

Ácido-base: el equilibrio entre la química y práctica clínica

Iván Pérez-Neri

El equilibrio ácido-base es uno de los tres principales tipos de reacciones que ocurren en medio acuoso y, por tanto, en sistemas biológicos, en donde el agua es el principal componente. Existen diferentes definiciones para los términos ácido y base; una de las que tiene una aplicación más amplia es la que propuso Johannes Brønsted en 1932, la cual define a un ácido como un donador de iones H^+ y a una base como un aceptor de los mismos (figura 1).

Una definición más general de estos conceptos fue propuesta por G. N. Lewis, en el mismo año en que lo hizo Brønsted (1932). Lewis definió al equilibrio ácido-base, no como el intercambio de protones (iones H^+) sino de electrones; de este modo, ácidos y bases son aceptores y donadores de electrones, respectivamente (figura 1).

De acuerdo con la definición de Brønsted, la concentración del ion H^+ indica la acidez o basicidad de una solución. El pH es la medida de la acidez, propuesta por Søren Sørensen en 1909, que equivale al logaritmo negativo de la concentración de iones H^+ ; es por esto que la relación entre el pH y la acidez es inversa: a mayor acidez corresponde un pH más bajo.

Aún cuando son opuestos, los conceptos de ácido y base no son excluyentes, de modo que una misma molécula puede comportarse como ambos. El HCO_3^- puede ceder un ion H^+ para formar CO_3^{2-} o aceptar un ion H^+ para formar H_2CO_3 (figura 1); los compuestos de este tipo, que pueden comportarse como ácidos o bases, se denominan anfóteros. Por su parte, el H_2CO_3 (ácido carbónico) se disocia formando CO_2 y H_2O en una reacción reversible en la que estos productos pueden reaccionar para formar el ácido nuevamente.

La ionización de ácidos y bases, la separación de los iones que forman la molécula, puede ser completa o parcial, y se clasifican a partir de esto. Los ácidos y bases “fuertes” son los que se ionizan por completo en el agua, mientras que los “débiles” presentan una ionización incompleta (figura 1).

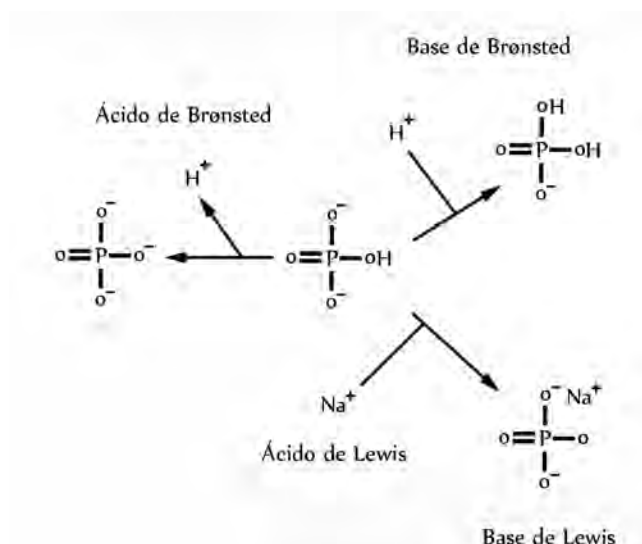


Figura 1.

Una vez que los iones forman la molécula de un ácido se separan cuando éste se disuelve en agua, quedan libres para reaccionar con otros iones, pueden incluso reaccionar entre sí, volviendo a formar moléculas del ácido original. De este modo, pueden reaccionar en dos direcciones, separándose y volviéndose a unir, por lo que la disociación de un ácido es reversible (figura 1). En una reacción reversible, las moléculas del “reactivo” (el ácido) forman moléculas del “producto” (los iones que conforman dicho ácido); éstas, a su vez, pueden realizar el proceso inverso dando lugar a la formación del reactivo (figura 1). Cuando las reacciones en ambos sentidos ocurren a la misma velocidad se alcanza el “equilibrio”.

Recibido: 24 abril 2014. Aceptado: 19 mayo 2014.

