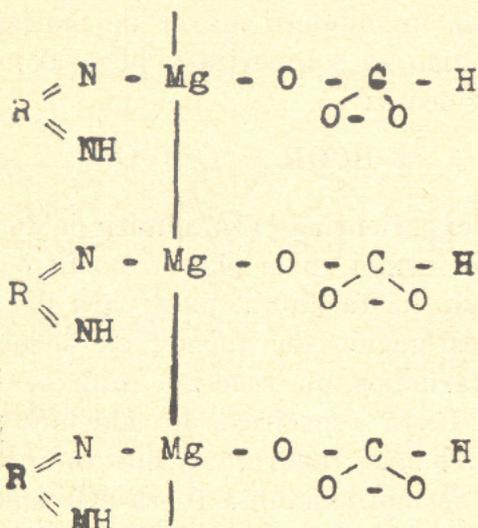


Esta clorofila pasa luego a una forma oxídrica menos estable que la anterior clorofila carbonatada:



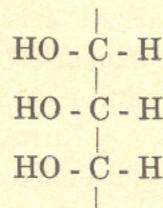
Por la acción de la luz se pierde oxígeno:



entonces a cada carbono le quedan dos valencias libres y se forma la síntesis carbonada, o sea, la unión de los carbonos consigo mismo, y la cadena tendría tantos átomos de C como el número de moléculas del coloide clorofiliano que se formara en este momento:

(Continuación de la pág. 36).

En la primitiva teoría de Arrhenius el disolvente se consideraba como un simple medio indiferente, ajeno a la naturaleza del proceso de disociación que en él sufre la sustancia disuelta. De aquí la suposición de que lo establecido para las disoluciones acuosas podía hacerse extensivo, sin modificaciones fundamentales, a las disoluciones en los demás medios. Pero hoy no cabe duda ya de que el medio no sólo no es indiferente a los procesos de ionización que en él se efectúan, sino que toma en ellos una participación preponderante, imprimiéndoles el sello de su propia naturaleza química.



y se restituye la clorofila.

Una vez formada la hexosa, ¿cómo formará el vegetal los polisacáridos, por ej., el almidón? El agente que polimerizaría al monosacárido para llegar al grado del almidón, sería la diastasa (que, como sabemos, sacarifica el almidón transformándolo en glucosa), pues hoy está demostrado que hay muchas diastasas que son reversibles, por ej., la lipasa, que se encuentra en los granos de ricino, desdobra los cuerpos grasos y también produce la etificación oleica de la glicerina.

Nosotros caracterizamos los fermentos solamente por la reacción química que producen; por ej., ¿cómo sabemos que un fermento es invertina?; cuando puesto en presencia de sacarosa, la transforma en glucosa y levulosa; es decir, que no tenemos ni una reacción química para determinar su grado de pureza y que permita, por consiguiente, identificar un fermento. Entonces es muy posible que lo que nosotros tengamos por un fermento, no sea sólo uno, sino una mezcla (donde uno tendría la acción sintetizante y el otro la hidrolizante).

Como se sabe, el agua se ioniza muy débilmente, originando hidrogeniones e hidroxiliones. Pero el ión hidrógeno no puede existir al estado libre. A causa de su extrema movilidad, no igualada por elemento alguno, es instantáneamente absorbido por otros átomos o grupos de átomos. Así, por ejemplo, en las disoluciones acuosas está unido a una molécula de agua, dando el ión OXONIO H^3+ . El hidrogenión que ponen en libertad al ionizarse los ácidos disueltos en agua, está unido al agua bajo la forma de in oxonio.

(Continuará).

Conceptos modernos sobre acidez y basicidad

(Continuación)

Por el Doctor DOMINGO GIRIBALDO

DIRECTOR DEL INSTITUTO DE QUIMICA DE LA FACULTAD DE QUIMICA
Y FARMACIA

La experiencia ha demostrado, sin embargo, que esta expresión no conduce a resultados exactos cuando se utilizan las concentraciones iónicas calculadas mediante la conductividad. O, dicho de otro modo, se sabe hoy que la fuerza electromotriz de dichos pares galvánicos no traduce directamente la relación entre las concentraciones hidrogeniónicas tal como se calculan por el procedimiento de la conductividad. Un ejemplo servirá para aclarar mejor este punto. Si se prepara una disolución de ácido clorhídrico que, según la medida de la conductividad, sea normal en lo que se refiere al ión hidrógeno, es decir, que contenga un gramo de ión hidrógeno por litro ($[H^+] = 1$), lo que se obtiene con una disolución aproximadamente 1.25 N, y otra de ácido sulfúrico también normal, según el procedimiento de la conductividad, en ión hidrógeno, lo que se obtiene con una disolución aproximadamente 2,0 N, y se oponen en un par galvánico formado con dos electrodos de hidrógeno iguales, se obtiene, contrariamente a lo previsto por la teoría de Nernst, un potencial de unos treinta milivoltios, lo que viene a corresponder a una diferencia en la concentración hidrogeniónica de ambas disoluciones, expresada en pH, de 0,5 aproximadamente. Así que si a una de las disoluciones se le atribuye un $pH = 0$, a la otra le corresponderá un $pH = \pm 0,5$.

