SOLUCIONES

Una solución es una mezcla homogénea cuyos componentes, llamados soluto y solvente, no pueden ser separados por métodos mecánicos simples (filtración, decantación y centrifugación). Las soluciones verdaderas constan de un solvente y uno o varios solutos cuyas proporciones varían de una solución a otra.

SOLUCIÓN = SOLVENTE + SOLUTO

Por definición el solvente es la especie que se encuentra en mayor proporción y el soluto es la especie en menor proporción. En las soluciones pueden darse diferentes combinaciones en las que sólidos, líquidos o gases actúen como solutos o como solventes. La clase más común es aquella en la que el solvente es un líquido; por ejemplo, el agua de mar es una solución acuosa de muchas sales y algunos gases.

Ejemplos de Soluciones

Ejemplo	Estado de la solución	Estado del solvente	Estado del soluto
Aire	Gaseoso	Gaseoso	Gaseoso
Agua mineral con gas	Líquido	Líquido	Gaseoso
Alcohol en agua	Líquido	Líquido	Líquido
Sal en agua	Líquido	Líquido	Sólido
Aleaciones	Sólido	Sólido	Sólido

Soluciones líquidas y espontaneidad del proceso de solución

Una sustancia puede disolverse en el solvente mediante una reacción o sin ella. El calcio metálico se disuelve en ácido clorhídrico con desprendimiento de hidrógeno. Hay un cambio químico que origina hidrógeno y cloruro de calcio iónico, soluble:

$$Ca_{(s)} + 2\ HCl_{(ac)} \rightarrow 2\ CaCl_{(ac)} + H_{2(g)}$$

Por el contrario, el cloruro de sodio sólido, NaCl, se disuelve en agua sin que se observe reacción química:

$$NaCl_{(s)} \rightarrow Na^{+}_{(ac)} + Cl^{-}_{(ac)}$$

Si la primera solución se evapora hasta sequedad, se obtiene cloruro de calcio sólido, CaCl en lugar de calcio metálico, lo que, junto con la producción de hidrógeno, constituyen las pruebas de una reacción con el solvente. En cambio, si se evapora la solución de cloruro de sodio, se obtiene el NaCl original.

La facilidad del proceso de solución depende de dos factores: 1) del cambio del contenido energético (exotermicidad o endotermicidad) y 2) del cambio en el desorden (entropía) que acompaña al proceso. La ESPONTANEIDAD de un proceso está favorecida por una disminución en la energía del sistema, lo que corresponde a los procesos exotérmicos, y por un aumento del desorden del sistema.

Muchos sólidos se disuelven en líquidos mediante procesos endotérmicos. La razón es que la endotermicidad es superada por el gran aumento del desorden que acompaña a la solución del soluto. Las partículas de soluto están muy ordenadas en un retículo cristalino, pero se mueven al azar en una disolución líquida. Casi todos los procesos de solución se producen con un aumento del desorden del soluto.

Interacciones a considerar en el proceso de solución

1. Interacciones soluto-soluto
2. Interacciones solvente-solvente
3. Interacciones solvente-soluto

El proceso de solución es más favorable cuando los dos primeros factores son relativamente pequeños y el tercero grande.

Velocidad de disolución y saturación

A una temperatura dada, la velocidad de disolución aumenta si se han pulverizado los cristales como consecuencia del aumento del área expuesta del soluto con el solvente. La pulverización también aumenta el número de vértices y aristas, con ello los iones estarán menos fuertemente unidos. Cuando se introduce en agua un sólido iónico, algunos de sus iones se solvatan y se disuelven. La velocidad de este proceso disminuye con el tiempo porque la superficie de cada cristal se va haciendo cada vez más pequeña. Al mismo tiempo, aumentan los iones en disolución y las colisiones entre los iones disueltos y el sólido. Dichas colisiones provocan la recristalización o precipitación. Después de cierto tiempo, las velocidades de los dos procesos opuestos se igualan y se dice entonces que el sólido y los iones disueltos están en equilibrio.

$$\text{Sólido} \underset{\text{cristalización}}{\overset{\text{disolución}}{\rightleftharpoons}} \text{Iones disueltos}$$

Una vez establecido el equilibrio, no se disuelve más sólido sin que se produzca la cristalización del mismo peso de los iones disueltos. A dicha disolución se la denomina SATURADA. La saturación se produce a bajas concentraciones para aquellas especies di sueltas en solventes en las que son poco solubles y a concentraciones elevadas cuando la sustancia es muy soluble.

La solubilidad de los sólidos aumenta con la temperatura. Por ello a veces pueden prepararse SOLUCIONES SOBRESATURADAS, que contienen mayor concentración de soluto que la necesaria para alcanzar la saturación.

Efecto de la temperatura y presión sobre la solubilidad

Por convención un proceso exotérmico es aquel donde se libera calor al medio ambiente y un proceso endotérmico es aquel que absorbe calor desde el medio, como se verá más adelante en otro capítulo (termodinámica).

