



**UNCUYO**  
UNIVERSIDAD  
NACIONAL DE CUYO



**FCEN**

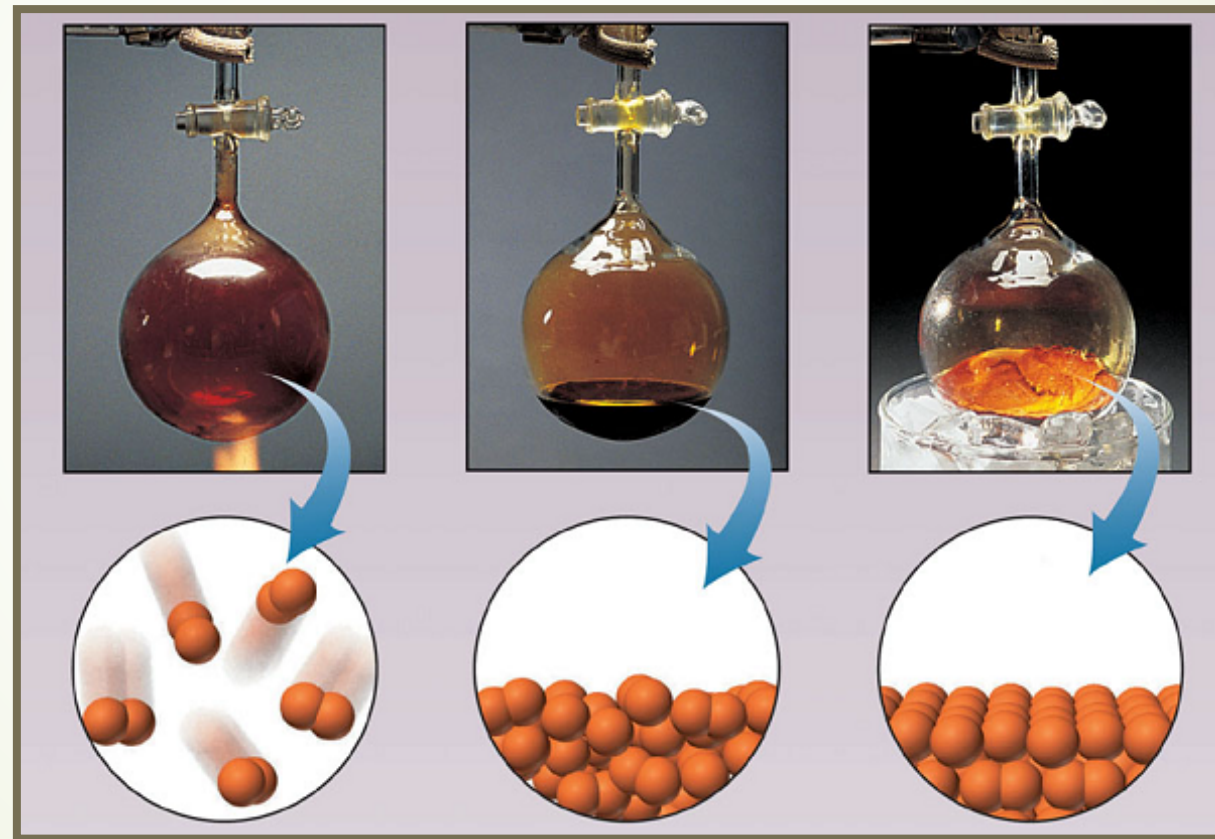
FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES  
Naturaleza – Ciencia - Humanismo

# ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

## GASES, SÓLIDOS Y LÍQUIDOS

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.**

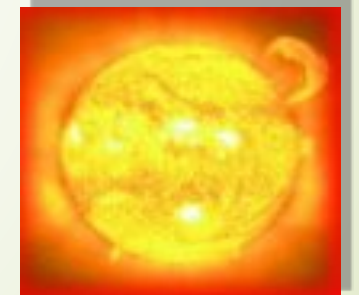
# CARACTERÍSTICAS GENERALES

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.





