



UNCUYO
UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



FCEN

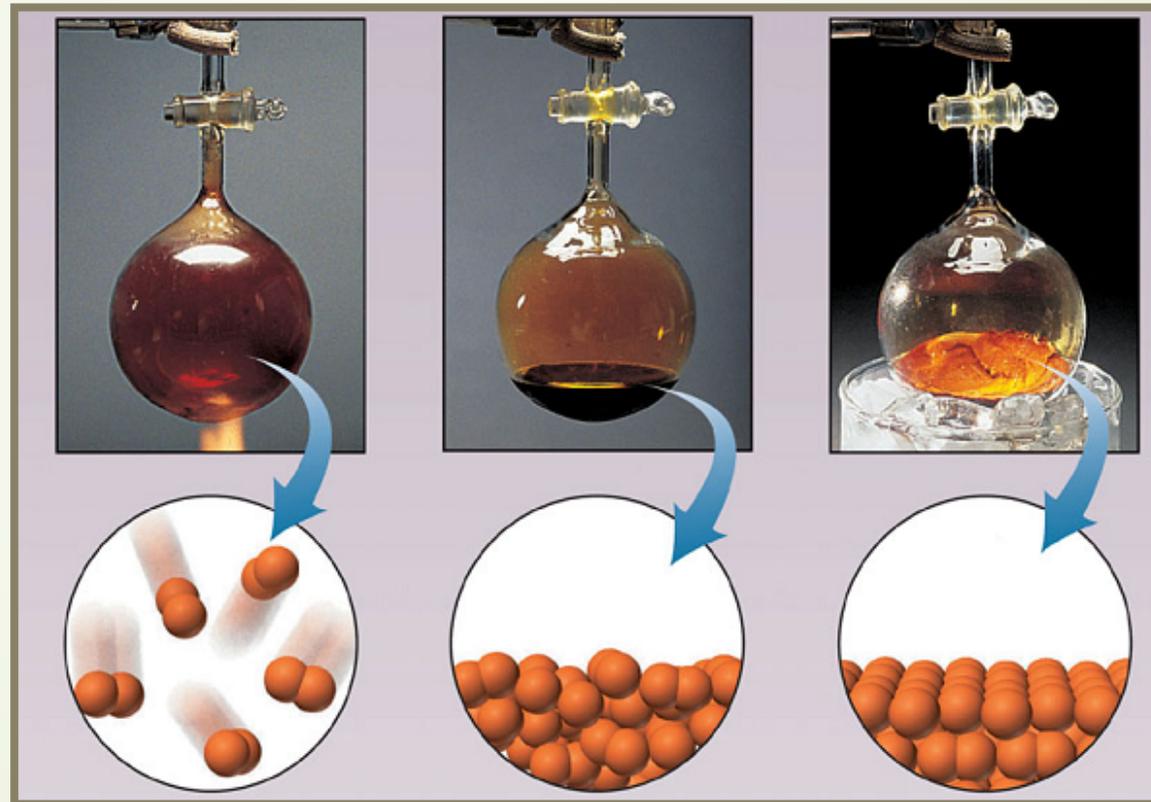
FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES
Naturaleza – Ciencia – Humanismo

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

GASES, SÓLIDOS Y LÍQUIDOS

Fuerzas intermoleculares. Fuerzas de interacción con iones. Fuerzas de Van der Waals. Puente de Hidrógeno. Estados de Agregación. Características y Propiedades. Estado Gaseoso. Leyes de los Gases. Ecuación de Gas Ideal. Difusión y Efusión. Teoría Cinético-Molecular. Distribución de las velocidades de Maxwell. Gases reales. Propiedades de los líquidos. Tensión superficial. Capilaridad. Viscosidad. Química del estado sólido. Sólidos iónicos. Sólidos Metálicos. Sólidos Covalentes. Sólidos Moleculares. Otros tipos de sólidos.

Estados de la Materia





ESTADOS DE LA MATERIA

En la naturaleza existen tres estados en los cuales puede encontrarse un Sistema Material:

- **Sólido, Líquido y Gas.**

Cada estado posee características y propiedades diferentes:

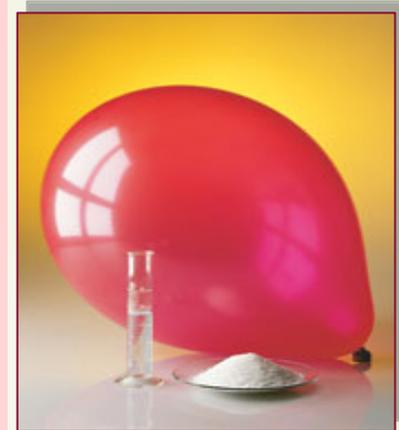
- **Como consecuencia de las fuerzas de interacción existentes entre las distintas moléculas que lo forman.**

En general, los 3 estados pueden inter-convertirse entre sí:

- **Son transformaciones físicas denominadas Cambios de Estado o Cambios de Fase.**

CARACTERÍSTICAS GENERALES

Estado	Sólido	Líquido	Gaseoso
Forma	Constante	Variable	Variable
Volumen	Constante	Constante	Variable
Rigidez	Rígidos	No rígidos	No rígidos
Fluidez	No fluyen	Fluyen	Fluyen
		Fluidos	
Otras características	Resistentes a la deformación	Superficie libre plana y horizontal	Compresibles y expansibles



Plasma, Cuarto estado de la materia que está formada por una mezcla de núcleos atómicos y electrones a elevadas presiones y temperaturas.

Ej: Sol y las demás estrellas, a temperaturas de miles y millones de grados.



Energía relativa de los estados

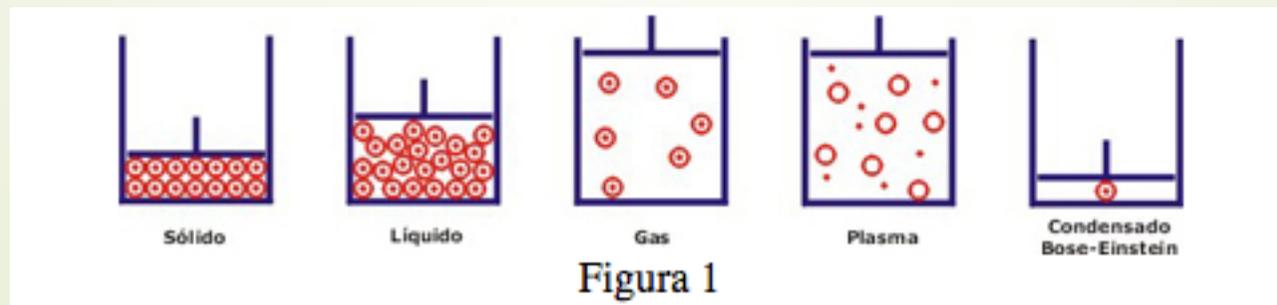
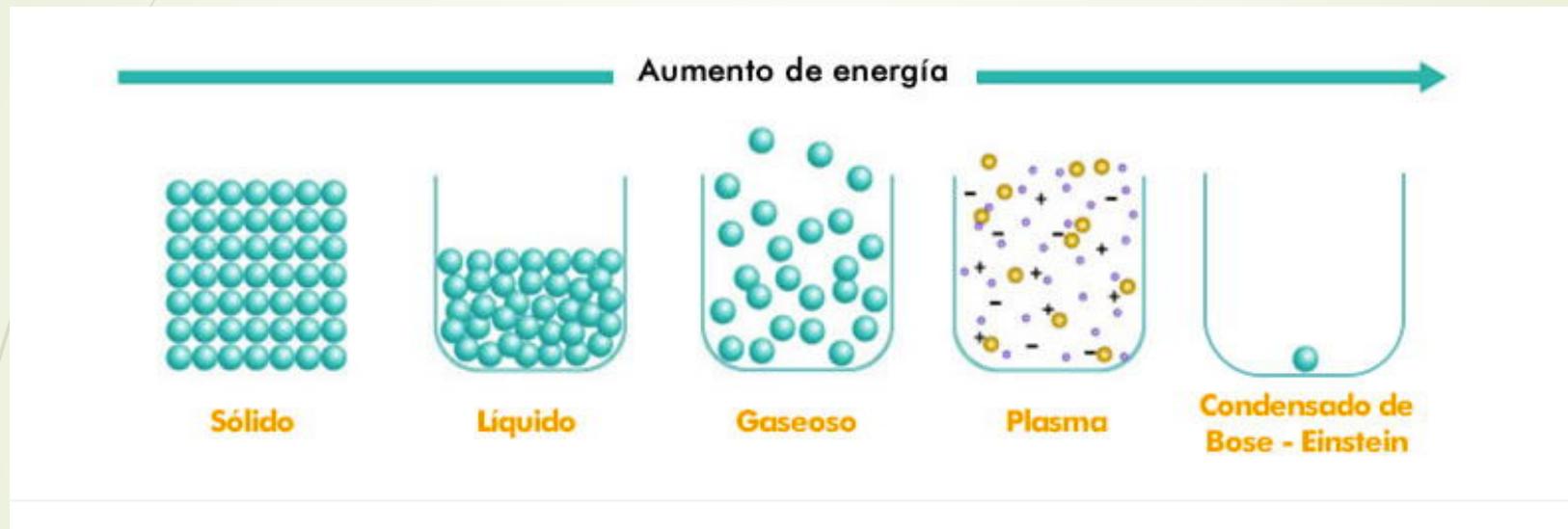


Figura 1



ESTADO GASEOSO

PRESION

La presión se define como fuerza por unidad de área.

