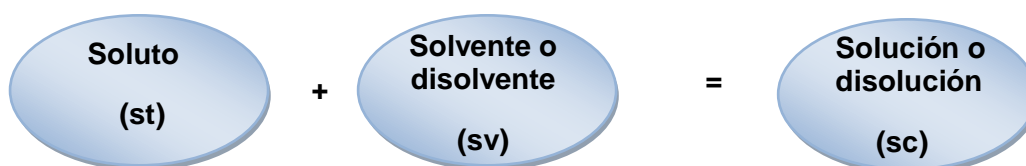


Soluciones

Definición

Una solución o disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. Al componente más abundante se lo llama solvente o disolvente y a las sustancias disueltas se las denomina solutos.

De manera que se puede simbolizar a una solución como:



Clasificación de soluciones

De acuerdo al estado de agregación, que corresponde al estado del solvente, las soluciones pueden ser clasificadas en: a) gaseosas, b) sólidas y c) líquidas (Tabla 1)

Tabla 1. Diferentes tipos de soluciones de acuerdo al estado de agregación

Soluta	Solvente	Estado físico de disolución	Ejemplo
gas	gas	gas	Nitrógeno en helio
gas	liquido	líquido	soda
gas	sólido	sólido	H ₂ gaseoso en platino
líquido	líquido	líquido	Metanol en agua
sólido	líquido	líquido	KCl en agua
sólido	sólido	sólido	Latón (Cu/Zn)
liquido	solido	solido	Mercurio en plata

Enfoque submicroscópico del proceso de disolución

Cuando un soluto se disuelve en un solvente, las partículas del soluto se dispersan en el solvente ocupando posiciones que estaban ocupadas por moléculas de disolvente.

La facilidad con la que una partícula de soluto reemplaza a una molécula de disolvente depende entre otras cosas de la fuerza relativa de tres tipos de interacciones:

✓ interacción solvente- solvente

Química

- ✓ interacción soluto-soluto
- ✓ interacción disolvente-soluto

El proceso de disolución se lleva a cabo en tres etapas diferentes. La primera es la separación de las moléculas de solvente y la segunda implica la separación de las partículas que forman el soluto. Estas etapas requieren energía para vencer las fuerzas de atracción intermoleculares. En la tercera etapa se produce la mezcla y atracción de las moléculas de solvente y del soluto.

Las sustancias no polares y polares son generalmente insolubles unas en otras. El hexano (C_6H_{14}) que es una sustancia no polar es insoluble en agua que es una sustancia polar. Esto se debe a que la atracción de una molécula de agua por otra es mucho mayor que la atracción de una molécula de hexano y una molécula de agua.

Sustancias cuyas fuerzas intermoleculares son del mismo tipo y magnitud son solubles entre sí. Por ejemplo, tanto el tetracloruro de carbono (CCl_4) como el yodo (I_2) son sustancias no polares, por tanto las únicas fuerzas intermoleculares presentes en ambas son las fuerzas de London. Cuando se mezclan, rápidamente se disuelven una en otra, porque las fuerzas de atracción entre las moléculas de CCl_4 y de I_2 son parecidas en magnitud.

Se dice que dos líquidos son miscibles si son completamente solubles entre sí en todas las proporciones. Los alcoholes, son miscibles en agua porque forman puentes de hidrógeno con las moléculas de agua.

Cuando un compuesto iónico se disuelve en agua, los iones se estabilizan en solución por la hidratación, que implica interacciones ión-dipolo. En general, los compuestos iónicos son mucho más solubles en disolventes polares, como agua, que en disolventes no polares, como benceno (C_6H_6).

Al proceso mediante el cual los iones o las moléculas se rodean de moléculas del disolvente se lo denomina solvatación, en el caso que el solvente sea agua este proceso se lo denomina hidratación (Figura 1). Debido a que las moléculas de los disolventes no polares carecen de un momento dipolar, no pueden solvatar a los iones Na^+ y Cl^- . Las fuerzas de atracción que predominan entre los iones y las moléculas no polares son las interacciones ion-dipolo inducido, que son mucho más débiles que las interacciones ion-dipolo.

