

# Química General II

## UNIDAD 1: Las herramientas de la química

Prof. Myleidi Vera Otero

[mylevera@udec.cl](mailto:mylevera@udec.cl)

# Contenidos de la clase

## Unidad 1: Fuerzas intermoleculares en sólidos y líquidos

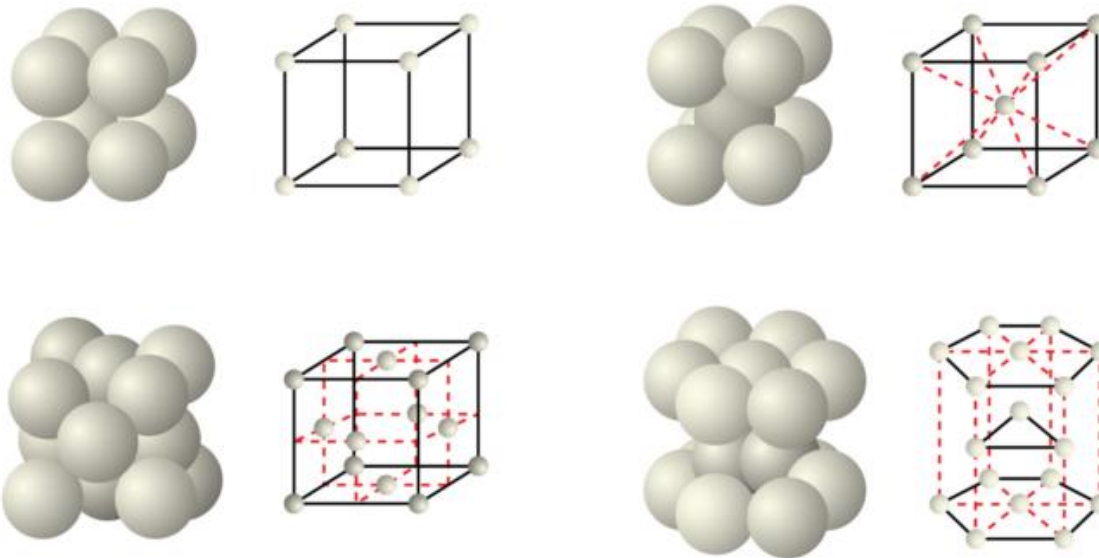
- El estado sólido
- Tipos de cristales
- Sólidos amorfos
- Disoluciones, efecto de la presión y la temperatura en la solubilidad

# El estado sólido



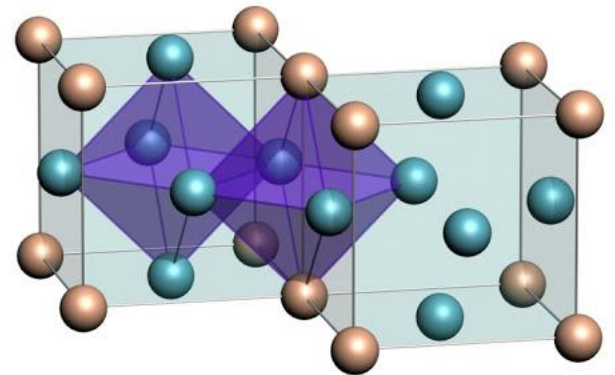
# El estado sólido

En el estado sólido las sustancias presentan forma y volumen definido.



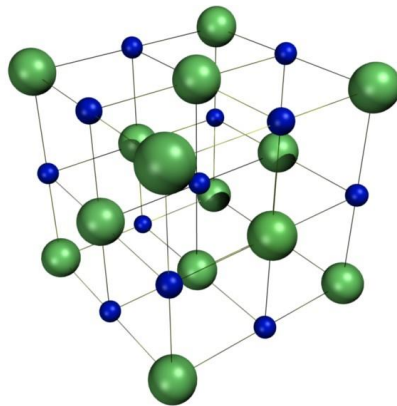
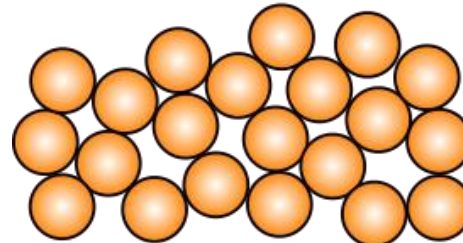
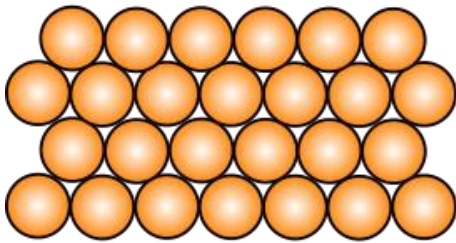
Un sólido se puede definir como *un estado de la materia donde las moléculas se encuentran muy juntas entre sí, empacadas en formas regulares o irregulares de manera rígida.*

# Estructura cristalina

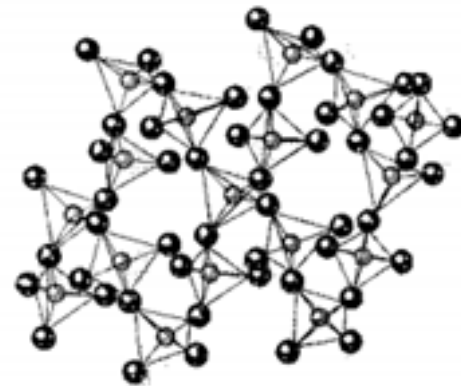


# Estructura cristalina

Los sólidos se dividen en dos categorías: *cristalinos* y *amorfos*.



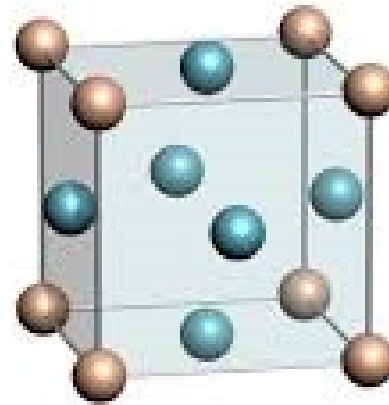
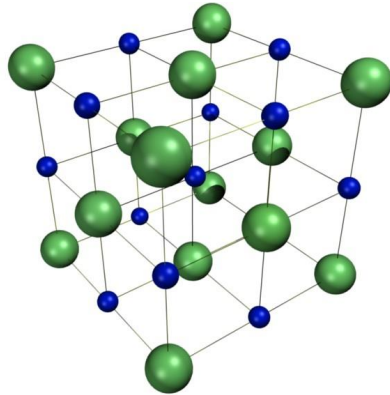
Solido cristalino



Solido amorfo

# Sólidos cristalinos

Un **sólido cristalino** posee un ordenamiento estricto y regular, es decir, sus átomos, moléculas o iones ocupan posiciones específicas.



