

Unidad 3

NATURALEZA Y PROPIEDADES GENERALES DE LOS SÓLIDOS

Las propiedades macroscópicas de un sólido (volumen, densidad, dureza) pueden ser analizadas teniendo en cuenta la naturaleza de las partículas que lo componen y las fuerzas que operan entre ellas. Las partículas pueden ser iones, átomos o moléculas.

En general los sólidos son

- Incompresibles (el volumen no varía mayormente con las variaciones de presión)
- Tienen forma y volumen propios
- No fluyen

Esto es debido a que las partículas en un sólido están en contacto mutuo, existiendo entre ellas intensas fuerzas atractivas. Quedan sin embargo, muchos espacios vacíos entre las partículas.

Algunos sólidos poseen las partículas ubicadas en posiciones o puntos determinados. La distribución de dichos puntos recibe el nombre de “**red o retículo cristalino**”. Estas posiciones o puntos que pueden ocupar las partículas (iones, átomos o moléculas) se llaman “**nodos o nudos del retículo**”. Cada red cristalina consiste en un empaquetamiento tridimensional de bloques idénticos llamados “**celdas unitarias**”.

Es decir que el retículo cristalino de esos sólidos puede considerarse como formado por infinitas celdas unitarias, cada una de las cuales está en contacto directo con sus vecinas más cercanas y todas con la misma orientación en el espacio.

La estructura interna de un cristal está caracterizada por su regularidad tridimensional y, como resultado de dicha regularidad, estos cristales asumen una forma externa característica. Los ángulos de unión de sus superficies (caras), son una propiedad reproducible del cristal. El estudio de estos modelos geométricos constituye la ciencia de la **Cristalografía**.

También existen sólidos que no presentan un retículo cristalino determinado, es decir, las partículas no están ordenadas. Por lo tanto, no tienen una forma geométrica definida.

En base a que presenten o no un retículo cristalino, los sólidos se clasifican en dos grandes grupos: sólidos amorfos y sólidos cristalinos o verdaderos.

- **Sólidos amorfos:** Carecen de retículo cristalino, no tienen formas geométricas definidas. Las partículas se hallan dispuestas al azar en el sólido. No tienen un punto de fusión definido. Ej: vidrio, caucho, alquitrán, plásticos, etc.
- **Sólidos cristalinos o verdaderos:** Presentan un retículo cristalino característico, tienen formas geométricas definidas. Presentan puntos de fusión definidos.

Según el tipo de partículas que ocupen los nodos, los sólidos cristalinos de subclasifican en:

• **Cristales iónicos:** Los nodos están ocupados por cationes y aniones en forma alternada. Las fuerzas que operan entre ellas son de tipo coulómbicas o electrostáticas. Son fuerzas de gran magnitud, por lo que estos sólidos poseen elevados puntos de fusión y ebullición.

A temperatura ambiente no conducen la corriente eléctrica (los iones están fijos en sus posiciones). Pero al estado fundido (líquido) o disueltos, al tener movilidad los iones, conducen la corriente eléctrica, junto con ellos (conductores de segunda categoría)

Ej: NaCl, KCl, NaNO₃, K₂SO₄

• **Cristales moleculares:** Los nodos están ocupados por moléculas (CO₂, Benceno, H₂O) o átomos (Ar, He). Cada molécula es casi independiente de las demás y mantiene prácticamente la misma geometría interna (longitudes y ángulos de enlace) que las que tenía en el estado líquido o gaseoso.

El cristal se mantiene unido por fuerzas relativamente débiles de Van der Waals y el punto de fusión nunca es muy elevado. Son fácilmente deformables, no conducen la corriente eléctrica.

• **Cristales covalentes:** Los nodos están ocupados por átomos unidos entre sí por enlaces covalentes. El cristal se mantiene unido mediante una red tridimensional de enlaces covalentes cuyos ángulos mutuos están determinados principalmente por los requisitos de valencia de los átomos individuales.

El enlace covalente es de gran magnitud, y por eso son generalmente sólidos con elevados puntos de fusión, elevada dureza y normalmente no conducen la corriente eléctrica.