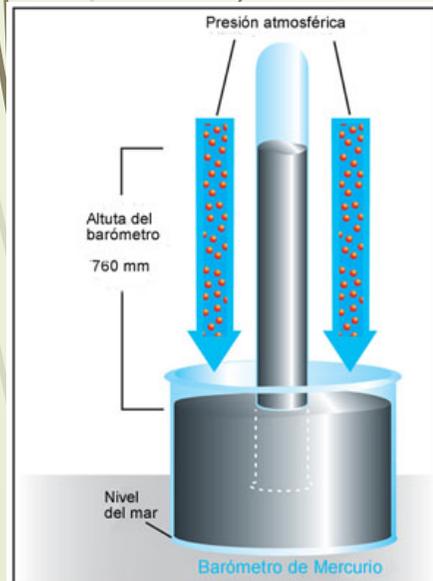
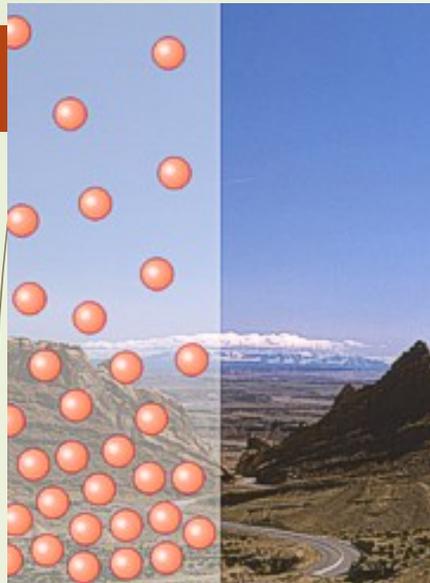
$$P = \frac{F}{A}$$

F = masa x aceleración de la gravedad
(Kg m/s² ≡ N)

A = Área (m²)

UNIDADES

- La unidad SI de presión, recibe el nombre de **Pascal** (Pa ≡ N/m² ≡ Kg/m s²)
- La unidad de presión ejercida por una columna de mercurio de 1 mm de altura a 0,00 °C se conoce como **milímetros de mercurio (mm Hg) ≅ torr.**
- Otra unidad de presión: atmósfera
1 atm = a 760mmHg



Conversión de unidades:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ torr} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa} = 101.325 \text{ kPa}$$



Ejemplo de equivalencia entre unidades:

Indique a cuántos mm de Hg equivalen:

a. 2,5 atm

$$2,5 \text{ atm} \times \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 1,900 \text{ mmHg}$$

b. 0,8 kPa

$$0,8 \text{ kPa} \times \frac{760 \text{ mmHg}}{101,325 \text{ kPa}} = 6,002 \times 10^{-3} \text{ mmHg}$$



TEMPERATURA

El **calor** es la transferencia de energía como resultado de una diferencia de temperatura. Así, el **calor** fluye de los cuerpos que se encuentran a mayor temperatura hacia los que tienen menor temperatura.

La **temperatura** es una medida del calor.

El flujo de la energía debido a la diferencia de temperatura es simplemente la transferencia de la energía del movimiento térmico, la energía asociada con el movimiento aleatorio de las moléculas.

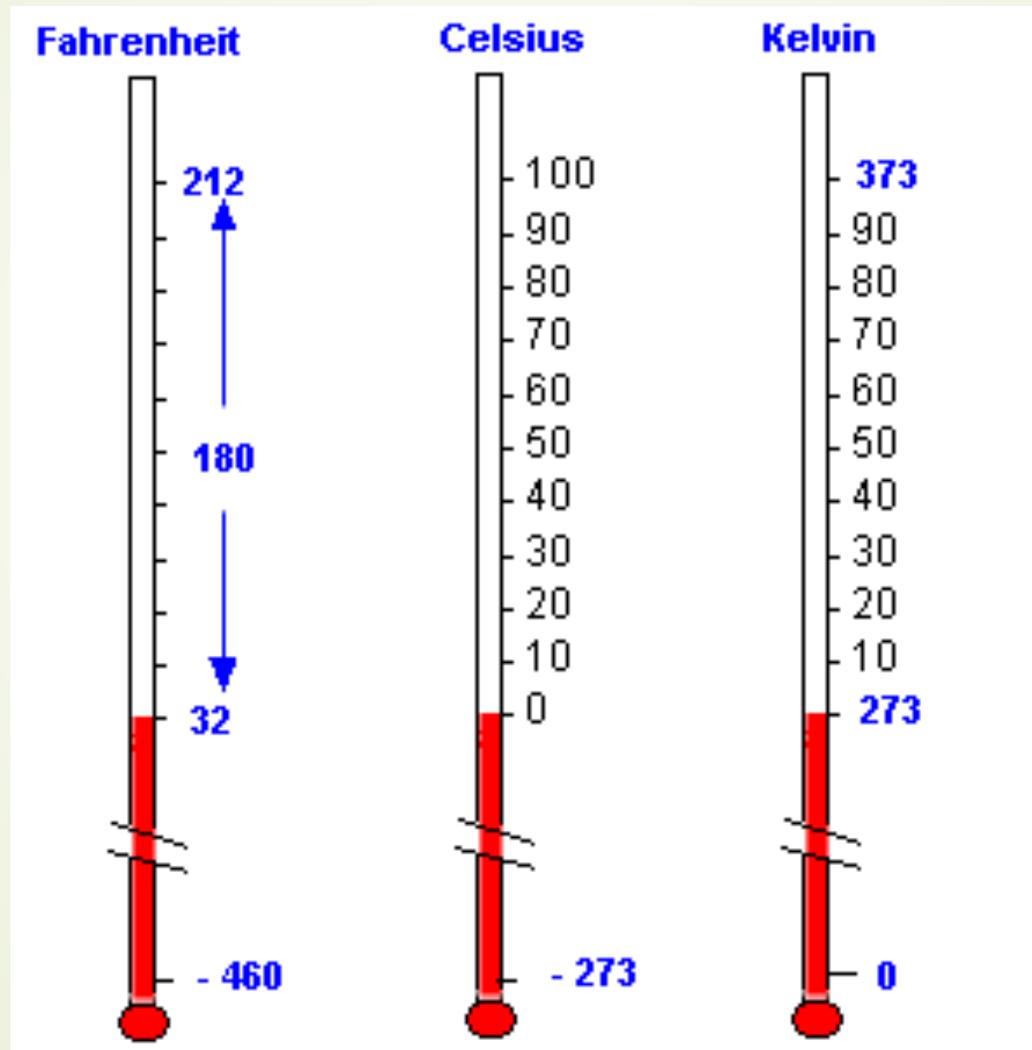
Unidades de Temperatura

Para expresar numéricamente la temperatura de un cuerpo se toman dos situaciones físicas conocidas y reproducibles (P.ej.: Congelación y Ebullición del agua destilada, medidas a una atmósfera de presión) a cuyas temperaturas se asignan números arbitrarios.

Con estos dos valores fijos se han establecido, entre otras, las unidades en grados Celsius, Fahrenheit y Absoluta o Kelvin



Escalas de temperatura

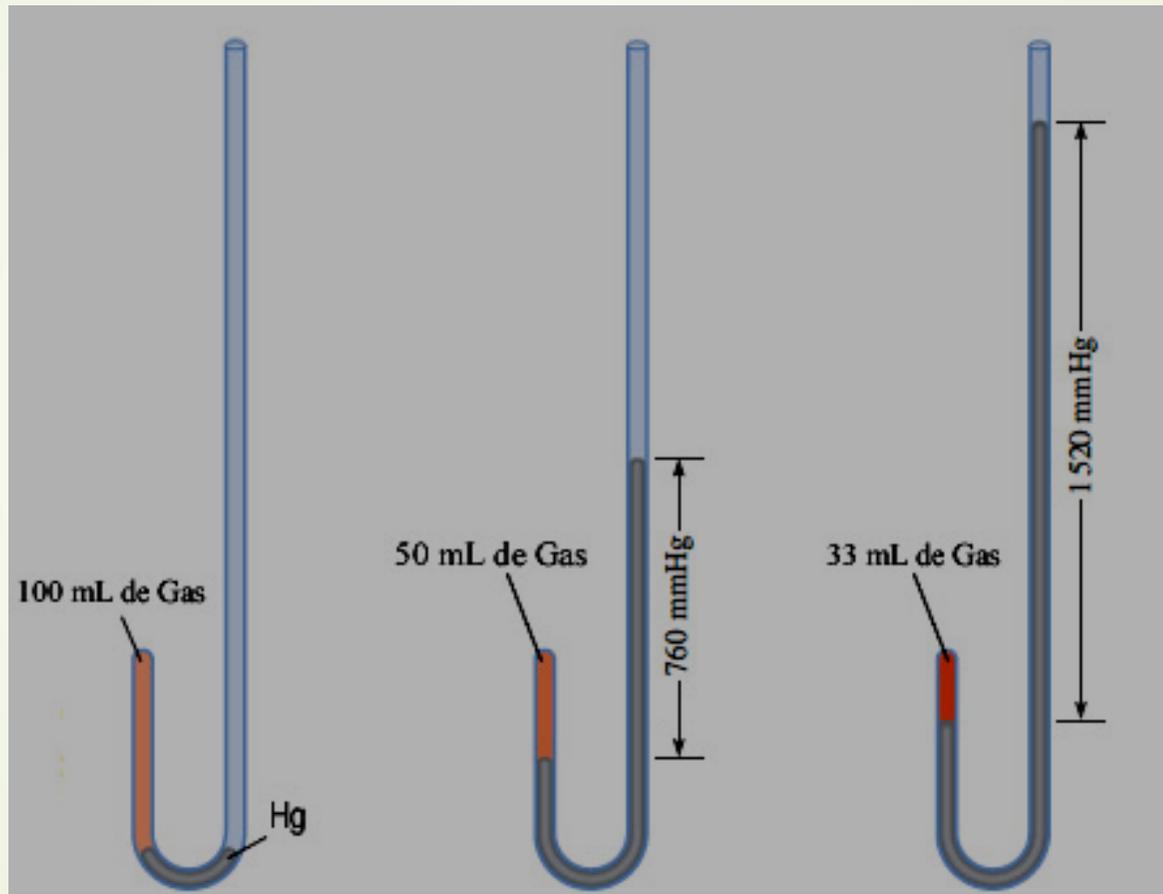




LEYES DE LOS GASES

Ley límite: $P \rightarrow 0$

EXPERIMENTO DE BOYLE



LEY DE BOYLE Y MARIOTTE

1661-1677



A temperatura constante, el volumen (V) que ocupa una masa definida de gas es inversamente proporcional a la presión aplicada (P).