Exotérmico: reactivos → productos + calor
Endotérmico: reactivos + calor → productos

La disolución de la mayor parte de los sólidos es un proceso endotérmico, sus solubilidades en agua aumentan cuando se suministra calor y aumenta la temperatura, por ejemplo, la disolución de KCl es endotérmica:

$$KCl_{(s)} + 4{,}06\ kcal \xrightarrow{H_2O} K^+ + Cl^-_{(ac)}$$

Hay pocos sólidos pero la mayor parte de los líquidos y los gases que se disuelven exotérmicamente por lo tanto sus solubilidades disminuyen al aumentar la temperatura. El principal factor que refuerza la exotermicidad de la disolución de líquidos y gases es que las interacciones soluto-soluto son mucho más pequeñas que en los sólidos y no debe superarse una energía del retículo cristalino.

Efecto de la presión sobre la solubilidad

Los cambios de presión no afectan de modo apreciable a las solubilidades de sólidos y líquidos en los solventes líquidos. Sin embargo, las solubilidades de los gases en todos los disolventes aumentan cuando lo hace la presión parcial del gas. Este es el enunciado de la LEY DE HENRY, que corresponde al PRINCIPIO DE LE CHATELIER. El agua gaseosa es una solución saturada de dióxido de carbono en agua bajo presión. Cuando se abre una botella de bebida gaseosa, la presión sobre la superficie de la bebida se reduce a la presión atmosférica, y muchas burbujas de CO_2 abandonan la solución. Si se deja abierta la botella, la bebida acaba "sin gas" con mayor rapidez que si estuviese herméticamente cerrada, ya que el CO_2 escapa de la botella abierta. Este proceso, es el inverso de la disolución de CO_2 en agua (proceso exotérmico) por lo que el escape de CO_2 desde el líquido debe ser un proceso endotérmico, esto es que absorbe calor desde el medio ambiente. Esto es lo que provoca la sensación de "frescor" de las bebidas gaseosas.

1.2 Concepto de solución

Una solución es una **mezcla físicamente homogénea**, formada por dos o más sustancias que reciben el nombre de **solvente** y **soluto**.

- **El solvente** es la sustancia que por lo general se encuentra en mayor proporción dentro de la disolución. Las soluciones más importantes son las acuosas, por lo tanto, el solvente más común es el agua (figura 6).
- **El soluto** es la sustancia que, por lo general, se encuentra en menor proporción dentro de la solución. Por ejemplo, en una solución acuosa de cloruro de sodio, el agua es el solvente y la sal es el soluto.

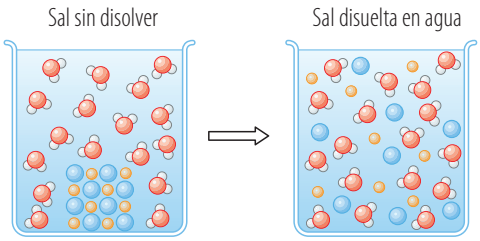


Figura 6. El agua es llamada frecuentemente el solvente universal, por su capacidad para formar soluciones con gran cantidad de compuestos.

1.2.1 Clases de soluciones

Cualquier sustancia, sin importar el estado de agregación de sus moléculas, puede formar soluciones con otras. Según el estado físico en el que se encuentren las sustancias involucradas se pueden clasificar en sólidas, líquidas y gaseosas. También puede ocurrir que los componentes de la solución se presenten en diferentes estados. Así, cuando uno de los componentes es un gas o un sólido y el otro es un líquido, el primero se denomina soluto y el segundo solvente (figura 7).

Las soluciones también se pueden clasificar según la cantidad de soluto que contienen, como:

- **Diluidas**: cuando contienen una pequeña cantidad de soluto, con respecto a la cantidad de solvente presente.
- **Saturadas** o **concentradas**: si la cantidad de soluto es la máxima que puede disolver el solvente a una temperatura dada.
- **Sobresaturadas**: si la cantidad de soluto es mayor de la que puede disolver el solvente a una temperatura dada. Este tipo de soluciones se consiguen cuando se logra disolver el soluto por encima de su punto de saturación y son muy inestables, por lo que, frecuentemente, el soluto en exceso tiende a precipitarse al fondo del recipiente.

Solución	Ejemplo
Gas en gas	Aire
Líquido en gas	Aire húmedo
Sólido en gas	Humo
Gas en líquido	Bebidas gaseosas
Líquido en líquido	Agua de colonia
Sólido en líquido	Agua salada
Líquido en sólido	Arcilla
Sólido en sólido	Aleaciones

Figura 7. Tipos de soluciones.

1.2.2 Proceso de disolución

La incorporación de solvente y soluto para dar lugar a una solución, puede llevarse a cabo mediante un proceso químico o un proceso físico. Veamos.