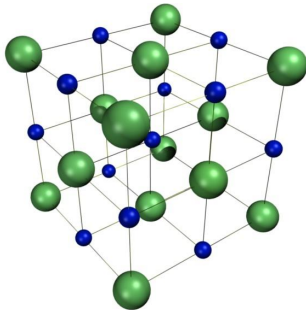
*Las fuerzas que mantienen la estabilidad de un cristal pueden ser iónicas, covalentes, de van der Waals, de puentes de hidrógeno o una combinación de todas ellas.*

# Sólidos cristalinos

## Características

- La distribución de las partículas en los sólidos cristalinos, permite que las fuerzas netas de atracción intermolecular sean máximas.
- Los sólidos cristalinos suelen tener superficies planas o *caras*, que forman ángulos definidos entre sí.

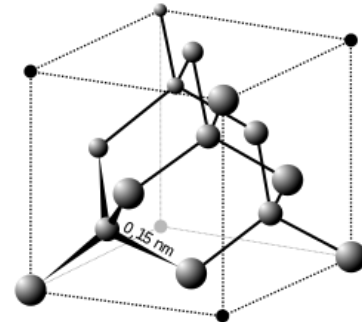
Algunos ejemplos de sólidos cristalinos son, el cloruro de sodio, el cuarzo y el diamante.



Cloruro de sodio (NaCl)



Cristal de cuarzo

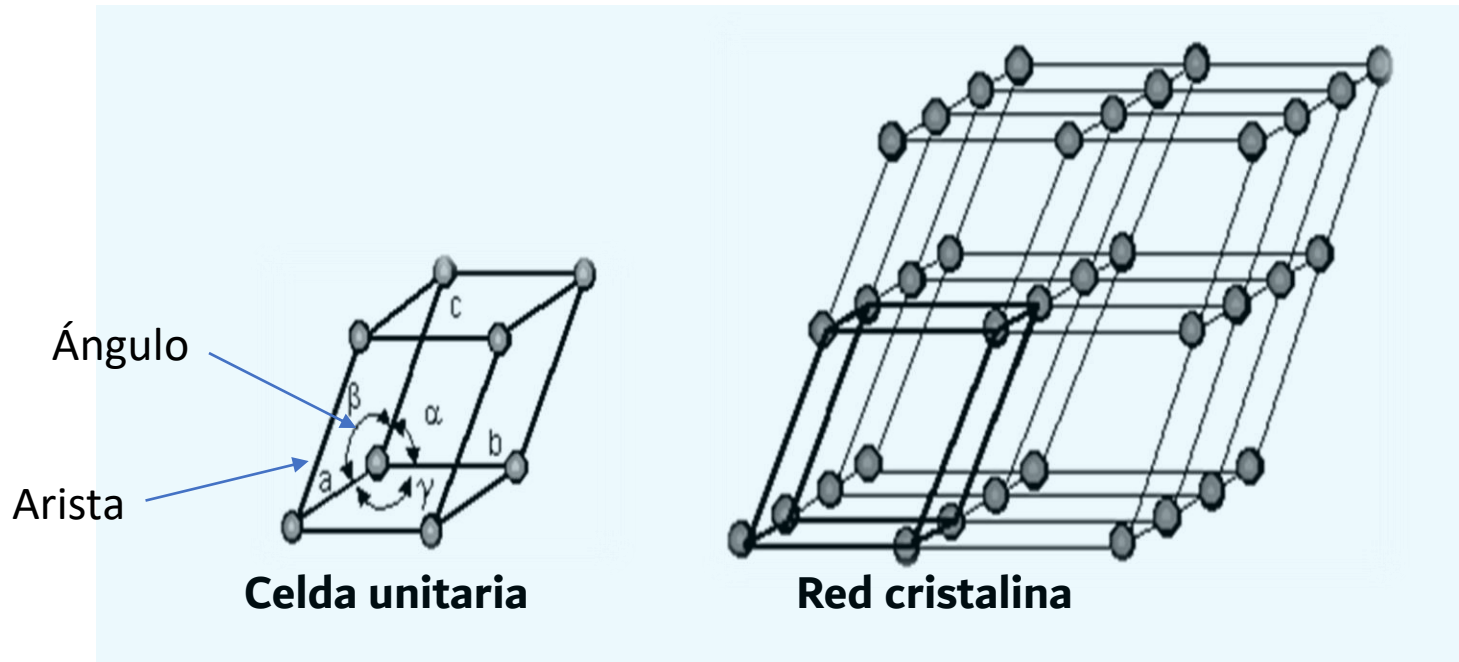


Diamante (C)



# Celda unitaria y red cristalina

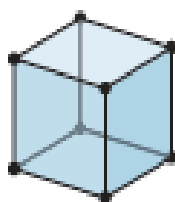
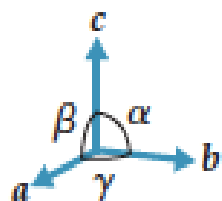
*Es la unidad estructural básica que se repite en un sólido cristalino.*



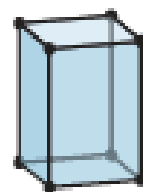
Cada esfera en la celda unitaria representa un átomo, ion o molécula y se denomina **punto de red**. La celda unitaria se describe mediante la longitud de sus aristas,  $a$ ,  $b$ ,  $c$ , y los ángulos entre las aristas,  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$ .

# Celda unitaria y red cristalina

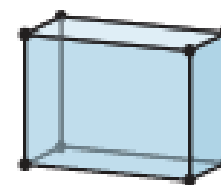
*Cada sólido cristalino se representa con uno de los **siete tipos de celdas unitarias** que se muestran a continuación:*



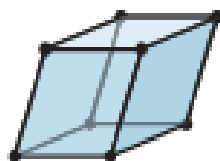
**Cúbica**  
 $a = b = c$   
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



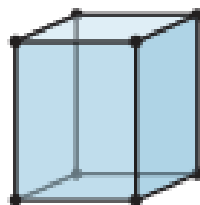
**Tetragonal**  
 $a = b \neq c$   
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



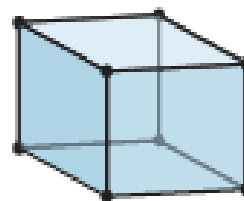
**Ortorrómbica**  
 $a \neq b \neq c$   
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



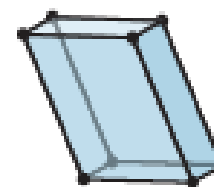
**Romboédrica**  
 $a = b = c$   
 $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$



**Hexagonal**  
 $a = b \neq c$   
 $\alpha = \beta = 90^\circ, \gamma = 120^\circ$



**Monoclínica**  
 $a \neq b \neq c$   
 $\alpha = \gamma = 90^\circ, \beta \neq 90^\circ$



**Triclinica**  
 $a \neq b \neq c$   
 $\alpha \neq \beta \neq \gamma$

# Celda unitaria y red cristalina

*Algunos ejemplos de minerales representativos de cada sistema de celda unitaria.*



Fluorita  
Cúbica



© The Natural History Museum/Alamy



Calcopirita  
Tetragonal



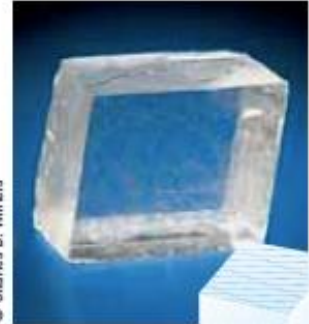
© Mark Schneider/Getty Images



Aragonita  
Ortorrónica



© Charles D. Winters



Calcita  
Romboédrica



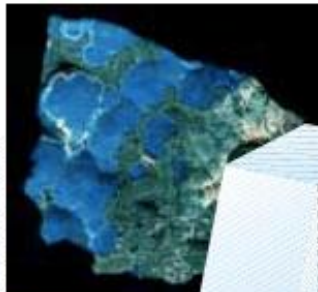
© Ken Lucas/Visuals Unlimited, Inc.



