

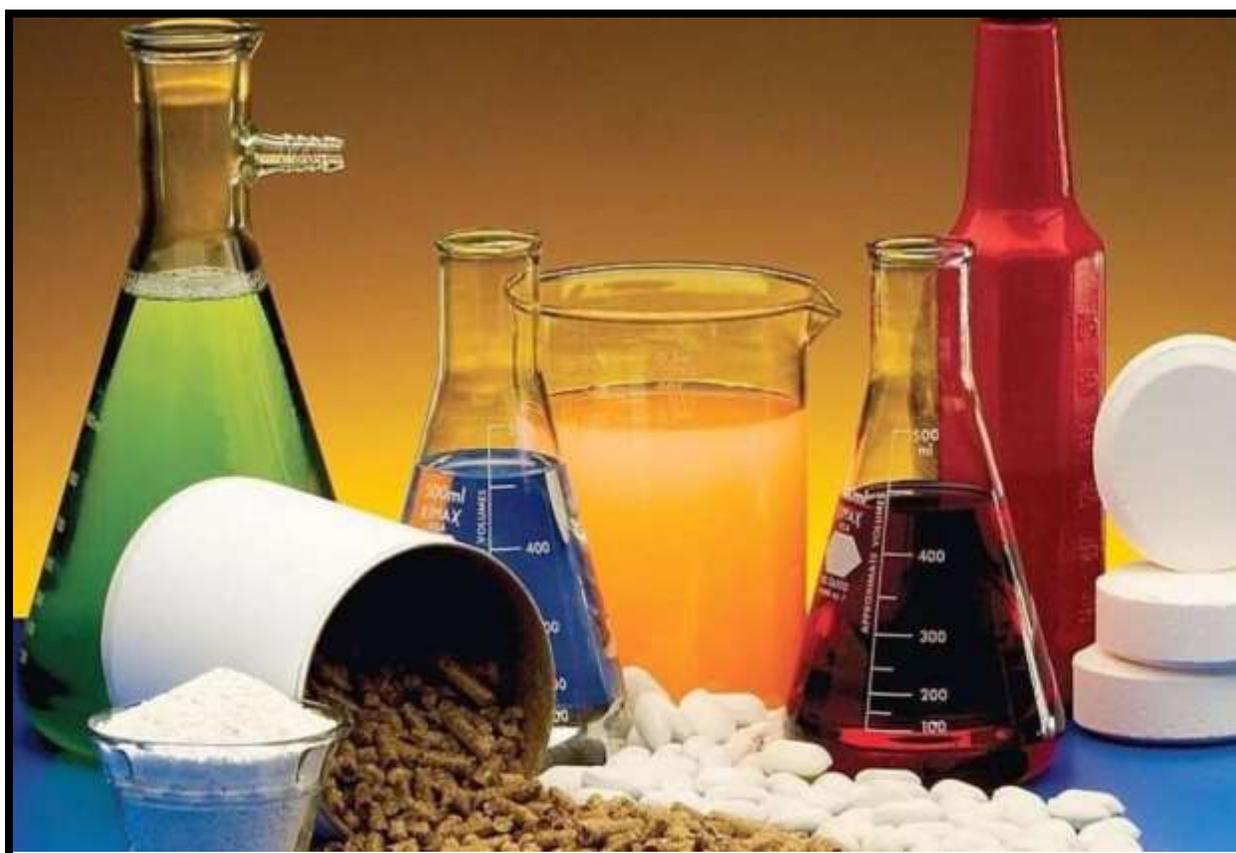


# UNIDAD 3 - 2

## SOLUBILIDAD

Alumno(a):

Curso:



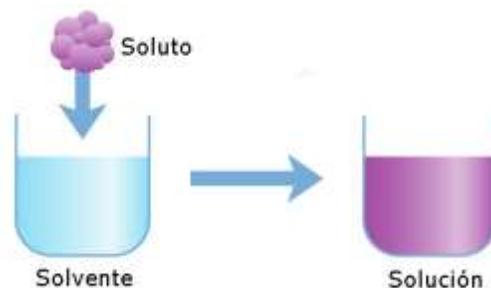
# SOLUBILIDAD

La solubilidad expresa la cantidad de gramos de soluto disueltos por cada 100 g de solvente a una determinada temperatura.

