

SOLUBILIDAD

Este módulo teórico instruccional es un material didáctico en construcción, destinado para estudiantes de la asignatura de Química General de la Facultad de Farmacia y Bioanálisis. Su contenido ofrece los conceptos de solubilidad, solvatación e hidratación, los factores que afectan la solubilidad y las reglas generales de solubilidad de algunos iones más comunes, que servirán finalmente para entender el fenómeno de la solubilidad en agua de algunas sales.

Se prohíbe la reproducción y modificación de este material con fines diferentes a los expresados.

Solubilidad: es una medida de la capacidad de una determinada sustancia para disolverse en un líquido, es decir, describe la cantidad de soluto que se puede disolver en una cantidad específica de solvente a una determinada temperatura.

La solubilidad puede expresarse en moles por litro, en gramos por litro, en miligramos por litro o en porcentaje de soluto; en algunas condiciones se puede sobrepasarla, denominándose solución sobresaturada.

Solvatación: es el proceso de asociación de moléculas de un disolvente con moléculas o iones de un soluto. Al disolverse los iones en un soluto, se dispersan y son rodeados por moléculas de solvente. Según la IUPAC, la solvatación es una interacción de un soluto con un solvente que conduce a la estabilización de las especies del soluto en la solución. Esta involucra a diferentes tipos de interacciones moleculares: puente de hidrógeno, ion-dipolo, atracción dipolo-dipolo o fuerzas de Van der Waals.

En este fenómeno a mayor tamaño del ion, más moléculas de solvente son capaces de rodearlo, y más solvatado se encuentra el ion. La razón de ello es que la fuerza electrostática entre el núcleo del ion y la molécula del solvente disminuye de forma marcada con la distancia entre la molécula de solvente y el núcleo del ion. Así, el ion más grande se une fuertemente con el solvente y por ello se rodea de un gran número de moléculas de solvente. Para las soluciones acuosas, la combinación de las moléculas del soluto con las del agua se denomina **Hidratación**.

Un ejemplo del fenómeno de hidratación es la disolución de NaCl con el agua, los átomos de sodio (Na) y de cloro (Cl) inicialmente ligados en conjunto bajo la forma de un cristal, son disueltos por las moléculas de agua. Las moléculas de agua son eléctricamente neutras pero su geometría las hace polarizables, es decir, que las cargas positivas y negativas están colocadas una frente a la otra. Ésta propiedad hace que los iones de Na^+ y de Cl^- se separen bajo la atracción más fuerte de las moléculas de agua, comienzan a rodear a cada ion en función de su carga tal como se muestra en la figura 1.

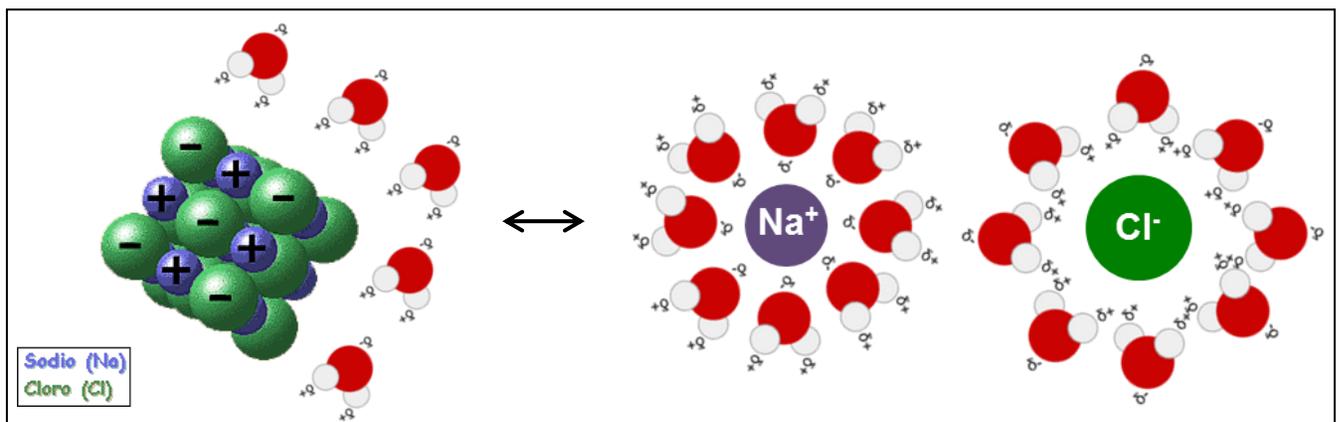


Figura 1. Fenómeno de hidratación del cloruro de sodio.