Ej: diamante, carburo de silicio, cuarzo (SiO₂ puro), arena (SiO₂ impuro), grafito (el grafito es conductor).

• **Cristales metálicos:** Los elementos metálicos se caracterizan por presentarse en su casi totalidad en fase sólida, con un grado de empaquetamiento muy elevado, de modo que cada átomo metálico se encuentra rodeado de no menos de ocho átomos vecinos.

Esta estrecha vecindad no produce compartición de electrones, ya que los metales poseen muy pocos electrones de valencia s y p, por lo que no pueden compartirlos. En consecuencia, los metales no pueden formar enlaces covalentes.

Por otra parte, se ha obtenido por difracción de Rayos X, que los metales se presentan en redes cristalinas parecidas a las de los compuestos iónicos. Sin embargo, existe una gran diferencia entre ambos tipos de compuestos, ya que las redes de los compuestos iónicos están formadas por iones de distinto signo y tamaño, mientras que, en los metales, todos los átomos constitutivos de la red son iguales.

Las estructuras cristalinas de los metales están constituidas por los núcleos y los electrones que no son de valencia, entre los cuales circulan libremente los electrones de

valencia, que se comportan como si perteneciesen a todo el conjunto, en lugar de a cada núcleo en concreto, es decir estos electrones están **deslocalizados**.

Atento a esto, podemos explicar las distintas propiedades que presentan los metales:

- **Conductividad:** Los metales son excelentes conductores debido a la movilidad de sus electrones de valencia. Producen una conducción de 1° categoría, 1° tipo o conducción electrónica (diferente a la conducción de 2° categoría o iónica manifestada por los sólidos iónicos, como se vio anteriormente).
- **Maleabilidad y ductilidad:** Los metales son fácilmente maleables debido a que cualquier plano de la estructura cristalina puede deslizarse sobre el plano inferior, ya que el conjunto de electrones deslocalizados evita en todo momento que las fuerzas repulsivas núcleo-núcleo puedan actuar.
- **Brillo metálico:** Los electrones libres están continuamente efectuando pequeños saltos a niveles superiores de energía, con muy poca aportación de ésta. El descenso a los niveles fundamentales les provoca la emisión de esta energía en forma luminosa.
- **Efectos fotoeléctrico y termoiónico:** La libertad de la que gozan los electrones de valencia dentro de la estructura cristalina hace que sea relativamente fácil arrancarlos de la misma mediante la aportación de cantidades no muy elevadas de energía, como puede ser la luminosa o la térmica, respectivamente.

NATURALEZA Y PROPIEDADES GENERALES DE LOS LÍQUIDOS

El estado líquido es un estado material en el que se manifiestan propiedades que son intermedias a las del estado sólido y gaseoso.

Los líquidos, al igual que los gases, son **isotrópicos**, es decir que tienen las mismas propiedades cuando se las mide en diferentes direcciones y fluyen con facilidad cuando se aplica una fuerza.

Al igual que los sólidos, los líquidos tienen altas densidades y son incompresibles, es decir que su volumen no varía mayormente cuando se modifica la presión.

Las partículas de un líquido: átomos (en el caso de los metales fundidos), iones (en el caso de las sales fundidas), o moléculas (agua o benceno), tienen una ordenación intermedia entre el estado sólido y gaseoso. Así un líquido, como un cristal, es una fase condensada, en la que las moléculas se agrupan en forma bastante compacta. Pero, en tanto que un cristal se caracteriza por la regularidad de la disposición de sus partículas, un líquido lo está por el desorden de la estructura.

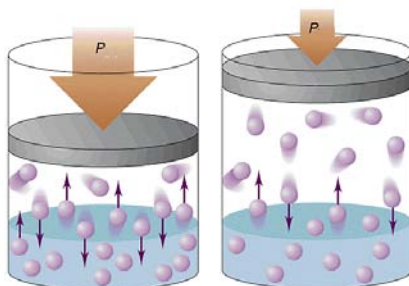
Entre las moléculas de un líquido existen fuerzas atractivas que son superiores a las que existen entre las moléculas de los gases. Los tipos de fuerza son los mismos que los discutidos en los sólidos. Los líquidos más comunes son los moleculares: agua, benceno, etc (que congelan a sólidos moleculares). Las moléculas están atraídas por fuerzas débiles, cuya intensidad es como mucho la correspondiente a puentes de hidrógeno. Otras fuerzas que actúan son las de Van der Waals, atracciones dipolo-dipolo, fuerzas de London, etc.

