

Solvente polar disolviendo un soluto polar.

Las partículas del solvente polar solvatan a las partículas del soluto polar. Se unen por sí mismas debido a la atracción polar y reducen las fuerzas intercrystalinas a tal grado que las partículas superficiales (soluto) son acarreadas por las partículas del solvente, en este caso si hay una solución.

El proceso de solvatación (solvatan) se define como la interacción de moléculas del solvente con moléculas, iones ó átomos del soluto para formar agregados de solución.

b) Soluto (no polar) - Solvente (polar) debido a que las partículas del solvente son polares, se atraen entre sí. Sin embargo, en este caso, las partículas del soluto son no polares y casi no atraen a las partículas del solvente. Por tanto, no hay solución.

Ejemplo: Aceite - Agua
(no polar) (polar)

c) Soluto (polar) - Solvente (no polar).

Esta combinación es muy semejante a la anterior. Las partículas del solvente son no polares y, consecuentemente, las partículas del soluto casi no las atraen, además en este caso las partículas de soluto son polares y se atraen entre sí. Por tanto, no hay solución.

Ejemplo: NaCl (sal) - Aceite
(polar) (no polar)

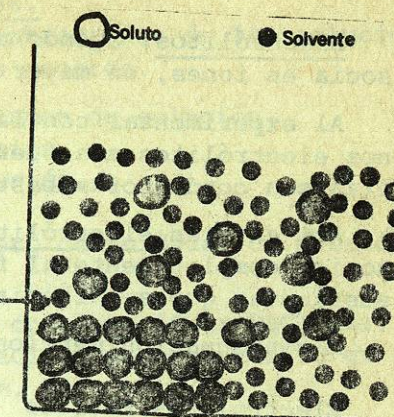
d) Soluto (no polar) - Solvente (no polar).

Entre las partículas no polares del solvente sólo existen fuerzas de Van der Waals. Lo mismo es válido para las partículas no polares del soluto. Por tanto, todas las partículas de la solución solamente están sujetas a estas fuerzas y se efectúa la solución. El movimiento al azar de las moléculas de soluto hacen que éstas abandonen la superficie de soluto. En tales casos puede haber solvatación, pero las fuerzas involucradas son mucho más débiles que las que intervienen en las soluciones acuosas de compuestos polares. Las partículas no polares simplemente se dispersan al azar.

Ejemplo: Aceite - Gasolina
(no polar) (no polar)

Benceno - Gasolina
(no polar) (no polar)

Solvente no polar disolviendo un soluto no polar.



Resumiendo los compuestos iónicos y polares van a ser disueltos por solventes polares, los compuestos no polares serán disueltos por solventes no polares.

2) Temperatura

La temperatura es uno de los factores más importantes que afectan la solubilidad, ya que por lo general los sólidos son más solubles en líquidos calientes, y los gases se disuelven en líquidos en mayor grado a bajas temperaturas. Esto puede explicarse considerando el efecto de la temperatura en cada caso. La adición de calor aumenta la energía cinética de todas las partículas de la solución. Este incremento en el movimiento tiene como resultado una mayor tendencia de las moléculas de gas a escapar de la solución; de aquí, la baja solubilidad de los gases. El movimiento incrementado de las moléculas de los líquidos y de las partículas de los sólidos ayuda a romper los enlaces entre ellos. Esto explica la mayor solubilidad de líquidos y sólidos.

3) Presión

Los cambios de presión influyen poco en la solubilidad cuando el soluto, es un líquido o sólido. Sin embargo los gases son más solubles en los líquidos, cuando se aumenta la presión.

Un ejemplo clásico es el de abrir una botella de champaña. Las botellas de champaña se encuentran a presión debido al bióxido de carbono disuelto. Si el corcho se quita repentinamente, la presión se reduce y el bióxido de carbono disuelto escapa como burbujas del seno del líquido. Las burbujas generalmente traen líquido con ellas. La solubilidad de gases en líquidos aumenta al disminuir la temperatura y por lo tanto es aconsejable enfriar la champaña antes de quitar el corcho.

ELECTROLITOS Y NO ELECTROLITOS

Algunas sustancias, se disuelven en agua formando iones. Otras sustancias se disuelven de manera que sus moléculas se mezclan íntimamente con las moléculas de agua, pero no se forman iones.