$$\text{Solubilidad} = \frac{\text{Masa soluto, gramos}}{\text{Masa solvente, gramos}}$$

## FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

1. La naturaleza del soluto y del solvente
2. La temperatura
3. La presión
4. El estado de agregación



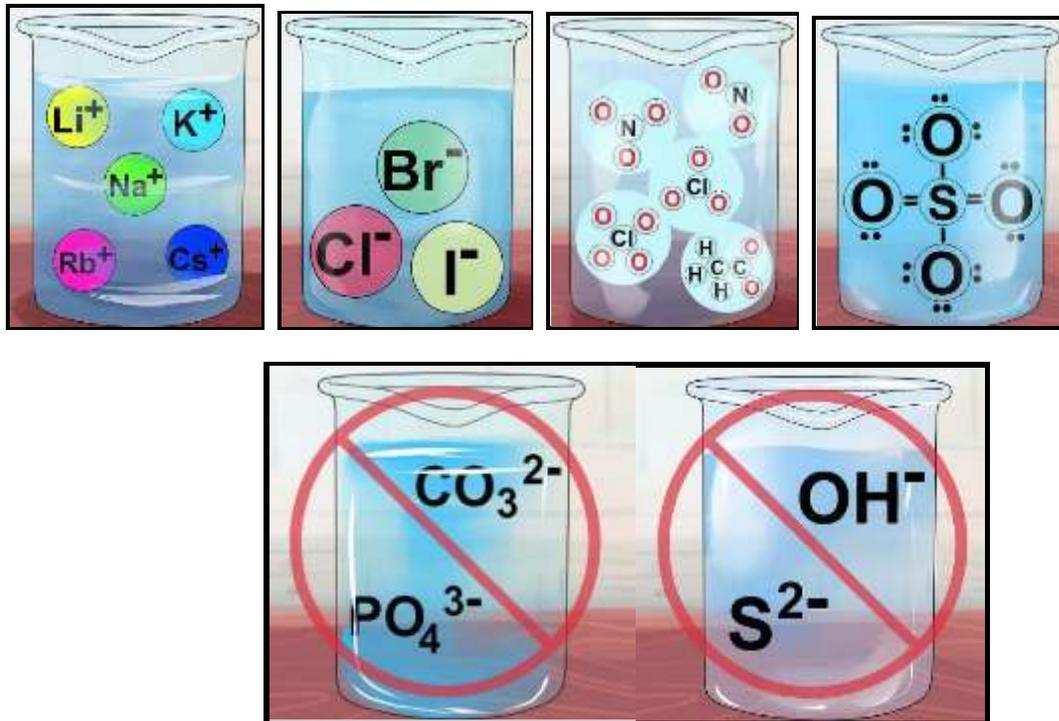
### 1. NATURALEZA DEL SOLUTO Y DEL SOLVENTE:

Para que una sustancia se disuelva en otra debe existir semejanza en las polaridades de sus moléculas. Por ejemplo el **agua**, considerado el disolvente universal, es el más económico, disponible y abundante de los solventes, con un amplio rango de temperatura para su estado líquido, es un líquido **polar**, por ello disuelve con facilidad a las sustancias polares como son los **ácidos, hidróxidos y sales inorgánicas** y los **compuestos orgánicos polares**.

Sin embargo, esta regla no es absoluta, ya que existen **compuestos inorgánicos** altamente polares que son insolubles en agua, esta situación está relacionada con el tamaño de la molécula y las fuerzas ínter iónicas.

