

ACIDOS Y BASES

Ácidos y bases, dos tipos de compuestos químicos que presentan características opuestas. Los ácidos tienen un sabor agrio, colorean de rojo el tornasol (tinte rosa que se obtiene de determinados líquenes) y reaccionan con ciertos metales desprendiendo hidrógeno. Las bases tienen sabor amargo, colorean el tornasol de azul y tienen tacto jabonoso. Cuando se combina una disolución acuosa de un ácido con otra de una base, tiene lugar una reacción de neutralización. Esta reacción en la que, generalmente, se forman agua y sal, es muy rápida. Así, el ácido sulfúrico y el hidróxido de sodio NaOH, producen agua y sulfato de sodio:



Primeras teorías

Los conocimientos modernos de los ácidos y las bases parten de 1834, cuando el físico inglés Michael Faraday descubrió que ácidos, bases y sales eran electrólitos por lo que, disueltos en agua se disocian en partículas con carga o iones que pueden conducir la corriente eléctrica. En 1884, el químico sueco Svante Arrhenius (y más tarde el químico alemán Wilhelm Ostwald) definió los ácidos como sustancias químicas que contenían hidrógeno, y que disueltas en agua producían una concentración de iones hidrógeno o protones, 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 hidroxilo, OH^- . La reacción de neutralización sería:



La teoría de Arrhenius y Ostwald ha sido objeto de críticas. La primera es que el concepto de ácidos se limita a especies químicas que contienen hidrógeno y el de base a las especies que contienen iones hidroxilo. La segunda crítica es que la teoría sólo se refiere a disoluciones acuosas, cuando en realidad se conocen muchas reacciones ácido-base que tienen lugar en ausencia de agua.

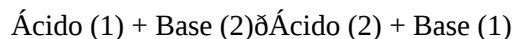
Teoría de Brønsted-Lowry

Una teoría más satisfactoria es la que formularon en 1923 el químico danés Johannes Brønsted y, paralelamente, el químico británico Thomas Lowry. Esta teoría establece que los ácidos son sustancias capaces de ceder protones (iones hidrógeno H^+) y las bases sustancias capaces de aceptarlos. Aún se contempla la presencia de hidrógeno en el ácido, pero ya no se necesita un medio acuoso: el amoníaco líquido, que actúa como una base en una disolución acuosa, se comporta como un ácido en ausencia de agua cediendo un protón a una base y dando lugar al anión (ion negativo) amida:



ACIDOS Y BASES DE Brønsted y Lowry

El concepto de ácido y base de Brønsted y Lowry ayuda a entender por qué un ácido fuerte desplaza a otro débil de sus compuestos (al igual que sucede entre una base fuerte y otra débil). Las reacciones ácido-base se contemplan como una competición por los protones. En forma de ecuación química, la siguiente reacción de Ácido (1) con Base (2)



se produce al transferir un protón el Ácido (1) a la Base (2). Al perder el protón, el Ácido (1) se convierte en su base conjugada, Base (1). Al ganar el protón, la Base (2) se convierte en su ácido conjugado, Ácido (2). La

ecuación descrita constituye un equilibrio que puede desplazarse a derecha o izquierda. La reacción efectiva tendrá lugar en la dirección en la que se produzca el par ácido-base más débil. Por ejemplo, HCl es un ácido fuerte en agua porque transfiere fácilmente un protón al agua formando un ion hidronio:



En este caso el equilibrio se desplaza hacia la derecha al ser la base conjugada de HCl, Cl^- , una base débil, y H_3O^+ , el ácido conjugado de H_2O , un ácido débil.

Al contrario, el fluoruro de hidrógeno, HF, es un ácido débil en agua y no transfiere con facilidad un protón al agua:



Este equilibrio tiende a desplazarse a la izquierda pues H_2O es una base más débil que F^- y HF es un ácido más débil (en agua) que H_3O^+ . La teoría de Brønsted y Lowry también explica que el agua pueda mostrar propiedades anfóteras, esto es, que puede reaccionar tanto con ácidos como con bases. De este modo, el agua actúa como base en presencia de un ácido más fuerte que ella (como HCl) o, lo que es lo mismo, de un ácido con mayor tendencia a disociarse que el agua:



El agua también actúa como ácido en presencia de una base más fuerte que ella (como el amoníaco):



