



Leyes de los gases



Objetivos de la clase

Identificar y reconocer los estados de la materia

Conocer la teoría cinético molecular

Identificar y comparar las diferentes leyes de los gases

Interpretar y relacionar las leyes de los gases a fenómenos cotidianos

Realizar cálculos matemáticos relacionados con las leyes de los gases

¿Por qué es importante estudiar los gases?

El aire está compuesto por gases, cuyo porcentaje relativo corresponde a:

Gas	% en volumen
N ₂	78,084
O ₂	20,946
Ar	0,934
CO ₂	0,033
H ₂	0,00005

¿Por qué es importante estudiar los gases?

¿Qué características físicas poseen los gases?

- i. Adoptan la forma y el volumen del recipiente que los contiene.
- ii. Se consideran los más compresibles de los estados de la materia.
- iii. Cuando se encuentran confinados en el mismo recipiente se mezclan completa y uniformemente.
- iv. Cuentan con densidades mucho menores que los sólidos y líquidos.

¿Por qué es importante estudiar los gases?

Presión de un gas

Los gases ejercen una presión sobre cualquier superficie con la que entren en contacto, ya que las moléculas gaseosas se hallan en constante movimiento.

¿En qué unidades se mide la presión?

La presión se representa por una fuerza efectuada en un área determinada, por ello, en el SI la presión se expresa en N/m^2 . No obstante, también se puede medir en otras unidades, como atmósferas (atm), milímetros de mercurio (mm Hg) o torr.

¿Por qué es importante estudiar los gases?

Presión de un gas

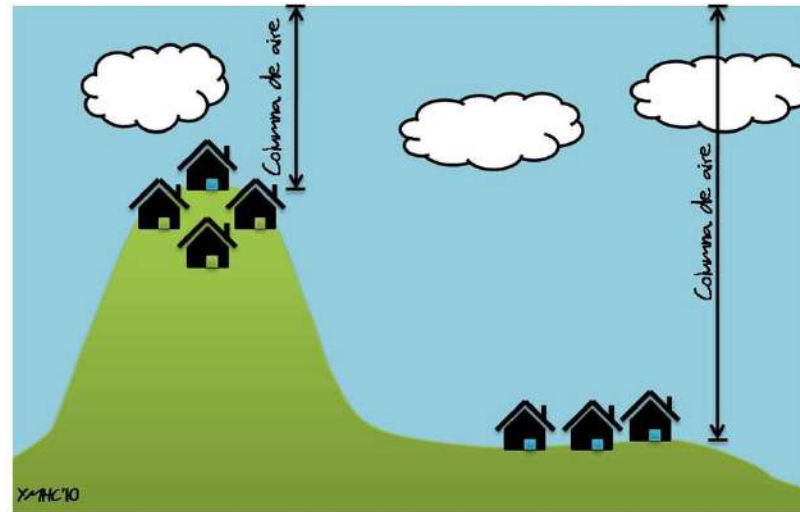
¿En qué unidades se mide la presión?

	1 atm	1 mm Hg	1 Torr	1 N/m^2	1 Pascal	1 bar
1 atm	1	760	760	1.013×10^5	1.013×10^5	1.013
1 mm Hg	1.32×10^{-3}	1	1	1.33×10^2	1.33×10^2	1.33×10^{-3}
1 Torr	1.32×10^{-3}	1	1	1.33×10^2	1.33×10^2	1.33×10^{-3}
1 N/m^2	9.87×10^{-6}	7.50×10^{-3}	7.50×10^{-3}	1	1	10^{-5}
1 Pascal	9.87×10^{-6}	7.50×10^{-3}	7.50×10^{-3}	1	1	10^{-5}
1 bar	9.87×10^{-1}	7.50×10^2	7.50×10^2	10^5 N/m^2	10^5 N/m^2	1

¿Por qué es importante estudiar los gases?

¿Por qué se dice que en la altura hay menor presión?

La Presión atmosférica corresponde al peso de la columna de aire que está sobre cualquier objeto en la tierra.

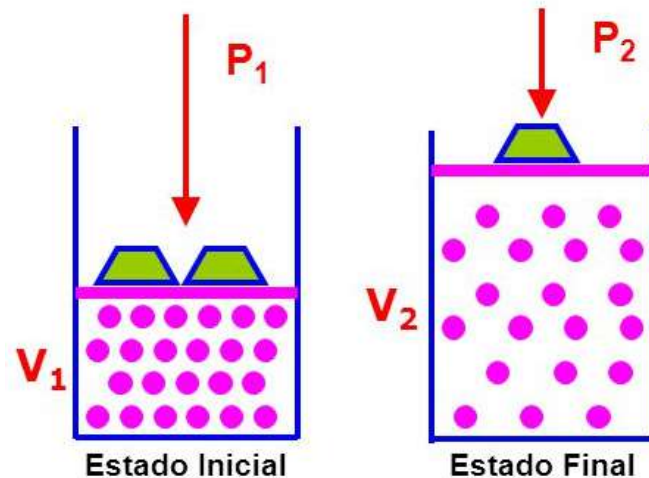


La presión atmosférica es medida con un instrumento llamado barómetro.

¿Por qué es importante estudiar los gases?

La relación presión – volumen: Ley de Boyle

La ley de Boyle considera una relación inversa entre la presión y el volumen, es decir, establece que la presión de una cantidad constante de un gas mantenido a temperatura constante es inversamente proporcional al volumen del gas.

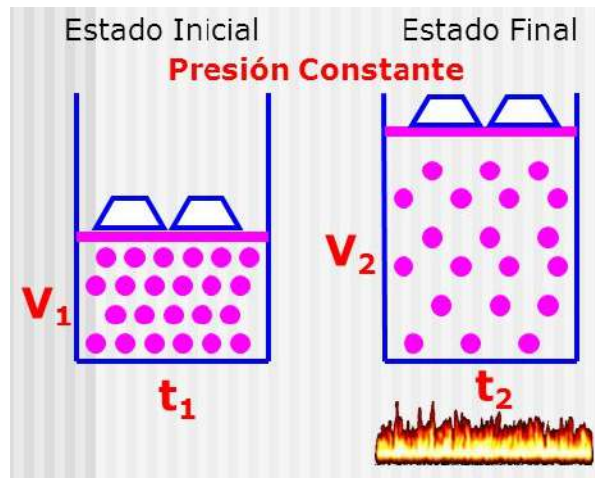


$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

¿Por qué es importante estudiar los gases?