Para que una sustancia se disuelva en otra debe existir semejanza en las polaridades de sus moléculas. Por ejemplo el agua es un compuesto polar, por ello disuelve con facilidad a las sustancias polares como son los ácidos, hidróxidos y sales inorgánicas y a los compuestos orgánicos polares. Esta regla no es absoluta, ya que existen compuestos inorgánicos altamente polares que son insolubles en agua como son los carbonatos, fosfatos (exceptuando a los del grupo IA y del NH_4^+), los hidróxidos (exceptuando los del grupo IA y el $\text{Ba}(\text{OH})_2$) y los sulfuros (exceptuando a los del grupo IA, IIA, del NH_4^+) esta situación está relacionada con el tamaño de la molécula y las fuerzas inter iónicas.

Las sustancias se consideran insolubles cuando la solubilidad es menor a 0,1 mg de soluto por cada 100 g disolvente. Y cuando un líquido no se disuelve en otro líquido se dice que no son miscibles.

FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD:

La naturaleza del soluto y del solvente, la temperatura y la presión.

- ✓ **La naturaleza del soluto y del solvente:** no existe una regla fija que permite establecer una generalización en cuanto al fenómeno de la disolución. Cuando un soluto es agregado en un solvente se da un proceso de difusión de las moléculas del soluto hacia el seno de las moléculas del soluto y del solvente, lo cual ocurre solo y cuando entre las moléculas del soluto y del solvente se establezcan fuerzas interactivas capaces de vencer las fuerzas intermoleculares existentes en el cuerpo a dispersar. Es por ello que los solventes polares tienden a disolver a las sustancias de polaridad semejante, aunque este proceso puede ser interferido por la existencia de moléculas más voluminosas que las del solvente y por ende, la existencia de fuerzas intermoleculares superiores a las que podrían establecerse entre el soluto y el solvente

- ✓ **Efecto de la temperatura:** generalmente un aumento de temperatura facilita el proceso de disolución de un soluto. Lo que se explica por los siguientes hechos:
 - a. El calor suministrado al sistema aumenta la velocidad de difusión de las partículas del soluto en el seno del solvente.
 - b. El calor suministrado es absorbido por las moléculas del soluto, debilitándose las fuerzas intermoleculares y facilitándose el proceso de solvatación.

Si embargo, existen casos en donde un aumento de temperatura disminuye la solubilidad, como el caso del $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$, el cual su solubilidad en agua a 0°C es de 39,5 % mientras que a 100°C es de 2,5 %.

Existe otro caso como el del NaCl el cual una variación de temperatura no altera, apreciablemente la solubilidad. Otro caso muy particular es el Na_2SO_4 el cual al aumentar la temperatura aumenta la solubilidad hasta alcanzar un máximo, a partir de allí un incremento de temperatura, disminuye la solubilidad. Este comportamiento se debe a que a cierta temperatura los cristales de la sal se hidratan provocando un descenso en la solubilidad.

- ✓ **Efecto de la presión:** este es un factor que tiene efecto apreciable en la solubilidad de gases. Experimentalmente se ha comprobado que la solubilidad del gas es directamente proporcional a las presiones aplicadas.

La solubilidad de un compuesto en el agua expresada en mg/L a 20°C , se expresan en la siguiente tabla:

Clasificación de la solubilidad en el agua

Solubilidad (mg/L)	Clasificación
< 0,10	No es soluble
0,1–1	Ligeramente soluble
1–10	Moderadamente soluble
10–100	Fácilmente soluble
> 100	Sumamente soluble

REGLAS GENERALES DE SOLUBILIDAD

Principales iones solubles en agua.