# **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/s<sup>2</sup> ≡ N)

A = Área (m<sup>2</sup>)

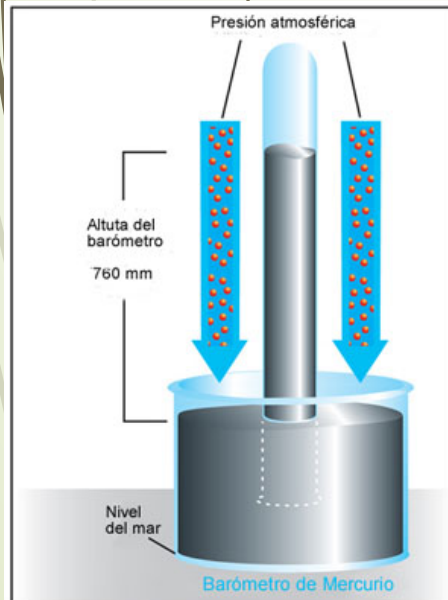
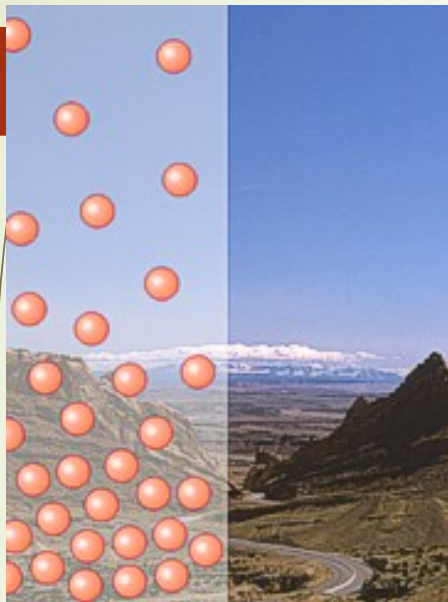
## UNIDADES

- La unidad SI de presión, recibe el nombre de **Pascal** (Pa ≡ N/m<sup>2</sup> ≡ Kg/m s<sup>2</sup>)
- 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 atm = 1,01 bar = 760 mm Hg = 760 torr**

**1 atm = 101.325 Pa = 101,325 KPa**





## Ejemplo de equivalencia entre unidades:

Indique a cuántos mm de Hg equivalen:

a. 2,5 atm

$$2,5 \text{ atm} \times \frac{760 \text{ mmHg}}{101325 \text{ Pa}} = 1,900 \text{ mmHg}$$

b. 0,8 kPa

$$0,8 \text{ kPa} \times \frac{760 \text{ mmHg}}{101325 \text{ Pa}} = 6,002 \times 10^{-3} \text{ mmHg}$$