La relación temperatura – volumen: Ley de Charles

La ley de Charles establece que el volumen de una cantidad constante de gas, mantenida a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

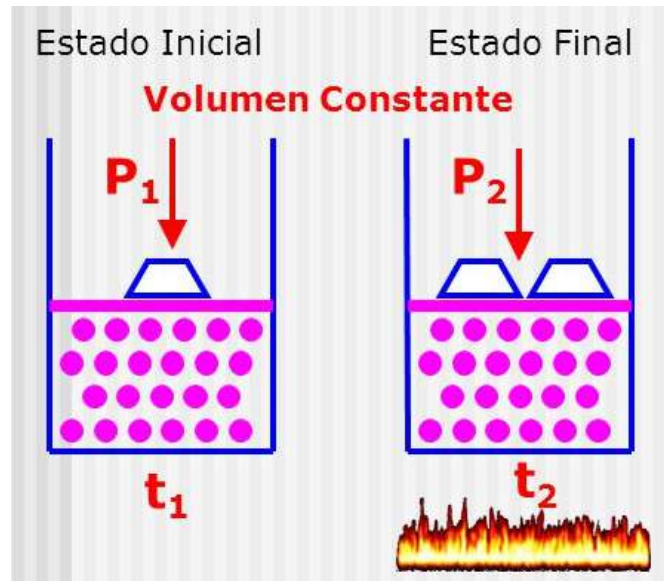


$$\frac{V_1}{t_1} = \frac{V_2}{t_2}$$

¿Por qué es importante estudiar los gases?

La relación temperatura – presión: Ley de Guy – Lussac

La ley de Charles establece la presión de un gas a volumen y masa constante es directamente proporcional a la temperatura.

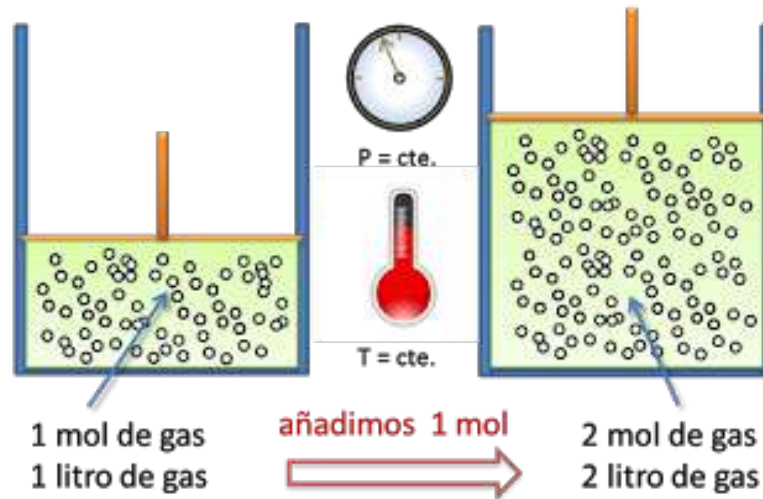


$$\frac{P_1}{t_1} = \frac{P_2}{t_2}$$

¿Por qué es importante estudiar los gases?

La relación volumen – cantidad: Ley de Avogadro

La ley de Avogadro establece que a presión y temperatura constante, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente.



$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

¿Por qué es importante estudiar los gases?

Ley de Dalton de las presiones parciales

La ley de Dalton menciona que la presión total de un sistema se obtiene sumando las presiones parciales de cada gas del sistema, según la siguiente ecuación:

$$P_{\text{total}} = P_a + P_b + P_c + P_d$$

Donde a, b, c y d son especies gaseosas que están presentes en el sistema al momento de calcular la presión total.

¿Por qué es importante estudiar los gases?

La relación entre las leyes de los gases: Ley del gas ideal

Esta ley combina las leyes de los gases antes mencionadas y relaciona las cuatro variables más determinantes en la teoría de los gases, que son: temperatura, presión, moles y volumen.

¿Qué es un gas ideal?

Un gas ideal es un gas hipotético, cuyo comportamiento se puede describir completamente mediante la ecuación del gas ideal. Las moléculas de un gas ideal no se atraen ni repelen entre sí, y su volumen es despreciable en comparación con el volumen del recipiente que lo contiene.

$$PV = nRT$$

¿Por qué es importante estudiar los gases?

¿Se podría comparar un gas ideal en un estado inicial y final?

$$\frac{PV}{nT} = R \qquad \frac{P_1V_1}{n_1T_1} = \frac{P_2V_2}{n_2T_2} = R$$

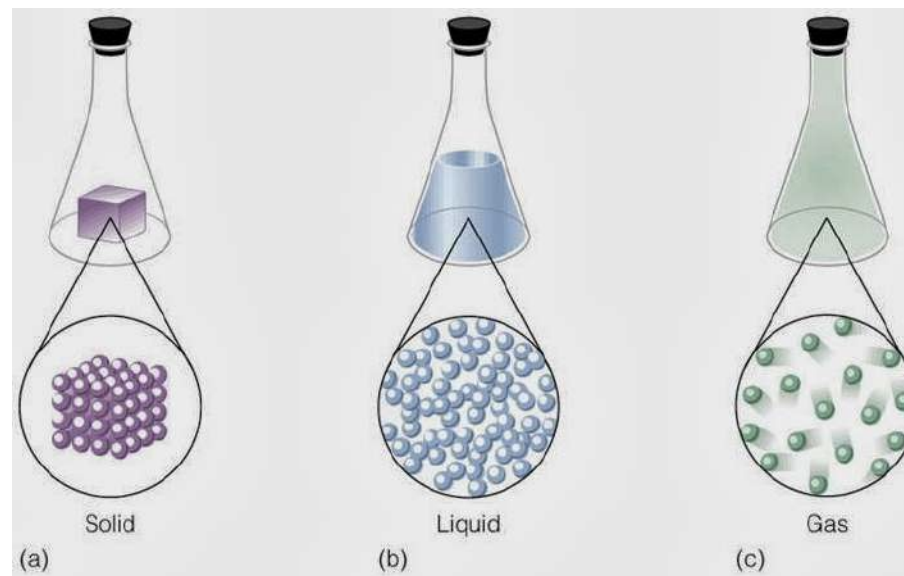
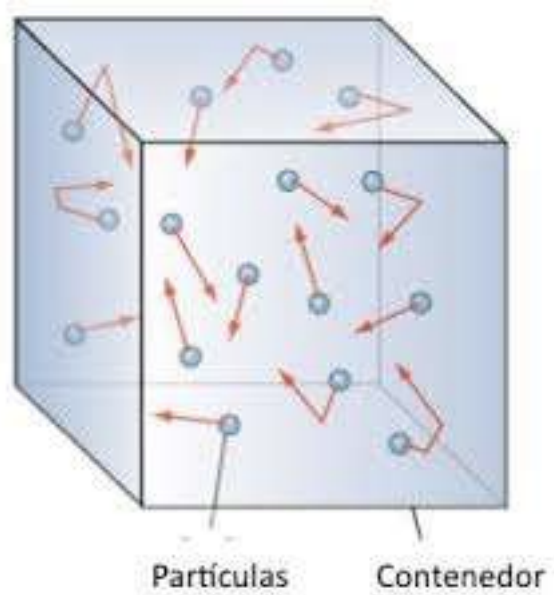
Por lo general, la cantidad de moles no se altera en el cambio de estado de un gas idea, por lo tanto, eventualmente, se podrían simplificar la cantidad de moles de la expresión anterior.

