

CAPÍTULO VII.

D I S O L U C I O N E S .

7-1 TIPOS DE SOLUCIONES.

Se les denomina *soluciones* a las mezclas en las que las partículas (átomos, moléculas o iones) de los componentes se mezclan íntimamente. Las soluciones son muy importantes en la química y la industria como para la vida cotidiana. Muchos productos alimenticios y medicinales son soluciones, así como muchas sustancias químicas domésticas tales como los líquidos limpiadores y el alcohol para desmanchar. La gasolina que usan los automóviles es una solución, lo mismo que el agua que tomamos de la llave, etc.

Una *solución verdadera* es una mezcla en que dos o más sustancias se han unido en una dispersión molecular homogénea. En el caso de soluciones que implican dos sustancias como sal y agua, el agua se llama *disolvente*, o sea, el medio que disuelve y la sal es el *soluto* o sustancia disuelta.

No existe reglamentación alguna para estas combinaciones de disolvente y soluto. Pero podemos tener cualquiera de las nueve combinaciones posibles de materias sólidas, líquidas y gaseosas que forman verdaderas soluciones.

El agua es un disolvente polar debido a la estructura de dipolo de su molécula. En general, los disolventes polares son excelentes para disolver otras moléculas polares, debido a la separación de cargas de la molécula polar, las sustancias iónicas se disuelven fácilmente en agua. El extremo negativo (oxígeno) de la molécula de agua es atraído por los cationes. Una capa de dipolos orientados de agua rodea al catión y lo aísla de los aniones presentes, que a su vez atraen al extremo positivo de las otras moléculas de agua y su capa de dipolos orientados de agua aísla los aniones de

otros iones en solución.

Este proceso en que las moléculas del disolvente son atraídas por los iones del soluto y forman una capa a su alrededor, se le denomina *solvatación*. Para el agua se emplea el término *hidratación* para indicar "solvatación por moléculas de agua".

Si preparásemos una solución líquida, disolviendo azúcar en agua, el agua es el solvente y el azúcar es el soluto. Si las dos sustancias son de la misma fase, comúnmente se considera el solvente el componente que se tiene en mayor cantidad. En una solución formada por agua y alcohol, el agua se considera como solvente si se encuentra en mayor cantidad. Es difícil predecir específicamente cuáles sustancias se disuelven en otras. Sin embargo, debido a las fuerzas de interacción entre las moléculas, un solvente no polar, comúnmente disolverá con facilidad un soluto no polar (ver fig. 7-1).

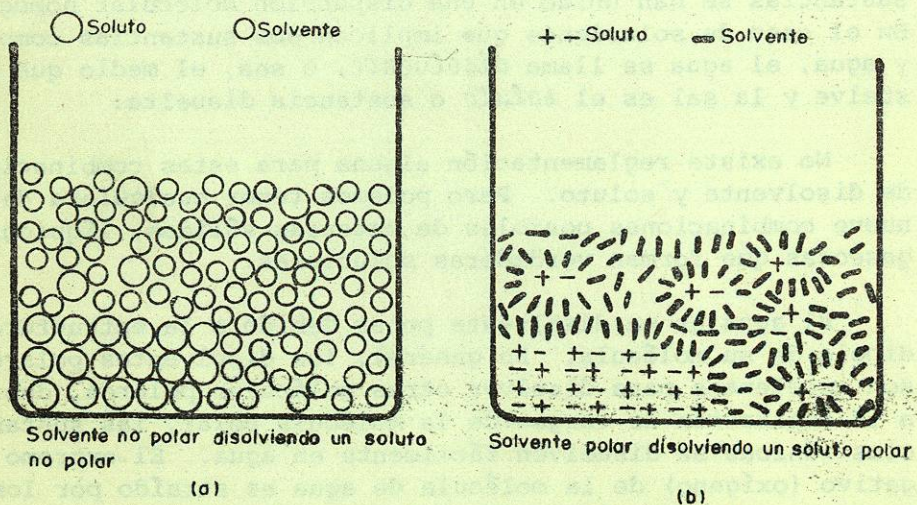


Figura 7-1.