Esmeralda  
Hexagonal



© Charles D. Winters



Azurita  
Monoclínica



© Mark Schneider/Getty Images

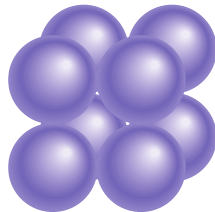
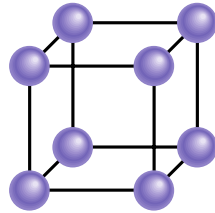


Rodonita  
Triclínica

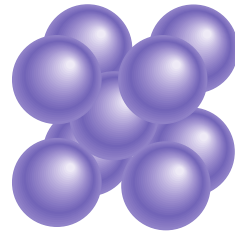
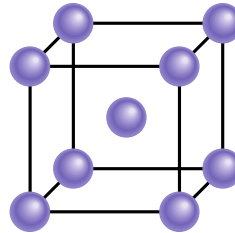


# Celda unitaria y red cristalina

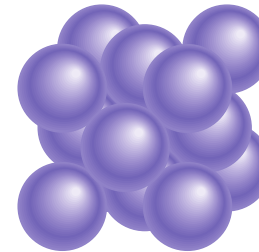
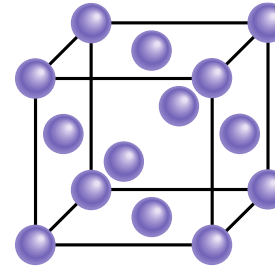
Tres tipos de celdas cúbicas.



Cúbica simple



Cúbica centrada en el cuerpo



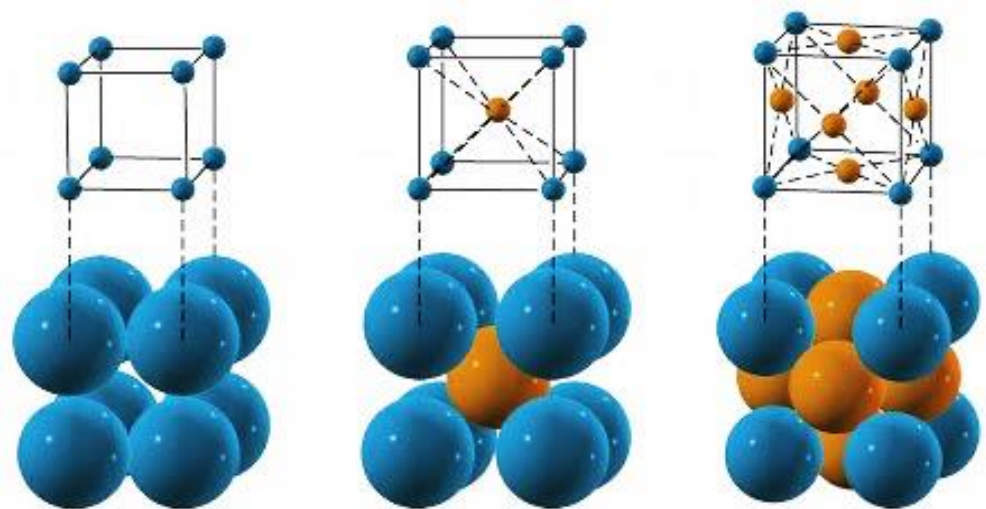
Cúbica centrada en las caras

Los requisitos geométricos para que se forme un **sólido cristalino** se entienden si se analizan las distintas formas en la que se pueden empacar las partículas para formar una estructura tridimensional ordenada.

# Tipos de cristales

Los cristales se clasifican de acuerdo al tipo de fuerza de atracción que mantiene unidos a sus átomos.

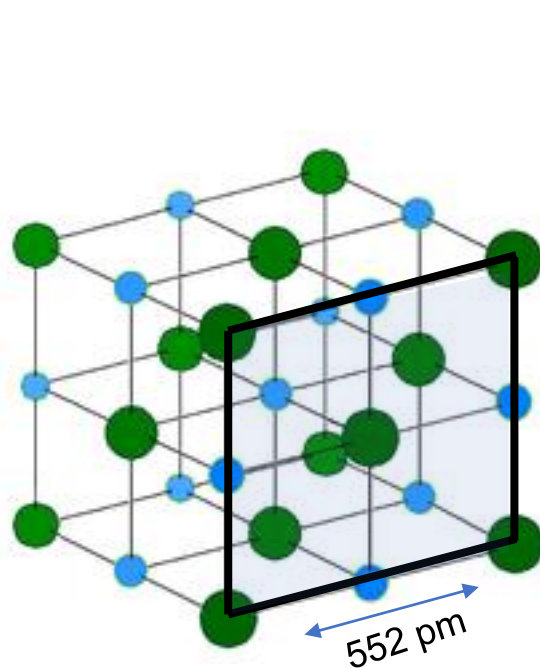
- **Iónicos**
- **Moleculares**
- **Covalentes**
- **Metálico**



# Tipos de cristales

## Cristales iónicos

Este tipo de cristales está formado por especies cargadas (*iones*), es decir por cationes y aniones.



Celda unitaria  
NaCl



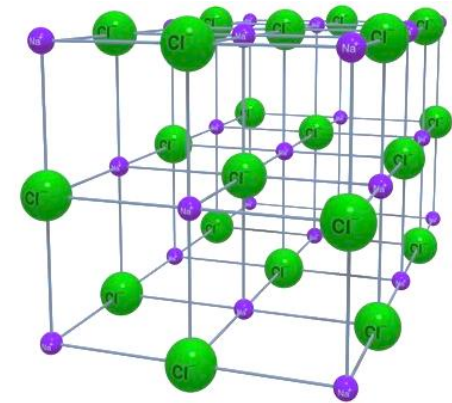
Ion cloruro ( $\text{Cl}^-$ )



Ion sodio ( $\text{Na}^+$ )

El cristal de NaCl, tiene una red cúbica centrada en las caras. La longitud de la arista de la celda unitaria del NaCl es aproximadamente el doble de la suma de los radios iónicos de  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^- = 2(95 + 181) \text{ pm}$  ó 552 pm.

