$ será **básica**, $pH > 7$.

• Si $K_a = K_b$ la disolución será prácticamente **neutra** y el pH



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 ($pH < 7$).

En el punto de equivalencia al ser la relación estequiométrica entre el ácido y la base 1:1