Solubles, Cation	Anión	Insolubles, Cation
GIA y NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , Carbonato	Resto
GIA y NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> , Fosfato	Resto
Resto	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , sulfato	Ca <sup>2+</sup> Ba <sup>2+</sup> Pb <sup>2+</sup>
Casi todos	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , Nitrato; NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> , Nitrito	
Todos	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> , acetatos; ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> clorato, perclorato	
GIA y Ca <sup>2+</sup> Ba <sup>2+</sup> NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	OH <sup>-</sup> , Hidróxidos	Resto
Resto	Cl <sup>-</sup> , cloruro; Br <sup>-</sup> , bromuro; I <sup>-</sup> , yoduro	Ag, Pb, Hg <sup>+</sup> Cu <sup>+</sup>
GIA, GIIA y NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	S <sup>2-</sup> , sulfuro	Resto

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



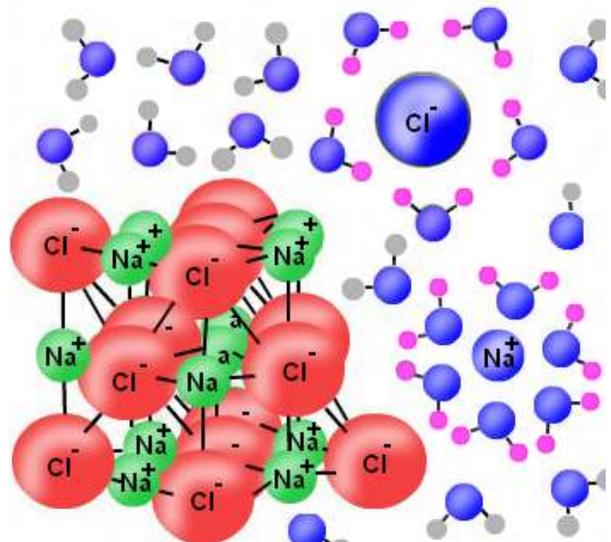
## MECANISMO DE LAS DISOLUCIONES

Para entender el proceso de formación de una disolución se debe tomar en cuenta el tipo de **fuerzas intermoleculares** existentes tanto en el soluto como en el solvente.

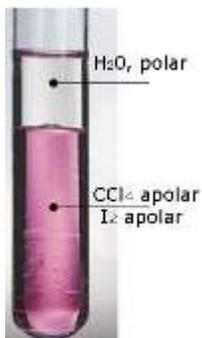
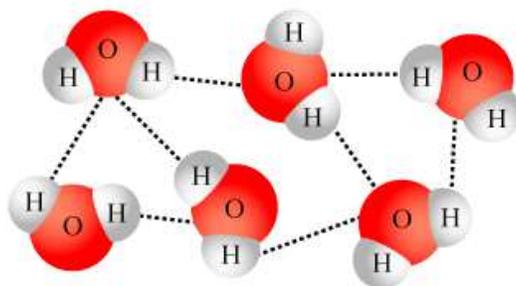
Cuando un soluto es agregado en un solvente se da un proceso de **difusión** de las moléculas del soluto hacia el seno de las moléculas de solvente, lo cual ocurre sólo cuando entre las moléculas de soluto y solvente se establecen fuerzas interactivas capaces de vencer las fuerzas intermoleculares existentes en el cuerpo a dispersar, pero 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.

Cuando el solvente es polar y el soluto es polar o iónico se establece una **atracción electrostática** entre las moléculas del soluto y del solvente, orientándose el polo positivo de la molécula del solvente hacia el negativo de la molécula del soluto (**solvatación**).

Ejemplo: El agua, solvente polar, disuelve compuestos polares, y compuestos iónicos. Se cumple el principio de: "**semejante disuelve a semejante**"



Si la molécula a disolver es covalente polar, tales como  $\text{NH}_3$  (amoniaco),  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  (etanol) la disolución en agua se producirá a través de los **puentes de hidrógeno**, formando uniones polares intermoleculares, entre el oxígeno del agua, que es su polo negativo, y los hidrógenos de la molécula de agua, que son su polo positivo, con las moléculas que contienen H y los átomos de: F, O ó N que tienen alta electronegatividad.