Debido a que los iones; cationes (+) y aniones (-) tienen carga, poseen ciertas propiedades eléctricas, debido a esto las sustancias que forman una solución acuosa pueden ser: Electrólitos y No Electrólitos.

Electrólitos. Cuando una sustancia que forma una solución acuosa, se disocia en iones, en mayor o menor grado, conduciendo la corriente eléctrica.

Al experimentar con la conductividad se halla que las soluciones de algunos electrólitos son fuertes conductores, mientras que las soluciones de otras son conductoras bastantes débiles.

Así existen electrólitos fuertes, que son aquellas sustancias que se disocian completamente al formar solución y electrólitos débiles; que son las sustancias que se disocian en menor grado.

A continuación mencionaremos ejemplos de las dos clases de Electrólitos.

<u>Electrólitos Fuertes</u>	<u>Electrólitos Débiles</u>
Los Acidos Inorgánicos como: HNO ₃ , HClO ₄ , H ₂ SO ₄ , HCl, HI, HBr, HClO ₃ , HBrO ₃ .	Muchos Acidos Inorgánicos como: H ₂ CO ₃ , H ₃ PO ₃ , H ₃ PO ₄ , H ₂ S, H ₂ SO ₃
Los hidróxidos alcalinos y alcalinos-terreos, así como algunos hidróxidos de algunos metales pesados.	La mayoría de los ácidos orgánicos.
La mayoría de las sales.	Amoniaco y la mayoría de las bases Inorgánicas Los haluros, cianuros y tiocianatos de Hg, Zn, Cd.

No Electrólitos. Son aquellas sustancias que forman soluciones acuosas pero no conducen la corriente eléctrica. Muchas sustancias moleculares son no electrólitos.

El hecho de que una sustancia sea un no-electrólito indica que no forma iones cuando se disuelve.

Ejemplos de No-Electrólitos:

Azúcar - H₂O
Acetona - H₂O
Alcohol - H₂O

CONCENTRACION DE LAS SOLUCIONES

Una solución que contiene gran cantidad de soluto se llama concentrada, mientras que una que contiene una pequeña cantidad se llama diluida. Estos términos no dan ninguna información acerca de las cantidades exactas de soluto que están presentes en la solución.

La mejor forma cuantitativa de describir una solución es establecer la concentración de soluto. La concentración expresa la cantidad de soluto contenido en una cantidad unitaria de solución.

La concentración de una solución puede expresarse en dos formas; en unidades físicas y unidades químicas.

a) Concentraciones expresadas en unidades físicas.

Cuando se emplean unidades físicas, las concentraciones de las soluciones se suelen emplear en alguna de las siguientes maneras.

1) Mediante la masa del soluto por unidad de volumen de solución.

Ejemplo: 20 gramos de KCl por litro de solución.
35 gramos de NaBr por litro de solución.

2) Mediante la composición porcentual, ó el número de unidades de masa del soluto por 100 unidades de masa de solución.

Ejemplo: Una solución acuosa de NaCl al 10% contiene 10 gr NaCl por 100 gr de solución. Los 10 gr de NaCl se mezclan con 90 gr de agua para formar 100 gr de solución.

Una solución acuosa de KI al 25% contiene 25 gr de KI por 100 gr de solución. Es decir 25 gr se mezclan con 75 gr de agua formando 100 gr de solución.

3) Mediante la masa del soluto por masa del solvente.

Ejemplo: 5.2 gr de AgCl en 100 gr de agua.
8.9 gr de FeI₂ en 100 gr de agua.

b) Concentraciones expresadas en unidades químicas.

Las unidades químicas indican el número relativo de moléculas o iones de soluto presentes en una solución, que pueden ser:

A. Concentración Molar ó Molaridad.

La Molaridad es el número de moles de soluto contenidos en un litro de solución.

La Molaridad se representa con el símbolo M, y su expresión matemática es:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de solución en litros}} = M = \frac{n}{v}$$

sus unidades son. $\frac{\text{mol}}{\text{lt}}$ ó M

Para determinar la molaridad de un soluto se debe conocer la cantidad de soluto disuelto en suficiente solvente, como para producir un volumen específico de solución, la masa del soluto se convierte a número de moles de soluto, y después los moles se dividen entre el volumen de solución en litros.