Departamento de Neuroquímica. Instituto Nacional de Neurología y Neurocirugía. Correspondencia: Iván Pérez-Neri. Departamento de Neuroquímica. Instituto Nacional de Neurología y Neurocirugía. Insurgentes Sur # 3877. Col. La Fama, 14269 México, D.F. E-mail: ivanperezneri@hotmail.com

químico", en el cual, a pesar de la constante interconversión de las moléculas, las concentraciones netas de reactivos y productos permanecen constantes, dado que se separan y vuelven a unirse a la misma velocidad; este fenómeno permite compensar cambios en la acidez de una solución, lo cual es fundamental para muchos procesos fisiológicos.

Cuando un ácido débil y su base conjugada están presentes en la misma solución, se forma un amortiguador de pH, permite controlar la acidez de la solución ya que resiste los cambios que se generan al aumentar la concentración de un ácido o una base cualesquiera. En fluidos biológicos, el pH puede variar ampliamente, desde valores bajos en los jugos gástricos (1.5) hasta otros más altos, como el de la sangre (7.4); pero en cualesquiera de estos casos, debe mantenerse relativamente constante, sin mayores fluctuaciones. Esto se consigue a través de una serie de reacciones en que los ácidos y bases en un medio acuoso reaccionan constantemente entre sí, compensando los cambios en el pH.

Para el estudio clínico de las alteraciones del equilibrio ácido-base se han descrito diferentes modelos, que consideran diferentes factores plasmáticos, respiratorios y renales, que contribuyen a controlar la concentración de iones H^+ . Uno de ellos es el de Henderson-Hasselbach, se basa en el funcionamiento de una solución amortiguadora de pH, descrita en los párrafos anteriores. De acuerdo con este modelo, el pH está determinado por el cociente entre la concentración de bases presentes en el plasma (representados por el ion HCO_3^-), y concentración de los ácidos, representados por la pCO_2 (dado que forma H_2CO_3 al interactuar con el agua). Adicionalmente, el modelo considera que, en lugar de los iones mencionados, podrían estar participando otros ácidos orgánicos (como el láctico) y otras bases (como las proteínas).

Este modelo ha evolucionado con el paso del tiempo,

hasta convertirse en otros matemáticamente más complicados y clínicamente más precisos que, en términos generales, consideran el balance entre las mismas moléculas involucradas en el modelo de Henderson-Hasselbach con la adición de algunas otras, por lo que los modelos ganan especificidad.

El modelo de Siggaard-Andersen, por ejemplo, incluye la concentración de hemoglobina entre las bases débiles, además del ion HCO_3^- . Esto involucra un problema teórico, en el sentido de que la hemoglobina intracelular no podría interactuar directamente con ácidos presentes en el plasma dado que se encuentran separados por la membrana de los eritrocitos. Por esto, el modelo incluye un parámetro teórico que da cuenta de la distribución de los iones H^+ entre el interior y el exterior de los glóbulos rojos. Asimismo, incluye un término que representa la proporción teórica entre el volumen de la sangre y líquido extracelular, con lo que puede estimarse, a partir de concentraciones plasmáticas, las que corresponden al líquido intersticial de los tejidos. Además de la pCO_2 , básicamente no hay otras moléculas que sean consideradas.

Por su parte, el modelo de Stewart incluye la concentración de varios iones (Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} y Cl^-) que tienen actividad como ácidos o bases, pero no en el sentido clásico (de acuerdo a la definición de Brønsted) sino de acuerdo a la definición de Lewis, dado que tanto aniones como cationes pueden compartir electrones, ya sean propios o ajenos. Por esta razón, el modelo de Stewart incluye al desequilibrio electrolítico en la evaluación de alteraciones del equilibrio ácido-base.

Y es así, en términos generales, a qué nos referimos cuando hablamos de equilibrio ácido-base o de sus alteraciones; se trata de un *baile químico* en el que los iones se unen, separan y cambian de pareja modulando; así, la fisiología de los sistemas vivos.