TEORIA DE BRONSTED-LOWRY

Vargas Flores Tania¹
Poma Sánchez Dayhan²

RESUMEN

Muchas teorías explican la relación existente entre un ácido y una base, algunas amplían el conocimiento de teorías anteriores. En el año 1923 el químico danés Johannes Nicolaus Bronsted y su compañero el químico británico Thomas Martin Lowry plantearon una teoría, donde se presenta un nuevo concepto de ácidos y bases conjugados y se resuelve las limitaciones que presentaba la teoría de Arrhenius, que se restringía a soluciones acuosas, aun cuando se sabe que existen relaciones ácidos-bases que pueden darse en medios no acuosos. La teoría Arrhenius no lograba explicar el carácter básico de algunas sustancias que no presentan iones hidróxido en su composición como es el caso del amoníaco.

En esta teoría independiente se presenta una propuesta donde la reacción ácido-base se convierte en un proceso de transferencia de protones (reacción protolítica), pues los ácidos se consideran moléculas capaces de donar protones y las bases, moléculas receptoras de los mismos.

Es así que la teoría de Bronsted y Lowry toma en cuenta muchos aspectos de la teoría de Arrhenius y aporta con sus investigaciones incluyendo a las soluciones no acuosas además de considerar a nuevos elementos como idóneos para ser agregados a la lista de sustancias ácidas y básicas.

PALABRAS CLAVE

Equilibrio ácido-Base, Transferencia de protones, Conjugación ácido- base

INTRODUCCION

Luego de una serie de experimentos de laboratorio con sustancias ácidas y básicas en soluciones no acuosas, Lowry (1847-1936) y Bronsted (1879-1947), anunciaron su teoría revolucionaria que propone cambiar la definición clásica de ácidos y bases creando un nuevo concepto basado en la "conjugación ácido-base".^{1,2}

Hasta ese momento las definiciones de Arrhenius sobre los ácidos y bases fueron útiles pero solo se aplicaban a las soluciones acuosas. En 1920 los químicos ya empezaban a trabajar con disolventes no acuosos y se empleaban también compuestos químicos que actuaban como bases pero no contenían hidróxidos (OH)⁻ en su estructura por lo que necesitaban de una nueva teoría que se adapte a las nuevas necesidades; es ahí donde se da aceptación a la teoría de los químicos Bronsted y Lowry.²

TEORIA DE BRONSTED Y LOWRY

Esta teoría conocida como la "teoría del protón" o "par conjugado ácido-base" define a los ácidos y bases de la siguiente manera:^{1,3,4}

- Ácido: Especie, sustancia, molécula o ion capaz de ceder protones (iones H⁺). Son constituidos ácidos de Bronsted y Lowry: HCl, H₂SO₄, H₃PO₄, H₂O, NH₄⁺, H₃O⁺, HSO₄⁺, HS⁻.

¹ Univ. Cuarto Año Facultad de Odontología UMSA

² Univ. Tercer Año Facultad de Odontología UMSA

- Base: Especie, sustancia, molécula o ion capaz de aceptar protones (iones H⁺). Son constituidas bases de Bronsted y Lowry: NH₃, H₂O, CH₃NH₂, I⁻, Cl⁻, SO₄⁴⁻, HPO₄⁴⁻, OH⁻.

Esta teoría, basada en estos nuevos conceptos, intenta explicar la función de una sustancia que no presenta un grupo hidroxilo (OH⁻) como base, tomando en cuenta que los ácidos y las bases no actúan independientemente, pues un ácido necesita de una base para poder actuar y de igual manera, una base necesita de un ácido para reaccionar, por esta razón la reacción ácido-base recibe el nombre de transferencia de protones, es decir, transferencia de los iones de Hidrógeno (H⁺) donados por el ácido y recibidos por la base. La "base conjugada" está formada por el ácido donador de protones y el "ácido conjugado" está formado por la base receptora de protones.^{5,6,7}

El protón transferido que se convierte en el eje de la teoría de Bronsted-Lowry es el núcleo del átomo de Hidrógeno; este protón produce un campo eléctrico tan amplio que no puede permanecer libre en presencia de sustancias dipolares, por lo que se une a ellas.

Esta teoría también permite ordenar la fuerza de los ácidos de mayor a menor. La sustancia que cede protones a otra, será un ácido más fuerte que la sustancia receptora.

De acuerdo con esta teoría, una sustancia actúa como ácido frente a otra de menor acidez y como base frente a otra mayor acidez, es decir, que de acuerdo al caso, un ácido puede actuar como base.²

En la teoría de Arrhenius no se toma en cuenta el disolvente para el problema del equilibrio, al contrario, esta teoría

considera al disolvente como una parte activa cediendo o captando protones. Si se pone un ácido o una base en disolución se produce una reacción ácido-base con el disolvente, por ejemplo: el agua actúa como ácido si el soluto es básico, pero actúa como base si el soluto es ácido, esto demuestra claramente que el disolvente cumple un rol importante en el equilibrio ácido-base.⁵

CONSTANTE DE DISOCIACION

La constante de disociación sirve para medir la fuerza del ácido, cuando esta constante es mayor, el ácido será fuerte y la base será débil.

