

Acido-Base.

Uriel Escobar¹

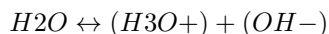
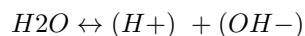
¹Affiliation not available

March 27, 2020

El primero que dio una posible explicación a la causa de que algunas sustancias tuvieran las propiedades características que permitían clasificarlas como ácidas o básicas fue Lavoisier, quien encontró que los ácidos se formaban al quemar no metales como el carbono, el fósforo, el azufre, . . . en atmósfera de oxígeno y posterior disolución en agua, lo que le condujo a decir que el oxígeno era el elemento causante de las propiedades ácidas. Posteriormente, en el año 1810, Davy analizó el ácido clorhídrico, demostrando que contenía solo cloro e hidrógeno y optó por señalar que el elemento causante de la acidez era el hidrógeno. Más tarde, Uebig, fijándose seguramente en las características del ataque de los ácidos sobre los metales, considera que los ácidos son aquellas sustancias que contienen por lo menos un átomo de hidrógeno sustituible por un metal.

En 1680 Robert Boyle notó que los ácidos disolvían muchas sustancias, cambiaban el color de algunos tintes naturales y perdían sus propiedades características cuando se mezclaban con álcalis. En 1814 J. Gay-Lussac concluyó que los ácidos neutralizaban a las bases y que los dos tipos de sustancias deberían definirse en términos de sus reacciones entre sí. En 1884 Svante Arrhenius presentó su teoría de disociación electrolítica, y enunció la teoría de las reacciones ácido base, considerando ácido a las sustancias que contiene hidrógeno y en disolución acuosa producen iones H^+ ; y base a las sustancias que contienen el grupo hidroxilo y producen iones HO^- en disolución acuosa. Aunque Arrhenius describió a los iones H^+ en agua como iones aislados (protones), sabemos que en solución existen en forma de $H(H_2O)_n^+$ donde n es un número entero y pequeño (entre 1 y 6). Esto es debido a la atracción de los iones H^+ sobre el oxígeno de las moléculas de agua. En este texto usaremos la expresión H^+ por simplicidad, pero tendremos presente que se halla hidratado. En 1923 J. N. Brønsted y T. M. Lowry presentaron independientemente sus teorías ácido base, pero como resultaron muy parecidas, la unificaron como la teoría de Brønsted y Lowry. En ese mismo año G. N. Lewis presentó una teoría ácido base más completa. Un ácido es cualquier especie que puede aceptar compartir un par de electrones. Una base es cualquier especie que puede donar un par de electrones. Dado que muchas reacciones químicas importantes ocurren en disolución acuosa, o en contacto con el agua, usaremos la teoría de Brønsted y Lowry debido a que resulta especialmente útil.

El agua es un electrolito extremadamente débil y está muy poco disociado en sus iones. La autoionización del agua se puede representar mediante la siguiente reacción:



La expresión de la constante de equilibrio para esta reacción se la puede expresar como:

$$K = \frac{\{H^+\}\{OH^-\}}{[H_2O]}$$

Considerando que la densidad del agua es 1 g/cm^3 :

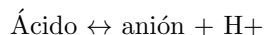
$$[H_2O] = \frac{1000 \text{ gr}}{18. \text{gr} \text{ } \cancel{\text{mol}}^{-1}} = 55.5 \text{ M}$$

Entonces:

$$K_w = K [H_2O]$$

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} (t = 25C)$$

De acuerdo con la teoría clásica de la ionización electrolítica desarrollada por Arrhenius, los electrolitos disueltos en agua, se disocian directamente en partículas cargadas (positivas y negativas) llamadas iones. Para Química Analítica, son de gran interés aquellos electrolitos cuyos iones provocan que la disolución sea ácida ó básica. De acuerdo con la misma teoría, los iones que dan origen al comportamiento ácido son los protones y los iones hidróxido provocan el comportamiento alcalino. Por lo tanto, ácidos son los electrolitos que en disolución acuosa liberan iones hidrógeno, y bases son los que liberan iones hidróxido. El equilibrio ácido - base se puede representar por medio de las ecuaciones siguientes:

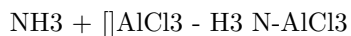
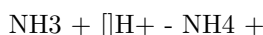


Teoría de Arrhenius

Arrhenius definió los ácidos como electrolitos que contienen hidrógeno y que, disueltos en agua, producen una concentración de iones hidrógeno o protones (H^+) mayor que la existente en el agua pura. Del mismo modo, Arrhenius definió una base como una sustancia que disuelta en agua producía un exceso de iones hidróxido (OH^-). La teoría de Arrhenius ha sido objeto de críticas. La primera es que el concepto de ácido se limita a especies químicas que contienen hidrógeno y el de base a las especies que contienen iones hidróxido. La segunda crítica es que la teoría solo se refiere a disoluciones acuosas, cuando en realidad se conocen muchas reacciones ácido-base que tienen lugar en ausencia de agua.

Teoría de Lewis

El químico estadounidense Lewis dio una definición acerca del comportamiento de los ácidos y de las bases. Según esta, una base sería una especie que puede donar un par de electrones, y un ácido la que los puede aceptar. El ácido debe tener su octeto de electrones incompleto y la base debe tener algún par de electrones solitario. El amoníaco es una base de Lewis típica y el trifluoruro de boro un ácido de Lewis típico. La reacción de un ácido con una base de Lewis da como resultado un compuesto de adición. Los ácidos de Lewis tales como el tricloruro de aluminio, el trifluoruro de boro, el cloruro estánnico, el cloruro de cinc y el cloruro de hierro (III) son catalizadores sumamente importantes de ciertas reacciones orgánicas. De esta forma se incluyen sustancias que se comportan como ácidos pero no cumplen la definición de Brønsted y Lowry, y suelen ser denominadas ácidos de Lewis. Puesto que el protón, según esta definición, es un ácido de Lewis (tiene vacío el orbital 1s, en donde alojar el par de electrones), todos los ácidos de Brønsted-Lowry son también ácidos de Lewis:



Base Acido

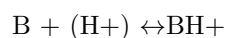
Teoría de Brønsted y Lowry:

Acido: especie química que cede un proton y genera una base conjugada.



acido base conjugada

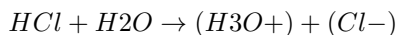
Base: especie química que acepta un proton y genera un acido conjugado.