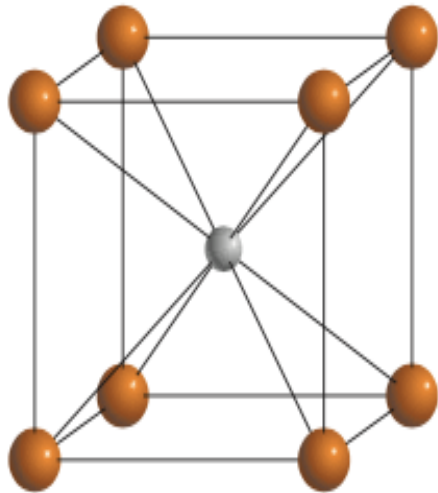
# Cristales iónicos



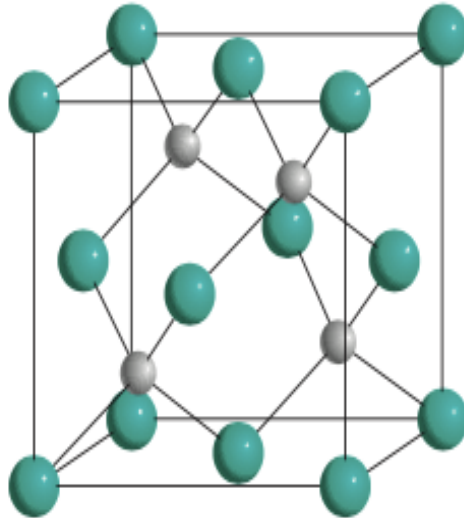
## Características

- Están formados de especies cargadas
- Los aniones y los cationes suelen ser de distinto tamaño
- Los iones se mantienen unidos por enlaces iónicos
- En general, los cristales iónicos tienen puntos de ebullición elevados
- Estos sólidos no conducen electricidad debido a que los iones están en una posición fija. Sin embargo, en estado fundido o disueltos en agua, los iones se mueven libremente y su solución conduce electricidad.

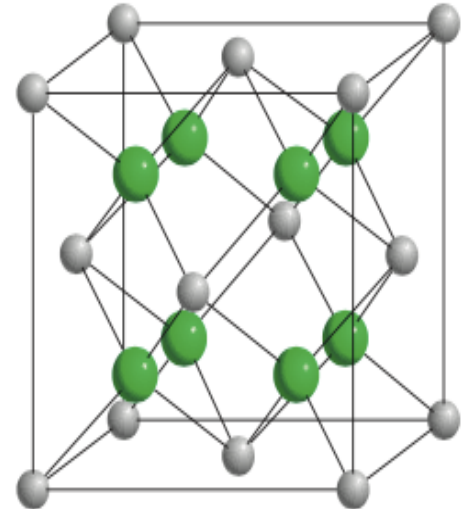
# Cristales iónicos



Red cúbica simple



Red cúbica centrada  
en las caras

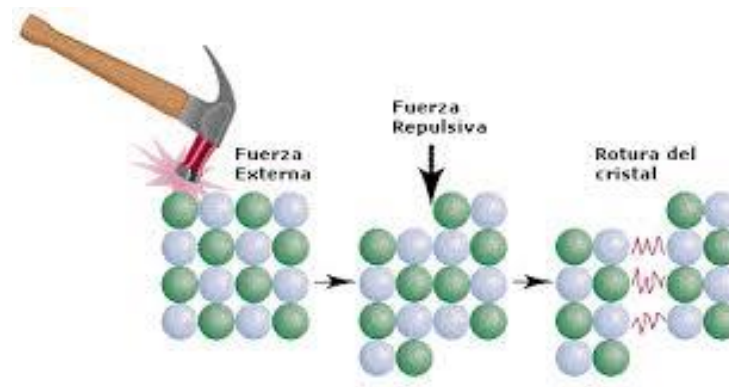


Red cúbica centrada en  
las caras



# Cristales iónicos

Los cristales iónicos son duros y frágiles

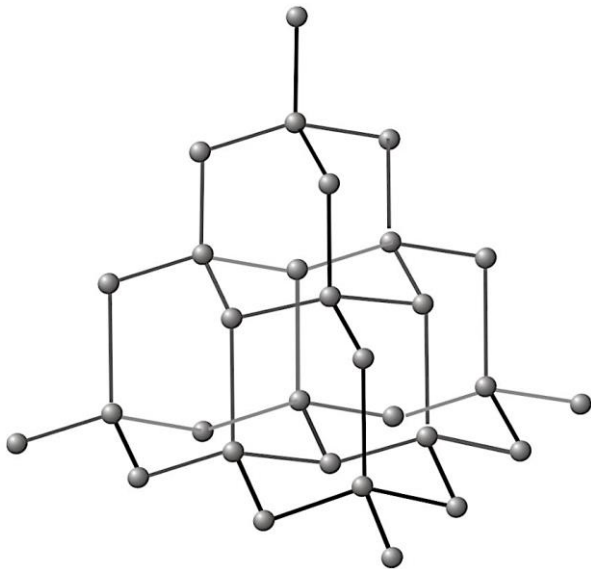


La dureza mide la resistencia a ser rayados, hay que romper la red cristalina para rayar a un compuesto iónico. La fragilidad valora la resistencia a los golpes. *Golpear un plano de la red cristalina la desestabiliza provocando que se quiebre.*

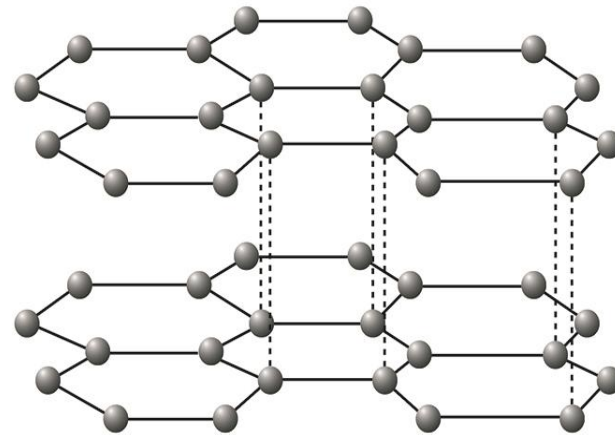
# Cristales covalentes

Consisten en átomos unidos en grandes redes por enlaces covalentes.

*Los dos alótropos del carbono, el diamante y el grafito son un ejemplo de este tipo de sólidos.*



Estructura cristalina del diamante

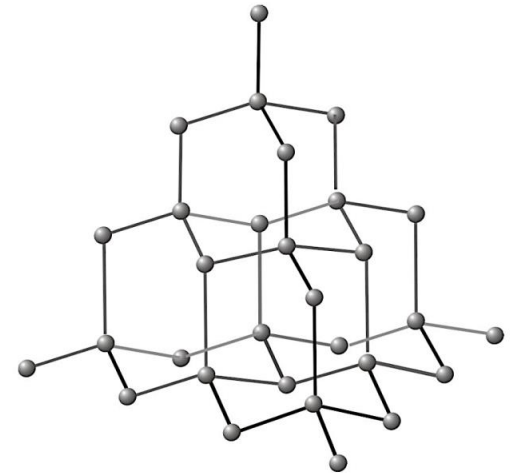


Estructura cristalina del grafito

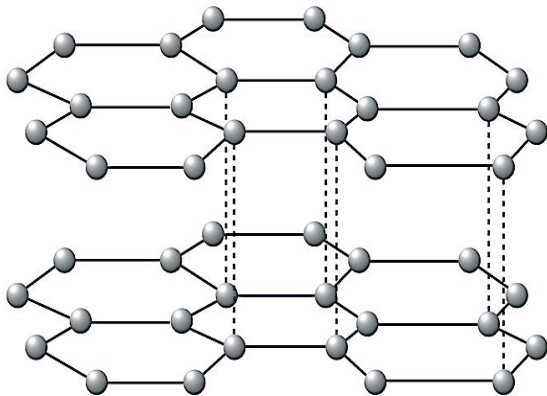
Las diferencias estructurales y en los tipos de enlace covalente le confiere a cada una de las formas alotropicas sus priedades particulares.