La fuerza de una base se mide a través de la constante de equilibrio en relación a la reacción adquirida mediante el agua.

La constante de disociación con la constante de la basicidad mide la fuerza que llega a obtener la base presente en una solución.^{8,9}

ACIDOS Y BASES CONJUGADOS

Este es el principio fundamental de la teoría Bronsted-Lowry, cuando un ácido cede un protón, se obtiene un anión negativo que es capaz de capturar un protón y formar nuevamente el ácido. El anión se comporta como base.

Se concluye que todos los ácidos producen sus bases conjugadas al ceder un protón y las bases que captan un protón producen ácidos conjugados de las bases.

REACCION DE NEUTRALIZACION

Las sustancias ácidas de la teoría de Arrhenius se mantienen ácidas en esta teoría, pero para que se manifieste necesitará la presencia de una base; la

ventaja de esta teoría es que no se necesitará de un medio acuoso para que ocurra la reacción ácido-base.

ESPECIES MOLECULARES ACIDAS

Son aquellas sustancias acidas tradicionales.

1. ANIONES ACIDOS

Algunas de estas sustancias pueden tener características ácidas y ceder protones al agua, pueden ser consideradas una especie intermedia de Polipróticos, es decir cambian de ácido a base.

2. CATIONES ACIDOS

En su mayoría son cationes simples, sobre todo los que son de transición, de acuerdo con la teoría de Bronsted-Lowry actúan como ácidos frente al agua.

ESPECIES MOLECULARES BASICAS

Estas especies son las que no se consideran en la teoría de Arrhenius por no contener grupos hidroxilo (OH); en este grupo se encuentra el amoniaco junto con otras aminas y se comportan como bases frente al agua.

1. ANIONES Y CATIONES BASICOS

Los cationes generalmente se presentan con características ácidas pero en algunos casos se presentan como bases, lo mismo que los aniones.

2. ANFOLITOS, SUSTANCIAS ANFOTERAS O ANFIPROTICAS

Esta es otra de las características importantes de esta teoría; las sustancias anfóteras son aquellas que pueden actuar como ácidos o como

bases de acuerdo al medio en el que se encuentren, en este caso pueden ceder o captar iones H^+ según la acidez del medio en el que se encuentren.^{1,5,10,11}

BIBLIOGRAFIA.

1. Anónimo. Equilibrio ácido base_ URL disponible en: <http://biochemiapuntesdermedelparatodos.wikispaces.com/file/view/ACID+OS+Y+BASES.pdf> Fecha de acceso: 17 de Octubre del 2013
2. Anónimo. Ácidos y Bases- Docencia UAM, URL disponible en: http://www.docencia.izt.uam.mx/cuhp/QuimGral/Tema_5.pdf Fecha de acceso: 17 de Octubre del 2013
3. Ácidos y bases – TCAM, URL disponible en: <http://tcam.qui.es/ismanuel/química/tema5-handout.pdf>, Fecha de acceso: 17 de Octubre del 2013
4. Definición Bronsted y Lowry Lewis, URL disponible en: <http://campus.usual.es/~ggft/documents/tema4.pdf>, fecha de acceso: 17 de Octubre del 2013
5. Equilibrio acido base, URL disponible en: <http://www.uclm.es/profesorado/.../QG-05.../equilibrio%20acido%20base.pdf>, fecha de acceso: 16 de Octubre del 2013
6. Acidos y bases, URL disponible en: http://www.geocites.ws/iq_comision1/apuntes/problemas/Cap3_1.pdf, fecha de acceso: 17 de Octubre del 2013
7. Gutiérrez F. J., Acido base, I.E.S. Clara Campoamor (Getafe), URL disponible en: <http://abalorious.us/carmen/temaacidobase.pdf>, fecha de acceso: 25 de Octubre del 2013
8. Iñigo L., Teoría de Bronsted y Lowry-temas seletos de química, URL disponible en:

- <http://tsdq2.wikispaces.com/9.+EJERCICIOS+TEORIA+BRONSTED->
9. Ripoll E., Ácidos y Bases, 2º Bachillerato, España, URL disponible en:
http://recursostic.educación.es/newton/web/materiales_didacticos/acidobases/index.html
 10. Alonso C., Ácidos y Bases, URL disponible en:
http://www.alonsoformula.com/inorganica/_private/quimica2bach06cast.pdf, fecha de acceso: 18 de Octubre del 2013
 11. Equilibrio acido-base, IntraMed, URL disponible en:
http://www.intramed.net/UserFiles/Files/6_-_EAB_-_alcalosis.pdf, fecha de acceso: 16 de Octubre del 2013