Es posible tener soluciones de fase líquida y soluciones de fase sólida y soluciones de fase gaseosa.

En la tabla 7-1 se presentan algunas soluciones típicas, comprendiendo las diversas fases. El tipo que más comúnmente encontramos es el de fase líquida. Como el agua es uno de los solventes más útiles, las soluciones más comunes son denominadas *soluciones acuosas*. Todas las soluciones que no contienen al agua como disolvente se llaman *soluciones no acuosas*.



TABLA 7-1. Algunas soluciones típicas.

Estado físico de la solución	Solvente.	Soluto.	Ejemplo.	Naturaleza del soluto en la solución.
Sólido	Sólido	Gas	Gas hidrógeno disuelto en metal paladio.	Moléculas de H ₂ distribuidas en la red cristalina del metal.
Gas	Sólido	Sólido	Metal cobre disuelto en metal plata.	Átomos de cobre ocupando posiciones cristalinas en el cristal plata.
Gas	Gas	Gas	Mezcla de gas oxígeno y gas nítrógeno.	Mezcla compelta de las moléculas de los dos gases.
Líquido	Líquido	Sólido	Sacarosa disuelta en agua.	Moléculas de C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ distribuidas en la fase acuosa.
Líquido	Líquido	Sólido	Cloruro de sodio disuelto en agua.	Los iones constituyentes de esta sustancia iónica existen independientemente en la fase acuosa como Na ⁺ (ac) y Cl ⁻ (ac).
Líquido	Líquido	Líquido	Alcohol etílico disuelto en agua.	Las moléculas de C H OH se distribuyen en la base acuosa.
Líquido	Líquido	Gas	Cloruro de hidrógeno disuelto en agua.	El gas HCl reacciona con el agua cuando se disuelve, lo cual conduce a que la solución sólo contenga H O ⁺ (ac) y Cl ⁻ (ac). No existe HCl molecular en la solución.

El proceso de disolución puede ser exotérmico. Por supuesto, la naturaleza del cambio de calor que acompaña al proceso de disolución depende de la naturaleza del solvente y del soluto que intervienen. Idealmente, podemos imaginar la disolución de un sólido en un solvente líquido como comprendiendo una interacción entre las moléculas del solvente y del soluto, lo cual conduce a que las partículas de soluto entren a la fase de disolución. Cuando se coloca primero un soluto en contacto con el solvente, las partículas constituyentes entran fácilmente a la fase de solución. Como resultado del movimiento cinético, las partículas del soluto disueltas y el solvente se están moviendo constantemente en todas direcciones en la fase solución. Como resultado de este movimiento, algunas de las partículas del soluto emigran a una posición entre la solución y el soluto no disuelto y reentran a la fase de soluto no disuelto. Esta reformación de la fase soluto se llama *recristalización*. La disolución y la recristalización son procesos opuestos y, tan pronto como se presente suficiente soluto, se alcanza un punto en el proceso de disolución en el que la rapidez de disolución es igual a la rapidez de cristalización. (Ver fig. 7-2).

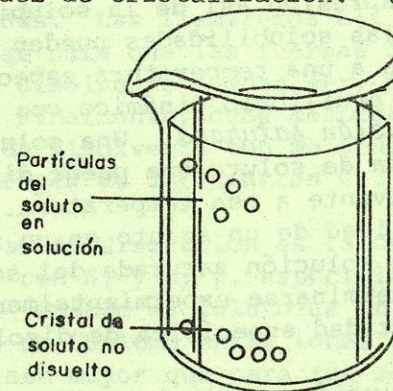


Fig. 7-2. En una solución saturada que se encuentra en contacto con soluto no disuelto, las partículas del soluto (moléculas o iones de carga opuesta) regresan al cristal tan rápidamente como dejan la superficie de éste en todos sus puntos. Independientemente de lo mucho que "entre y salga" no ocurre cambio neto, ya sea en la concentración de la solución o en la cantidad de soluto no disuelto que está presente.