Medida de la fuerza de ácidos o bases

La fuerza de un ácido se puede medir por su grado de disociación al transferir un protón al agua, produciendo el ion hidronio, H_3O^+ . De igual modo, la fuerza de una base vendrá dada por su grado de aceptación de un protón del agua. Puede establecerse una escala apropiada de ácido-base según la cantidad de H_3O^+ formada en disoluciones acuosas de ácidos, o de la cantidad de OH^- en disoluciones acuosas de bases. En el primer caso tendremos una escala pH, y en el segundo una escala pOH. El valor de pH es igual al logaritmo negativo de la concentración de ion hidronio y el de pOH al de la concentración de ion hidroxilo en una disolución acuosa:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

El agua pura tiene un pH de 7,0; al añadirle ácido, la concentración de ion hidronio, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ aumenta respecto a la del agua pura, y el pH baja de 7,0 según la fuerza del ácido. El pOH del agua pura también es de 7,0, y, en presencia de una base cae por debajo de 7,0.

El químico estadounidense Gilbert N. Lewis expuso una nueva teoría de los ácidos y bases en la que no se requería la presencia de hidrógeno en el ácido. En ella se establece que los ácidos son receptores de uno o varios pares de electrones y las bases son donantes de uno o varios pares de electrones. Esta teoría también tiene la ventaja de que es válida con disolventes distintos del agua y no se requiere la formación de una sal o de pares ácido-base conjugados. Según esto, el amoníaco se comporta como una base, pues es capaz de ceder un par de electrones al trifluoruro de boro para formar un par ácido-base:

ACIDOS Y BASES SEGÚN ARRENIUS.

Arrhenius, Svante August (1859–1927), químico sueco que ayudó a fijar las bases de la química moderna. Nació cerca de Uppsala, estudió en la Universidad de Uppsala y se doctoró el año 1884. Mientras todavía era un estudiante, investigó las propiedades conductoras de las disoluciones electrolíticas (que conducen carga). En su tesis doctoral formuló la teoría de la disociación electrolítica. Esta teoría mantiene que en las disoluciones electrolíticas, los compuestos químicos disueltos, se disocian en iones. Arrhenius también sostuvo que el grado de disociación aumenta con el grado de dilución de la disolución, una hipótesis que posteriormente resultó ser cierta sólo para los electrolitos débiles. Inicialmente se creyó que esta teoría era errónea y le aprobaron la tesis con la mínima calificación posible. Sin embargo, más tarde, la teoría de la disociación electrolítica de Arrhenius fue generalmente aceptada y finalmente se convirtió en una de las piedras angulares de la química física y la electroquímica modernas.

En 1889, Arrhenius también observó que la velocidad de las reacciones químicas aumenta notablemente con la temperatura, en una relación proporcional a la concentración de moléculas activadas. Arrhenius fue catedrático de Química de la Universidad de Estocolmo en 1895 y director del Instituto Nobel de Química y Física en 1905. Sus galardones y premios incluyen el Premio Nobel de Química en 1903. Escribió obras sobre química física y biológica, electroquímica y astronomía. En este último campo destacó por su idea de que la vida en la Tierra se originó por esporas vivas trasladadas a través del espacio por la presión de la luz.

ACIDOS Y BASES SEGUN LEWIS.

Lewis, Gilbert Newton (1875–1946), químico estadounidense, célebre por su teoría de la interpretación del enlace covalente. Nació en Weymouth, Massachusetts, y estudió en las universidades de Nebraska, Harvard, Leipzig y Gotinga. Enseñó química en Harvard desde 1899 hasta 1900 y desde 1901 hasta 1906, y en el Instituto de Tecnología de Massachusetts desde 1907 a 1912. A partir de ese año y hasta su muerte fue profesor de química física en la Universidad de California en Berkeley, y también fue decano de la Escuela de Química.

Lewis hizo importantes aportaciones en el campo de la física teórica, sobre todo al estudio de la termodinámica química. Desarrolló una teoría sobre la atracción y valencia químicas con el químico estadounidense Irving Langmuir, basándose en la estructura atómica de las sustancias, conocida como teoría Langmuir–Lewis. También se le conoce por su trabajo sobre la teoría de las disoluciones y la aplicación de los principios de la termodinámica a los problemas químicos..

INSTITUTO TECNOLÓGICO DE PUEBLA

MATERIA: Química.

UNIDAD IV: Ácidos y Bases.

ESPECIALIDAD: Ingeniería Industrial

"Ácidos y bases", *Enciclopedia Microsoft® Encarta® 99*. © 1993–1998 Microsoft Corporation. Reservados todos los derechos.