Química

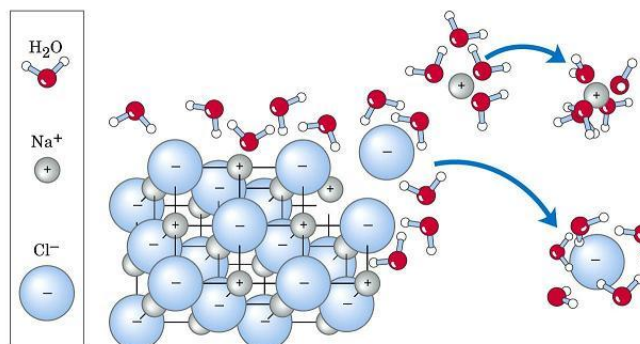


Figura 1. Esquema del proceso de disolución de un soluto iónico (NaCl) en agua

Solubilidad

La solubilidad es una medida de la cantidad de soluto que se disolverá en cierto volumen de solvente a una temperatura determinada. En muchos casos la cantidad de soluto que puede contener una solución, en relación a la cantidad de solvente, alcanza un límite y el agregado de más soluto no incrementa la concentración del mismo en la solución sino que éste tiende a mantenerse separado en otra fase diferente a la de la solución. A las soluciones en las cuales el soluto alcanza la máxima concentración posible para condiciones determinadas (temperatura, presión, etc) se las denomina soluciones saturadas.

En algunos casos es posible obtener una disolución del soluto mayor a la máxima que corresponde para las condiciones dadas en cuyo caso se dice que se trata de una solución sobresaturada. Esta solución no es estable y produce cristales de sólido en forma rápida si se la perturba ligeramente.

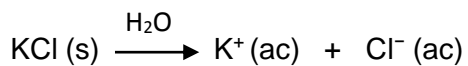
Clasificación de solutos

Los solutos que se disuelven en agua se clasifican en electrolitos y no electrolitos. Un electrolito es una sustancia que, al disolverse en agua, forma una solución que conduce la corriente eléctrica, por el contrario un no electrolito al disolverse en agua no conduce la corriente eléctrica.

A su vez los electrolitos pueden ser fuertes o débiles. En este apartado se tratarán únicamente los electrolitos fuertes. Los electrolitos fuertes son aquellos que en solución se disocian totalmente en sus iones, entendiéndose por disociar a la separación del compuesto en cationes y aniones.

Química

De tal manera se puede representar el proceso de disociación de un electrolito fuerte como el KCl de la siguiente manera:



Esta ecuación representa que todo el cloruro de potasio presente en la solución se encuentra como iones K^+ y Cl^- no existiendo unidades de KCl no disociadas en la disolución.

Formas de expresar concentración

La concentración de una solución es el número de partes de soluto que hay en un determinado número de partes de solución o de solvente. La concentración es una propiedad intensiva.

Existen diversas formas de expresar la concentración de una solución, como se describe en la Tabla 2.

Tabla 2. Diferentes formas de expresar concentración de las soluciones

Denominación	Unidad de concentración	Significado
Porcentaje en masa	% m/m	g st / 100 g de sc
Porcentaje en volumen	% V/V	cm ³ st / 100 mL sc
Fracción molar soluto	X _{st}	mol soluto / moles totales
Fracción molar de solvente	X _{sv}	mol solvente/ moles totales
Molaridad	M	mol st / dm ³ sc
Partes por millón	ppm	mg st / L sc mg st/ kg sc

(m=masa, V= volumen, st= soluto, sv= solvente, sc = solución)

Densidad

Química

Para poder convertir diferentes formas de concentración expresadas en relación m/m en m/V y viceversa es necesario conocer el dato de la densidad de la solución (δ_{sc}). Se define densidad de una solución al cociente entre la masa de solución (m_{sc}) y volumen de la solución (V_{sc}).

$$\delta_{sc} = \frac{m_{sc}}{V_{sc}}$$

Todas las propiedades mensurables de la materia corresponden a 2 categorías: propiedades extensivas y propiedades intensivas. La masa y el volumen son propiedades extensivas ya que dependen de la cantidad de materia que se considere. La densidad en cambio, es una propiedad intensiva ya que no depende de la cantidad de materia que se considere.

La unidad del Sistema Internacional (SI) para la densidad es el kilogramo por metro cúbico (kg/m^3). Esta unidad resulta muy grande para muchas aplicaciones químicas, en consecuencia es más frecuente utilizar los gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) o su equivalente de gramos por mililitro (g/mL)

$$1,00 \text{ g/cm}^3 = 1,00 \text{ g/mL} = 1000 \text{ kg/m}^3$$

$$1,00 \text{ g/L} = 0,001 \text{ g/mL}$$

Variación de la concentración de las soluciones

a-Diluir

Se denomina diluir al proceso por el que se reduce la concentración de un soluto en solución, por el agregado de más solvente. Cuando se diluye una solución, el mismo número de moléculas de soluto ocupa un volumen mayor; por lo tanto hay un número menor de moléculas en un volumen determinado (Figura 2).