NATURALEZA Y PROPIEDADES GENERALES DE LOS GASES

La característica esencial de los gases reside en que sus moléculas no se mantienen unidas, sino que gozan de una amplia libertad de movimiento en un volumen bastante grande comparado con el de sus propias moléculas. Las fuerzas atractivas de Van der Waals que operan entre las moléculas cuando se encuentran próximas, es casi despreciable cuando están tan separadas.

En virtud de la libertad de movimiento molecular, una muestra gaseosa no contiene ni forma ni tamaño definidos, adquiriendo la forma del recipiente que las contiene, tendiendo a ocupar el mayor volumen que les sea posible.

La presión que un gas ejerce sobre las paredes del recipiente en que está contenido, se debe a los choques y rebotes de sus moléculas contra ellas. Si el volumen ocupado por la muestra gaseosa disminuye, aumenta la frecuencia de las colisiones contra las paredes lo que se traduce en un aumento de presión.



Los gases difieren fundamentalmente de los líquidos y de los sólidos en que el volumen de una muestra gaseosa depende, de modo notable, de su temperatura y de la presión aplicada

Por ejemplo, el volumen de una muestra de aire se reduce a la mitad cuando la presión aumenta de 1 a 2 atmósferas y aumenta un 36% cuando la temperatura aumenta de 0 °C a 100 °C.

La experiencia demuestra que todos los gases tienen un comportamiento casi idéntico. La naturaleza de este comportamiento se describe por las **Leyes de los gases ideales**. Se encontró experimentalmente que el volumen de una muestra gaseosa cualquiera viene determinada únicamente por tres magnitudes:

- ✓ Presión
- ✓ Temperatura
- ✓ Número de moléculas

La **ecuación general de los gases ideales** es la ecuación que describe normalmente la relación entre la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad (en moles) de un gas ideal es:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Donde: •

- P = Presión absoluta (medida en atmósferas)
- V = Volumen (en esta ecuación el volumen se expresa en litros)
- n = Moles de Gas
- R = Constante universal de los gases ideales $R = 8,314472 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$
- T = Temperatura absoluta

Los cambios de estado y la agitación molecular

Los diversos estados de la materia son interconvertibles. A medida que la energía interna de la materia aumenta, la distribución de sus partículas se torna más desordenada. A medida que la energía disminuye, las probabilidades de distribuciones ordenadas aumentan.

Sin embargo, existen limitaciones en ambos casos. El aumento de la energía tiende a destruir las partículas al mismo tiempo que las desordena. Por ejemplo, la insulina (una proteína), no puede licuarse, ya que sus moléculas requieren menos energía para quedar destruidas que para licuarse y exhibir flujo móvil.

En la dirección opuesta, la pérdida de energía puede ofrecer una mejor probabilidad para el establecimiento del orden, pero no lo garantiza. Por ejemplo, si ciertos líquidos (alquitrán fundido, azúcar fundida o silicatos metálicos fundidos) se enfrían rápidamente pretendiendo que la disminución de la energía interna y aumento de la densidad les quite fluidez para propiciar la cristalización, esto de hecho no ocurrirá. La sustancia se convertirá en un “vidrio”. Un vidrio tiene el desorden de conjunto de un líquido, pero fluye tan lentamente que resulta imposible distinguirlo de un cuerpo sólido rígido. En el otro sentido, cuando un vidrio se calienta, las propiedades de fluidez reaparecen gradualmente, pues no se requiere un rompimiento repentino de una estructura ordenada.