# 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.



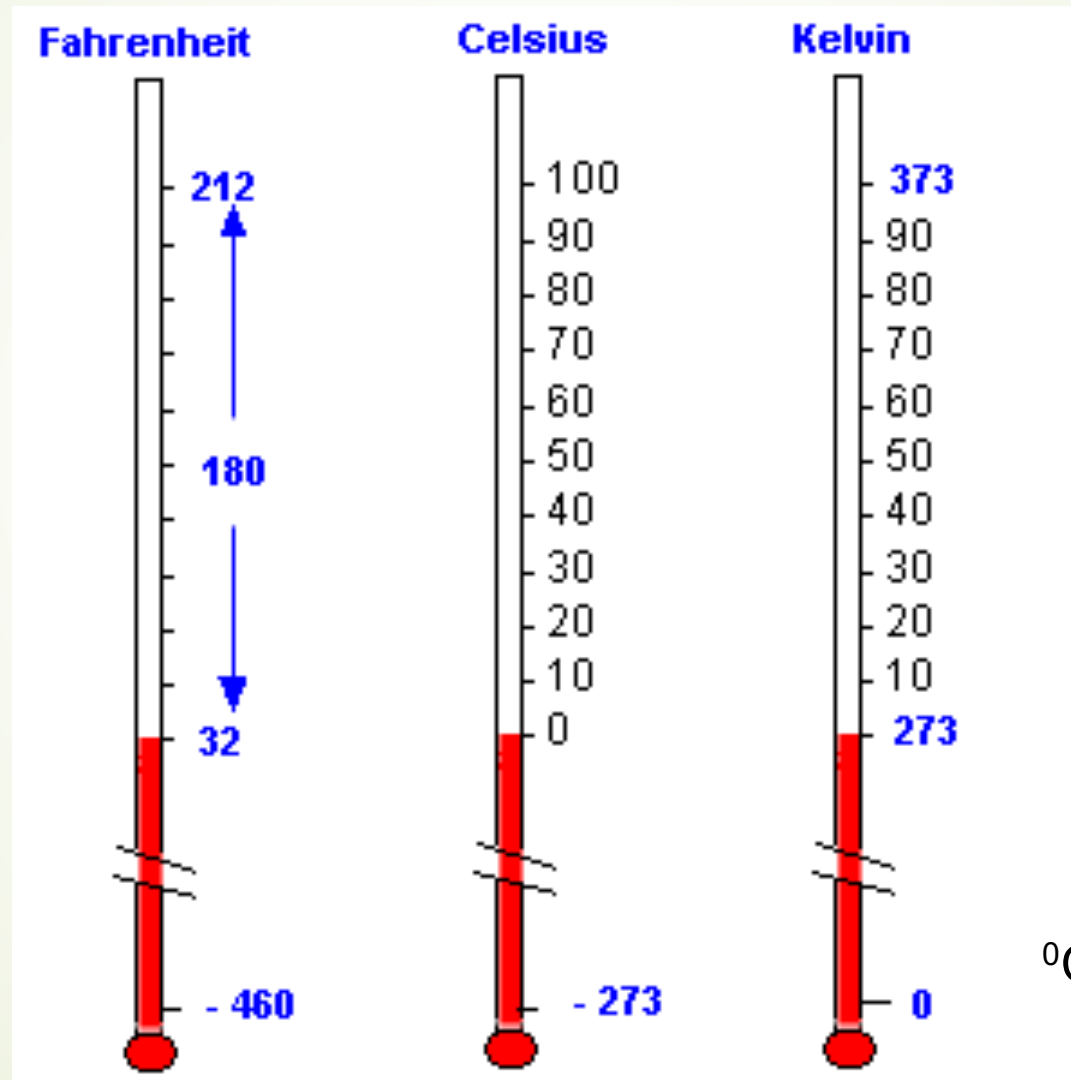
# Unidades de Temperatura

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