La Teoría Cinético - Molecular

Esta teoría presenta suposiciones básicas para un gas ideal, las cuales son las siguientes:

1. Los gases constan de moléculas. Las moléculas individuales son muy pequeñas y están muy separadas en comparación con sus tamaños.
2. Las moléculas de gas están en movimiento continuo, al azar, en línea recta con velocidades cambiantes.
3. La colisión de las moléculas gaseosas con las paredes del recipiente son elásticas, la energía total se conserva durante la colisión; es decir, no hay pérdida de ni ganancia neta de energía.
4. Entre colisiones, las moléculas no ejercen fuerzas repulsivas ni atractivas unas sobre otras; por contrario, cada molécula viaja en línea recta a velocidad constante.

La Teoría Cinético - Molecular



Ejemplos

Un gas ocupa un volumen de 200cm^3 a una presión de 700mmHg . ¿Cuál será su volumen si la presión recibida aumenta a 900mmHg ?

Ley de Boyle $P_1V_1 = P_2V_2$

$$\begin{array}{lll} V_1=200\text{cm}^3 & V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2} & V_2 = 168.88\text{m}^3 \\ P_1=760\text{mmHg} & & \\ V_2=? & & \\ P_2=900\text{mmHg} & V_2 = \frac{(760)(200)}{900} & \end{array}$$

Ejemplos

Determinar el volumen que ocupara un gas a una presión de 700mmHg, si a una presión de 500mmHg su volumen es igual a 2000cm³

Ley de Boyle $P_1V_1 = P_2V_2$

$V_1=2000\text{cm}^3$	$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$	$V_2 = 1428.57\text{ m}^3$
$P_1=500\text{mmHg}$		
$V_2=?$	$V_2 = \frac{(500)(2000)}{700}$	
$P_2=700\text{mmHg}$		

Ejemplos

Un gas tiene una temperatura de 400K y tiene un volumen de 100cm³. ¿Qué volumen ocupará este gas a una temperatura de 310K?

$$\text{Ley de Charles} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\begin{array}{l} T_1=400K \\ V_1=100\text{cm}^3 \\ T_2=310K \\ V_2=? \end{array} \quad V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} \quad V_2 = 77.5\text{cm}^3$$
$$V_2 = \frac{(100)(310)}{400}$$

Ejemplos

Una masa de determinado gas ocupa un volumen de 1L a una temperatura de 200K, y su presión es la del nivel del mar. A qué temperatura se tiene que encontrar dicho gas para que su volumen aumente a 1.5L?

$$\text{Ley de Charles} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\begin{array}{lll} T_1=200K & T_2 = \frac{T_1 V_2}{V_1} & T_2 = 300 \text{ K} \\ V_1=1L & & \\ T_2=? & & \\ V_2=1.5L & T_2 = \frac{(200)(1.5)}{(1)} & \end{array}$$

Ejemplos

Un gas recibe una presión de 3atm, su temperatura es de 280K y ocupa un volumen de 3.5m³. Si el volumen es constante y la temperatura aumenta a 310K, ¿Cuál es ahora la presión del gas?

Ley de Gay-Lussac

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$P_1=3\text{atm}$$

$$T_1=280\text{K}$$

$$P_2=?$$

$$T_2=310\text{K}$$

$$P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}$$

$$P_2 = 3.32 \text{ atm}$$

$$P_2 = \frac{(3)(310)}{280}$$

Ejemplos

En un recipiente se encuentra un gas que recibe una presión de 2760mmHg y su temperatura es de 373K. Si el recipiente se mete a un refrigerador y su temperatura disminuye a 273K. Calcular la presión que tiene el gas encerrado en el tanque al disminuir su temperatura.

Ley de Gay-Lussac

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$\begin{array}{l} P_1=2760\text{mmHg} \\ T_1=373\text{K} \\ P_2=? \\ T_2=273\text{K} \end{array} \quad P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1} \quad P_2 = 2020.05\text{mmHg}$$
$$P_2 = \frac{(2760)(273)}{373}$$

Ejemplos

Calcular el volumen que ocupara un gas en condiciones normales si a una presión de 1000mmHg y 320K de temperatura, su volumen es de 1000cm³

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

$$P_1 = 760 \text{ mmHg}$$

$$T_1 = 273 \text{ K}$$

$$V_1 = ?$$

$$P_2 = 1000 \text{ mmHg}$$

$$T_2 = 320 \text{ K}$$

$$V_2 = 1000 \text{ cm}^3$$

$$V_1 = \frac{T_1 P_2 V_2}{P_1 T_2} \quad V_1 = 1122.53 \text{ cm}^3$$

$$V_1 = \frac{(273)(1000)(1000)}{(760)(320)}$$

Ejemplos

Una masa de hidrógeno gaseoso ocupa un volumen de 300L en un tanque a una presión de 14atm y a una temperatura de 190K. Calcular cuántos moles de H₂ se tienen y el total de masa de dichos moles.

$$PV = nRT$$

$$P = 14\text{atm}$$

$$V = 300\text{L}$$

$$R =$$

$$0.0821\text{atmL/molK}$$

$$T = 190\text{K}$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(14)(300)}{0.0821(190)} = 269.24 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{Pm} \quad m = (2)(269.24) = 538.48 \text{ g}$$

$$269.24 = \frac{m}{Pm}$$

Ejercicios

1. Disponemos de un recipiente de volumen variable. Inicialmente presenta un volumen de 500 cm^3 y contiene 34 g de amoníaco (NH_3). Se manteniendo constante la presión y la temperatura, se introducen 68 g de amoníaco. ¿Qué volumen presentará finalmente el recipiente? (Considere la masa atómica de $\text{H} = 1 \text{ g/mol}$ y $\text{N} = 14 \text{ g/mol}$)

2. En una botella de acero hay 5 L de hidrógeno a una presión de 24 atm. ¿Cuántos globos de ese gas se podrán llenar si su capacidad una vez llenos y a una presión de 1,2 atm es de 4 L?

3. Una cantidad de gas está contenida en un recipiente a -10°C y 750 mm Hg de presión. Si el gas se calienta a 35°C ¿Cuál será la nueva presión si no varía el volumen?

4. ¿A qué temperatura deben enfriarse 600 mL de hidrógeno para que ocupen 275 mL si no ha variado la presión y la temperatura inicial era de 125°C ?

5. Una cantidad de gas ocupa un volumen de 80 cm^3 a una presión de 750 mm Hg. ¿Qué volumen ocupará a una presión de 1,2 atm si la temperatura no cambia?

6. El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de 200 cm^3 a la temperatura de 20°C . Calcula el volumen a 90°C si la presión se mantiene constante.