La competencia entre los dos procesos y la eventual igualdad de sus rapidezces ilustra un proceso muy importante en la química conocido con el nombre de *equilibrio dinámico*. El término equilibrio se refiere a la igualdad de las rapidezces de los dos procesos opuestos y el término dinámico se refiere al hecho de que ambos procesos están ocurriendo de manera continua.

La cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de solvente antes de que se alcance el estado de equilibrio dinámico depende de la naturaleza del solvente, del soluto y de la temperatura. La cantidad de una sustancia que puede disolverse en una cantidad dada de solvente a una temperatura específica se llama *solubilidad* del soluto a esa temperatura. Existe una solubilidad característica para cada sustancia en un solvente dado. A menudo, la solubilidad se expresa en términos de número de gramos de soluto que pueden disolverse en 100 gr. de solvente a una temperatura específica. Por ejemplo, la solubilidad del cloruro de sodio en agua a 0°C es 35.7 gr por 100 gr de agua. Se usa una expresión así de la solubilidad porque, en estos términos, las solubilidades pueden medirse fácilmente. Una solución a una temperatura específica que comprende un soluto en equilibrio dinámico con el soluto no disuelto se llama *solución saturada*. Una solución así contiene la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en la cantidad dada de solvente a esa temperatura. Cuando se desea medir la solubilidad de un soluto en un solvente, es necesario preparar una solución saturada del soluto y, a continuación, puede determinarse experimentalmente la cantidad de soluto en una cantidad específica de disolvente.

Cuando una disolución contiene menos soluto que el que podría ser contenido en ella a condiciones saturadas, se dice que se trata de una solución no saturada. La solubilidad de muchas sustancias sólidas aumenta con el incremento en la temperatura. Incidentalmente es importante hacer notar que los gases se comportan de manera opuesta: dicho de otra manera, la solubilidad de los gases disminuye con el incremento de temperatura. Es posible preparar soluciones

de sustancias sólidas que contengan cantidades bastante grandes de soluto, elevando la temperatura de la solución de tal suerte que se disuelva más soluto, normalmente cuando se enfrían estas soluciones, el exceso de soluto se recristalizará. Sin embargo, a veces, cuando se enfría una solución, así se forma una solución saturada a la misma temperatura. Estas soluciones que contienen más soluto que el que es de esperar se llaman *soluciones sobresaturadas*.

7-2 ENERGÍA Y DISOLUCIÓN.

Los estudios sobre soluciones para descubrir qué cambios de energía se producen, nos informan el "por qué" de la solubilidad.

Existen tres términos de energía que son los que se emplean al considerar una solución de soluto sólido y disolvente líquido. Debe absorberse energía para que las fuerzas de atracción que mantienen al sólido en un estado sólido, puedan ser sobrepasadas. Las llamaremos E_1 . más energía E_2 , que deberá absorberse para que las fuerzas de atracción entre las moléculas del disolvente puedan ser, por lo menos, parcialmente vencidas. Finalmente, debe desprenderse energía de enlace de moléculas de disolvente con moléculas o partículas de soluto. Es la energía de solvatación E_3 .

El proceso de disolución es favorable cuando E_3 es grande, comparado con E_1 y E_2 y, especialmente, cuando E_3 es mayor ($E_1 + E_2$). Cuando el soluto es un sólido iónico, las energías fuerzas de Coulomb entre iones cargados opuestamente, hacen que E_1 sea mayor que para los sólidos moleculares serán más fácilmente solubles en agua. Esta conclusión experimentalmente resulta incorrecta. Los sólidos iónicos son más solubles en agua. Para comprenderlo, debemos considerar E_2 y E_3 .