Si tenemos soluto y solvente no polares, al entrar en contacto, chocan; la estabilidad del sistema se alcanza debido a que las fuerzas de Van Der Waals se establecerán entre moléculas del soluto y del solvente. Por ejemplo: benceno, parafina, éter, aceite, octano, etc. son solubles entre sí.  
 Ej. El Yodo;  $\text{I}_2$  (molécula apolar) se disuelve en tetracloruro de carbono ( $\text{CCl}_4$ ), que también es un compuesto apolar.

**Al hacer un análisis de las solubilidades:**

Sustancias	Solubilidad en		Observaciones	
	Agua	Benceno	Agua	Benceno
NaCl, sal común	+	-	Disolución rápida	No se disuelve, sal precipitada
NaOH, Hidróxido de sodio	+	-	Disolución al agitar la solución	No se disuelve, queda precipitada en el fondo
$\text{C}_{10}\text{H}_8$ , Naftaleno	-	+	No se disuelve	Se disuelve completamente
$\text{I}_2$ , Iodo	-	+	Tiñe el agua, pero no se disuelve, queda en el fondo	Disolución rápida. La solución queda rojo intenso.
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , Sacarosa	+	-	Se disuelve fácilmente	No se disuelve

**2. EFECTO DE LA TEMPERATURA**

Generalmente un aumento de temperatura facilita el proceso de disolución de un soluto.





El **calor** suministrado al sistema:

- aumenta la **velocidad de difusión** de las partículas del soluto en el seno del solvente.
- es absorbido por las moléculas del soluto, debilitándose las fuerzas intermoleculares y facilitándose el proceso de **solvatación**.

Es decir, los sólidos tales como: sales, azúcar, proteínas, té, etc., se disuelven más cuanto mayor es la temperatura. Por lo tanto, la solubilidad de los sólidos es directamente proporcional a la temperatura (proceso endotérmico).

¿Las aguas tropicales poseen más solutos que las frías?

**Tabla de Solubilidad de distintas sales a distintas Temperaturas**

Sustancia[g/Kg agua]	0 °C	10 °C	20 °C	30 °C	40 °C
<b>CaCl<sub>2</sub></b>	603	650	745	1020	-
<b>CaSO<sub>4</sub></b>	1,76	1,925	2,036	2,1	2,122
<b>KCl</b>	281,5	313	343,5	373	403
<b>MgSO<sub>4</sub></b>	-	300,5	356	408	354
<b>NaCl</b>	356	357	358,5	361,5	364,2
<b>Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	45,6	91,4	190,8	408,7	481

El proceso de disolución de una sustancia puede ser **endotérmico o exotérmico**. Un aumento de temperatura favorece la disolución en los procesos **endotérmicos**; y una disminución de la temperatura favorece la disolución en los procesos **exotérmicos**.

A partir de los datos en la Tabla anterior, nos podemos preguntar:

- ¿Cuál de las sales tabuladas se disuelven a través de un proceso endotérmico?
- ¿Cuál de la(s) sales modifica menos su solubilidad con la variación de temperatura?
- ¿Qué sal de las mencionadas en la tabla es la más soluble a 20 °C?
- En el CaCl<sub>2</sub>, la solubilidad a 40°C no aparece, sin embargo es muy soluble a esa temperatura. ¿Cuál es la solubilidad esperada?
- Para el MgSO<sub>4</sub>, la solubilidad a 0°C no aparece, sin embargo es soluble a esa temperatura. ¿Cuál es la solubilidad esperada?