# Cristales covalentes

- Cada carbono está enlazado de manera tetraédrica a otros cuatro átomos de carbono.
- Los enlaces covalentes fuertes tridimensionales contribuyen a la dureza del diamante (es el material más duro que se conoce) y a su elevado punto de fusión ( $3550^{\circ}\text{C}$ ).



**Estructura cristalina del diamante**



**Estructura cristalina del grafito**

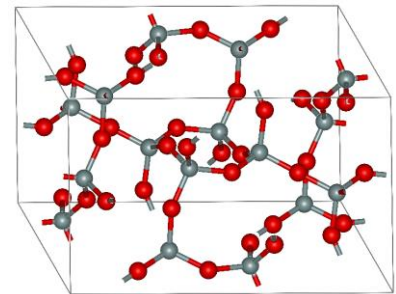
- Los átomos de carbono se distribuyen en el grafito en forma de anillos de seis miembros. Cada átomo está enlazado a otros tres átomos en la misma capa mediante enlaces covalentes.
- Las capas formadas se mantienen unidas por fuerzas débiles de van der Waals por lo que se pueden deslizar entre sí. Por esta razón, es untuoso al tacto, lo hace útil como lubricante.

# Cristales covalentes

## *Propiedades generales de los cristales covalentes reticulares*

- Son duros
- Malos conductores eléctricos
- Insolubles en todos los disolventes comunes
- Tienen puntos de fusión muy altos

*El cuarzo ( $\text{SiO}_2$ ), es otro tipo de cristal covalente. La distribución de los átomos de silicio en el cuarzo es semejante a la del carbono en el diamante, pero en el cuarzo hay un átomo de oxígeno entre cada par de átomos de Si.*

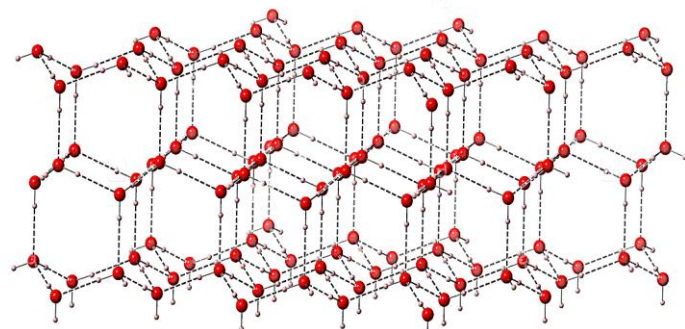


Cuarzo ( $\text{SiO}_2$ )

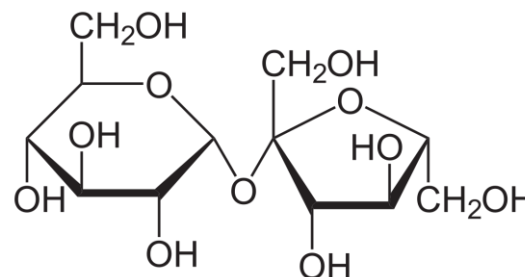
# Cristales moleculares

Los **sólidos moleculares** consisten en átomos o moléculas unidos por fuerzas dipolo- dipolo, fuerzas de dispersión o enlaces de hidrógeno

*Las propiedades de los sólidos moleculares dependen en gran parte de la magnitud de las fuerzas entre las moléculas.*



Estructura cristalina del hielo



Molécula de sacarosa

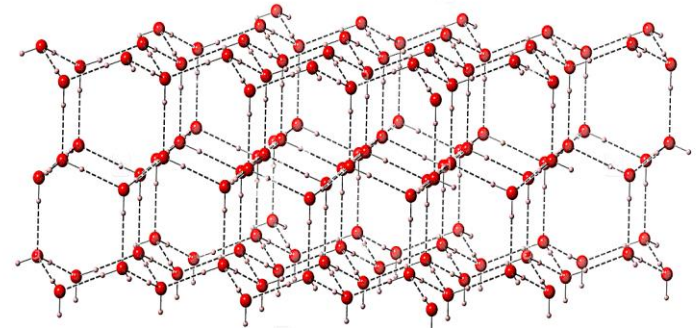
En el hielo y la sacarosa los puentes de hidrógeno son los que mantienen la red tridimensional

Debido a que las fuerzas de van der Waals y los puentes de hidrógeno son más débiles que los enlaces iónicos y covalentes, los cristales moleculares son más quebradizos que los cristales covalentes o iónicos.

# Cristales moleculares

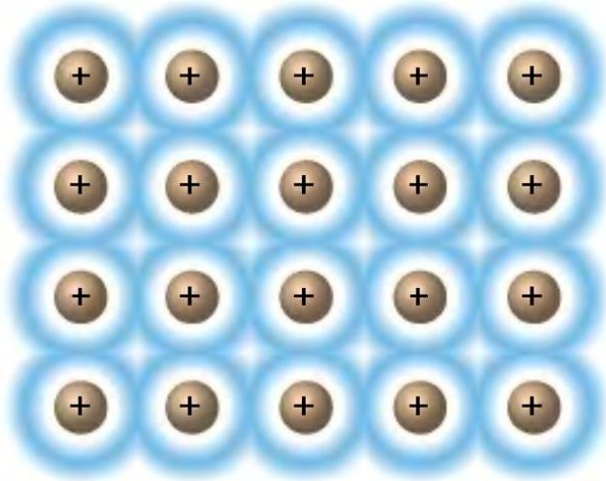
## *Características*

- Son más suaves y quebradizos que los cristales iónicos o covalentes.
- Tienen puntos de fusión relativamente bajos (casi siempre por debajo de 200 °C).
- Muchas sustancias que son gases o líquidos a temperatura ambiente forman sólidos moleculares a baja temperatura. Algunos ejemplos incluyen Ar, H<sub>2</sub>O y CO<sub>2</sub>.



# Cristales metálicos

En los cristales metálicos cada punto reticular del cristal está ocupado por un átomo del metal y su empaquetamiento suele ser muy denso. El tipo de enlace que mantiene unido a los átomos del metal se forma por la deslocalización de los electrones sobre todo el cristal.



La gran fuerza de cohesión debida a la deslocalización electrónica es la que le confiere la resistencia al metal y, debido a la movilidad de los electrones, son buenos conductores de calor y electricidad.

La mayoría de los metales son maleables y dúctiles. Estas propiedades indican que los átomos son capaces de deslizarse unos sobre otros, propiedad que los diferencia de los sólidos iónicos y de redes covalentes.

# Tipos de cristales

En resumen...