Objetivos de la clase

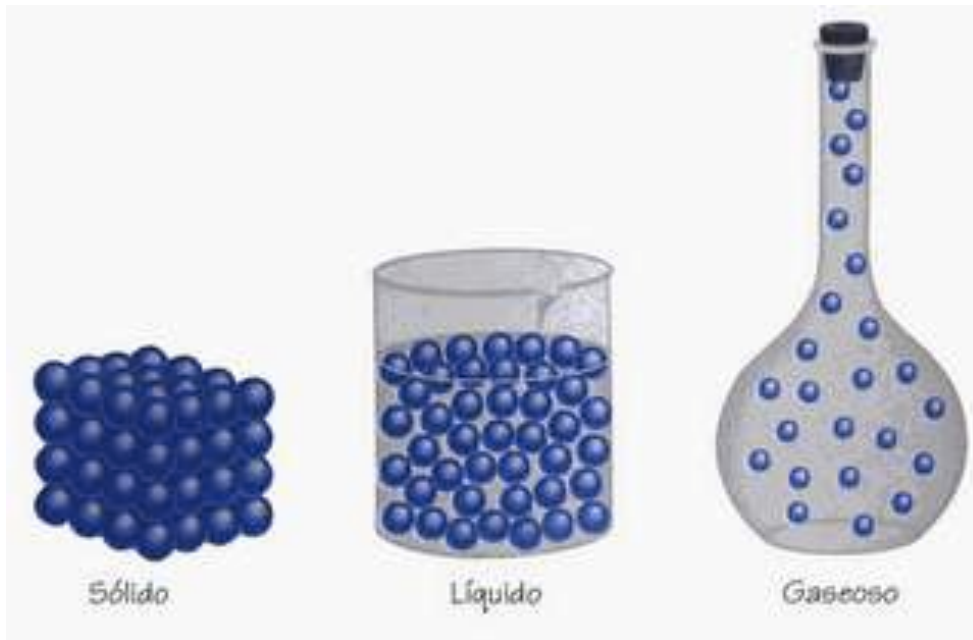
Reconocer y diferenciar los estados físicos de la materia

Identificar algunas propiedades de los líquidos

El Estado Líquido

¿Qué entendemos por estado líquido?

Se llama **estado líquido** a un estado de la materia que se considera intermedio entre la solidez y lo gaseoso, ya que sus partículas se encuentran lo bastante juntas para conservar una cohesión mínima, a la vez que lo suficientemente dispersas para permitir la fluidez y el cambio de forma.



El Estado Líquido

Características y propiedades de los líquidos

Forma: Los líquidos no tienen forma definida, así que adquieren la del recipiente en donde se los contenga. Un vaso de agua tendrá la forma del vaso, pero una gota de agua que cae tendrá una forma semi esférica debido a la gravedad.



El Estado Líquido

Características y propiedades de los líquidos

Fluidez. Es una característica exclusiva de líquidos y gases, que les permite abandonar un recipiente en favor de otro, a través de canales estrechos o de una forma variable, puesto que las partículas líquidas, al carecer de forma, pueden escurrirse, movilizarse y deslizarse.



El Estado Líquido

Características y propiedades de los líquidos

Viscosidad. La viscosidad de los líquidos es su resistencia a fluir, debido a las fuerzas internas de sus partículas, cuya acción enlentece su deformación cuando se lo vierte o se lo deja caer. Así, los líquidos más viscosos (petróleo, brea, etc.) fluyen lentamente pues sus partículas se adhieren más las unas a las otras; y los líquidos de poca viscosidad (agua, alcohol, etc.) fluyen rápidamente.



El Estado Líquido

Características y propiedades de los líquidos

Tensión superficial. Es una propiedad de la superficie de los líquidos, que se resiste a la penetración de los objetos hasta un cierto margen, como si fuera una capa elástica. Por eso algunos insectos “caminan” sobre el agua y las hojas caídas de los árboles permanecen sobre ella sin hundirse. La tensión superficial está directamente vinculada con la densidad.



El Estado Líquido

Características y propiedades de los líquidos

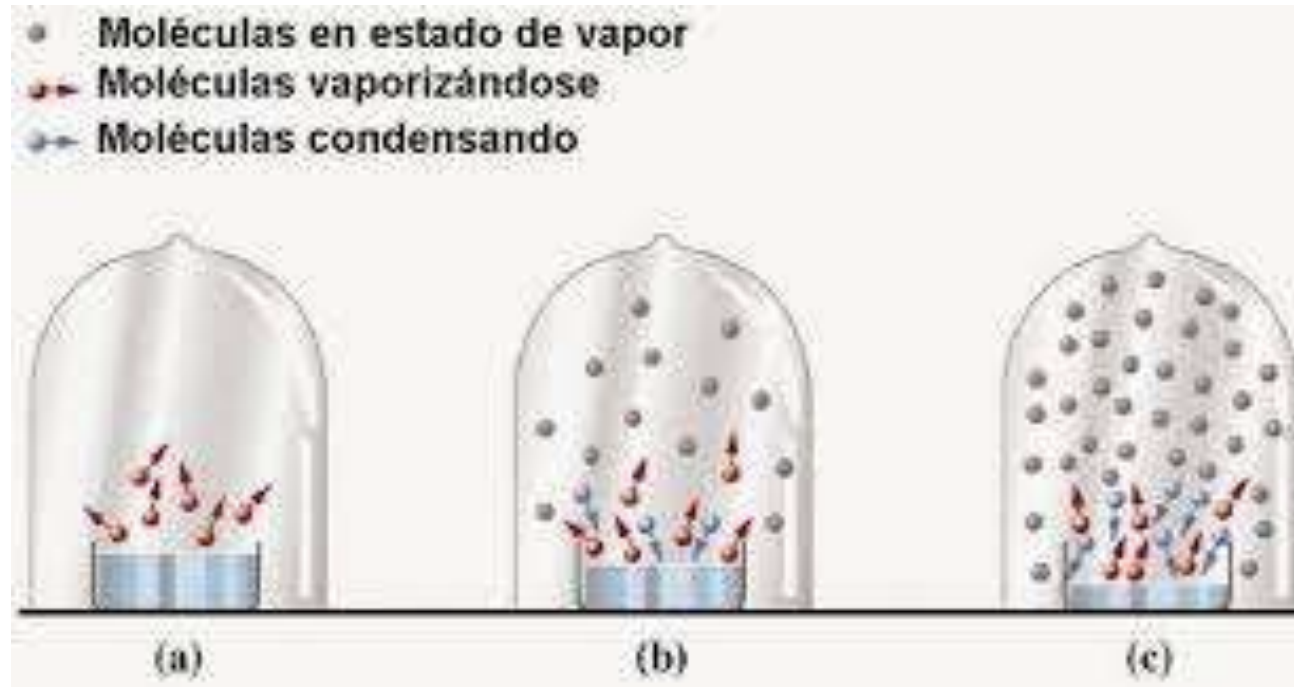
Densidad: Las partículas de un líquido se mantienen juntas y con cohesión gracias a su margen de densidad, mucho menor que en los sólidos, pero que aun así les brinda un volumen determinado.



El Estado Líquido

Características y propiedades de los líquidos

Presión de Vapor: Cuando un líquido se evapora, sus moléculas gaseosas ejercen presión de vapor. Al inicio las moléculas solo cambian de líquido a gas, pero cuando aumenta la concentración de moléculas en la fase vapor, algunas condensan, es decir, regresan al estado líquido.