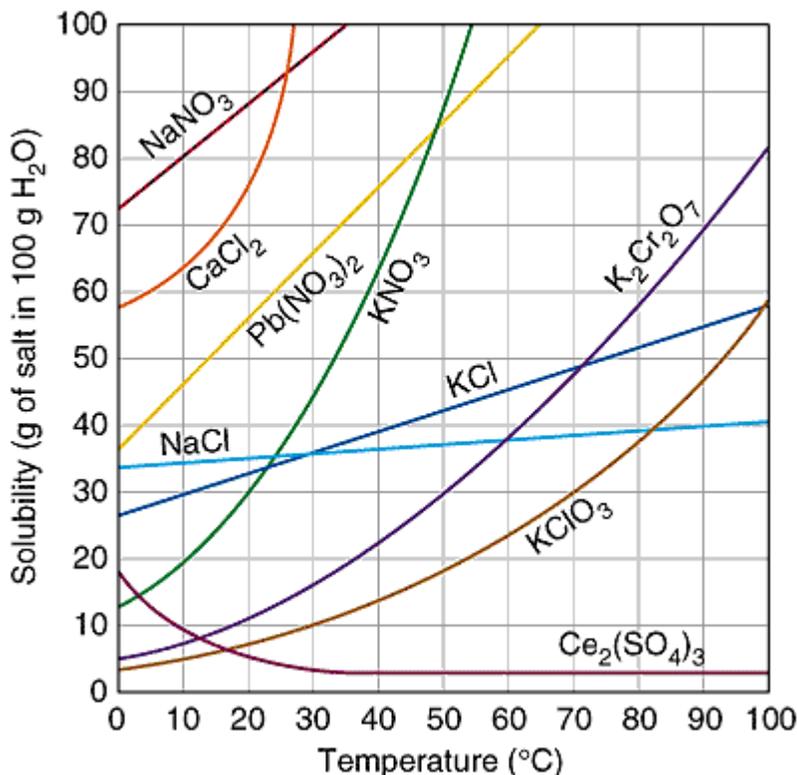
Al analizar los datos observamos que el MgSO<sub>4</sub>, al aumentar la temperatura aumenta su solubilidad hasta alcanzar un máximo, a partir de allí un incremento de temperatura, disminuye la solubilidad. Este comportamiento se debe a que a cierta temperatura los cristales de la sal se hidratan provocando un descenso en la solubilidad.

Si dos o más sustancias están disueltas en un disolvente y éste se va evaporando, dichas sustancias cristalizan en la disolución (precipitan) a diferentes velocidades.

La **crystalización fraccionada** permite purificar sustancias tal como el azúcar. El compuesto se disuelve en suficiente solvente hasta saturación, se calienta y luego se enfría gradualmente a fin de que, como cada uno de sus componentes cristaliza a diferente velocidad, se puede extraer en forma pura de la disolución, separado de los demás compuestos.



En el **siguiente grafico** se presenta la solubilidad de distintas sales en 100 gramos de agua a distintas temperaturas.



Las curvas representan las composiciones de las disoluciones **saturadas** a las distintas temperaturas. Los puntos por debajo de las curvas representan las disoluciones **no saturadas** y los puntos por encima de la curva las disoluciones **sobresaturadas**.

Como vemos en el gráfico, existen casos donde un aumento de temperatura hace disminuir la solubilidad, como el caso del  $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$  el cual su solubilidad en agua a  $0^\circ\text{C}$  es de 39,5 % mientras que a  $100^\circ\text{C}$  es de 2,5 %. Otro caso es el NaCl (Cloruro de Sodio, sal común), al cual, una variación de temperatura no altera apreciablemente su solubilidad.

En el caso de **los gases**, los valores de solubilidad, son inversamente proporcionales a la temperatura. Cuanto más alta la temperatura del agua, menos gases en disolución.

Solubilidad de distintos gases en gramos /100 g agua, a diferentes temperaturas				
T °C	NH <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>
0	89,5	0.335	0.0065	0.0028
10	68,4	0.232	0.0057	0.0025
20	52,9	0.165	0.0049	0.0022
30	41,0	0.126	0.0043	0.0018
40	31,6	0.097	0.0035	0.00175
50	23,5	0.076	0.0030	0.0017



Para visualizar otras condiciones, al hacer una tabla comparativa respecto de la máxima cantidad de oxígeno disuelto en iguales cantidades de agua marina y agua dulce a distintas temperaturas.