**Tabla 11.4** Tipos de cristales y propiedades generales

Tipo de cristal	Fuerza(s) que mantiene unidas a las unidades	Propiedades generales	Ejemplos
Iónico	Atracción electrostática	Duro, quebradizo, punto de fusión alto, mal conductor del calor y la electricidad	NaCl, LiF, MgO, CaCO <sub>3</sub>
Covalente	Enlace covalente	Duro, punto de fusión alto, mal conductor del calor y la electricidad	C (diamante), <sup>†</sup> SiO <sub>2</sub> (cuarzo)
Molecular*	Fuerzas de dispersión, fuerzas dipolo-dipolo, enlaces de hidrógeno	Suave, punto de fusión bajo, mal conductor de la electricidad	Ar, CO <sub>2</sub> , I <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O, C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> (sacarosa)
Metálico	Enlace metálico	Suave a duro, punto de fusión bajo a alto, buen conductor del calor y la electricidad	Todos los elementos metálicos, por ejemplo: Na, Mg, Fe, Cu



# Ejercicio

Un sólido es muy duro y tiene punto de fusión muy alto. Como sólido y en estado fundido este no conduce la electricidad. Clasifique el sólido.

# Ejercicio

Un sólido es suave y tiene un punto de fusión bajo (menos de 100 °C). El sólido, su forma fundida y una disolución acuosa que contiene esta sustancia, son todos no conductores de la electricidad. Clasifique al sólido.

# Sólidos amorfos

*Son sólidos que carecen de una distribución tridimensional regular de sus átomos.*

## ***Características***

- A nivel atómico, las estructuras de los sólidos amorfos son similares a las de los líquidos, pero las moléculas, átomos o iones carecen de la libertad de movimiento de estos.
- Los sólidos amorfos no tienen las caras bien definidas ni las formas de un cristal.



**Obsidiana**

Entre los sólidos amorfos mas conocidos estan ***el vidrio y la obsidiana*** (vidrio volcánico).

Los sólidos son más estables cuando están en forma cristalina. Sin embargo, si un sólido se forma con rapidez (por ejemplo, cuando un líquido se enfría muy rápido), sus átomos o moléculas no tienen tiempo de alinearse por sí mismos y pueden quedar fijos en posiciones distintas a las de un cristal ordenado.

# Sólidos amorfos

## El vidrio

El **vidrio** es un *producto de fusión de materiales inorgánicos ópticamente transparente que se ha enfriado a un estado rígido sin cristalizar.*

El vidrio es una mezcla fundida de dióxido de silicio ( $\text{SiO}_2$ ), su principal componente, y otros compuestos como óxido de sodio ( $\text{Na}_2\text{O}$ ), óxido de boro ( $\text{B}_2\text{O}_3$ ) y ciertos óxidos de metales de transición que le confieren color y otras propiedades.



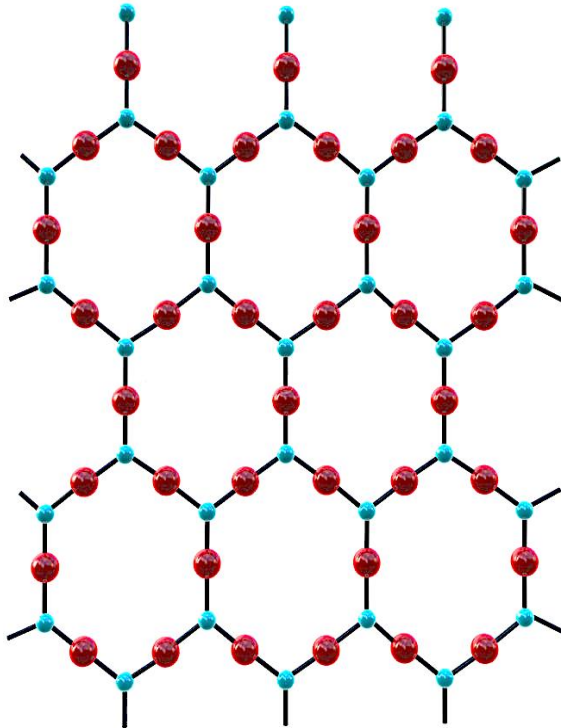
### ***El color del vidrio..***

- Verde, contiene óxido de hierro(III),  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , u óxido de cobre(II),  $\text{CuO}$ ;
  - Amarillo, contiene óxido de uranio(IV),  $\text{UO}_2$ ;
  - Azul, contiene óxidos de cobalto(II) y de cobre(II),  $\text{CoO}$  y  $\text{CuO}$ .
  - Rojo, contiene pequeñas partículas de oro y cobre.
- La mayoría de los iones mencionados aquí se derivan de los metales de transición.

# Sólidos amorfos

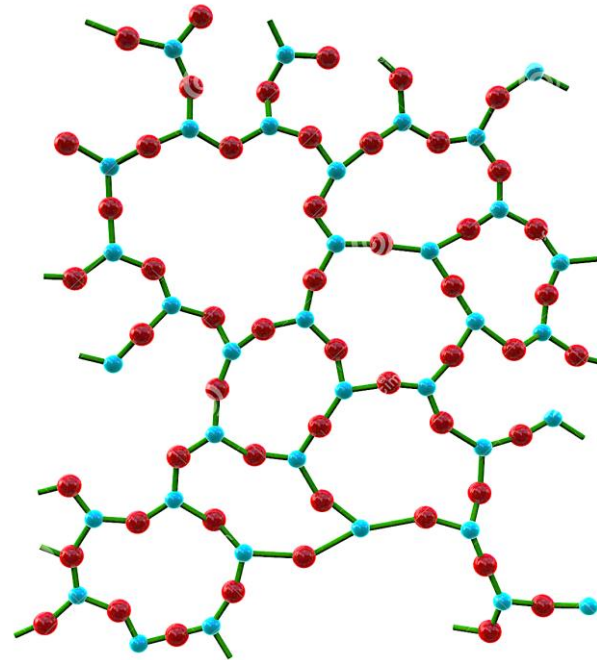
**Dioxido de Silicio ( $\text{SiO}_2$ )**