$$V = \frac{k}{P}$$

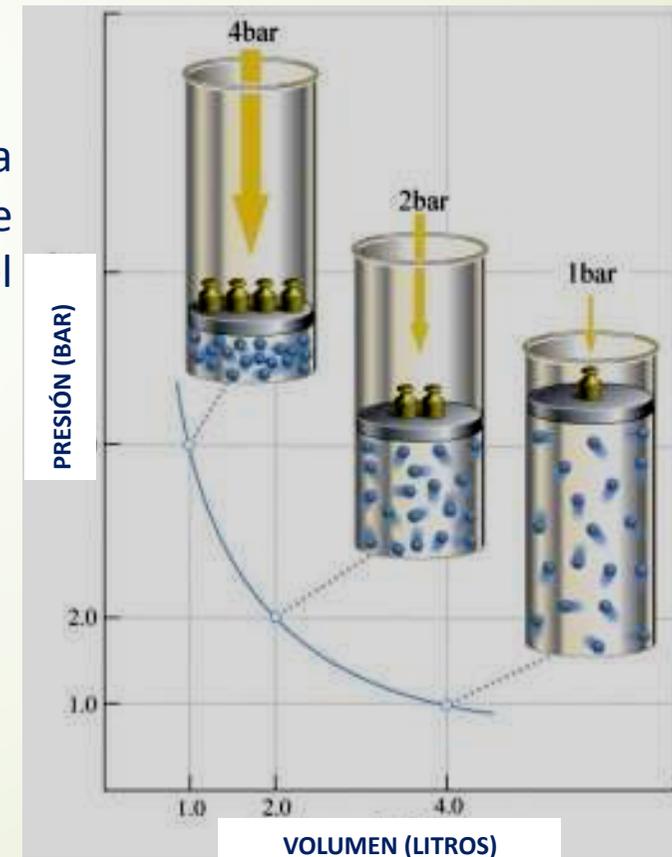
El aumento de presión exterior origina una disminución del volumen, que supone el aumento de choques de las partículas con las paredes del recipiente, aumentando así la presión del gas.

Para dos o más estados diferentes:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = \dots = P_n V_n = \text{constante}$$

A temperatura y presión normales la mayor parte de los gases siguen la Ley de Boyle. A esto se le llama **comportamiento ideal**.

Transformación isotérmica





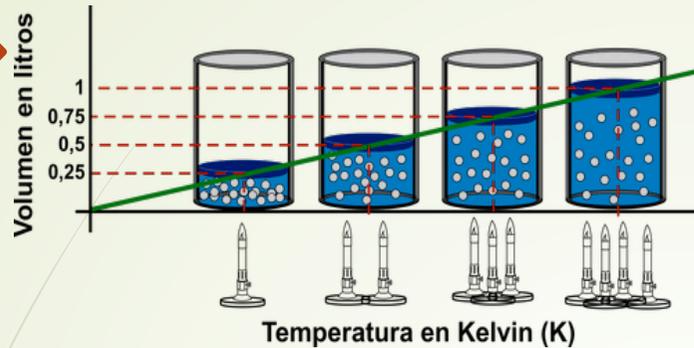
EJERCICIOS DE APLICACIÓN

Una muestra de gas ocupa 10 litros a presión de 1,5 atm.

- ¿Cuál sería el volumen de la muestra si la presión aumentara a 6 atm. manteniendo la temperatura constante?
- Enuncie la Ley que predice este comportamiento gaseoso.

El volumen de aire en los pulmones de un individuo es aproximadamente 615 mL a una presión de 760 mm Hg. Durante el proceso de inhalación los pulmones tienen la capacidad de expandirse aproximadamente 10 mL, pero para que ello ocurra la presión de los pulmones debe disminuir. Calcule la presión a la que los pulmones pueden expandirse. Considere que la temperatura permanece constante.

PRIMERA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC



Al aumentar la T aumenta la velocidad media de las partículas y con ello el número de choques con las paredes. Eso provoca un aumento de la P interior que desplaza el émbolo hasta que se iguala con la P exterior, lo que supone un aumento del V del gas.

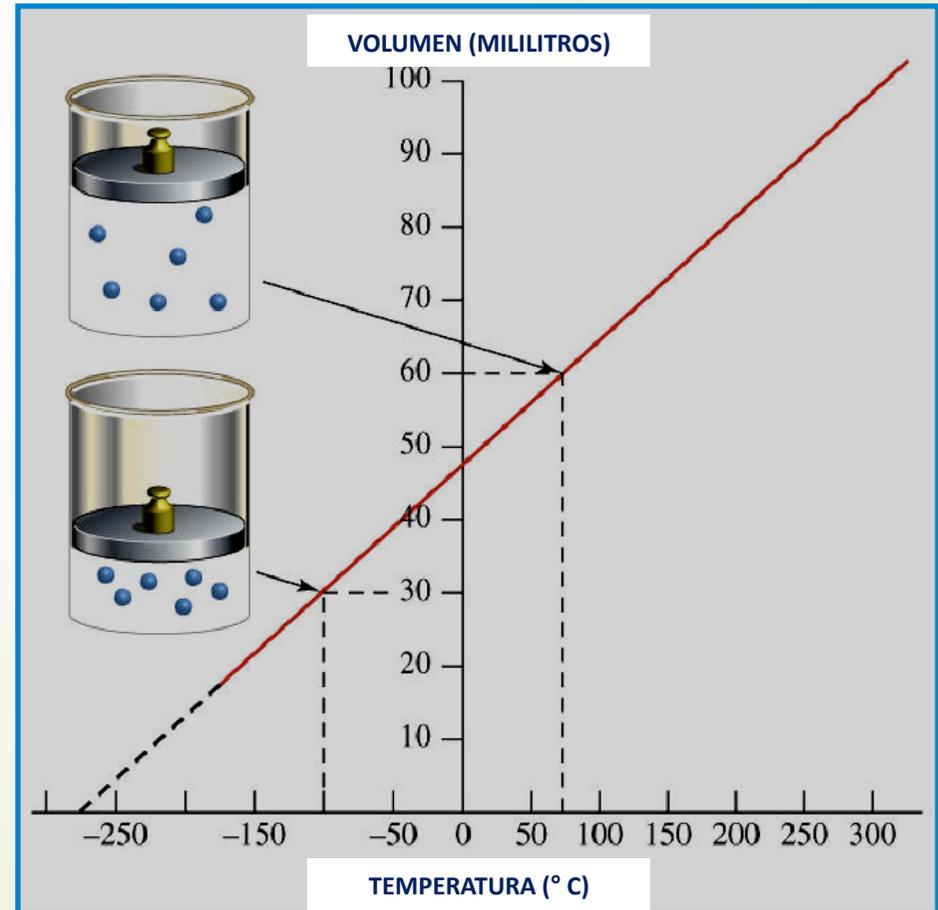
El V de un gas es directamente proporcional a la T absoluta, para una cantidad de materia y P constantes, (transformación isobárica)



$$V \propto T \text{ (n y P ctes.)}$$

Para dos o más estados:

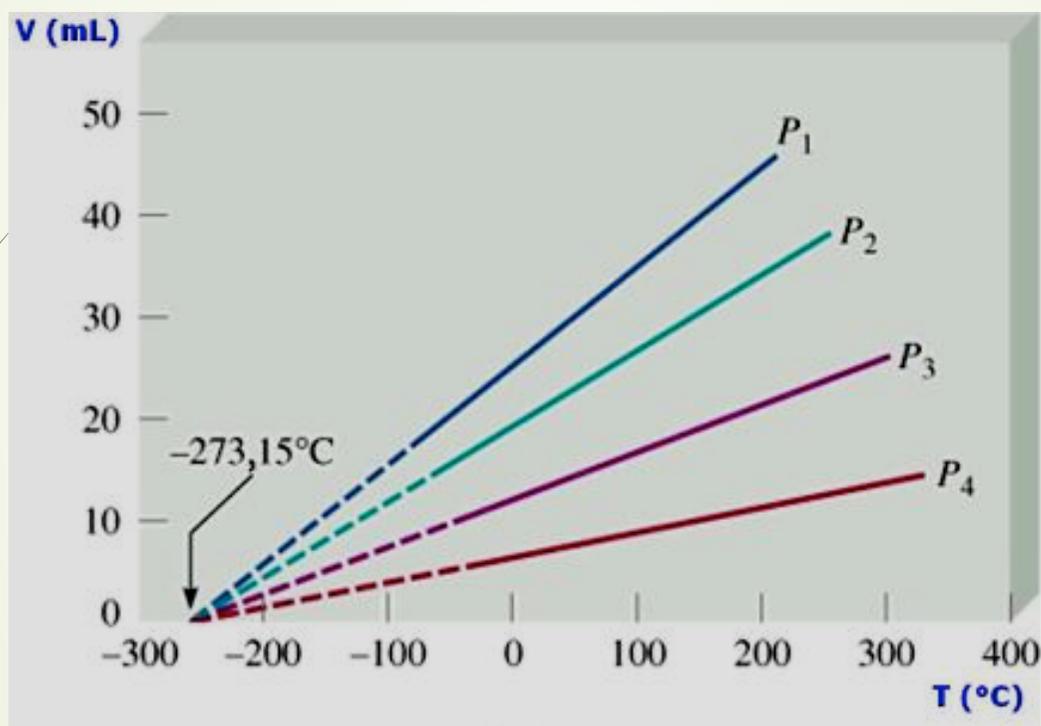
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \dots = \frac{V_n}{T_n} = \text{constante}$$