El factor que interviene en cada caso, en lugar de la concentración iónica, es lo que se ha denominado la **actividad iónica**, la que casi siempre difiere, a lo menos en las disoluciones de concentración media, de la concentración iónica deducida de la

conductividad. Así, por ejemplo, la concentración hidrogeniónica de una disolución decinormal de ácido clorhídrico calculada mediante la conductividad, es igual a 0,0917; mientras que la **actividad** del hidrogenión, por lo menos en lo que se refiere al potencial que origina en un par galvánico de concentración, es igual a 0,0810. El nuevo concepto de **actividad** fué introducido en la ciencia por G. N. Lewis.

Teoría de Debye y Hückel, basada en las atracciones interiónicas

Las anomalías precitadas y, lo que es más importante aún, las de todos los electrolitos fuertes en general, inclusive las de las sales, son en parte explicadas por la nueva teoría, emitida en 1923, de Debye y Hückel, fundada en las acciones interiónicas. Según estos autores, lo que en la teoría de Arrhenius se atribuye a una disociación incompleta de la molécula del electrolito, se debe en realidad a las atracciones eléctricas que se ejercen entre los iones. Así, por ejemplo, la menor conductividad equivalente de las disoluciones concentradas no se debe, contrariamente a lo que suponía Arrhenius, a que parte de los iones están combinados formando moléculas neutras no conductoras, sino al decrecimiento de la velocidad de los iones por efecto del campo eléctrico que ellos mismos originan, el cual aumenta de intensidad con el aumento de la concentración de los iones. Las moléculas de los electrolitos se hallan en todos los casos completamente disociadas en sus iones.

Si el supuesto precitado es cierto, la disminución de la velocidad de los iones

tiene que depender, para una concentración dada, sólo de la carga de los iones. Se tiene en parte una confirmación de este modo de ver en el hecho de que todos los electrólitos fuertes binarios univalentes, como el cloruro de potasio, tienen en disolución decinormal un grado de disociación, deducido de la conductividad, aproximadamente igual, cualquiera que sea su naturaleza (0.88); los ternarios univalentes, como el sulfato de potasio, tienen, en las mismas condiciones, un grado de disociación aproximadamente igual (0.75), cualquiera que sea su naturaleza, y los binarios bivalentes, como el sulfato de magnesio, tienen, en dichas condiciones, un grado de disociación que oscila alrededor de un mismo valor (0.40), cualquiera que sea su naturaleza. Si este grado de disociación dependiese de la naturaleza química del electrólito, como lo supone la teoría clásica, no tendría explicación plausible esa constancia de valor para cada tipo de electrólitos.

Otro argumento en favor de la teoría que supone la disociación completa de los electrólitos fuertes, es que los iones pre-existen ya separados en los cristales, como se comprueba experimentalmente.

Las acciones interiónicas restan actividad a los iones, motivo por el cual no se puede considerar su masa activa como igual a su concentración. Sólo cuando cesan estas acciones interiónicas o se reducen a valores despreciables, lo que sucede a las grandes diluciones, las dos magnitudes: concentración iónica y actividad iónica, se hacen iguales.

De aquí resulta que para cada ión y para cada dilución debe existir un coeficiente de actividad, por el cual es necesario multiplicar la concentración iónica, siempre igual, según esta teoría, a la concentración molecular, para obtener la actividad iónica. Este coeficiente puede variar con la acción iónica que se considere, y su valor tiende hacia la unidad con el aumento de la dilución.

Definiciones clásicas de ácido y de base

En la teoría de la disociación electro-lítica de Arrhenius, se atribuye la propiedad ácida a la presencia del ión hidrógeno, y la básica, a la del ión hidróxilo. La neutralidad se caracteriza por la coexistencia de cantidades iguales de dichos iones.

Una disolución será ácida cuando contenga mayor proporción de hidrogeniones que de hidroxiliones; será alcalina en el caso contrario, y será neutra si contiene los dos iones en igual proporción.

La neutralización de un ácido por una base consiste en la combinación de los hidrogeniones del ácido con los hidroxiliones de la base para formar agua. El anión del ácido y el catión de la base quedan frente a frente, formando una sal, en equilibrio de disociación electrolítica, regido por la ley de acción de masa activa.

La neutralización elimina, pues, del medio los iones que caracterizan las dos funciones opuestas. Una neutralización perfecta sólo deja en presencia las pequeñas cantidades de ambos iones, en proporciones iguales, necesarias para satisfacer la ley que rige el equilibrio de disociación electrolítica del agua.

Objeciones modernas a las definiciones clásicas

Mientras la atención de los químicos se mantuvo enfocada casi exclusivamente en las disoluciones acuosas, los conceptos propuestos se mostraron completamente satisfactorios y fueron muy fecundos en sus consecuencias. Pero cuando se intentó extenderlos a las disoluciones no acuosas se cayó en la cuenta de que no tenían el carácter de generalidad que se les atribuía. Como el progreso científico e industrial ha obligado, en estos últimos tiempos, a abordar el estudio a fondo de muchos procesos que se efectúan en medios no acuosos, se ha hecho sentir la necesidad de reedificar la teoría de la acidez y basicidad, a fin de darle la generalidad que le faltaba.

(Sigue en la pág. 34).