III. Importancia del punto neutro en la expresión de la reacción

Por el Dr. DOMINGO GIRIBALDO

DIRECTOR DEL INSTITUTO DE QUÍMICA DE LA FACULTAD DE QUÍMICA Y FARMACIA Y PROFESOR DE ELECTROQUÍMICA DE LA MISMA FACULTAD

El hecho de que se pueda expresar la concentración del ión hidróxilo de las bases, gracias al equilibrio de ionización del agua, en función de la concentración del ión hidrógeno, ha conducido a la creencia de que el punto neutro no tiene importancia alguna en lo que se refiere a la reacción, puesto que al expresar esta reacción en función de la concentración del ión hidrógeno, se pasa de un modo contínuo, sin transición aparente, de la acidez a la alcalinidad y viceversa. Pero los inconvenientes que tiene este modo de expresar la reacción, sobre todo cuando se trata de disoluciones alcalinas, según se demuestra en otro lugar, ponen claramente en evidencia su arbitrariedad. Toda expresión racional de la reacción debe tener por base la neutralidad, dado que es a partir de ella que se cuentan la acidez y la alcalinidad, y debe conducir al valor que corresponde a la neutralidad, en ausencia de toda acidez y alcalinidad.

El punto neutro es el límite que separa la acidez de la alcalinidad. Toda disolución ácida o alcalina tiende por dilución, sin alcanzarlo jamás, hacia ese punto. Ninguna disolución ácida, por débil que sea el ácido y por diluída que sea la disolución, puede llegar a tener una concentración en ión hidrógeno igual a la que corresponde al punto neutro a la temperatura de la experiencia. Lo mismo cabe decir de toda disolución alcalina, respecto de la concentración del ión hidróxilo. El punto neutro representa la frontera, infranqueable recíprocamente, que separa la acidez de la alcalinidad.

La caracterización de la función ácida tiene que basarse en la comprobación del aumento, por insignificante que sea, que haga sufrir a la concentración del ión hidrógeno

del agua pura; así como la caracterización de la función básica debe basarse en la comprobación del aumento, por insignificante que sea, que haga sufrir a la concentración del ión hidróxilo del agua pura. El aumento de dichas concentraciones podrá ser todo lo pequeño que se quiera, pero nunca ha de suceder que se llegue a clasificar como ácido una sustancia que al disolverse en el agua pura provoque un aumento de la concentración del ión hidróxilo, o, al revés, que se llegue a clasificar como base una sustancia que provoque un aumento de la concentración del ión hidrógeno del agua pura.

Dice W. M. Clark (1) "El valor pH = 7, correspondiente a la "neutralidad", es un punto de referencia conveniente que permite diferenciar groseramente en las descripciones ordinarias, las soluciones ácidas de las alcalinas. Por lo demás, este punto es de escaso significado práctico. Es, sin duda, el valor del pH del agua pura. Pero el agua pura por sí misma entra raramente en consideración y es de escaso uso. Su concentración en ión hidrógeno no guarda relación general alguna con la concentración del ión hidrógeno en el punto equivalente considerado en la neutralización de un ácido por una base. La neutralidad tampoco tiene significación alguna en el estudio de los anfólitos. Contrariamente a lo que sucede con el valor pH = 7, el producto iónico del agua, Kw, es frecuentemente empleado en la formulación de los equilibrios donde intervienen los iones hidrógeno e hidróxilo. La relación $[H^+]$ $[OH^-]$ = Kw, permite eliminar, según convenga, uno u otro de los valores $[H^+]$ o $[OH^-]$".

Si al negarle importancia práctica al punto neutro se entiende referirse a la influencia de este punto sobre la marcha de los procesos físicos - químicos cuya realización requiere una determinada concentración de ión hidrógeno, entonces tienen razón los que afirman tal cosa, porque a este efecto poco importa el lugar que dicha concentración ocupe respecto del punto neutro. Pero no sucede lo mismo cuando se trata del estudio de esos fenómenos y de la expresión de su comporte. Negarle importancia al punto neutro en este caso, es como quitarle importancia a la

(1) Clark (W. M.): The Determination of Hydrogen Ions, Third Edition, Baltimore, 1923 (página 42).

línea ideal del ecuador terrestre, alegando que a un lugar determinado de la Tierra o a lo que en él pasa, poco le importa que se halle sobre dicha línea o a uno u otro lado de la misma.