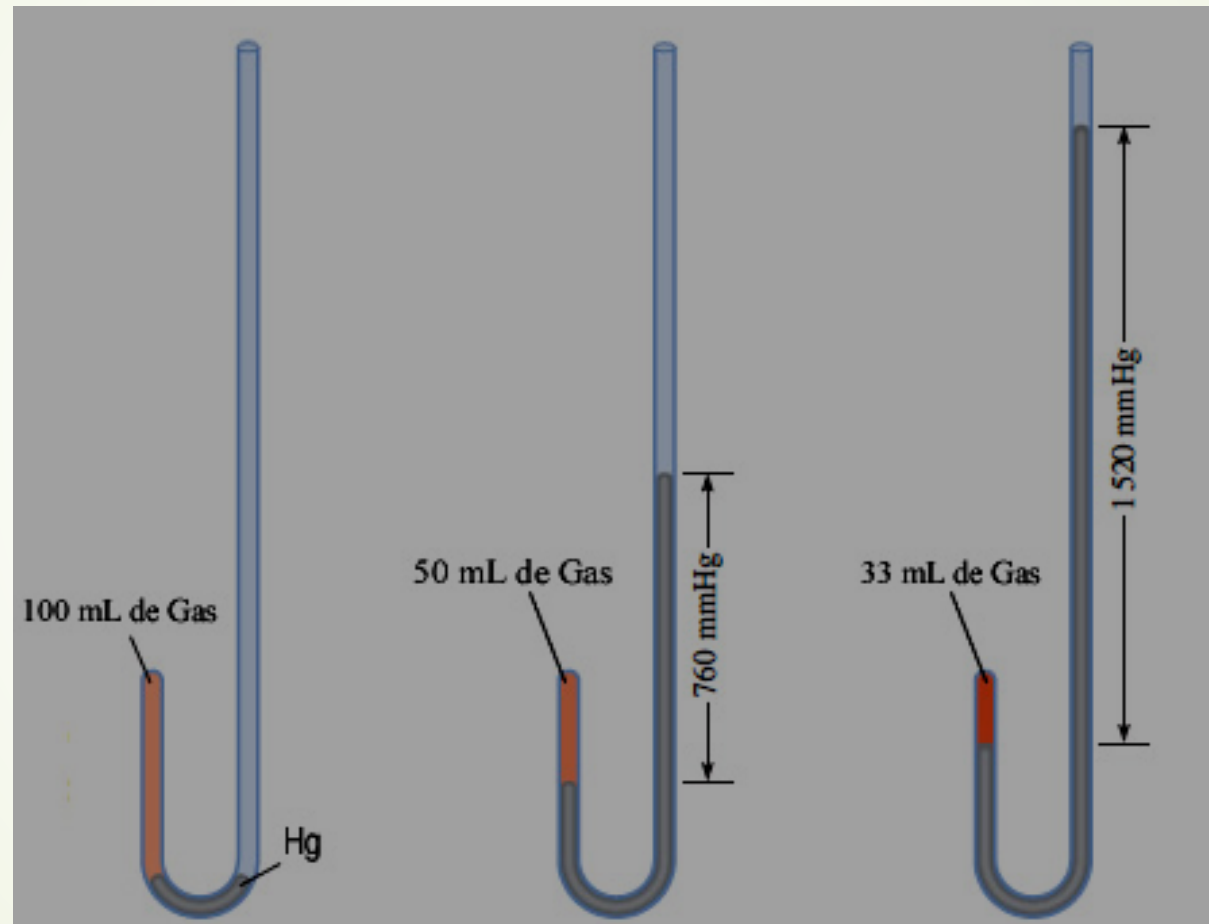
$$^{\circ}\text{C} = (\text{F} - 32) \times 5/9$$

El Sistema Internacional establece que la medida estándar de temperatura es el grado Celsius.