PRIMERA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC



Masas iguales a diferentes P

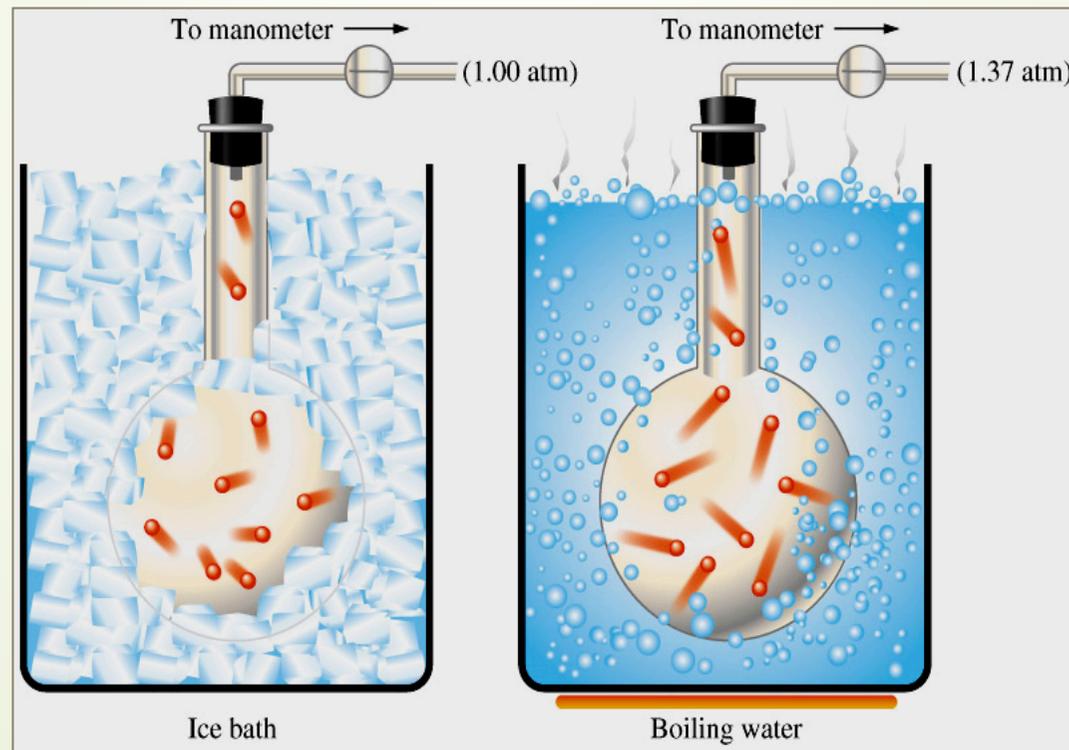


-273 °C = 0 K cero absoluto

SEGUNDA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

$$P \propto T$$

La **presión** de un gas es directamente proporcional a la **temperatura absoluta** (a V y cantidad de materia constantes).



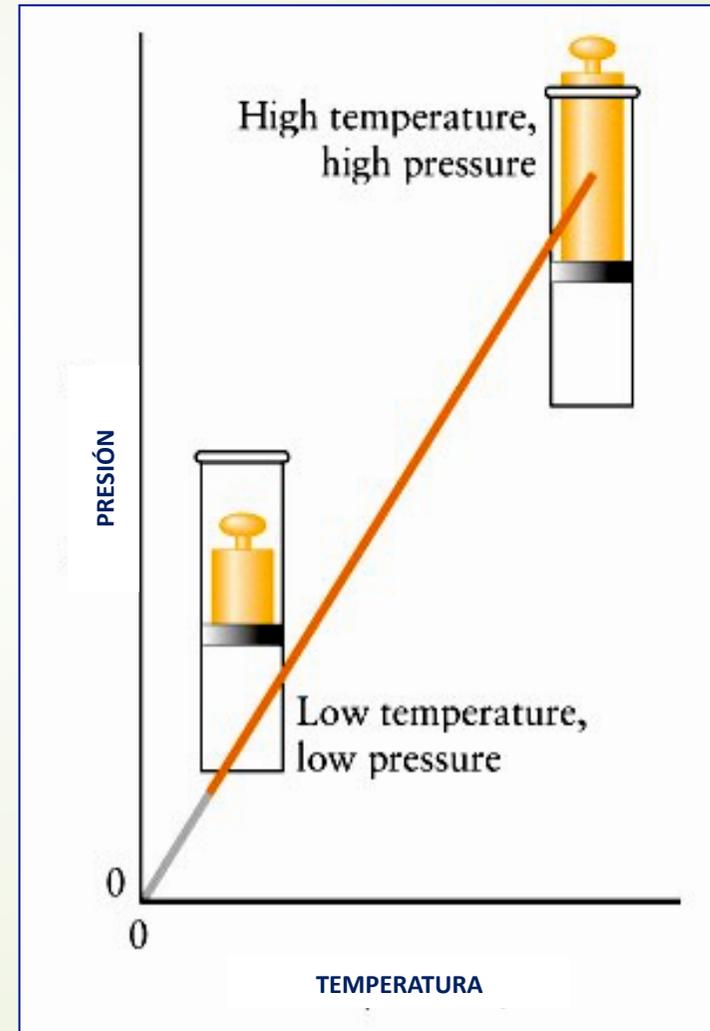
SEGUNDA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

$$P \propto k T$$

Para n y V constantes

Para dos o más estados:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \dots = \frac{P_n}{T_n} = \text{constante}$$





EJERCICIOS DE APLICACIÓN

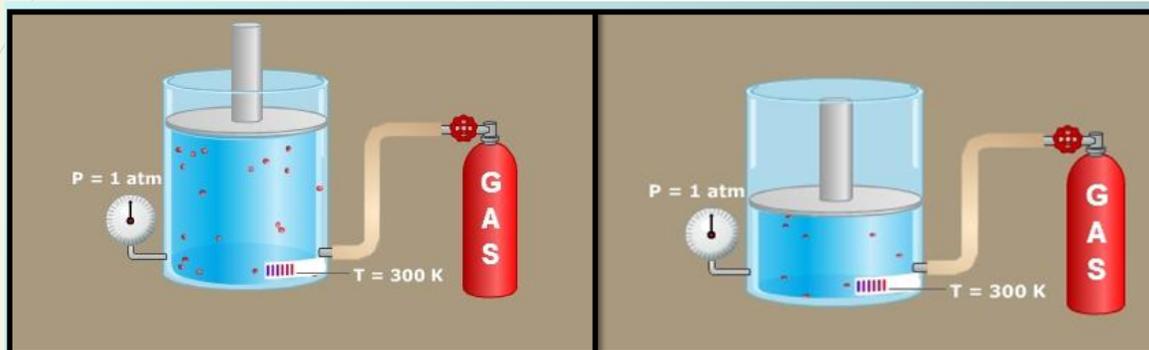
Una muestra de gas ocupa 250 ml a 130°C.

- a) ¿A qué temperatura ocuparía 400 ml si la presión permanece constante?
- b) Enuncie la Ley de los gases que aplicó para resolver el problema.

Un tanque industrial puede almacenar gases de manera segura hasta una presión de 40 atm. Cuando el tanque contiene 38 g de nitrógeno a 25°C el gas ejerce presión de 13 atm. ¿Cuál es la mayor temperatura a que puede calentarse la muestra de gas manteniendo la seguridad?

LEY DE AVOGADRO

El volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad de materia (número de moles), a presión y temperatura constantes.

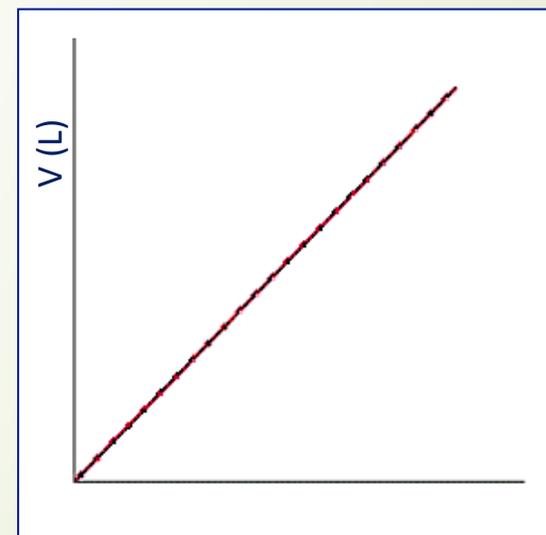


$V \propto n$ (a T y P constantes)



$$V = k.n$$

A presión y temperatura constantes, volúmenes iguales de un mismo gas o gases diferentes contienen el mismo número de moléculas.



Cualquier gas en CNPT ocupa un V igual a 22,4 L

CNPT : 1 atm y T = 273 K :

Combinación de las leyes de los gases: Ecuación de los gases ideales

- Ley de Boyle $V = \frac{k}{P}$
- Ley de Charles $V = k \cdot T$
- Ley de Avogadro $V = k \cdot n$

A volumen constante

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P'}{T_2} \Rightarrow P' = \frac{P_1 \cdot T_2}{T_1}$$

A temperatura constante

$$P' \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \Rightarrow P' = \frac{P_2 \cdot V_2}{V_1}$$

Combinando:

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

Reordenando:

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

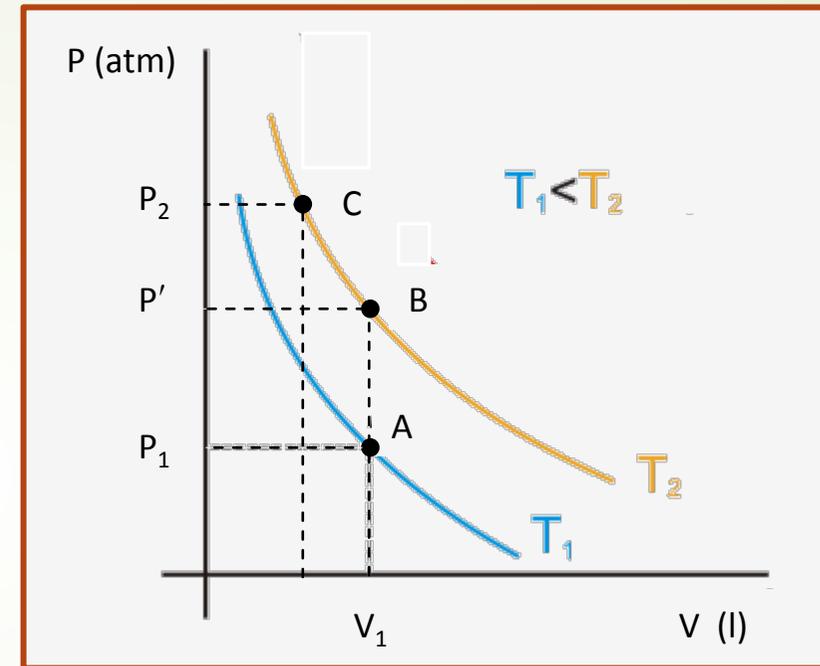
Generalizando se obtiene la **Ecuación General de Estado del gas ideal**:

$$\frac{P \cdot V}{T} = nR$$

R se calcula para: $n = 1 \text{ mol}$; $P = 1 \text{ atm}$; $V = 22,4 \text{ L}$; $T = 273 \text{ K}$

$R = 0,082057 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 8,3145 \text{ m}^3 \text{ Pa mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

La utilidad de la ecuación de los gases ideales es que en ella se relacionan cuatro variables, P , V , n y T , que describen a un gas en una serie de condiciones. Conocidas tres de estas variables, se puede calcular la cuarta.