La terminología de los cambios de estado es:



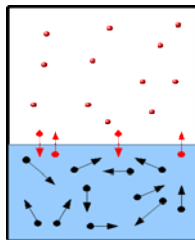
Interconversión líquido – gas: Presión de vapor de un líquido

En un líquido, las moléculas cercanas a la superficie tienen mayores probabilidades de escapar (vaporizarse). Las moléculas vaporizadas pueden ser recapturadas si, en su trayectoria, chocan y son retenidas por las fuerzas atractivas del líquido. Un vapor es, de hecho, un gas condensable.

Por lo tanto, la alta velocidad neta de vaporización puede favorecerse por:

- Elevada temperatura del líquido
- Débiles fuerzas de atracción en el líquido
- Área superficial grande
- Baja presión atmosférica por encima del líquido (para disminuir el número de colisiones y disminuir el retorno de las moléculas al líquido)
- Brisas por encima del líquido para acarrear las moléculas vaporizadas y evitar el retorno de las mismas

Si el espacio por encima del líquido es lo suficientemente reducido y los factores ambientales circundantes se mantienen constantes, se llegará a un punto en que la velocidad de evaporación será igual a la velocidad de condensación y el sistema estará en equilibrio. Un sistema está en equilibrio cuando ocurren dos procesos inversos a la misma velocidad. Se trata de un equilibrio dinámico, donde el efecto que se produce es que no ocurre cambio neto alguno.



En estas condiciones se determina la presión de vapor de un líquido: “Representa la presión que ejercen los vapores que se hallan en equilibrio con un líquido, a una temperatura determinada”

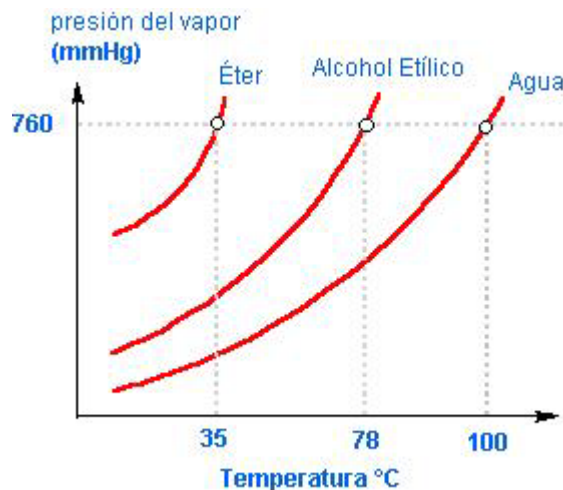
La presión de vapor depende:

- ✓ De la temperatura (la presión de vapor aumenta al aumentar la temperatura)
- ✓ De la naturaleza del líquido (cada líquido tiene su propia curva de presión de vapor)

El **punto de ebullición de un líquido** es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido en equilibrio con su vapor, iguala a la presión atmosférica circulante y el líquido comienza a hervir. La ebullición va acompañada generalmente por la formación de burbujas de vapor en el seno del líquido.

Por lo tanto el punto de ebullición de una sustancia, depende de la presión atmosférica. Si la presión atmosférica es 1 atmósfera (760 mm Hg), el punto de ebullición se denomina **punto de ebullición normal**.

En el caso del agua, su punto de ebullición normal (a 760 mm Hg) es 100 °C.



SISTEMAS DISPERSOS

Los sistemas dispersos son aquellos formados por una sustancia que está en pequeña cantidad (**sustancia o fase dispersa**) distribuida en otra que está en mayor cantidad (**medio dispersante**).

Según el tamaño de las partículas de la fase dispersa, se subclasifican en:

- **Suspensiones:** Partículas de tamaño mayor a 10^{-4} cm (Ej: arena en agua).
- **Dispersiones coloidales:** Partículas entre 10^{-4} y 10^{-7} cm .
- **Soluciones:** Partículas menores a 10^{-7} cm, es decir, moléculas, átomos o iones.

Las suspensiones son mezclas heterogéneas que poseen una composición no uniforme en la cual se pueden distinguir a simple vista sus componentes y está formada por dos o más sustancias, físicamente distintas, distribuidas en forma desigual. Las partes de una mezcla heterogénea pueden separarse mecánicamente.

