

Teoría de Ácidos y Bases de Svante August Arrhenius

Svante August Arrhenius (1859-1927) fue un químico suizo que estudiaba en la escuela para graduados. 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. Él 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 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

En los tiempos de Arrhenius se reconocía a los ácidos en forma general como sustancias que, en solución acuosa. Tienen un sabor agrio si se diluyen lo suficiente para poderse probar. Hacen que el papel tornasol cambie de azul a rojo. Reaccionan con los metales activos como el magnesio, zinc y hierro produciendo hidrógeno gaseoso, H₂ (g)

Reaccionan con los compuestos llamados bases (contienen iones hidróxido, OH⁻) formando agua y compuestos llamados sales. La sal que se forma está compuesta por el ion metálico de la base y el ion no metálico del ácido. Casi todas las sales son sólidos cristalinos de alto punto de fusión y de ebullición

La reacción de un ácido con una base se llama neutralización. Si se mezclan las cantidades correctas de ácidos y bases, se pierden sus propiedades originales. El producto de reacción tiene un sabor que no es agrio ni amargo, sino salado. Se produce una sal y agua cuando un ácido neutraliza una base

Arrhenius propuso que las propiedades características de los ácidos son en realidad propiedades del ion hidrógeno, H⁺, y que los ácidos son compuestos que liberan iones hidrógeno en las soluciones acuosas

Arrhenius y otros científicos reconocían en términos generales que las bases (también llamadas álcalis) son sustancias que, en solución acuosa, Tienen un sabor amargo, Se sienten resbalosas o jabonosas al tacto, Hacen que el papel tornasol cambie de rojo a azul, Reaccionan con los ácidos formando agua y sales.

Arrhenius explicó que estas propiedades de las bases (álcalis) eran en realidad propiedades del ion hidróxido, OH⁻. Propuso que las bases son compuestos que liberan iones hidróxido en solución acuosa. Las definiciones de Arrhenius son útiles en la actualidad, siempre y cuando se trate de soluciones acuosas

Ácidos y bases de Arrhenius:

Los ácidos liberan iones hidrógeno en agua.

Las bases liberan iones hidróxido en agua.

Teoría de Ácidos y Bases de Bronsted - Lowry

Johannes Nicolaus Bronsted (1879-1947), químico danés, nacido en Varde. En 1908 recibió el título de doctor en Filosofía y un cargo de profesor de química en

la Universidad de Copenhague. Sus trabajos más importantes fueron en el campo de la termodinámica. Thomas M. Lowry (1847-1936) fue un químico británico que, junto a Johannes Bronsted, anunció una teoría revolucionaria como resultado de los experimentos con ácidos y bases en solución, que desafiaba la definición clásica de ácidos y bases no relacionados al crear un nuevo concepto el de pares ácido-base conjugados

Las definiciones de Arrhenius de los ácidos y bases son muy útiles en el caso de las soluciones acuosas, pero ya para la década de 1920 los químicos estaban trabajando con disolventes distintos del agua. Se encontraron compuestos que actuaban como bases pero no había OH en sus fórmulas. Se necesitaba una nueva teoría

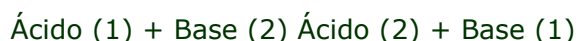
Las definiciones de Bronsted - Lowry son,

Un ácido de Bronsted - Lowry es un donador de protones, pues dona un ion hidrógeno, H⁺

Una base Bronsted - Lowry es un receptor de protones, pues acepta un ion hidrógeno, H⁻

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:
 $\text{NH}_3 + \text{base} \rightarrow \text{NH}_2^- + \text{base} + \text{H}^+$

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 Acido (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 H₃O⁺, el ácido conjugado de H₂O, 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 H₂O es una base más débil que F⁻ y HF es un ácido más débil (en agua) que H₃O⁺. 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):



Teoría de Ácidos y Bases de Gilbert Newton Lewis

Gilbert Newton Lewis (1875- 1946) fue un químico estadounidense que inventó la teoría 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

La historia del desarrollo de la teoría de los ácidos y bases no estaría completa sin al menos un breve vistazo al modelo de Lewis de los ácidos y bases. En el año de 1923 Lewis propuso el concepto más general de ácidos y bases y también introdujo el uso de las fórmulas del electrón - punto

De hecho, el empleo de pares electrónicos en la escritura de fórmulas químicas es también la base del modelo ácido - base de Lewis. Según Lewis, **las definiciones para ácidos y bases son:**

Un ácido de Lewis es una sustancia capaz de aceptar (y compartir) un par electrónico

Un ácido de Lewis es una sustancia capaz de donar (y compartir) un par electrónico

Todas las sustancias químicas que son ácidos según las teorías de Arrhenius y de Bronsted Lowry también lo son de acuerdo con la teoría de Lewis. Todas las sustancias que son bases según las teorías de Arrhenius y de Bronsted - Lowry lo son también de acuerdo con la teoría de Lewis. Según esta teoría, un ión hidrógeno, H^+ , no deja de ser un ácido, y un ión hidróxido, OH^- , es todavía una base, pero las definiciones de Lewis expanden el modelo ácido - base más allá de los modelos de Bronsted y Arrhenius

Las definiciones de Lewis de los ácidos y bases tienen una importancia especial en la química orgánica, pero las definiciones de Arrhenius o de Bronsted - Lowry son por lo general adecuadas para explicar las reacciones en solución acuosa

Ejemplos

Ejemplo de la teoría de Arrhenius:

El ácido Clorhídrico , HCl (ac) reacciona con el magnesio metálico produciendo hidrógeno gaseoso y cloruro de magnesio



Ejemplo de la teoría de Bronsted - Lowry:

En la reacción del cloruro de hidrógeno gaseoso, HCl (g), con agua para dar ácido clorhídrico, el HCl (g) es el donador de protones. Todas las bases de Arrhenius son también bases de acuerdo con la definición de Bronsted, pero hay otras bases. En el caso de la reacción del cloruro de hidrógeno con el agua, el receptor de protones (la base) es el agua.



Ejemplo de la teoría de Lewis:

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:



Conclusiones

Hoy en día hay varias teorías acerca de los ácidos y las bases las cuales difieren ligeramente entre sí pero nos damos cuenta que tienen mucho que ver una con la otra. Por ejemplo, la teoría de Lewis tiene mucho que ver con la de Arrhenius la cual dice que un ácido es aquella sustancia que aporta iones de hidrógeno en solución acuosa y que base es aquella sustancia que acepta iones de hidrógeno en solución acuosa.

La teoría de Bronsted - Lowry por otra parte dice que un ácido de Bronsted - Lowry es un donador de protones, pues dona un ion hidrógeno, H⁺ y que una base Bronsted - Lowry es un receptor de protones, pues acepta un ion hidrógeno, H⁻.

Bibliografía

Fundamentos de Química. Segunda Edición. Autor: Ralph Burst. Editora: Prentice Hall. Capítulo 16, páginas 472-489.
Enciclopedia Microsoft Encarta '99. Secciones: Átomos y Bases, Bronsted, Lowry, Lewis, Arrhenius