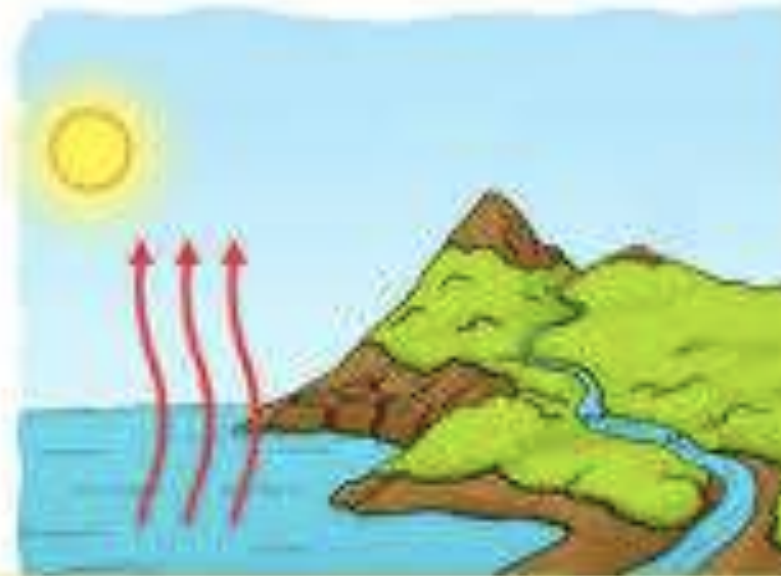


El Estado Líquido

Características y propiedades de los líquidos

Evaporación o vaporización: Es el proceso mediante el cual un líquido se transforma en gas

EVAPORACIÓN



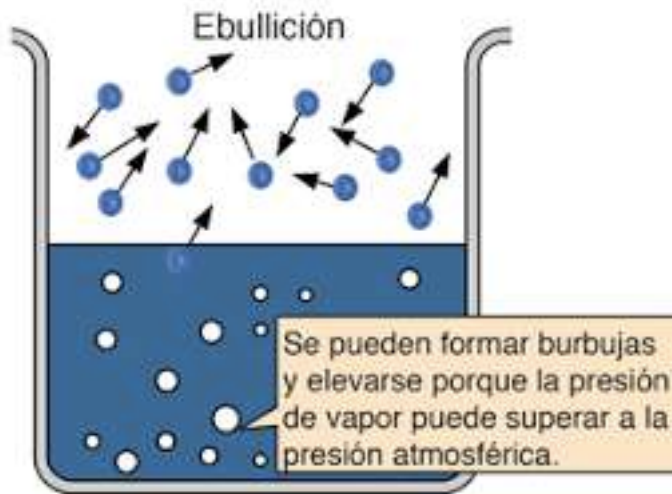
Quando el sol calienta el agua del mar, de los ríos y de los lagos, parte de esa agua líquida se **evapora**, es decir, se convierte en vapor, se eleva y pasa a formar parte del aire.

El Estado Líquido

Características y propiedades de los líquidos

Punto de ebullición: Es la temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es igual a la presión externa.

Es una propiedad intensiva, es decir, no depende de la cantidad de materia.



El Estado Líquido

Características y propiedades de los líquidos

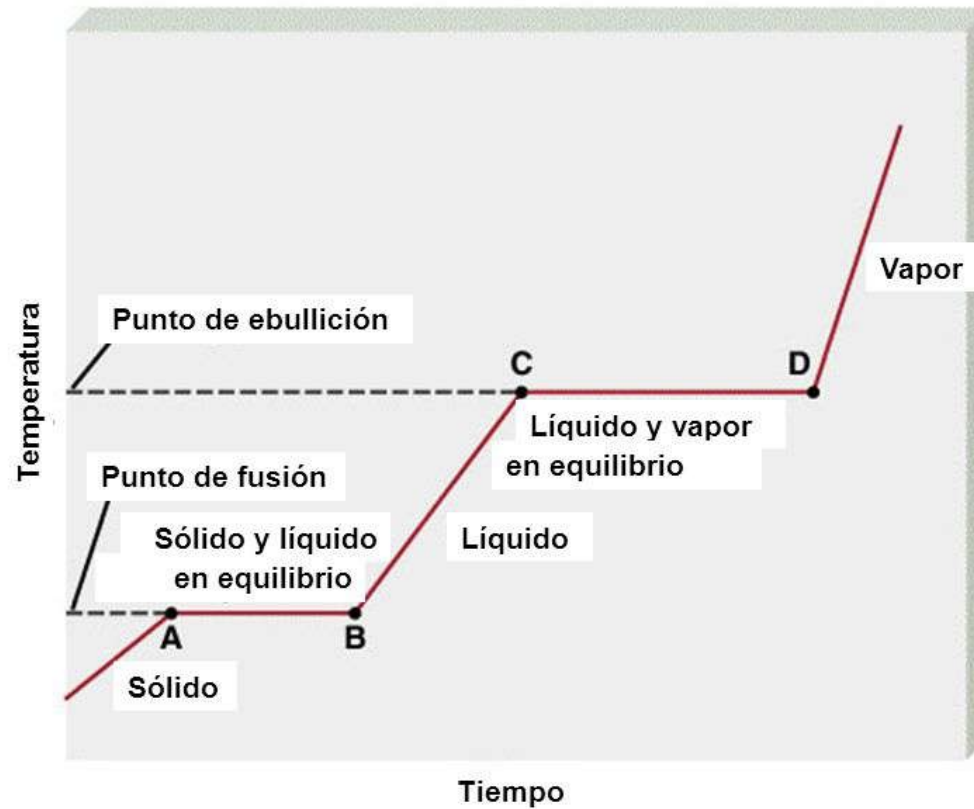
Punto de fusión (sólido) o Punto de congelación (líquido): Es la temperatura a la cual una sustancia se funde (o congela). Es una propiedad intensiva, es decir, no depende de la cantidad de materia.