Todos los ejemplos que expongo en otro lugar, relacionados con fenómenos que dependen a la vez de la concentración de los iones hidrógenos e hidróxilo y de la temperatura, prueban claramente la necesidad de tomar en consideración dicho punto. En la interpretación de las curvas de neutralización, por ejemplo, mediante el pH, no se pone en evidencia la disminución de fuerza que sufren los ácidos con la elevación de la temperatura, disminución de fuerza que trae como consecuencia una disminución del incremento de la reacción alrededor del punto equivalente; mientras que el pR, cuya derivación se basa en el punto neutro, pone claramente en evidencia este hecho y permite, además, uniformar la representación gráfica de las curvas de neutralización a distintas temperaturas. En el estudio de la influencia de la temperatura sobre la reacción de las disoluciones acuosas de las sales hidrolizables puras, se demuestra gracias al pR, que mientras el grado de hidrólisis y la concentración de los iones hidrógeno e hidróxilo varían con la temperatura, la reacción permanece constante. Por otra parte, la expresión de la reacción en pR permite interpretar muy sencillamente, contrariamente a lo que sucede cuando se usa el pH, la influencia de la temperatura sobre el corrimiento de la zona de viraje de los indicadores coloreados. Por último, el punto neutro tiene en el estudio del comporte de los anfólitos, contrariamente a lo que afirma W. M. Clark, una importancia fundamental, como lo demuestro en mis trabajos sobre la reacción y las curvas de disociación de los anfólitos en disolución. (1).

Antes, de acuerdo con la primitiva teoría de Arrhenius, se consideraba el disolvente como un simple medio indiferente, ajeno por completo a la naturaleza del proceso de ionización que en él sufre la sustancia disuelta. Pero hoy se sabe que el disolvente no sólo no es indiferente a los procesos de ionización que en él se efectúan, sino que, al contrario, toma en ellos una participación preponderante,

(1) Giribaldo (D.): An Fac. Quím. y Farm. (Montevideo), 1 48 (1931).

imprimiéndoles el sello de su propia naturaleza química.

El agua posee a la vez las funciones ácida y básica, y es gracias a esta doble propiedad del agua que se ponen en evidencia la acidez o la alcalinidad de las sustancias ionizables que en ella se disuelven, acidez o alcalinidad que resultan precisamente de la acción conjunta de la sustancia disuelta y del agua. Lejos, pues, de ser indiferente a las manifestaciones de estas propiedades, el agua es el elemento fundamental que las pone en evidencia.

Así se explica que la *neutralidad*, reacción del agua pura, tenga que ser lógicamente el punto de partida de toda expresión racional de la reacción de las disoluciones acuosas.

La sustitución de los valores de $[H_+]$ y $[OH^-]$ por sus respectivos equivalentes $K_w/[OH^-]$ y $K_w/[H^+]$ en las acuaciones de equilibrio donde intervienen estos iones, significa implícitamente el reconocimiento de la importancia de la relación entre las concentraciones de esos dos iones, relación que tiene como punto de partida fundamental la igualdad $[H^+] = [OH^-]$ correspondiente al agua pura y, por lo tanto, a la neutralidad.

Dice Bigwood (1) "El pH correspondiente a la neutralidad tiene un significado biológico completamente fundamental. No es el valor de la concentración del ión hidrógeno o sea del pH, que desempeña un papel en los fenómenos de la vida, sino la relación entre la concentración de dicho ión y la del ión hidróxilo, relación que está ligada a la constante de ionización del agua".

---

(1) E. J. Bigwood: Méthodes de Détermination du pH des liquides de l'organisme. Bull. Soc. Chim. biol. **10**, 56 (1928).