En el otro extremo, las soluciones o disoluciones son mezclas homogéneas en las que sus componentes no se perciben a simple vista, ni siquiera con la ayuda del microscopio. Están formadas por un soluto y un solvente.

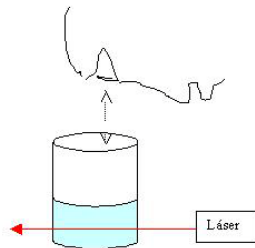
Entre estos dos extremos se encuentran las dispersiones coloidales o coloides que, debido al tamaño de sus partículas, no poseen la homogeneidad de una disolución común, aún cuando esto no sea, en ocasiones, tan sencillo de percibir.

Las dispersiones coloidales, a su vez, pueden ser de los siguientes tipos:

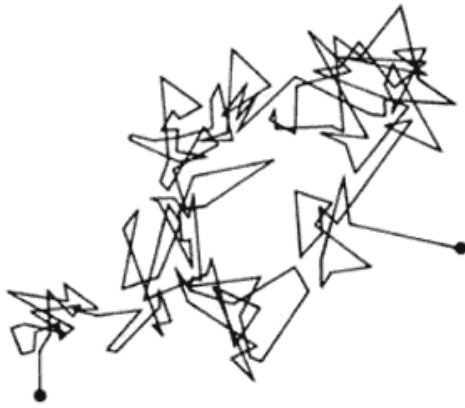
- ✓ **Sol:** sólido disperso en líquido (Ej: hidróxido de magnesio en agua)
- ✓ **Emulsión:** líquido disperso en líquido (Ej: leche, mayonesa)
- ✓ **Gel:** Retículo fino en el seno de un líquido (jalea, ágar, pasta de cemento previo al fraguado)
- ✓ **Aerosol:** Partícula coloidal dispersa en aire (Ej: niebla (líquido en aire), humo (sólido en aire)).

Existen formas de caracterizar una dispersión coloidal. Analizaremos a continuación en Fenómeno Tyndall, el Movimiento browniano y la sedimentación.

- **Fenómeno Tyndall:** Cuando se hace pasar un haz luminoso a través de una solución, no es posible observarlo lateralmente ya que el tamaño de las partículas es demasiado pequeño como para dispersar la luz por difracción, por lo que la luz continúa su camino: En las dispersiones coloidales, sin embargo, las partículas tienen el tamaño suficiente como para provocar tal dispersión y un observador ubicado lateralmente puede ver la trayectoria de todo haz luminoso que atraviese la dispersión coloidal.



- **Movimiento browniano:** Las partículas coloidales no pueden verse al microscopio por su pequeñez, pero son lo suficientemente grande como para reflejar la luz. . Cuando se enfoca un microscopio sobre un haz luminoso Tyndall, las partículas reflejan la luz hacia el aparato. No se distinguen detalles de su forma, pero sí pueden fijarse sus posiciones observando los puntos que aparecen iluminados.
- Cuando se procede de este modo, las partículas coloidales aparecen dotadas de un movimiento al azar y zigzagueante denominado movimiento browniano. Cuando menor es el tamaño de la partícula, mayor es su movimiento.



- **Sedimentación:** En condiciones ordinarias se observa que los coloides contenidos en vasijas no aisladas (abiertas), no sedimentan ya que existen corrientes de convección debidas a que la temperatura no es uniforme y esas corrientes mantienen la suspensión en constante movimiento.

Si el recipiente se aísla bien, la sedimentación se produce, y al cabo de algún tiempo se aprecia una gradación continua de las partículas desde la superficie hasta el fondo debido a la acción de fuerzas contrarias:

- Atracción gravitatoria: tira de las partículas hacia abajo.
- Acción dispersante debida al movimiento browniano.

SOLUCIONES

Tal como lo expresamos anteriormente, una solución o disolución es una mezcla homogénea (1 fase) que consta de dos o más especies puras (componentes) que no se combinan ni reaccionan entre sí.

El componente que está en mayor proporción es el **disolvente** (generalmente agua) y los demás son los **solutos**.