**Cuarzo - Sólido cristalino**



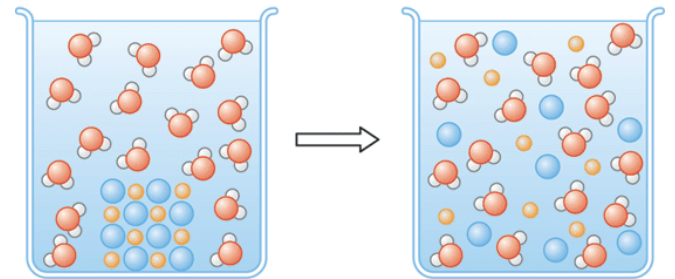
Enfriamiento natural

**Dioxido de Silicio ( $\text{SiO}_2$ )**  
**Vidrio de cuarzo - Sólido amorfo**



Enfriamiento repentino

# Disoluciones: efecto de la presión y la temperatura sobre la solubilidad



# Disolución

*Es una mezcla homogénea de dos o más sustancias.*



**DISOLUCION**  
(Mezcla homogénea)

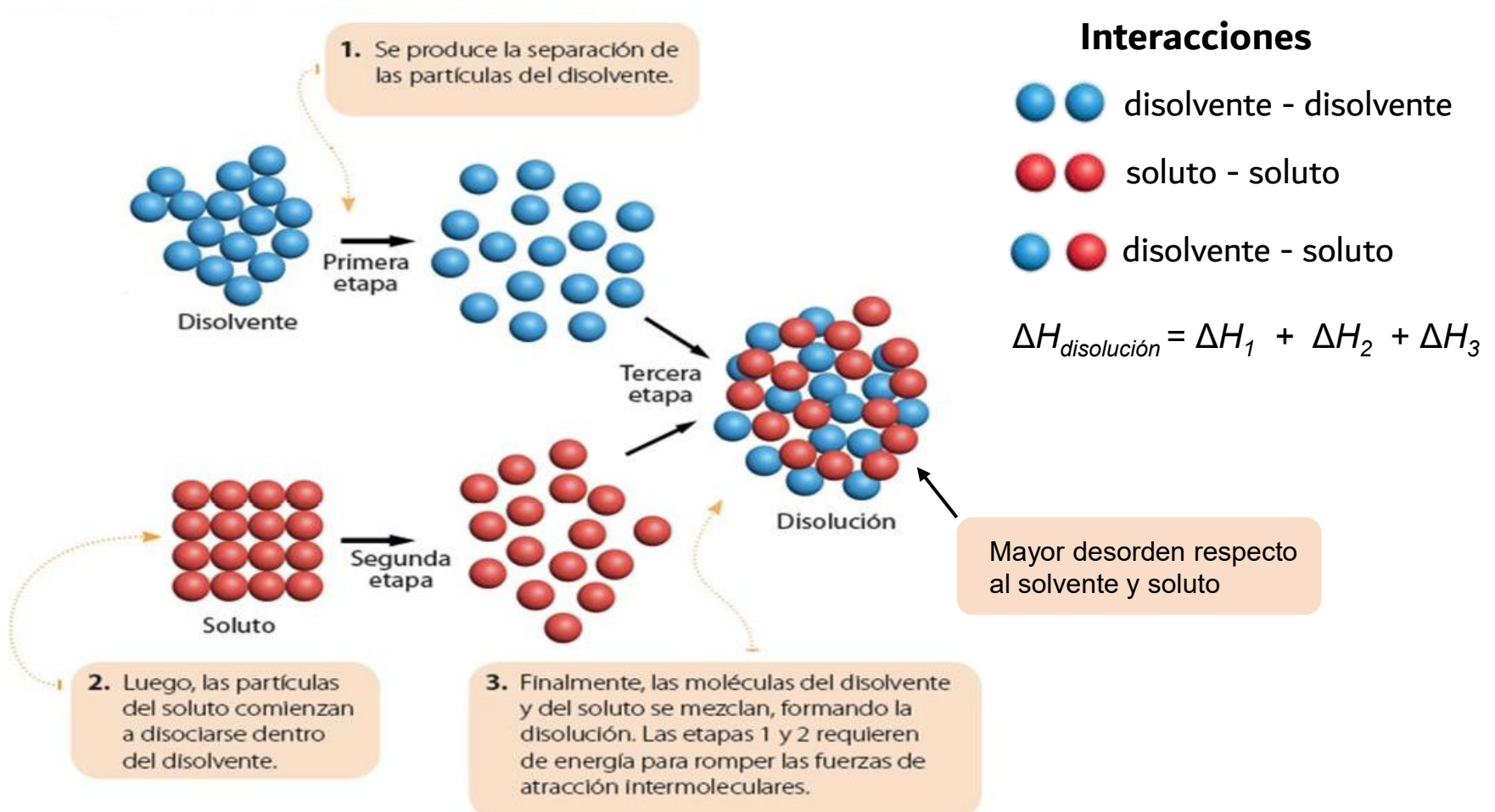


**SOLUTO**  
(menor cantidad)



**SOLVENTE**  
(mayor cantidad)

# Análisis molecular del proceso de disolución



***Proceso de disolución*** = Factor energético ( $\Delta H$ ) + Factor de orden ( $\Delta S$ )



# Efecto de la temperatura en la solubilidad

La **solubilidad** es la máxima cantidad de un soluto que se puede disolver en determinada cantidad de un disolvente a una **temperatura específica**. La temperatura afecta la solubilidad de la mayor parte de las sustancias.