El Estado Líquido

Curva de calentamiento

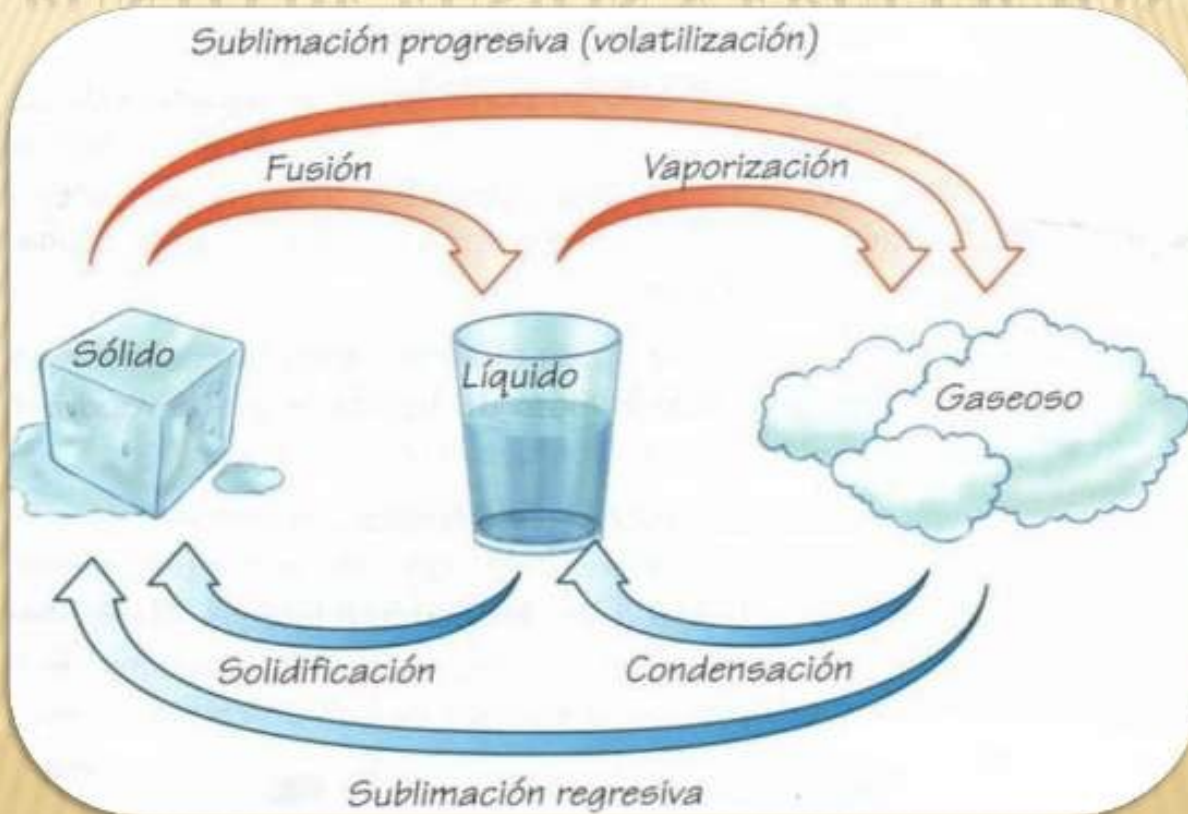
Curva de calentamiento



El Estado Líquido

Características y propiedades de los líquidos

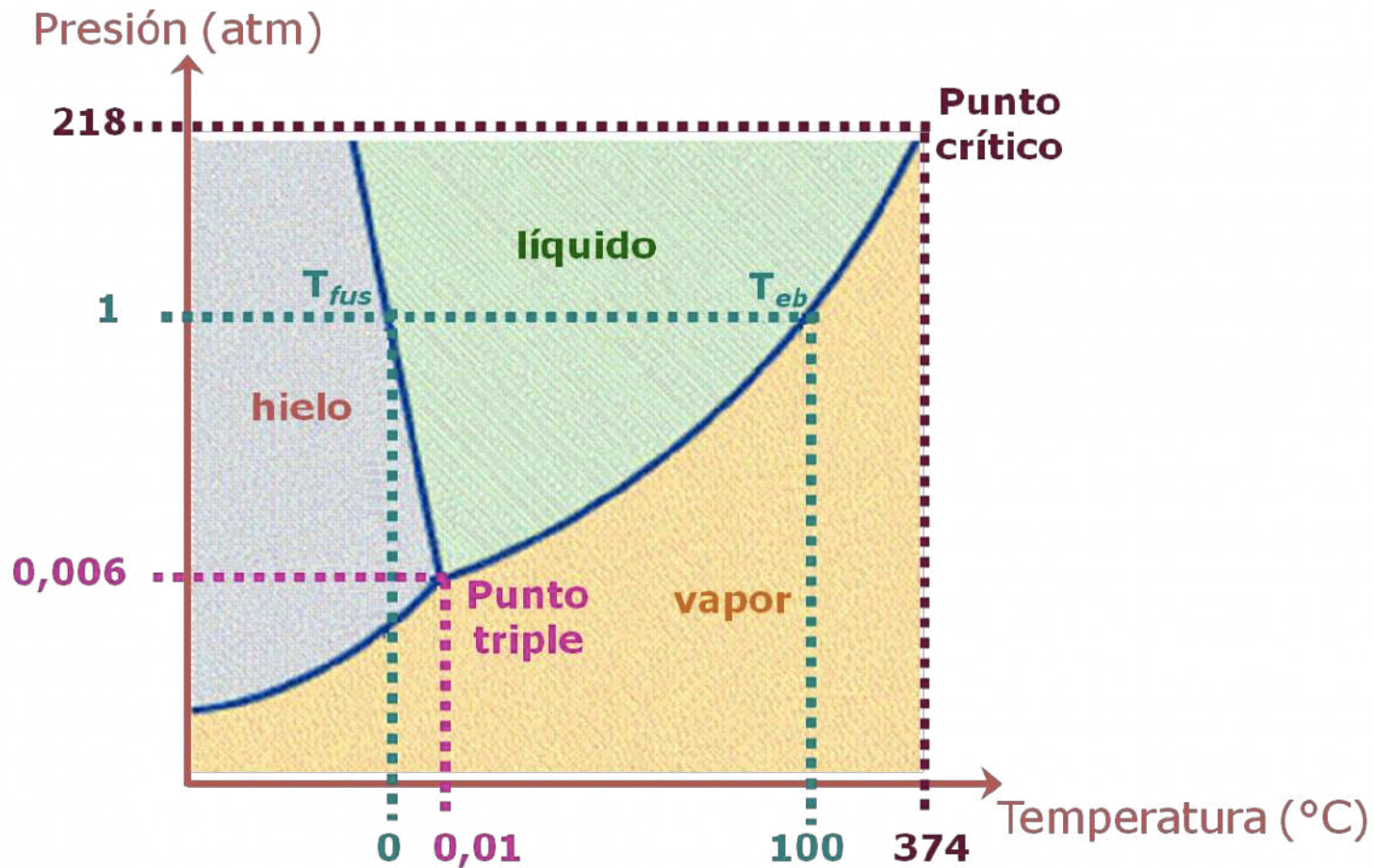
PUNTO DE FUSIÓN Y EBULLICIÓN



El Estado Líquido

Diagrama de fases

Diagrama de fases del agua

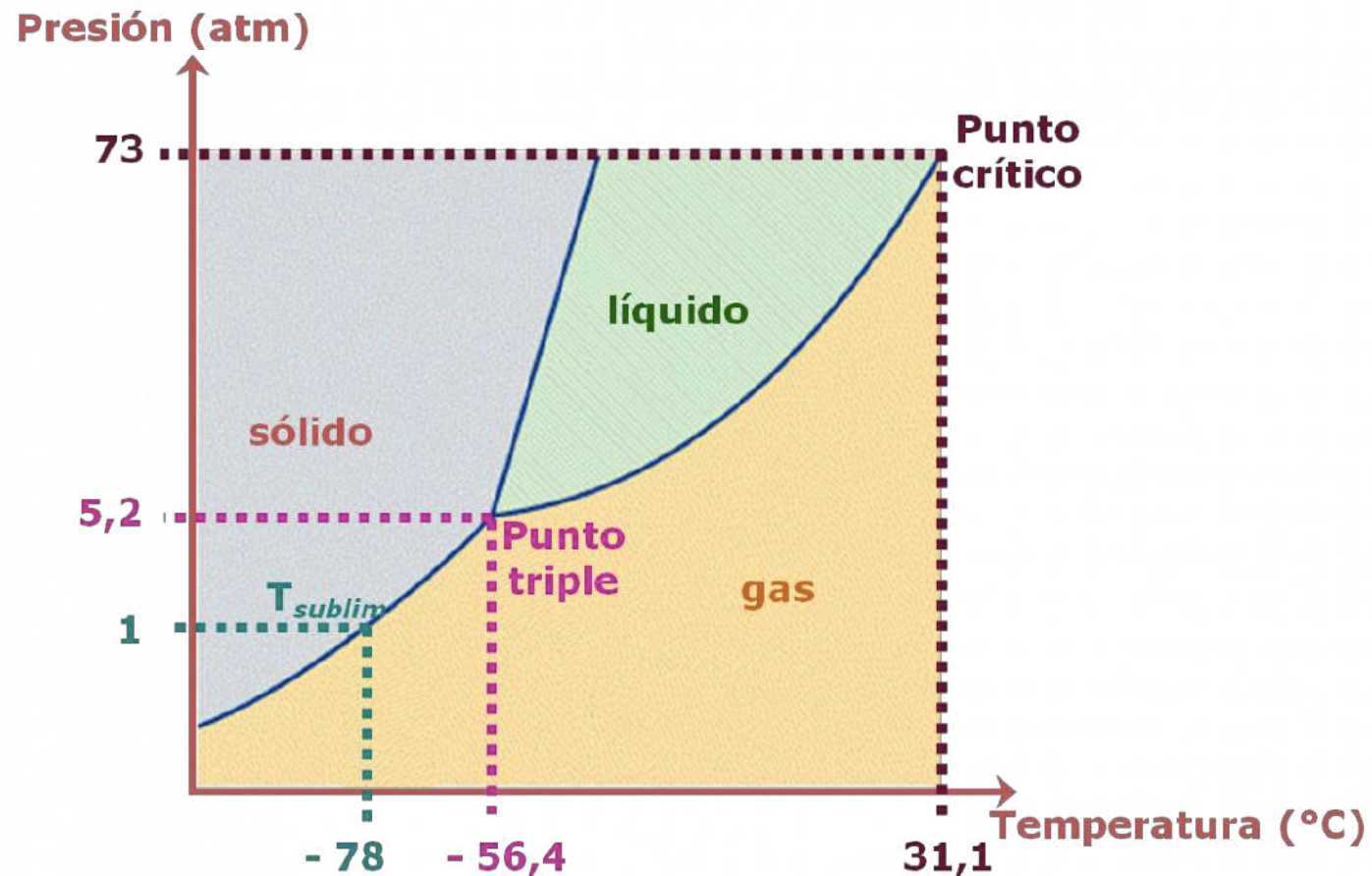


Este diagrama resume las condiciones generales en las cuales una sustancia existe como sólido, líquido o gas.