Ácidos	Todos los ácidos inorgánicos son solubles en agua. Los ácidos orgánicos de bajo peso molecular son solubles en agua.
NO₃⁻	Todos los nitratos son solubles en agua.
NO₂⁻	Todos los nitritos son solubles en agua; excepto: AgNO₂
CH₃COO⁻	Todos los acetatos son solubles en agua; excepto: C₂H₃O₂Ag
ClO₃⁻	Todos los cloratos son solubles en agua.
ClO₄⁻	Todos los percloratos son solubles en agua; excepto: KClO₄
Cl⁻	Todos los cloruros son solubles en agua; excepto: PbCl₂ es ligeramente soluble. Hg₂Cl₂; TlCl y AgCl son insolubles. HgCl₂ es soluble en agua.
Br⁻	Todos los bromuros son solubles en agua; excepto: AgBr; PbBr₂; TlBr; Hg₂Br₂ son insolubles. HgBr₂ es ligeramente soluble en agua.
I⁻	Todos los yoduros son solubles en agua; excepto: AgI; PbI₂; TlI; Hg₂I₂ son insolubles. HgI₂ es ligeramente soluble en agua.
SO₄²⁻	Todos los sulfatos son solubles en agua; excepto: CaSO₄; Ag₂SO₄ son ligeramente soluble. SrSO₄; BaSO₄; PbSO₄; Hg₂SO₄ son insolubles..
CN⁻	Todos los cianuros son solubles en agua; excepto: AgCN; Pb(CN)₂; TlCN; Hg₂(CN)₂ son insolubles. Hg(CN)₂ es ligeramente soluble en agua.
SCN⁻	Todos los tiocianatos son solubles en agua; excepto: AgSCN; Pb(SCN)₂; TlSCN; Hg₂(SCN)₂ son insolubles. Hg(SCN)₂ es ligeramente soluble en agua.
MnO₄⁻	Todos los permanganatos son solubles en agua.
S₂O₃²⁻	Todos los tiosulfatos son solubles en agua; excepto: Ag₂S₂O₃; PbS₂O₃ y Ba₂S₂O₃ son insolubles.

Principales iones insolubles en agua.

S²⁻	Todos los sulfuros son insolubles en agua; excepto: Los elementos del grupo IA y IIA; (NH₄)₂S son solubles. CaS; BaS; y SrS son ligeramente solubles.
CO₃²⁻	Todos los carbonatos son insolubles en agua; excepto: Los elementos del grupo IA, el (NH₄)₂CO₃ y MgCO₃ son solubles. En cambio si el medio ácido todos los carbonatos son solubles.

SO_3^{2-}	Todos los sulfitos son insolubles en agua; excepto: Los elementos del grupo IA y el $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ son solubles. En cambio si el medio ácido todos los sulfitos son solubles.
PO_4^{3-}	Todos los fosfatos son insolubles en agua; excepto: Los elementos del grupo IA y el $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ son solubles. En cambio si el medio ácido todos los fosfatos son solubles.
CrO_4^{2-}	Todos los cromatos son insolubles en agua; excepto: Los elementos del grupo IA y el $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$ son solubles.
AsO_4^{3-}	Todos los arsenatos son insolubles en agua; excepto: Los elementos del grupo IA y el $(\text{NH}_4)_3\text{AsO}_4$ son solubles.
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Todos los oxalatos son insolubles en agua; excepto: Los elementos del grupo IA y el $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ son solubles.
F^-	Todos los fluoruros son insolubles en agua; excepto: Los elementos del grupo IA y el NH_4F son solubles. AgF y FeF_3 son ligeramente solubles.
OH^-	Todos los hidróxidos son insolubles en agua; excepto: Los elementos del grupo IA y los $\text{Ba}(\text{OH})_2$; $\text{Sr}(\text{OH})_2$ son solubles. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es ligeramente soluble.
Óxidos metálicos	Todos los óxidos metálicos son insolubles; excepto: Los metales alcalinos y los de Ca^{2+}; Sr^{2+}; Ba^{2+} son solubles. Cuando se disuelven los óxidos metálicos, reaccionan con el disolvente formando hidróxidos. Ej: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$

Sustancias solubles que no producen iones en agua (No Electrolitos).

Glucosa, etanol, HgCl_2 , CdSO_4 , $(\text{CH}_3\text{COO}^-)_2\text{Pb}$	Todas estas sustancias son solubles en agua, pero no se disocian en el disolvente.
---	--

Estas reglas se aplican a estos cationes:

A.- Cationes Grupo IA: Li^+ ; K^+ ; Rb^+ ; Cs^+ ; NH_4^+ ; Ag^+

B.- Cationes $^{2+}$: Mg^{2+} ; Ca^{2+} ; Sr^{2+} ; Br^{2+} ; Mn^{2+} ; Fe^{2+} ; Co^{2+} ; N^{2+} ; Cu^{2+} ; Zn^{2+} ; Cd^{2+} ; Hg^{2+} ;
 Sn^{2+} ; Pb^{2+}

C.- Cationes $^{3+}$: Fe^{3+} ; Al^{3+} ; Cr^{3+}

Elaborada: Prof. Juan Carlos Guillen Cañizares