

Química

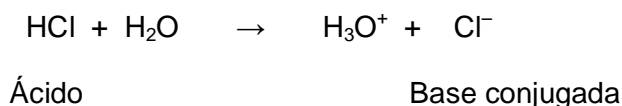
Ácidos y bases

A lo largo de la historia, muchos científicos investigaron las propiedades de los ácidos y las bases. De este modo, surgieron diferentes teorías para explicar el comportamiento de estos compuestos en solución. Las más relevantes son la Teoría de Arrhenius, la Teoría ácido/base de Brønsted y Lowry y la Teoría de Lewis.

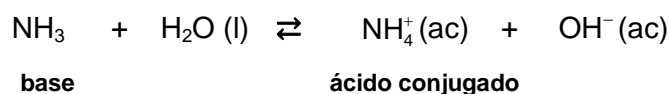
Ácidos y bases de Brønsted-Lowry

Un *ácido* según Brønsted se define como una sustancia capaz de ceder un protón y una *base*, como una sustancia que puede aceptar un protón.

Una extensión de la definición de Brønsted de ácidos y bases es el concepto de **par ácido-base conjugado**, su estructura se diferencia en un ion hidrógeno. La base conjugada es la especie que resulta cuando el ácido pierde un ion hidrógeno.

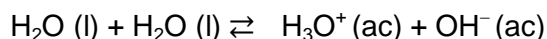


A la inversa, un ácido conjugado resulta de la adición de un protón a una base de Brønsted.



El agua como caso particular de electrolito débil

El agua es un electrolito débil que experimenta una ligera ionización.



Esta reacción se conoce como **autoionización** del agua. La constante de equilibrio para esta reacción es:

$$K_W = \frac{[H_3O^+].[OH^-]}{[H_2O]} = 1,80 \cdot 10^{-16} \text{ a } 25,0^\circ\text{C}$$

La concentración molar del agua puede considerarse constante e igual a 55.56 M. Por lo tanto,

$$1,8 \times 10^{-16} \cdot 55,56 = K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$



Química

La constante de equilibrio **K_w** (K_{water}) se denomina **constante del producto iónico del agua**, y es el *producto de las concentraciones molares de los iones oxonio (H_3O^+) e hidróxido (OH^-) a una temperatura determinada*.

En el agua pura, a 25 °C, las concentraciones molares de los iones oxonio e hidróxido son iguales, debido a la estequiometría de la reacción, y su valor es:

$$[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M y } [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M.}$$

Por lo tanto:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-] = (1.0 \times 10^{-7}) (1.0 \times 10^{-7}) = 1.0 \times 10^{-14}$$

Las soluciones se clasifican en ácidas, básicas y neutras según los valores de las concentraciones molares de iones oxonio e hidróxido.

Siempre que las concentraciones molares de los iones oxonio e hidróxido son iguales, ($[H_3O^+] = [OH^-]$) la solución acuosa es **neutra**.

En una solución **ácida**, la concentración molar de iones oxonio es mayor que la concentración molar de iones hidróxido ($[H_3O^+] > [OH^-]$).

En una solución **básica** la concentración molar de iones hidróxido es mayor que la concentración molar de iones oxonio ($[H_3O^+] < [OH^-]$).

El pH: una forma de medir la acidez

Dado que los valores de las concentraciones de los iones H_3O^+ y OH^- generalmente son muy pequeños y, por lo tanto es difícil trabajar con ellos, el bioquímico danés Søren Sørensen propuso, en 1909, una medida más práctica denominada **pH**.

El **pH** de una solución se define como el *logaritmo decimal negativo de la concentración molar del ion hidrógeno*, en moles/L:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

El **pOH** de una solución se define como el *logaritmo decimal negativo de la concentración molar del ion hidroxilo*, en moles/L

$$pOH = -\log [OH^-]$$



Química

El signo negativo de las definiciones de pH y pOH implica que cuanto mayor es la concentración molar de H_3O^+ , más bajo es el pH y que cuanto mayor es concentración molar de OH^- , más bajo es el pOH.

Las soluciones ácidas, neutras y básicas, a 25°C, pueden identificarse por sus valores de pH y pOH, como sigue:

Soluciones ácidas:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}; [\text{OH}^-] < 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}; \text{pH} < 7.00; \text{pOH} > 7.00$$

Soluciones neutras:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}; [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}; \text{pH} = 7.00; \text{pOH} = 7.00$$

Soluciones básicas:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}; [\text{OH}^-] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}; \text{pH} > 7.00; \text{pOH} < 7.00$$

A 25 °C, la escala de pH para soluciones diluidas comprende valores entre 0 y 14,00. Cabe mencionar que existen soluciones en las que los valores de pH son menores que 0 o mayores que 14,00.