En el estudio de las disoluciones, el primer requisito consiste en poder especificar sus composiciones, esto es, las cantidades relativas de los diversos componentes.

Supongamos que tenemos una disolución de dos componentes: **A (disolvente) y B (solute)**.

La **CONCENTRACIÓN** de una solución se refiere a la cantidad de soluto que hay en una determinada cantidad de disolvente o de disolución

La concentración puede expresarse en unidades físicas y unidades químicas

- **UNIDADES FÍSICAS:**

- ✓ Porcentaje peso en peso (%P/P) de B: Es la masa de B (en gramos) contenidos en 100 g de solución.
- ✓ Porcentaje peso en volumen (%P/V) de B: Es la masa de B (en gramos) contenidos en 100 ml de solución.
- ✓ Porcentaje volumen en volumen (%V/V) de B: El volumen de B (en ml puros) contenidos en 100 ml de solución.

- **UNIDADES QUÍMICAS:**

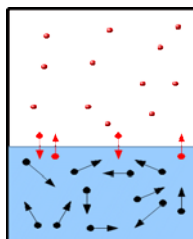
- ✓ MOLALIDAD (m): Es el número de moles de soluto puro contenidos en 1 kg de disolvente
- ✓ MOLARIDAD (M): Es el número de moles de soluto puro contenidos el 1 litro (1000 ml) de disolución.
- ✓ NORMALIDAD (N): Es el número de eq-g de soluto puro contenidos en 1 litro (1000 ml) de disolución.
- ✓ FRACCIÓN MOLAR (X_B): Es el número de moles de soluto dividido el número total de moles de la solución (moles de soluto + moles de solvente). La suma de fracciones molares de A y de B es igual a 1.

SOLUBILIDAD

Cuando un sólido o un gas se añaden a un cierto volumen de disolvente líquido a una cierta temperatura, el proceso de disolución va haciéndose más lento hasta que la solución está concentrada. Cuando la disolución cesa, a pesar de la presencia de soluto sin disolver, se dice que la solución está **saturada**. La solución alcanza un equilibrio: el soluto disuelto está en equilibrio con el soluto sin disolver. La **solubilidad** de una sustancia se determina experimentalmente cuando se tiene una solución saturada. Por eso la solubilidad se refiere a la cantidad máxima de soluto que puede disolver un volumen determinado de disolvente a una determinada temperatura.

La solubilidad a una cierta temperatura representa la concentración de soluto en una solución concentrada. Por lo tanto la solubilidad se expresa en unidades de concentración.

- **Solubilidad de un gas en un líquido:** El gas puede ser oxígeno, nitrógeno, dióxido de carbono, hidrógeno, etc



Considerar un gas que se disuelve en un líquido, estando el sistema gas-líquido totalmente confinado en un recipiente.

Las moléculas de gas están en constante movimiento con una determinada energía cinética (que depende de la temperatura del sistema).

Algunas moléculas de gas chocan contra la superficie libre del líquido: pueden simplemente rebotar pero hay también posibilidades de que sean capturadas y difundan en el seno del líquido (disolución). Por otra parte, una molécula disuelta puede llegar a la superficie del líquido con suficiente energía cinética para escapar y volver a ser parte de la fase gaseosa (escape).

Cuando la velocidad de escape del gas es igual a la de disolución, la composición permanece constante ya que no se disuelve más gas. Decimos entonces que se ha establecido un equilibrio. Los procesos de captura y escape están ocurriendo todavía, pero las velocidades son iguales y no hay ya cambio neto en la presión de vapor o en la composición de la solución. Se dice entonces que la solución está saturada y en estas condiciones de equilibrio se determina la solubilidad de un gas en un líquido.

Esta solubilidad depende de la presión y de la temperatura:

- Efecto de la temperatura: Los aumentos de la temperatura casi siempre disminuyen la solubilidad de los gases en los líquidos ya que una mayor proporción de las moléculas disueltas tienen energía cinética suficiente para escapar del seno del líquido.
- Efecto de la presión: Puede ser analizado por la Ley de Henry (1802) : “ la masa de gas disuelta por un volumen determinado de disolvente a una dada temperatura, es directamente proporcional a la presión del gas en equilibrio con la solución”.