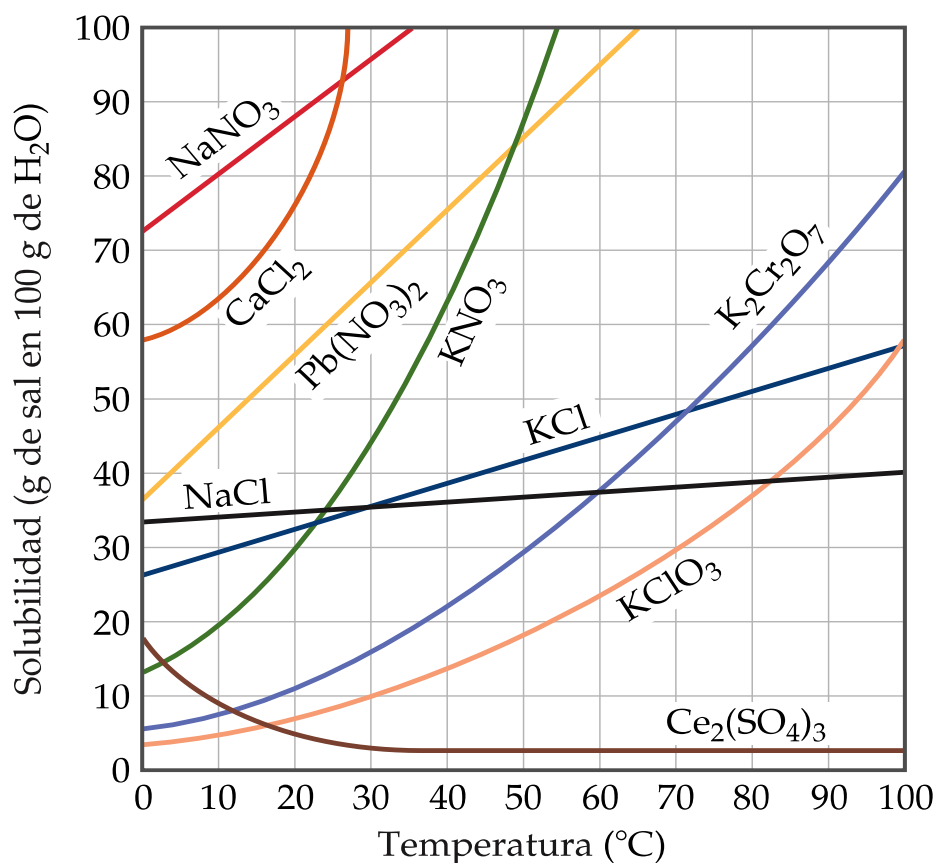
## Factores que afectan la solubilidad

- Efectos de la temperatura
- Efectos de la presión

# Efecto de la temperatura en la solubilidad

## Efecto de temperatura en la solubilidad de los sólidos

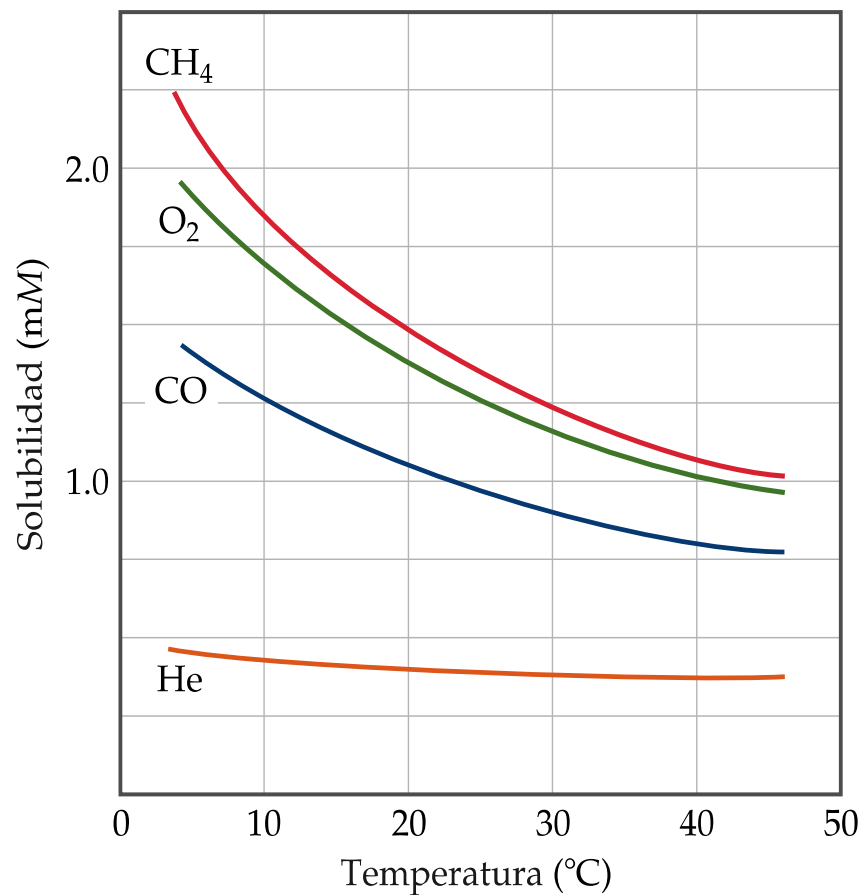
*La solubilidad de la mayor parte de los solutos sólidos en agua aumenta al incrementarse la temperatura de la disolución, aunque existen excepciones.*



# Efecto de la temperatura en la solubilidad

## Efecto de temperatura en la solubilidad de los gases

*La solubilidad de los gases en agua disminuye cuando la temperatura aumenta.*

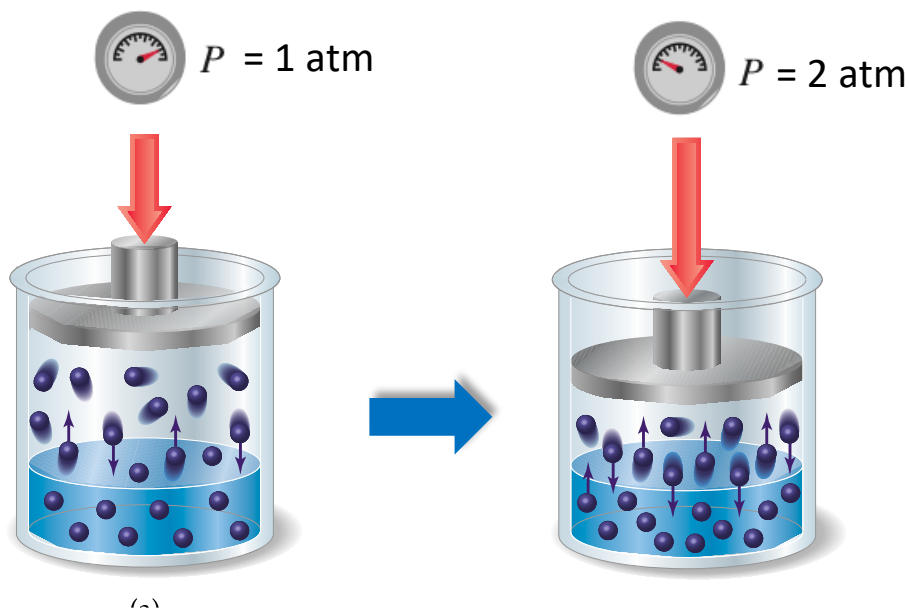


Cuando se calienta agua en un recipiente, se forman burbujas de aire en las paredes del recipiente antes de que hierva el agua. Al aumentar la temperatura, las moléculas de aire disueltas “**salen**” de la disolución incluso antes de que el agua hierva.

# Efecto de la presión en la solubilidad

Las solubilidades de los sólidos y líquidos no muestran un efecto apreciable de la presión, mientras que la solubilidad de un gas en cualquier disolvente aumenta al incrementar la presión del gas sobre el disolvente.

La **ley de Henry** establece que la solubilidad de un gas en un líquido es proporcional a la presión del gas sobre la disolución:



$$c \propto kP$$

$$c = kP$$

**Ec. Ley de Henry**

Donde  $C$  es la concentración en mol/L,  $P$  es la presión en atm y  $K$  es una constante que depende de la temperatura del sistema.

# Efecto de la presión en la solubilidad

*Un ejemplo de la **Ley de Henry** es la efervescencia que se produce cuando se abre una botella de bebida gaseosa.*



$$c = kP$$

Cuando se destapa la botella escapan los gases hasta que la presión de la botella iguala a la presión atmosférica y la cantidad de CO<sub>2</sub> que permanece en la bebida es determinada sólo por la presión parcial atmosférica normal del CO<sub>2</sub>. El exceso de CO<sub>2</sub> disuelto sale de la disolución, *causando la efervescencia*

## Ejercicio

Calcule la concentración de  $\text{CO}_2$  en una bebida gaseosa que está embotellada con una presión parcial de  $\text{CO}_2$  de 4.0 atm sobre el líquido a 25 °C. La constante de la *ley de Henry* para el  $\text{CO}_2$  en agua a esta temperatura es de  $3.4 \times 10^{-2}$  mol/L.atm.

$$c = kP$$

R) 0.14 mol/L

# Ejercicio

Calcule la concentración molar del oxígeno en agua a 25 °C para una presión parcial de 0.22 atm. La constante de la ley de Henry para el oxígeno es de  $1.3 \times 10^{-3} \text{ mol/L.atm}$ .

R)  $2.9 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

# Ejercicio

La solubilidad del nitrógeno gaseoso en agua a 25°C y 1 atm es de  $6.8 \times 10^{-4}$  mol/L. ¿Cuál es la concentración (en molaridad) del nitrógeno disuelto en agua bajo condiciones atmosféricas? La presión parcial del nitrógeno gaseoso en la atmósfera es de 0.78 atm.

R)  $5,3 \times 10^{-4}$  mol/L



**FIN DE LA CLASE 😊**

**Prof. Myleidi Vera**  
**[mylevera@udec.cl](mailto:mylevera@udec.cl)**