LEY DE DALTON

La presión ejercida por una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones de cada uno de ellos.

$$P_t = P_1 + P_2 + \dots + P_N$$

$$P_t = n_1 \frac{RT}{V} + n_2 \frac{RT}{V} + \dots + n_N \frac{RT}{V}$$

$$P_t = (n_1 + n_2 + \dots + n_N) \frac{RT}{V}$$

$$P_t = n_t \frac{RT}{V}$$

Otra expresión de la Ley de Dalton:

$$\frac{P_1}{P_T} = \frac{n_1 \cdot RT/V}{n_T \cdot RT/V} \Rightarrow P_1 = X_1 \cdot P_T$$

EJERCICIOS DE APLICACIÓN

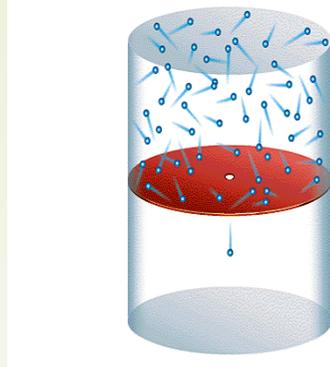
El aire medicinal es una mezcla de oxígeno y nitrógeno en las mismas proporciones que en la atmósfera, es decir 21 % y 78% respectivamente comprimido a elevada presión.

- Expresar la composición de la mezcla de gases como fracción molar.
- Cuántos moles de estos gases deberán mezclarse para preparar aire medicinal que se almacena en un cilindro de acero de 25 L, a 20 °C y a una presión de 150 atm.
- Expresar en gramos la masa de la mezcla de aire medicinal almacenada en el cilindro de 25 L, a 20 °C y a una presión de 150 atm.

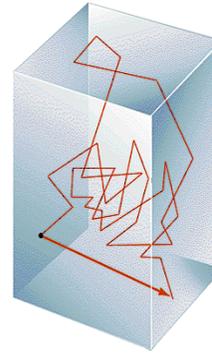
El amoníaco se obtiene por reacción entre el hidrógeno y nitrógeno gaseosos.

- Cuántos moles de hidrógeno y nitrógeno se necesitarán para obtener 250 L de amoníaco a 400 °C y 150 atmósferas.
- Expresar en litros los volúmenes necesarios de hidrógeno y nitrógeno para obtener 250 L amoníaco en las condiciones citadas.

Efusión



Difusión



- Efusión es el proceso en el cual un gas fluye a través de un pequeño orificio en el vacío.
- Difusión es la dispersión gradual de una sustancia en otra sustancia.

LEY DE GRAHAM

- Establece que la velocidad de efusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su densidad a temperatura y presión constante.
- La densidad de un gas es directamente proporcional a la masa molar del mismo, por lo que la expresión matemática que interpreta este enunciado es:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{\delta_2}}{\sqrt{\delta_1}} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}}$$

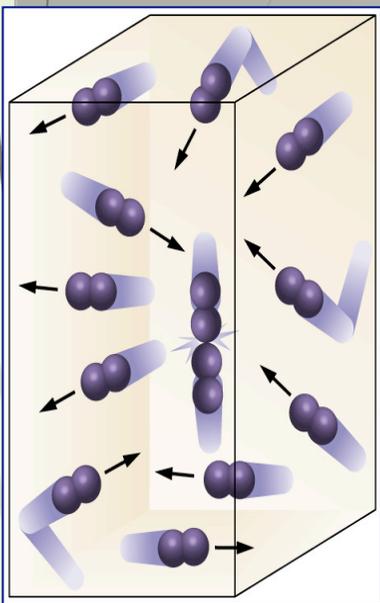
Donde v_1 y v_2 representan las velocidades de difusión de dos gases de densidades δ_1 y δ_2 y masas molares M_1 y M_2 , respectivamente

TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES

Entre 1850 y 1880 Maxwell, Clausius y Boltzmann desarrollaron esta teoría, basada en la idea de que todos los gases se comportan de forma similar en cuanto al movimiento de partículas se refiere.

Teoría cinética de los gases. Modelo molecular:

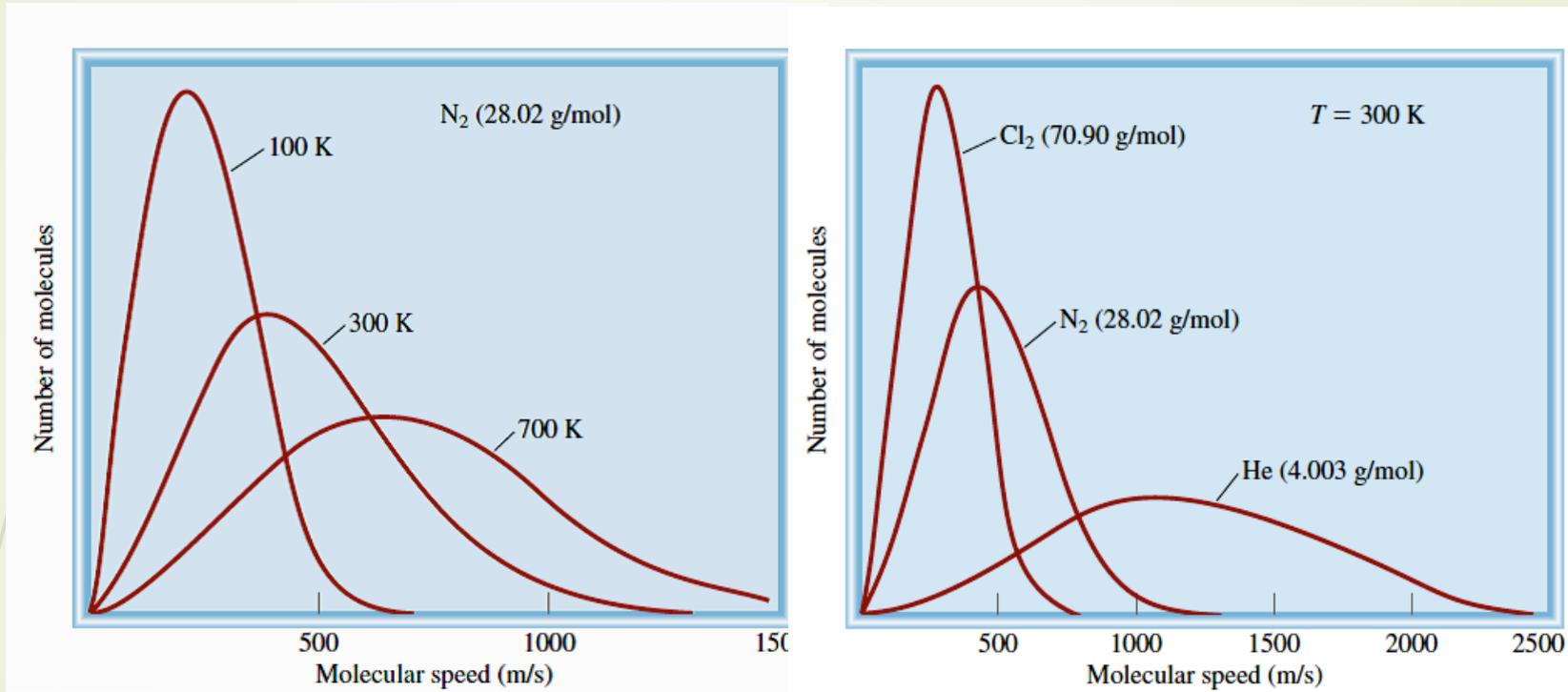
1. Un gas es un conjunto de moléculas en movimiento continuo y aleatorio.
2. Las moléculas de gas son puntos pequeños infinitesimales. (Volumen total de las partículas despreciable en relación con el volumen del recipiente).
3. Las moléculas se mueven en líneas rectas hasta que colisionan. (Supone choques elásticos).
4. Las moléculas no interactúan unas con otras, excepto en las colisiones (Las fuerzas atractivas y repulsivas entre las partículas son despreciables).



La segunda ley de Charles – Gay Lussac muestra en forma cualitativa por qué la presión de un gas aumenta a medida que la temperatura se incrementa: al calentar un gas, sus moléculas se mueven más rápido e impactan contra las paredes del recipiente con mayor frecuencia. El Modelo Cinético de un gas permite deducir la relación cuantitativa entre la presión y las velocidades de las moléculas. Indica además la relación entre la velocidad cuadrática media de las moléculas con la temperatura. La velocidad cuadrática media es proporcional a la raíz cuadrada de la temperatura.