Podemos resumir como sigue:

$$\text{Número de moles de soluto} = \frac{\text{masa del soluto en gr.}}{\text{peso molecular de soluto en gr}}$$

$$n = \frac{\text{masa en gr.}}{\text{P.M. en gr/mol}} = \frac{\text{gr}}{\text{gr/mol}} = \text{mol}$$

36821

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{volumen del soluto en litros}}$$

$$M = \frac{n}{v} = \frac{\text{mol}}{\text{lt}} = \text{molar}$$

Ejemplo 1: ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 16 gr de $\text{CH}_3 - \text{OH}$ en 0.2 lts de solución. (P.M. $\text{CH}_3 - \text{OH} = 32 \text{ gr/mol}$).

1) La masa del soluto, se tiene que convertir a moles.

Datos	Fórmula
M = ?	número de moles de soluto = $\frac{\text{masa del soluto}}{\text{peso molecular de soluto}}$
masa del soluto = 16 gr	
V = 0.2 lts	
P.M. $\text{CH}_3 - \text{OH} = 32 \text{ gr/mol}$	

Sustituir los datos:

$$\text{número de moles de soluto} = \frac{16 \text{ gr}}{32 \text{ gr/mol}}$$

$$n = 0.5 \text{ mol}$$

2) Al encontrar los moles, los cuales se dividen entre el volumen de la solución para determinar la molaridad.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{volumen de soluto en litros}}$$

Sustituyendo los datos:

$$\text{Molaridad} = \frac{.5 \text{ mol}}{.2 \text{ lt}} = 2.50 \frac{\text{mol}}{\text{lt}} \text{ ó } 2.5 \text{ molar}$$

Ejemplo 2: ¿Qué masa de CuSO_4 es necesaria para preparar 3 litros de una solución 0.5 M? (P.M. $\text{CuSO}_4 = 160 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$).

1) Es necesario convertir la molaridad a moles, se tiene que despejar los moles, para obtener, utilizando otra ecuación la masa.

Datos:	Fórmula:
M = 0.5 M	Molaridad = $\frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{volumen del soluto en litros}}$
V = 3 lts	
masa = ?	
P.M. $\text{CuSO}_4 = 160 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$	

Al despejar queda: Moles de soluto = Molaridad X volumen del soluto en litros.

Las unidades de M son: $\frac{\text{mol}}{\text{lt}}$

Al sustituir los datos en la ecuación:

$$\text{moles de soluto} = 0.5 \frac{\text{mol}}{\text{lt}} \times 3 \text{ lts.}$$

$$\text{moles de soluto} = 1.5 \text{ mol}$$

2) Al encontrar los moles de CuSO_4 , se calcula la masa, despejando:

$$\text{Fórmula: \# moles de soluto} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{peso molecular del soluto}}$$

$$\text{Masa del soluto} = \# \text{ moles de soluto} \times \text{P.Molecular del soluto.}$$

Sustituyendo los datos:

$$\text{masa del soluto} = 1.5 \text{ mol} \times 160 \text{ gr/mol}$$

$$\text{Masa del soluto} = 240 \text{ gr de } \text{CuSO}_4$$

B. Normalidad

La Normalidad de una solución es el número de equivalentes gramo de soluto contenidos en un litro de solución.

La normalidad se representa con la letra N, y su expresión matemática es:

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\text{es el número de equivalentes - gramo de soluto}}{\text{volumen del soluto en lts. de solución}}$$

$$(N) = \frac{\text{número de eq - gr de soluto}}{\text{volumen del soluto en lts. de solución}}$$

sus unidades son: $\frac{\text{eq - gr}}{\text{lt}} = \text{normal}$

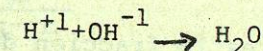
Para poder calcular el número de equivalentes gramos de soluto, se considera que este es una fracción del mol, quedando:

$$\text{Equivalentes - gramos de soluto} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{peso - equivalente}}$$

$$\text{unidades} = \text{eq - gr}$$

El término de peso equivalente es una fracción del peso molecular que corresponde a una unidad definida de reacción química, donde están presentes un Acido y una Base.

La unidad definida de reacción para los ácidos y bases es la reacción de neutralización.



a) El peso equivalente de un ácido es la fracción del peso molecular que contiene o puede proporcionar un ácido ó iones H^+ . (En otras palabras el peso equivalente es el peso molecular dividido entre el número de iones H^+ proporcionados por molécula).