T°C	mL O <sub>2</sub> / 1 L agua dulce	mL O <sub>2</sub> / 1 L agua de mar
0	10,29	7,97
10	8,02	6,35
15	7,22	5,79
20	6,57	5,31
30	5,57	4,46

Vemos que, el mayor valor observado es 10,29 mL de O<sub>2</sub> a 0 °C en agua dulce, contra los 7,97 mL de O<sub>2</sub> en agua de mar a la misma temperatura.

La cantidad de gases disueltos en el agua, depende de la presencia de otras sustancias en solución. Por ejemplo, el agua de mar, que posee una gran cantidad de sales, tiene un menor contenido de oxígeno disuelto que el agua dulce. Además, las aguas frías contienen más oxígeno disuelto que las aguas tropicales.

En Chile, los lagos del Sur, son aguas dulces y frías con alto contenido de oxígeno disuelto.

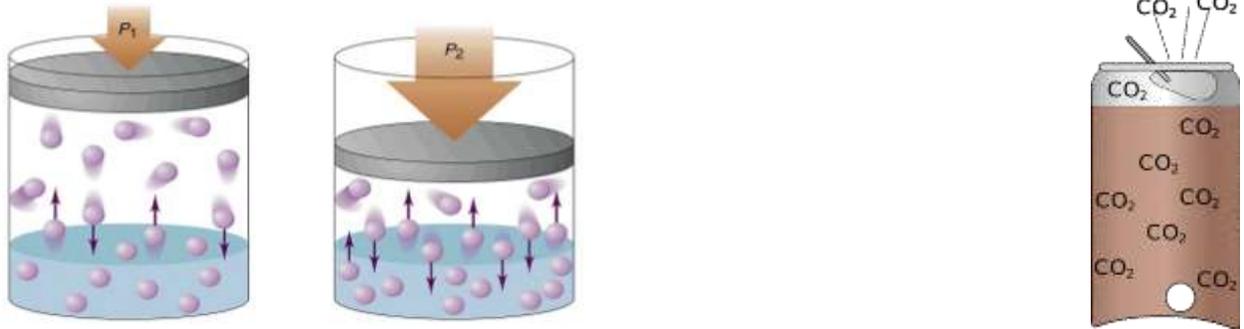


Otras variables que pueden incidir sobre el contenido de oxígeno disuelto en agua son: el movimiento superficial de las olas o la agitación de los torrentes de montaña, que facilitan la mezcla de agua con aire.

### 3. EFECTO DE LA PRESIÓN

Este es un factor que tiene efecto apreciable en la solubilidad de **gases en líquidos**. Experimentalmente se ha comprobado que la solubilidad del gas es directamente proporcional a las presiones aplicadas.

*Si la presión aumenta al doble la solubilidad de un gas en un líquido aumenta al doble.*



Por ejemplo, el  $\text{CO}_2$  se disuelve a alta presión y baja temperatura en las bebidas gaseosas. Al destapar una bebida la presión disminuye y el gas escapa provocando su conocido burbujeo.

#### 4. ESTADO DE AGREGACIÓN

Tipos de soluciones en relación al estado de agregación	
<b>SÓLIDAS</b>	<b>Sólido en sólido:</b> Zinc en estaño (Latón)
	<b>Gas en sólido:</b> Hidrógeno en paladio
	<b>Líquido en sólido:</b> Mercurio en plata (amalgama)
<b>LÍQUIDAS</b>	<b>Líquido en Líquido:</b> Alcohol en agua
	<b>Sólido en líquido:</b> Sal en agua
	<b>Gas en líquido:</b> Oxígeno en agua
<b>GASEOSAS</b>	<b>Gas en gas:</b> Oxígeno en nitrógeno (Aire)

Se refiere al tipo de soluciones que se desea preparar, por ejemplo entre gases la disolución es rápida, en otro ejemplo, un sólido en un líquido se disolverá más rápido cuanto más molido esté el sólido ya que se aumenta la superficie de contacto.



**¡Quédate en casa! Te quiero ver a la vuelta a clases**