

misma presión osmótica y las soluciones se llaman *equimoleculares*.

Las soluciones equimoleculares no tienen solamente la misma presión osmótica, sino que según el admirable descubrimiento de Raoult, tienen, en el mismo disolvente la misma tensión de vapor, la misma temperatura de ebullición y la misma temperatura de congelación.

Cuando una solución es muy diluida, las variaciones que la sustancia disuelta produce en el disolvente, son proporcionales al número de moléculas disueltas en la unidad de volumen, lo que nos permite determinar con bastante aproximación el peso molecular de una sustancia que no se vaporiza sin descomposición. Este método es conocido con el nombre de *crisoscopia*.

Pero las admirables leyes de Van't Hoff y de Raoult no son ciertas más que para aquellas sustancias disueltas que no conducen la electricidad. Cuando se trata de un ácido, de una base o de una sal, se observa que la presión osmótica y la variación de las propiedades del disolvente (tensión de vapor, punto de ebullición, punto de congelación) son siempre mayores de lo que indican las leyes de Van't Hoff Raoult, y parecen como si la solución contara mayor número de moléculas del que indica su concentración.

Este descubrimiento inesperado de Van't Hoff condujo al sabio físico señor Arrhenius á establecer su atrevida teoría de los *iones*. Arrhenius supone que cuando un cuerpo bien conductor de la electricidad se disuelve en un líquido, un número determinado de moléculas de la sustancia disuelta se divide, es decir, que hay una descomposición limitada por la recombinación inversa de los productos de la descomposición. Suponemos que el electrolito sea el cloruro de sodio. Al disolverse el cloruro de sodio en el agua, es un número de sus moléculas se divide, se separa en átomos de cloro y en átomos de sodio, los cuales, andando errantes en el seno del disolvente, ca-

nando en línea recta y sin dirección algunas choques ó colisiones, recíprocas ó con otras moléculas dan nacimiento á una separación de las moléculas en sus elementos ó bien á la recombinación de los átomos en una molécula. Es decir, que se producen de continuo combinaciones y descomposiciones, después de las cuales el número de moléculas disueltas permanece sensiblemente invariable.

Pues bien, á los resultados de la disociación es á lo que Arrhenius ha dado el nombre de *iones*. En el ejemplo citado del cloruro de sodio el átomo de sodio es un ion y el átomo de cloro es un ion. Estos iones andan errantes moviéndose con gran velocidad, y la energía del movimiento (energía cinética) de esas pequeñas masas es lo que constituye el calor interno del cuerpo. Un átomo de cloro (ion) puede chocar en el seno del disolvente con un átomo de sodio (ion) y resulta de este choque una molécula de cloruro de sodio. O bien, un átomo de cloro puede chocar con una molécula de cloruro de sodio y dissociarla en un ion de cloro y en un ion de sodio.

La teoría de los iones nos explica mejor que la teoría de Grothus los fenómenos de la electrolisis. Cuando en una solución de sulfato de cobre se introducen dos electrodos de platino y se hace pasar una corriente eléctrica de dos volts, aparecen en los electrodos el radical y el metal de la sal: en el polo positivo el radical y en el polo negativo el metal. Pero no es la corriente la que descompone á la sal. La sal ya estaba disuelta desde antes de que pasara la corriente, siendo los elementos de la disociación el radical SO_4 y el metal Cu . Entre productos de la disociación estaban al estado de iones y la corriente eléctrica no desempeñó más papel que orientar á los iones en el sentido de los electrodos. En el caso del sulfato de cobre el metal cobre se dirige al polo negativo (catodo) y por esto recibe el ion cobre el nombre de *catión* y el radical SO_4 se dirige al polo positivo (an-