El Estado Líquido

Diagrama de fases

Diagrama de fases del dióxido de carbono, CO_2

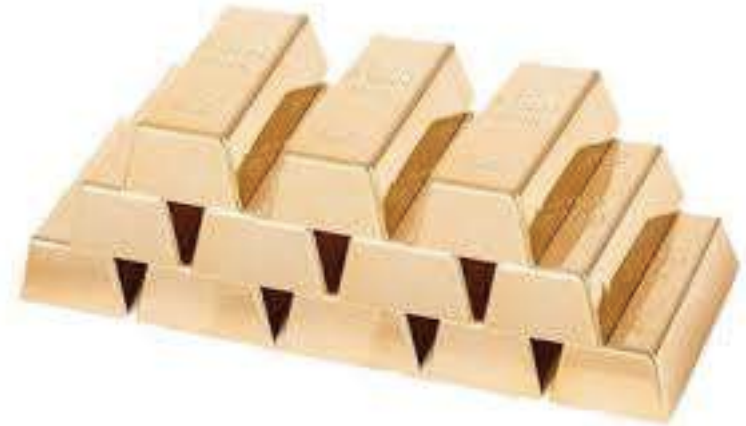


Este diagrama resume las condiciones generales en las cuales una sustancia existe como sólido, líquido o gas.

El Estado Sólido

¿Qué es un sólido?

Corresponde a uno de los estados de la materia, sus partículas se encuentran juntas y ordenadas.

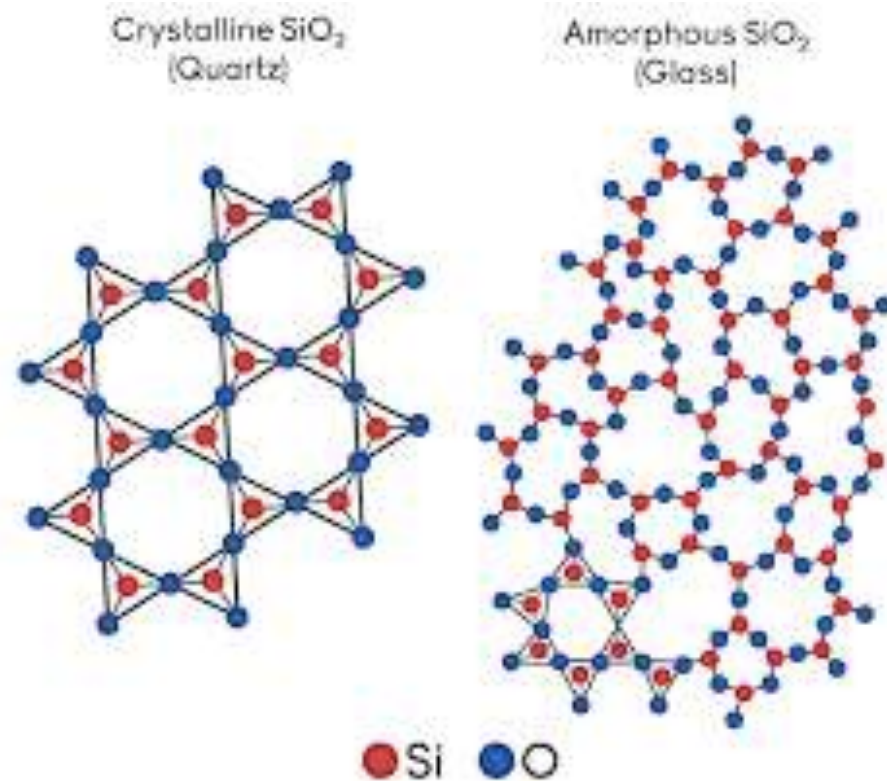


El Estado Sólido

¿Existe más de un tipo de sólido?