- **Disolución química**: en este caso, ocurre una reacción química entre soluto y solvente. Por ejemplo, cuando el zinc se disuelve en ácido clorhídrico, el primero se ioniza, quedando como Zn^{2+}, mientras que el hidrógeno se reduce. Como resultado de esta interacción, las sustancias en solución son diferentes a aquellas que intervinieron originalmente.
- **Disolución física** o **solvatación**: en este caso no hay transformación de las sustancias involucradas, sino que la incorporación de soluto y solvente se lleva a cabo por fuerzas de atracción intermoleculares, como los puentes de hidrógeno o las interacciones dipolo-dipolo. Si el solvente es el agua, el proceso se denomina hidratación. Por ejemplo, al disolver cloruro de sodio en agua, este se ioniza, dando lugar a dos especies cargadas: el catión Na^+ y el anión Cl^-. Ambos iones se ven atraídos por los polos de las moléculas de agua, formando una especie de red, como se muestra en la figura 8.

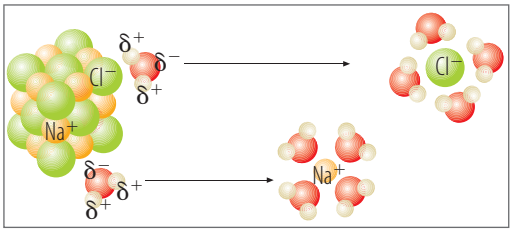


Figura 8. La figura presenta un modelo ilustrativo del proceso de solvatación.

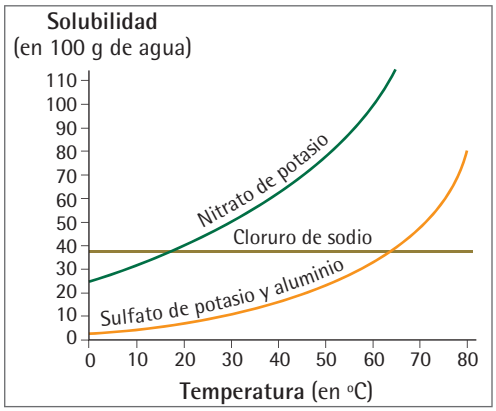


Figura 9. La gráfica muestra la curva de solubilidad en función de la temperatura para distintas sustancias.



Figura 10. Cuando un gas se disuelve en un líquido por acción de la presión, la presión disminuye y el gas se libera arrastrando consigo parte del líquido.

EJERCICIO

Con base en la información de la gráfica de la figura 10, ¿cuántos gramos de sulfato de potasio y aluminio pueden disolverse en agua a 60 °C?

1.3 Solubilidad

Existe un límite para la cantidad máxima de soluto soluble en un determinado solvente. A este valor que limita la cantidad de soluto que se puede disolver en determinada cantidad de solvente se le conoce como **solubilidad**, y se define como **la máxima cantidad de un soluto que puede disolverse en una cantidad dada de un solvente, a una temperatura determinada**.

Por ejemplo, la solubilidad del cloruro de sodio en agua a 20 °C es de 311 g/L de solución, lo que significa que a esta temperatura, un litro de agua puede contener como máximo, 311 g de NaCl.

1.3.1 Factores que determinan la solubilidad

La cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de solvente, depende de los siguientes factores:

Naturaleza del soluto y del solvente

Una regla muy citada en química es: **lo semejante disuelve lo semejante**. En otras palabras, la solubilidad es mayor entre sustancias cuyas moléculas sean análogas, eléctrica y estructuralmente. Cuando existe semejanza en las propiedades eléctricas de soluto y solvente, las fuerzas intermoleculares son intensas, propiciando la disolución de una en otra. De acuerdo con esto, en el agua, que es una molécula **polar**, se pueden disolver solutos polares, como alcohol, acetona y sales inorgánicas. Así mismo, la gasolina, debido al carácter **apolar** de sus moléculas, disuelve solutos apolares como aceite, resinas y algunos polímeros.

Temperatura

En general, puede decirse que a mayor temperatura, mayor solubilidad (figura 9). Así, es frecuente usar el efecto de la temperatura para obtener soluciones sobresaturadas. Sin embargo, esta regla no se cumple en todas las situaciones. Por ejemplo, la solubilidad de los gases suele disminuir al aumentar la temperatura de la solución, pues, al poseer mayor energía cinética, las moléculas del gas tienden a volatilizarse. De la misma manera, algunas sustancias como el carbonato de litio (Li_2CO_3) son menos solubles al aumentar la temperatura.

Presión

La presión no afecta demasiado la solubilidad de sólidos y líquidos, mientras que tiene un efecto determinante en la de los gases. Un aumento en la presión produce un aumento de la solubilidad de gases en líquidos. Esta relación es de proporcionalidad directa. Por ejemplo, cuando se destapa una gaseosa, la presión disminuye, por lo que el gas carbónico disuelto en ella escapa en forma de pequeñas burbujas (figura 10).

Estado de subdivisión

Este factor tiene especial importancia en la disolución de sustancias sólidas en solventes líquidos, ya que, cuanto más finamente dividido se encuentre el sólido, mayor superficie de contacto existirá entre las moléculas del soluto y el solvente. Con ello, se aumenta la eficacia de la solvatación. Es por eso que en algunas situaciones la trituración de los solutos facilita bastante la disolución.

 © Santillana