Es decir, si aumenta la presión, aumenta la solubilidad ya que aumenta el número de colisiones de las moléculas gaseosas contra la superficie del líquido incrementándose las capturas.

- **Solubilidad de un sólido en un líquido**

Los sólidos se disuelven en los líquidos por medio de un proceso esencialmente igual a la disolución de un gas, excepto que no debemos visualizarlo como colisiones de moléculas de soluto con el solvente sino como una **difusión** del sólido, en la cual las moléculas de soluto quedan rodeadas y hasta cierto punto, unidas a las moléculas de disolvente.

Cuando parte del soluto ha entrado en solución, algunas de sus moléculas serán recapturadas por el sólido y esta velocidad de **deposición** aumentará al aumentar la concentración de la solución.

Si la cantidad de soluto es suficiente, la solución llegará a tener una composición en la que las velocidades de disolución y de deposición serán iguales. En este punto la solución está saturada y puede determinarse la solubilidad.

Factores que modifican la solubilidad

- Si se duplica el **área superficial** del sólido (cortándolo en trozos más chicos), la velocidad de disolución se duplica pero también la de deposición. Como ambos siguen siendo iguales, persiste la saturación, por lo que la solubilidad es independiente del área superficial.

Debemos aclarar la diferencia entre solubilidad y velocidad de disolución. Un sólido finamente molido se disuelve más rápidamente que otro de granos voluminosos; la solución se satura más pronto, pero ello no significa que la cantidad total que pueda disolverse sea mayor.

- Análogamente, la **agitación** acelera el proceso de disolución, pero una vez que la solución está saturada, la agitación no logrará disolver más soluto.

- La solubilidad es prácticamente independiente de la **presión**, especialmente si los cambios son moderados.

- En cuanto al efecto de la **temperatura**, dependerá de si el proceso es endo o exotérmico.

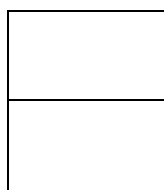
* Procesos endotérmicos: Si durante la disolución de un compuesto se absorbe calor, la solubilidad aumentará al aumentar la temperatura. Ejemplo: agua +azúcar

* Procesos exotérmicos: Si durante la disolución de un compuesto se desprende calor, la disolución disminuirá al aumentar la temperatura. Ejemplo: agua +Li₂CO₃.

• Solubilidad de un líquido en un líquido

Cuado se mezclan dos líquidos pueden ocurrir tres casos:

- Que sean **completamente miscibles**, es decir, que se disuelvan uno en el otro en todas proporciones. Ej: agua + ácido acético; agua + glicerol; benceno + tolueno.
- Que sean **parcialmente miscibles**. Cada uno se disuelve en el otro hasta cierto grado produciendo dos soluciones saturadas. Ejemplo: agua + éter dietílico



1.3 % agua + 98,7 % éter

94,1% agua+5,9%éter 1.3% agua+98,7%éter

- Que sean **inmiscibles**. Ejemplo: agua + tetracloruro de carbono.

Al variar la **presión**, no se modifica prácticamente la solubilidad. En cambio las variaciones de **temperatura** en líquidos parcialmente miscibles, modifican la solubilidad en diferentes direcciones.

- **Solubilidad entre sólidos:** Existen estos casos, son ejemplos: Al y Si, como el Fe en los aceros y son importantes en metalurgia.

CURVAS DE SOLUBILIDAD: Soluciones saturadas, no saturadas y sobresaturadas.

Una solución saturada contiene la máxima cantidad de un soluto que se disuelve en un solvente particular a una temperatura específica. Una disolución no saturada contiene menor cantidad de soluto que la que es capaz de disolver. Una disolución sobresaturada, contiene más soluto que el que puede haber en una solución saturada. Las soluciones sobresaturadas no son muy estables. Con el tiempo, el exceso de soluto se separa de la solución en forma de cristales dejando la solución saturada remanente.