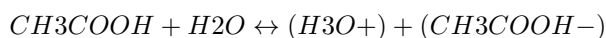
base acido conjugada

Un par ácido base conjugado consiste en dos especies relacionadas entre sí por la donación y aceptación de un simple ion hidrógeno: HA / A^- y B / BH^+ . De la definición anterior se deduce que un ácido posee un H^+ más que su base conjugada. En consecuencia, un ácido puede ser un catión, una molécula o un anión, ocurriendo lo mismo para las bases.

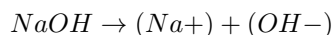
El comportamiento de una especie química como un ácido se define en gran medida por el disolvente en el que se disuelve. Cuando un ácido se disuelve en agua y se ioniza completamente se lo denomina ácido fuerte:



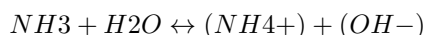
Por el contrario, cuando un ácido se disuelve en agua y se ioniza parcialmente se lo denomina ácido débil:



Análogamente, cuando una base se disuelve en agua y se disocia completamente se la denomina base fuerte:



mientras que si se ioniza parcialmente se la denomina base débil:



El pH

El pH (del francés *pouvoir hydrogène*, ‘poder del hidrógeno’) es una manera de indicar el grado de acidez de una sustancia, es decir, la concentración de iones de H_3O^+ en una solución, el pH también se expresa a menudo en términos de concentración de iones hidrógeno (atendiendo a la definición de Arrhenius). El agua y todas las soluciones acuosas contienen H_3O^+ e iones OH^- . En el agua pura se cumple que la concentración de iones H^+ es igual a la concentración de iones OH^- , por eso se dice que el agua es neutra. Como las concentraciones de iones H_3O^+ y de OH^- son muy pequeñas, en 1909, el químico danés Sørensen definió el pH como el logaritmo decimal negativo de la molaridad de los iones hidrógeno. Esto es:

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

Desde entonces, el término pH ha sido universalmente utilizado por la facilidad de su uso, evitando así el manejo de cifras largas y complejas. Por ejemplo, una concentración de $[H^+] = 1 \times 10^{-8} \text{ M}$ (0.00000001 M) es simplemente un pH de 8 ya que: $pH = -\log[10^{-8}] = 8$. La escala de pH en disolución acuosa se establece normalmente en una recta numérica que va desde el 0 hasta el 14 (aunque el pH puede ser menor que 0, y mayor que 14). El número 7 corresponde a las soluciones neutras. El sector izquierdo de la recta numérica indica acidez, que va aumentando en intensidad cuando más cerca se está del 0. Por ejemplo una solución que tiene el pH 1 es más ácida o más fuerte que aquella que tiene un pH 6. De la misma manera, hacia la derecha del 7 las soluciones son básicas y son más fuertes o más básicas cuanto más se acercan al 14. Por ejemplo, una base que tenga $pH=14$ es más fuerte que una que tenga $pH=8$. De un modo semejante, se define el pOH como el logaritmo decimal cambiado de signo de la concentración de iones hidróxido (OH^-) de una solución:

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

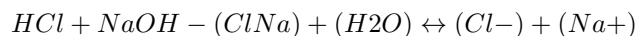
Indicadores.

De una manera aproximada, puede conocerse el pH de una disolución utilizando indicadores. Los indicadores son disoluciones de ciertos colorantes cuyo color varía con el pH del medio. Los indicadores son ácidos o bases débiles que se caracterizan por tener un color diferente a su base conjugada. Por ejemplo, el naranja de metilo tiene color rojo cuando está protonado, mientras que su base conjugada es de color amarillo.

En la tabla siguiente tienes una lista de indicadores:

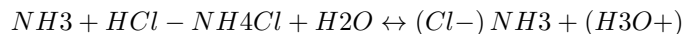
Ecuaciones de equilibrio.

Ácido fuerte, base fuerte:



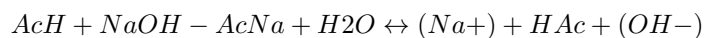
Solucion neutra.

Base debil, acido fuerte:



disolucion ligeramente acida

Acido debil, base fuerte:



disolucion ligeramente basica

Bibliografia.

Angelini, M. y otros. Temas de Quimica General. EUDEBA 1993. Atkins P. W. Quimica General.

Ediciones Omega S. A. Barcelona. 1992. Martin, A. M. – Disalvo, A. “Como presentan los libros de textos de quimica general algunos conceptos acido base?” Memorias Terceras Jornadas Internacionales de Ensenanza Universitaria de la Quimica. La Plata. Argentina. Editado en CD. 2003.

Mortimer, C. E. Quimica, Grupo Editorial Iberoamericano. 1983.

Whitten – Davis – Peck. Quimica General. Mc Graw – Hill. Edicion Espanola. 1998. Butler, J. N. Ionic Equilibrium. A Mathematical Approach. Addison – Wesley Publishing Company, Inc. 1964.

Ebbing, D. D. General Chemistry. Houghton Mifflin. 1993.

Universidad de Castilla - La Mancha: Profesorado/ Pablo Fernandez equilibrio acido base/equilibrio acido base.pdf