Si consideramos nuevamente la constante del producto iónico del agua, K_w

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

Si se aplica el logaritmo negativo en ambos lados, se obtiene:

$$-(\log [\text{H}_3\text{O}^+] + \log [\text{OH}^-]) = -\log (1.0 \times 10^{-14})$$

$$-(\log [\text{H}_3\text{O}^+] + \log [\text{OH}^-]) = 14.00$$

A partir de las definiciones de pH y de pOH se obtiene:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$

Esta ecuación proporciona otra forma de expresar la relación entre la concentración de iones H_3O^+ y la concentración de iones OH^- .

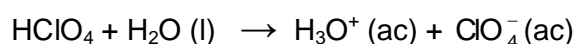
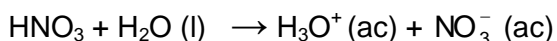
Fuerza de los ácidos y las bases

Los **ácidos fuertes**, son *electrolitos fuertes*, es decir, se ionizan por completo en agua y el proceso de ionización es *irreversible*.



Química

Las soluciones acuosas de los ácidos fuertes no contienen moléculas de ácido sin ionizar. La mayoría de los ácidos fuertes son ácidos inorgánicos, por ejemplo: ácido clorhídrico (HCl), ácido bromhídrico (HBr), ácido yodhídrico (HI); ácido nítrico (HNO₃); ácido sulfúrico (H₂SO₄) y ácido perclórico (HClO₄). Las ecuaciones que representan el proceso de ionización de alguno de ellos son:



Los **ácidos débiles** son *electrolitos débiles*, es decir, se ionizan sólo parcialmente en agua y el proceso de ionización es *reversible*.

En el equilibrio, las soluciones acuosas de los ácidos débiles contienen una mezcla de moléculas del ácido sin ionizar, iones oxonio, base conjugada y una pequeña cantidad iones OH⁻ provenientes de la autoionización del agua.

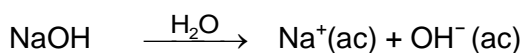
Los ácidos carboxílicos, el ácido fluorhídrico (HF), el ácido nitroso (HNO₂), el ácido sulfuroso (H₂SO₃) son ejemplos de ácidos débiles. Las ecuaciones de ionización son:



Las **bases fuertes** son *electrolitos fuertes*, es decir, se ionizan por completo en agua y el proceso de ionización es *irreversible*.

Las soluciones acuosas de las bases fuertes están formadas por moléculas de agua y los iones provenientes de la ionización de la base y del agua.

Los hidróxidos de los metales alcalinos, *Grupo 1*, y algunos de los metales alcalinos térreos, *Grupo 2*, son bases fuertes.





Química

Las **bases débiles** son *electrolitos débiles*, es decir, se ionizan sólo parcialmente en agua y el proceso de ionización es *reversible*.

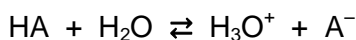
En el equilibrio, las soluciones acuosas de las bases débiles contienen una mezcla de moléculas de la base sin ionizar, de iones OH^- , del *ácido conjugado* y una pequeña cantidad iones H_3O^+ provenientes de la autoionización del agua.

El amoníaco, las aminas y las amidas son ejemplos de bases débiles.



Constante de ionización de ácidos y bases débiles

Como se ha visto, la mayoría de los ácidos y bases son electrolitos débiles que se ionizan parcialmente en agua. La ionización de un ácido monoprótico* débil, HA, en agua se representa por la ecuación:



*Se define ácido monoprótico a los que poseen un solo átomo de hidrógeno por molécula.

La expresión del del equilibrio para esta ionización:

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

K_a es la **constante de ionización del ácido**, es decir, la constante de equilibrio para la ionización de un ácido débil. (La concentración del agua se incorpora a la constante de equilibrio dando K_a constante de ionización del ácido o constante de acidez).

A cierta temperatura, la fuerza del ácido HA se puede medir cuantitativamente mediante K_a . Cuanto mayor es el valor de K_a , el ácido es más fuerte, en consecuencia el ácido está más ionizado y mayor es la concentración de iones H_3O^+ en el equilibrio,

La ionización de las bases débiles se analiza de la misma manera que la ionización de los ácidos débiles. Por ejemplo, al disolver el amoníaco se disuelve en agua, se produce la ionización parcial del mismo.



Química



La constante de equilibrio para esta ionización es:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

K_b , es la **constante de ionización básica**, es decir, la *constante de equilibrio para la ionización de una base débil*. Cuanto mayor es el valor de K_b , la base es más fuerte, en consecuencia la base está más ionizada y mayor es la concentración de iones OH^- en el equilibrio.