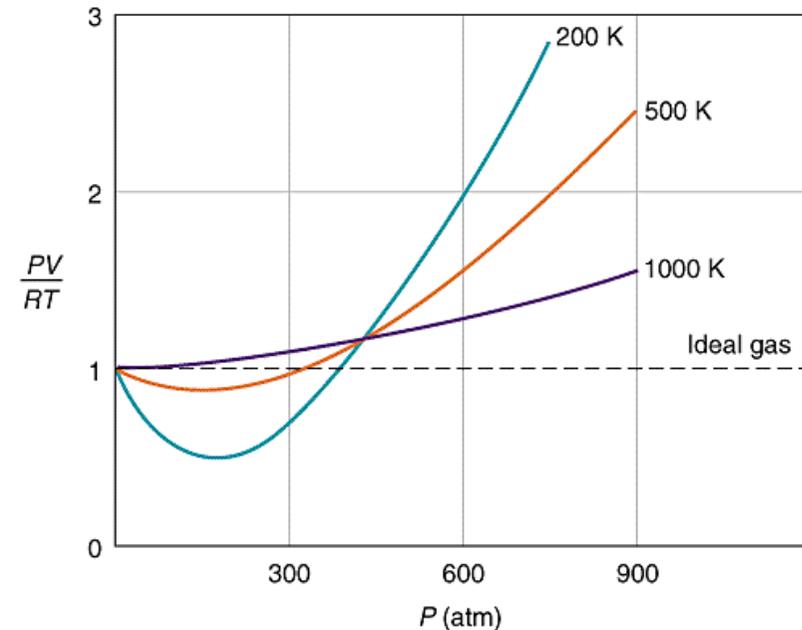
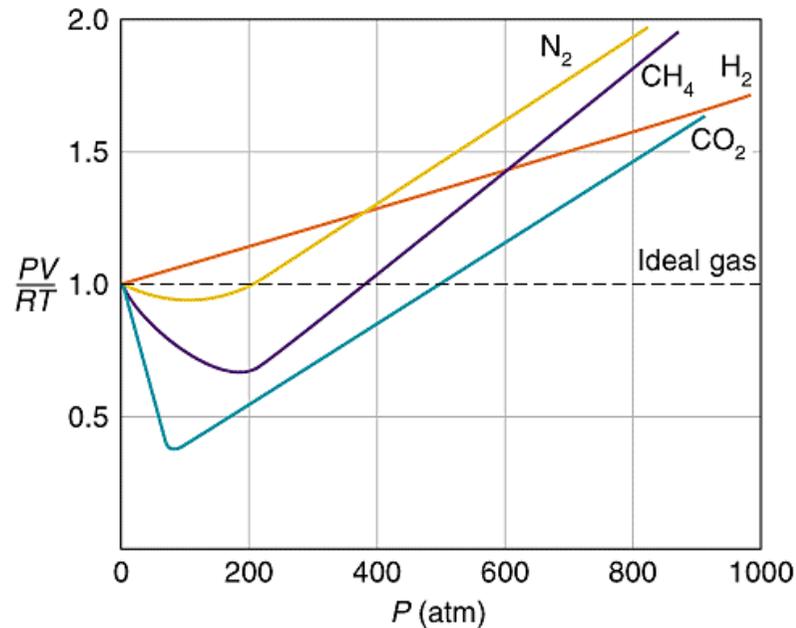
DISTRIBUCIÓN DE VELOCIDADES DE MAXWELL

Efecto de la temperatura y de la masa molecular sobre la distribución de la velocidad molecular:



- Las moléculas de todos los gases tienen un amplio rango de velocidades. A medida que la temperatura aumenta, la velocidad cuadrática media y la variación de las velocidades también aumentan.
- Las moléculas de menor masa molecular se mueven con más rapidez que las de mayor masa molecular.

GASES REALES:

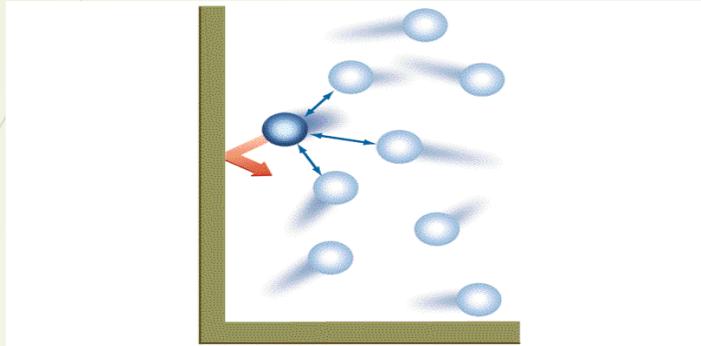


Desviación de la idealidad

Los gases reales están formados por átomos o moléculas con atracciones y repulsiones intermoleculares. Las atracciones tienen un rango más amplio que las repulsiones. El factor de compresión Z es una medida de la fuerza y del tipo de fuerzas intermoleculares.

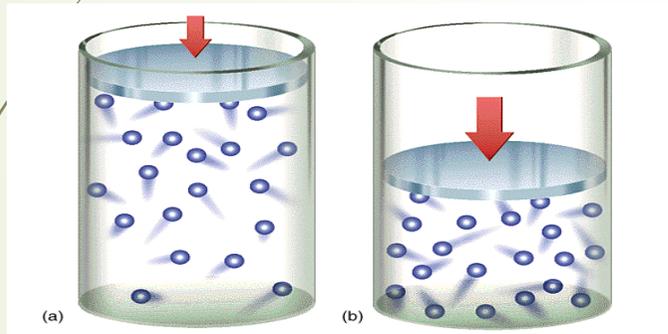
Un gas se comporta idealmente a bajas presiones y altas temperaturas, los factores a y $b = 0$ y $Z = 1$.

GASES REALES



$$P_{ideal} = P_{real} + \frac{n^2 a}{V^2}$$

Las fuerzas de atracción entre moléculas no son despreciables.
a: efecto de las atracciones



$$V_{libre} = V_{total} - nb$$

El volumen de las moléculas no es despreciable.
b: efecto de las repulsiones.

$$\left(p + \frac{a n^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

Ecuación de Van der Waals

a y b: son independientes de la temperatura y únicos para cada gas.

EJERCICIOS INTEGRADORES

El proceso Haber es el aplicado para la fabricación de amoníaco, compuesto muy utilizado en la fabricación de fertilizantes. En una fábrica se utilizan 600 litros de hidrógeno y 700 litros de nitrógeno diarios a una temperatura de 400°C y 250 atm de presión para fabricar gas amoníaco. Considerando que este proceso tiene un rendimiento del 20%, determine el número de cilindros de volumen igual a 59 litros que podrán ser llenados por día en condiciones normales de presión y temperatura

El carbonato de calcio se descompone térmicamente.

- Plantee la ecuación química de la reacción, indicando los estados de agregación.
- Escriba la estructura de Lewis de todas las especies que intervienen en la reacción química.
- Indique la geometría molecular del dióxido de carbono que se obtiene como producto.
- El dióxido de carbono obtenido en la reacción se almacena en un recipiente de 250 ml. Una vez que la descomposición se completó, el gas ejerce una presión de 5,1 atm a una temperatura de 20°C ¿Cuántos moles del dióxido de carbono se generaron de la descomposición de carbonato de calcio?
- Indique qué masa de carbonato de calcio fue necesaria colocar en la reacción para generar los moles de dióxido de carbono que se obtuvieron por la citada reacción.

Propiedades	Sólido	Líquido	Gas
Volumen/ Forma	Volumen y forma propios	Volumen Propio. Forma del recipiente	Toman la Forma y Volumen del recipiente
Densidad	Alta	Alta	Muy baja
Compresión	Prácticamente incompresibles	Ligeramente compresibles	Muy compresibles
Movimiento Molecular	Vibran alrededor de posiciones fijas	Se deslizan entre sí	Movimiento libre y aleatorio



LÍQUIDOS

Propiedades

- **Tensión Superficial:**

Es la cantidad de energía requerida para aumentar la superficie expuesta por unidad de área.

- **Capilaridad:**

Elevamiento o descenso espontáneo de un líquido dentro de un capilar. Depende de la magnitud de:

Fuerzas de Adhesión, atracción entre moléculas no afines.

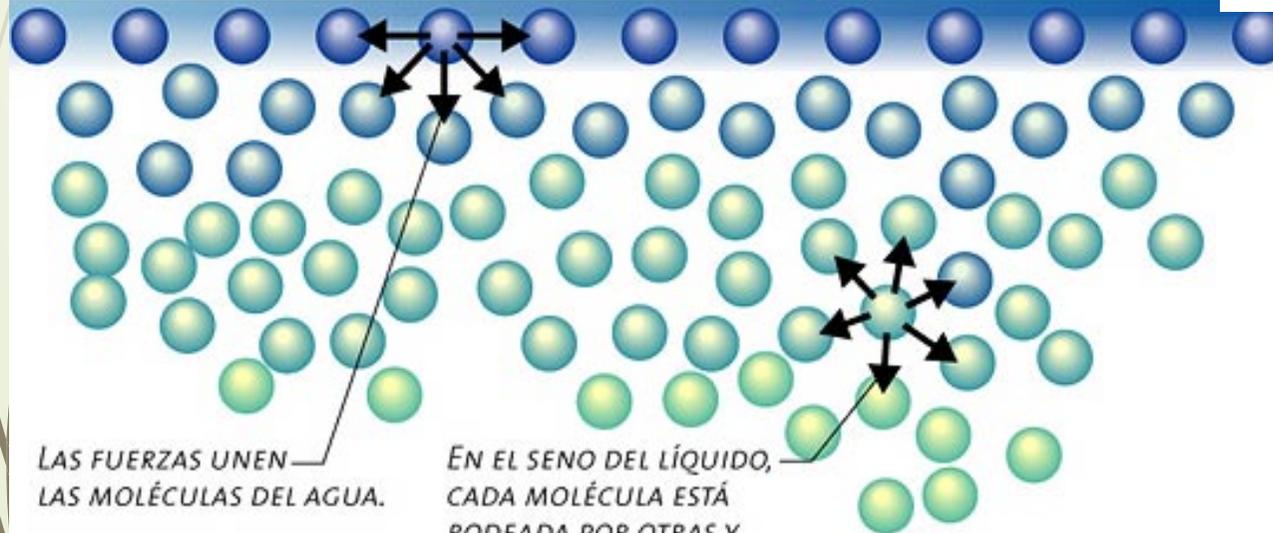
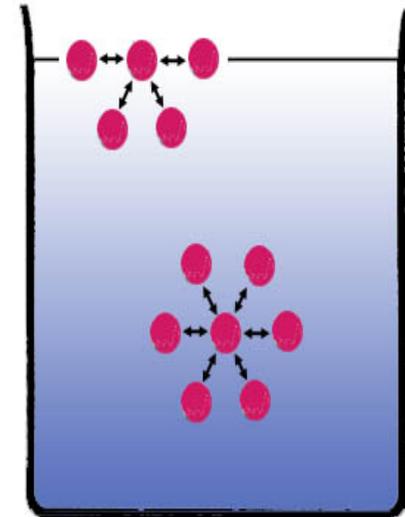
Fuerzas de Cohesión, atracción entre moléculas afines.