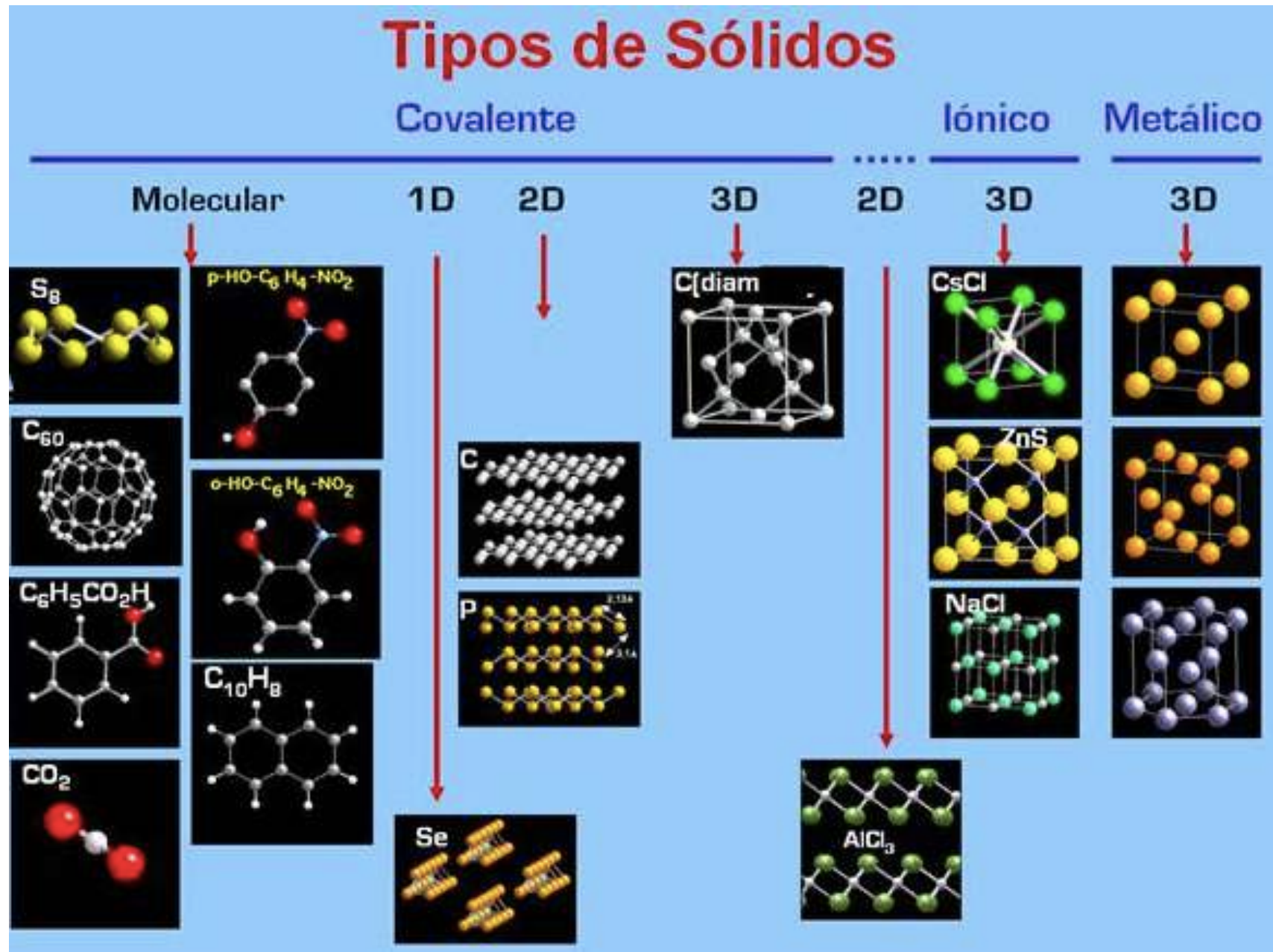


Sólido Cristalino



Sólido Amorfo

El Estado Sólido – Sólidos Cristalinos



El Estado Sólido

¿Existe más de un tipo de sólido?

Tabla 11.4 Tipos de cristales

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

El Estado Sólido – Sólidos Cristalinos

	CARACTERÍSTICAS	PROPIEDADES	EJEMPLOS
CRISTALES IÓNICOS	Al estar formados por aniones y cationes de distinto tamaño, las fuerzas de cohesión son debidas a enlaces iónicos, por lo que la energía del enlace oscila en torno a los 100 KJ/mol.	Duros y frágiles. Elevado punto de fusión. Buenos conductores del calor y de la electricidad en estado líquido.	Al_2O_3 NaCl BaCl_2 Sales Silicatos
CRISTALES COVALENTES	Las fuerzas de cohesión son debidas a enlaces covalentes, por lo que las uniones presentan energías del orden entre 100 y 1000 KJ/mol.	Duros e incomprensibles. Malos conductores del calor y de la electricidad.	Grafito Diamante Cuarzo SiO_2
CRISTALES MOLECULARES	Constituidos por moléculas, las fuerza de cohesión son debidas a puentes de H y a fuerzas de Van der Waals, que son de intensidad reducida. Por ello su energía de cohesión es del orden 1 KJ/mol.	Blandos. Comprensibles y deformables. Bajo punto de fusión. Malos conductores del calor y de la electricidad.	SO_2 I_2 H_2O (hielo)
CRISTALES METÁLICOS	Cada punto de masa lo constituye un átomo de metal. Los electrones están deslocalizados, moviéndose por todo el cristal	Buena resistencia ante esfuerzos externos. Buenos conductores del calor y la electricidad.	Li Ca Na

El Estado Sólido – Sólidos Cristalinos - Propiedades

Resistencia

- Un sólido soporta mucha fuerza sin romperse.
- Hormigón, acero.

Flexibilidad

- Un sólido flexible se dobla sin romperse.
- Papel, tela.

Fragilidad

- Un sólido frágil se rompe fácilmente sin deformarse.
- Vidrio.

Elasticidad

- Un sólido recupera su forma después de haber sido deformado.
- Goma, caucho.

Dureza

- Un sólido es difícil de rayar.
- Diamante.

El Estado Sólido – Diferencias sólido amorfo y cristalino

•Un **sólido cristalino** :

Los iones, átomos o moléculas que lo componen tienen un orden de largo alcance y forman una RED CRISTALINA.

Tienen punto de fusión definido.

•Ejemplos de Sólidos cristalinos:

- azúcar,
- sal,
- S8 (azufre cristalino), etc

•Un **sólido amorfo**:

- No tienen orden de largo alcance
- No tienen punto de fusión definido.
- Ejemplos de Sólidos amorfos:
 - vidrio, goma,
 - azufre plástico (obtenido al enfriar abruptamente azufre líquido), etc.

El Estado Sólido – Sólido Amorfo

Son aquellos sólidos que no poseen una estructura o ordenamiento regular, ejemplo de ellos son los termoplásticos (polietileno, polietilentereftalato), parafina, vidrio.