Química

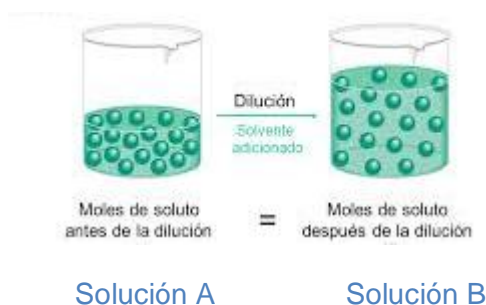


Figura 2. Esquema que representa el proceso de dilución. Obsérvese como al diluir la solución A mediante la adición de solvente, se obtiene una solución B que tiene el mismo número de moles que A pero en un volumen mayor.

Ej: Si a 10,0 mL de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ 2,00 M y se le agrega 90,0 mL de agua, si consideramos los volúmenes aditivos, se obtienen 100,0 mL de una solución de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ cuya concentración es 0,20 M, que resulta ser menor que la inicial (Figura 3)

Al diluir una solución, la concentración de la solución diluida siempre es menor que la de la solución de partida



Figura 3. Variación de la intensidad de color de una solución nitrato de cobalto (II) con el aumento de la dilución.

Una forma de expresar diluciones es indicando que es una **solución diluida al volumen de solución final** lo que indica que se toma una parte de solución madre (concentrada) y se lleva a volumen final mediante el agregado de solvente.

Ejemplo: para preparar 10,0 mL de una solución diluida al decimo (1/10) se toma 1,0 mL de solución concentrada y se la lleva a 10,0 mL de volumen final con el agregado de solvente (Figura 4)

Química

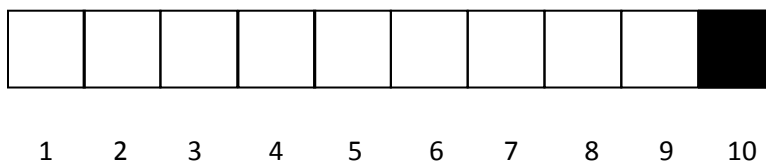


Figura 4. Esquema para una dilución al décimo (1/10)

b- Concentrar

Se denomina concentrar al proceso por el que se aumenta la concentración de un soluto en solución. Este proceso se puede lograr de dos maneras:

- ✓ Agregando soluto, por lo que tengo una masa mayor de soluto en el mismo volumen de solución.
- ✓ Evaporando solvente, en cuyo caso la misma masa de soluto se encuentra en un volumen menor de solución (Figura 5)



Figura 5. Esquema que representa el proceso de concentración de una solución por evaporación del solvente.

Al concentrar una solución, la concentración de la solución concentrada siempre es mayor que la de la solución de partida

Preparación de soluciones

Una solución puede prepararse a partir de sustancias en estado sólido o de soluciones concentradas.

- ✓ Si se prepara a partir de sustancia en estado sólido se pesa una determinada masa de soluto, se disuelve en un vaso de precipitado en un volumen de agua menor al de la solución que se desea preparar, agitando para facilitar la disolución del soluto. Luego se transfiere a un matraz aforado con la ayuda de un embudo. Por último se enrasa, llevando a volumen final con agua destilada y se homogeneiza la solución preparada invirtiendo suavemente el matraz (Figura 6).

Química



Figura 6. Preparación de una solución a partir de una sustancia en estado sólido

✓ Si se prepara una solución a partir de otra concentrada. Se debe conocer la densidad y la concentración de la solución concentrada para calcular que volumen de dicha solución se necesita para preparar la solución más diluída. Luego se mide el volumen de solución concentrada y se transfiere a un matraz aforado que contenga un cierto volumen de agua. Por último, se lleva a volumen final, se enrasa y se homogeneiza la solución preparada (Figura 7).

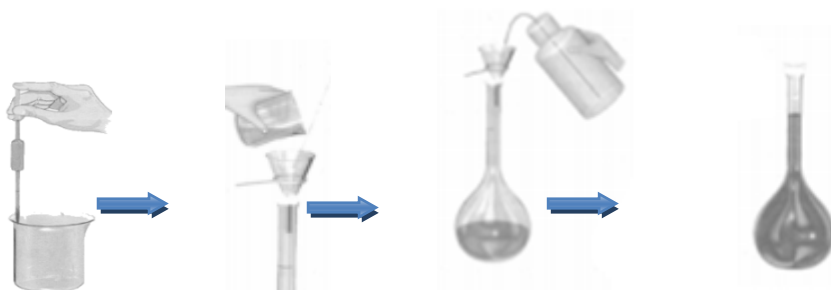


Figura 7. Preparación de una solución a partir de una solución concentrada.