- **Viscosidad:**

Resistencia de un fluido a fluir. Generalmente disminuye cuando aumenta la temperatura.

Tensión Superficial

La interacción de las partículas en la superficie del agua, hace que esta se presente como una verdadera cama elástica. Incluso soporta el peso de un insecto pequeño. Este efecto se llama tensión superficial.



LAS FUERZAS UNEN LAS MOLÉCULAS DEL AGUA.

EN EL SENO DEL LÍQUIDO, CADA MOLÉCULA ESTÁ RODEADA POR OTRAS Y AS FUERZAS SE COMPENSAN.

Tensión Superficial

Fenómeno por el cual la superficie de un líquido se comporta como una pequeña película elástica.

- Las moléculas de la superficie son atraídas por las moléculas vecinas hacia los costados y hacia adentro. Estas atracciones hacia el interior provocan que la superficie se tense como una película elástica.

Puede representarse como la cantidad de energía necesaria para aumentar la superficie de un líquido por unidad de área.

- Los sistemas tienden a estar en el estado energético más bajo posible. Como las moléculas del interior del líquido tienen menor energía promedio, el sistema tiende a bajar su energía disminuyendo el número de moléculas en la superficie.

A nivel microscópico se debe a que las moléculas del interior están sometidas a distintas fuerzas que las de la superficie.

-Las moléculas del interior son atraídas en todas las direcciones por las fuerzas intermoleculares.

Viscosidad

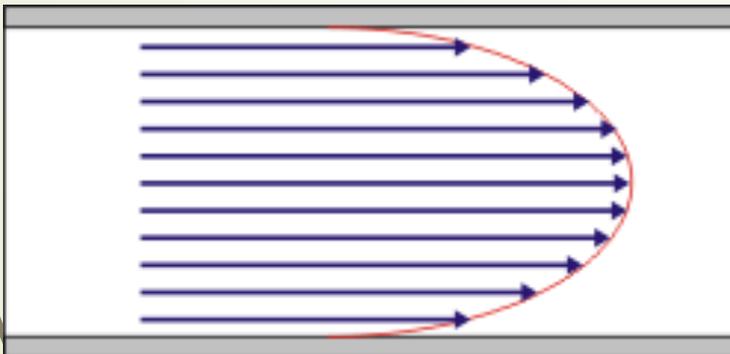
Es la resistencia de un líquido a fluir.

- *A mayor viscosidad mayor resistencia a fluir (ej. la miel es más viscosa que el agua, pues posee más resistencia a fluir).*

Se manifiesta sólo en líquidos en movimiento, ya que en reposo solamente actúa la gravedad (g).

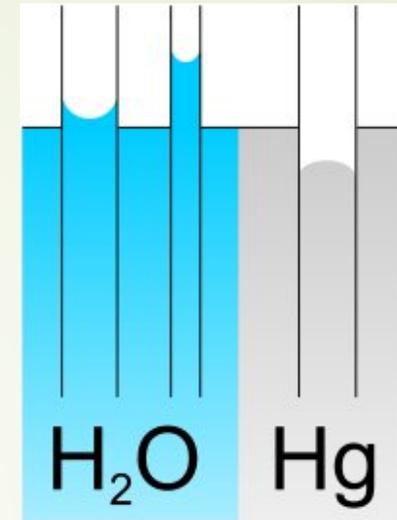
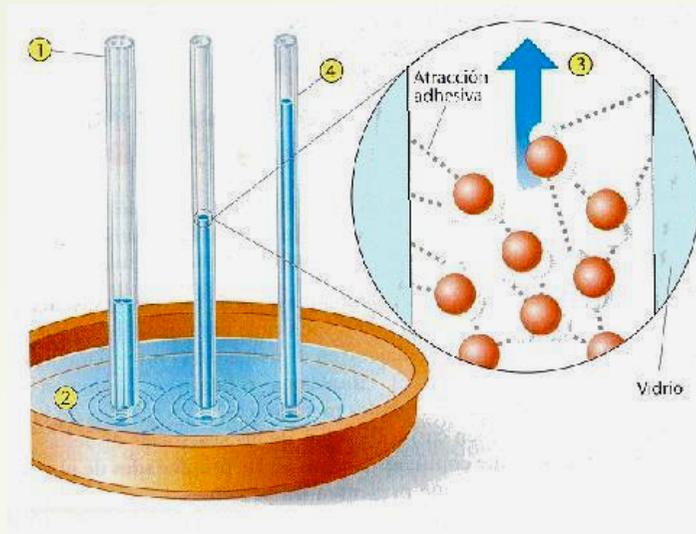
La viscosidad se mide en Centistokes o en Centipoises según el sistema internacional.

La viscosidad se produce por el efecto de corte o deslizamiento que produce el movimiento de una capa de fluido con respecto a otro.



Puede considerarse como causada por el rozamiento ó fricción interna entre las moléculas y se presenta tanto en líquidos como en gases aunque en éstos suele ser despreciable.

Capilaridad



Ascenso de un líquido a través de un tubo de pequeño diámetro (capilar) que está sumergido en aquel.

- *Actúan fuerzas: COHESIVAS entre moléculas semejante y ADHESIVAS entre moléculas diferentes.*

El menisco de un líquido es la superficie curva que se forma en un tubo angosto.

- *Menisco cóncavo: las fuerzas adhesivas superan a las cohesivas. Ej. agua.*

- *Menisco convexo: las fuerzas cohesivas superan a las adhesivas. Ej. mercurio.*

SÓLIDOS

Propiedades

De acuerdo a su estructura tridimensional se los clasifica en:

Cristalinos: *Son aquellos que poseen orden de largo alcance y punto de fusión definido. Son isotrópicos.*

Celda Unitaria: *Existe una unidad básica que se repite. Sus átomos/moléculas/iones ocupan posiciones fijas dentro de una estructura rígida.*

Punto Reticular: *Cada punto de la celda unitaria.*

Poseen distintas eficiencias de empaquetamiento dependiendo del tamaño de los átomos, cationes y aniones y del número de coordinación de cada átomo/ión (cantidad de vecinos que rodean a un átomo en una red cristalina).

Amorfos: *Carecen de una disposición tridimensional regular de los átomos/moléculas que los forman. No poseen punto de fusión definido. Son anisotrópicos.*

Sólidos Cristalinos

Existen 4 tipos de sólidos cristalinos, dependiendo de la naturaleza del enlace o interacciones que mantiene a los átomos, iones o moléculas en su lugar:

- **Sólidos iónicos:** *son aquellos formados por unión entre aniones y cationes.*
- **Sólidos Moleculares:** *formados por moléculas que se mantienen en su lugar por las fuerzas intermoleculares.*
- **Sólidos en red:** *también conocidos como reticulares. Consisten en átomos unidos por unión covalente a sus vecinos a través de la extensión del sólido.*
- **Sólidos metálicos:** *Simplemente metales, son cationes que se mantienen unidos por un mar de electrones.*

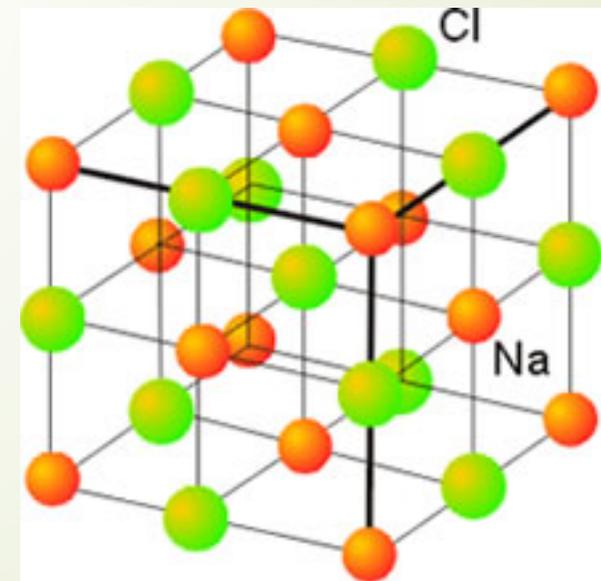
Clasificación de los sólidos de acuerdo a las fuerzas de interacción

Tipo de cristal	Fuerzas entre partículas	Propiedades	Ejemplos
IÓNICOS	Electrostáticas	Duros, quebradizos con altos puntos de fusión. Malos conductores del calor y de la electricidad en el estado sólido. Solubles en solventes polares.	NaCl, LiF, MgO, CaCO ₃
RED COVALENTE	Enlace covalente	Son duros, con altos puntos de fusión. Malos conductores del calor y la electricidad.	Diamante, SiO ₂ (cuarzo)
MOLECULARES	Fuerzas de van der Waals	Suaves. Con bajos puntos de fusión, malos conductor del calor y la electricidad.	Iodo, H ₂ O sólida, C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (sacarosa)
METÁLICOS	Enlace metálico	Blandos o duros, puntos de fusión altos o bajos, buenos conductores del calor y electricidad.	Todos los elementos metálicos (Fe, Cu, Hg, Au, Zn, etc.)

Sólidos Iónicos

Los cationes y aniones se atraen por fuerzas electrostáticas. Se acomodan en la estructura cristalina regular que corresponde a la menor energía. La estructura adoptada se deduce del cociente de radios del catión y del anión.

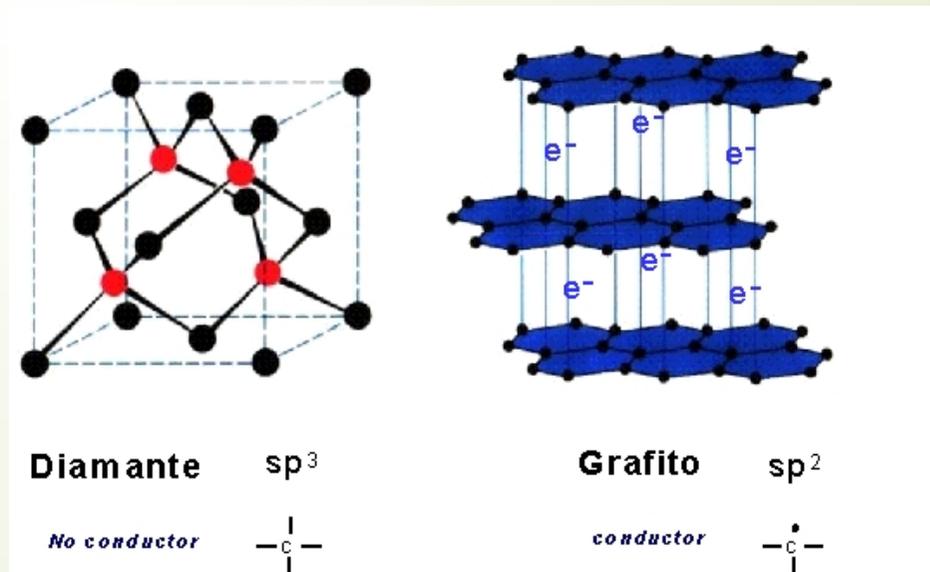
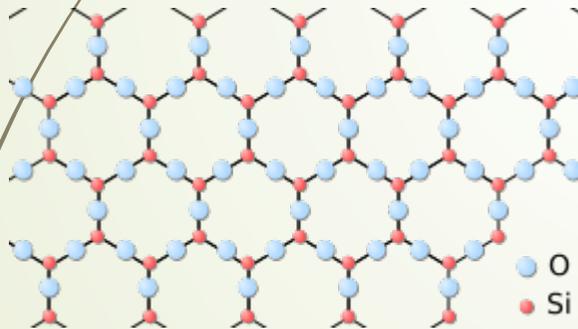
- *El tamaño de los cationes y aniones no es el mismo.*
- *La carga neta de una celda unitaria es nula.*



Sólidos en Red

Átomos unidos por uniones covalentes, formando una única red de gran tamaño.

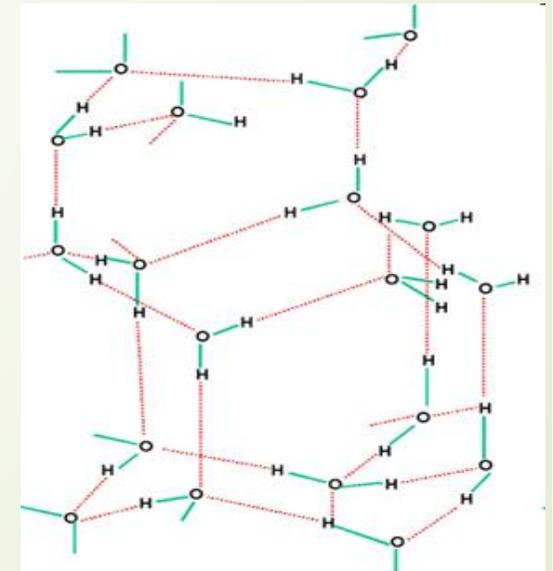
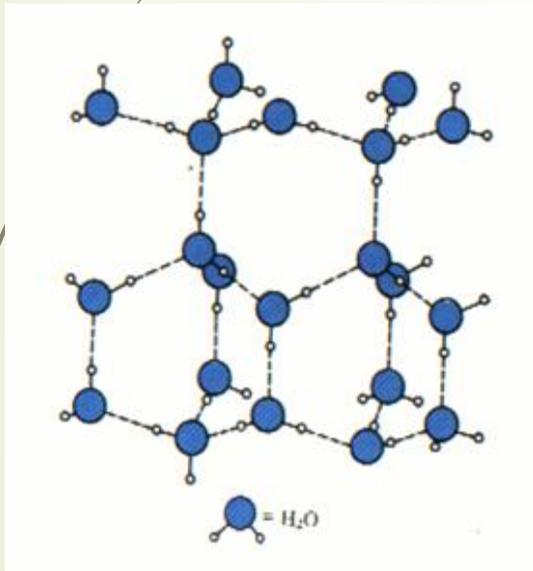
- *Los puntos reticulares están unidos por enlaces verdaderos.*
- *Ejemplo: Alótropos del carbono (diamante y grafito).*



Sólidos Moleculares

La unidad estructural son moléculas con independencia química.

- *Se mantienen unidos por fuerzas tipo van der Waals y tipo puente de Hidrógeno.*
- *Ejemplos: Hielo*



Estructura del Hielo

Propiedades del Agua

Considerando su baja Masa Molar, tiene Puntos de Fusión y Ebullición muy altos.

- Esto indica que posee Fuerzas Intermoleculares grandes.

El Estado sólido es menos denso que el estado líquido (excepción entre todas las sustancias).

- Está relacionado con su estructura tridimensional.

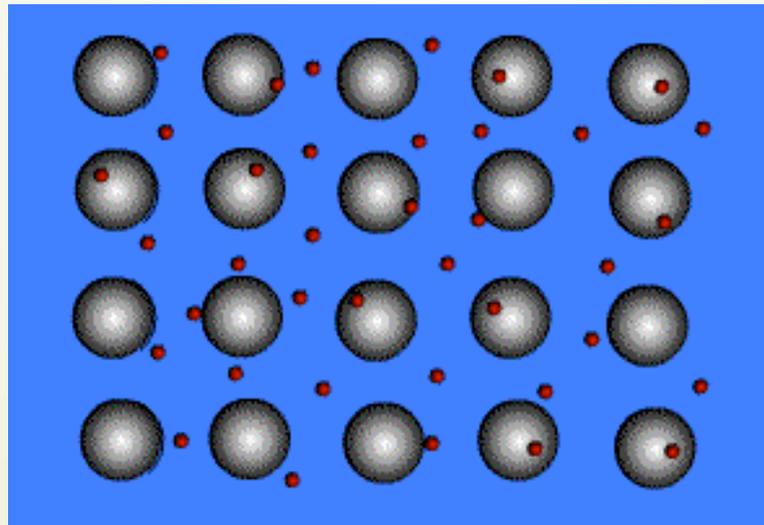
Es un excelente disolvente de compuestos iónicos y polares.

- Es una molécula con un dipolo permanente.

Sólidos Metálicos

Poseen átomos formando una red cristalina inmersos en un mar de electrones generado a partir desde los electrones de valencia (enlace metálico).

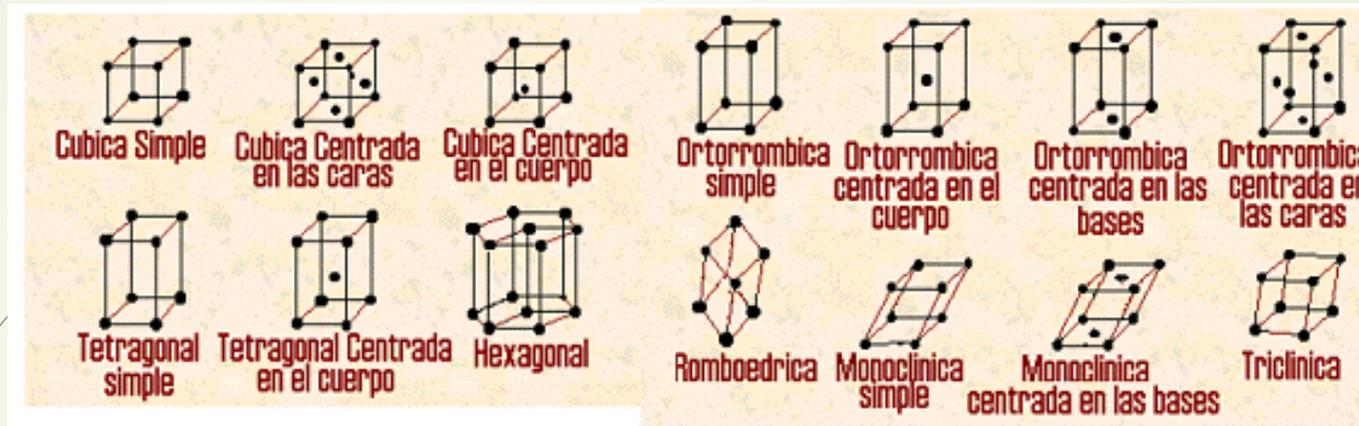
- Son muy densos, poseen en general una red cúbica centrada en el cuerpo (mayor eficiencia de empaquetamiento).



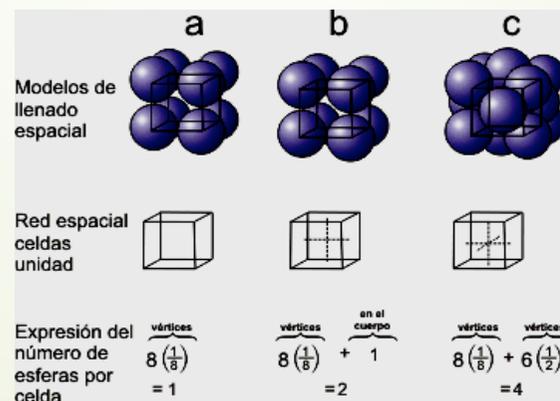
Celda Unitaria

Es la unidad más pequeña que al repetirse varias veces sin dejar espacios y sin rotación, puede reproducir la estructura del cristal completo.

- Todas las estructuras cristalinas pueden representarse en términos de 14 patrones básicos de celdas unitarias llamados retículos de BRAVAIS.



- Los átomos en una celda unitaria se cuentan determinando qué fracción de cada uno reside dentro de la celda.



- La mejor manera de determinar el tipo de celda es por Difracción de RX. Sin embargo un procedimiento simple para distinguir entre estructuras es a través de la densidad.



BIBLIOGRAFÍA

- Atkins, P. Jones, L. 2012. Principios de Química. Quinta edición. Ed. Panamericana.
- Brown, LeMay y Bursten. 1998. Química: La Ciencia Central. Séptima edición. Ed. Prentice Hall
- Chang, R. 1998. Química General. Sexta edición. Ed. Mc Graw Hill.
- Kotz, J. Treichel, M. 2003. Química y reactividad química. Quinta edición. Ed. Thomson.
- Petrucci, R. Harwood, W. Herring F. 2002. Química General. Vol. I y II. Octava edición. Ed. Prentice Hall.
- Whiten, Davis y Peck. 2015. Química General. Octava edición. Ed. Mc Graw Hill.