# **LEYES DE LOS GASES**

# EXPERIMENTO DE BOYLE



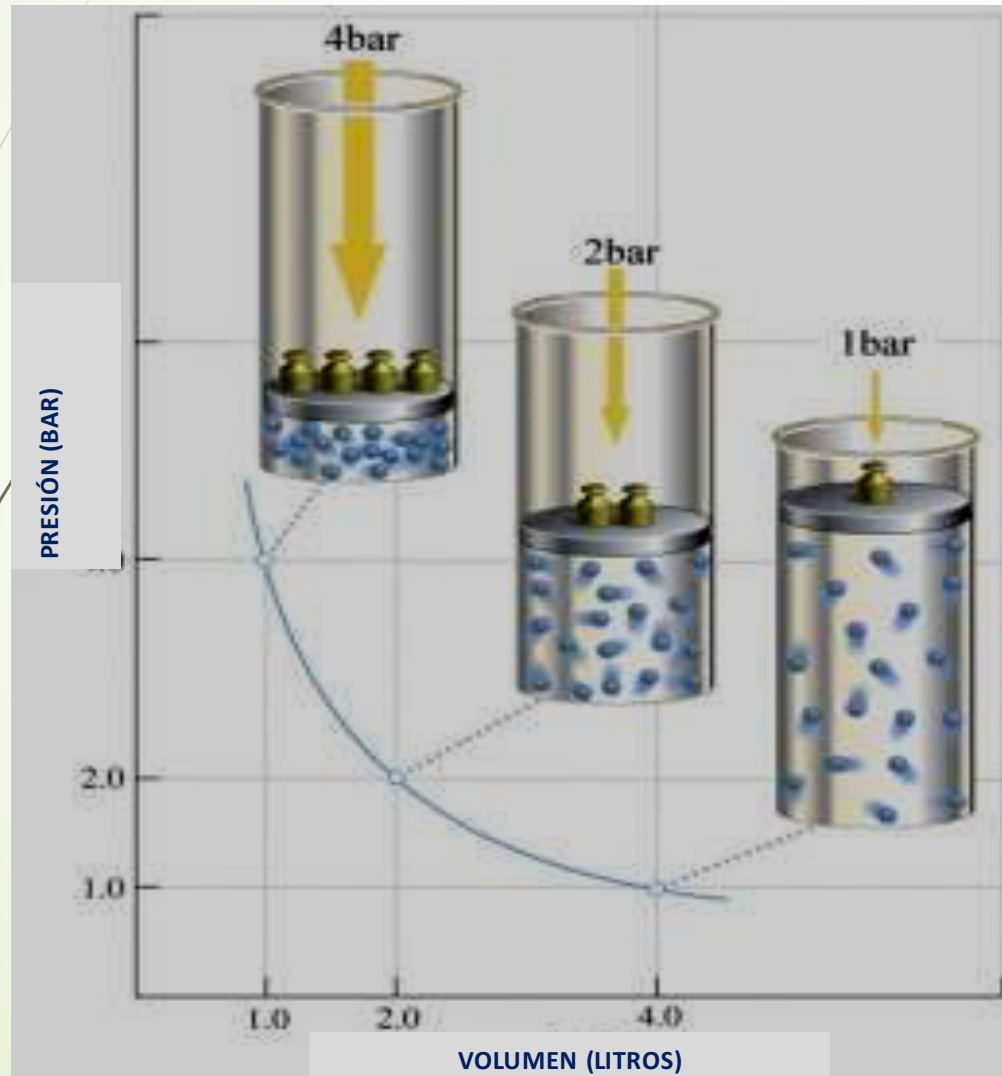
# LEY DE BOYLE Y MARIOTTE

1661-1677



Transformación isotérmica

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



# 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).*

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

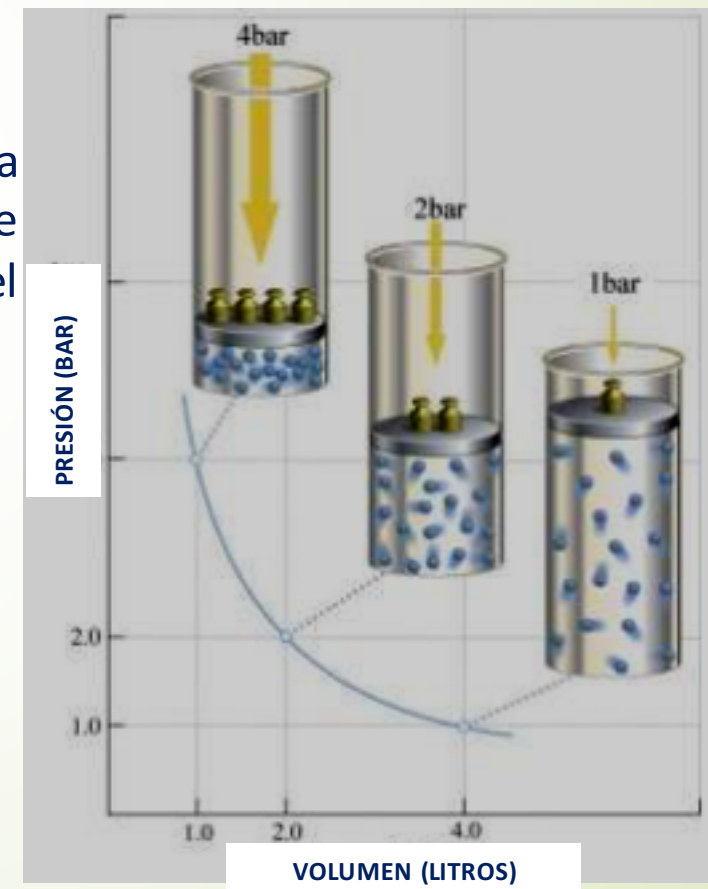
El aumento de presión exterior origina una disminución del volumen, que supone el aumento de choques de las partículas con las paredes del recipiente, aumentando así la presión del gas.

Para dos o más estados diferentes:

$$P_1V_1 = P_2V_2 = \dots = P_nV_n = \text{constante}$$

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

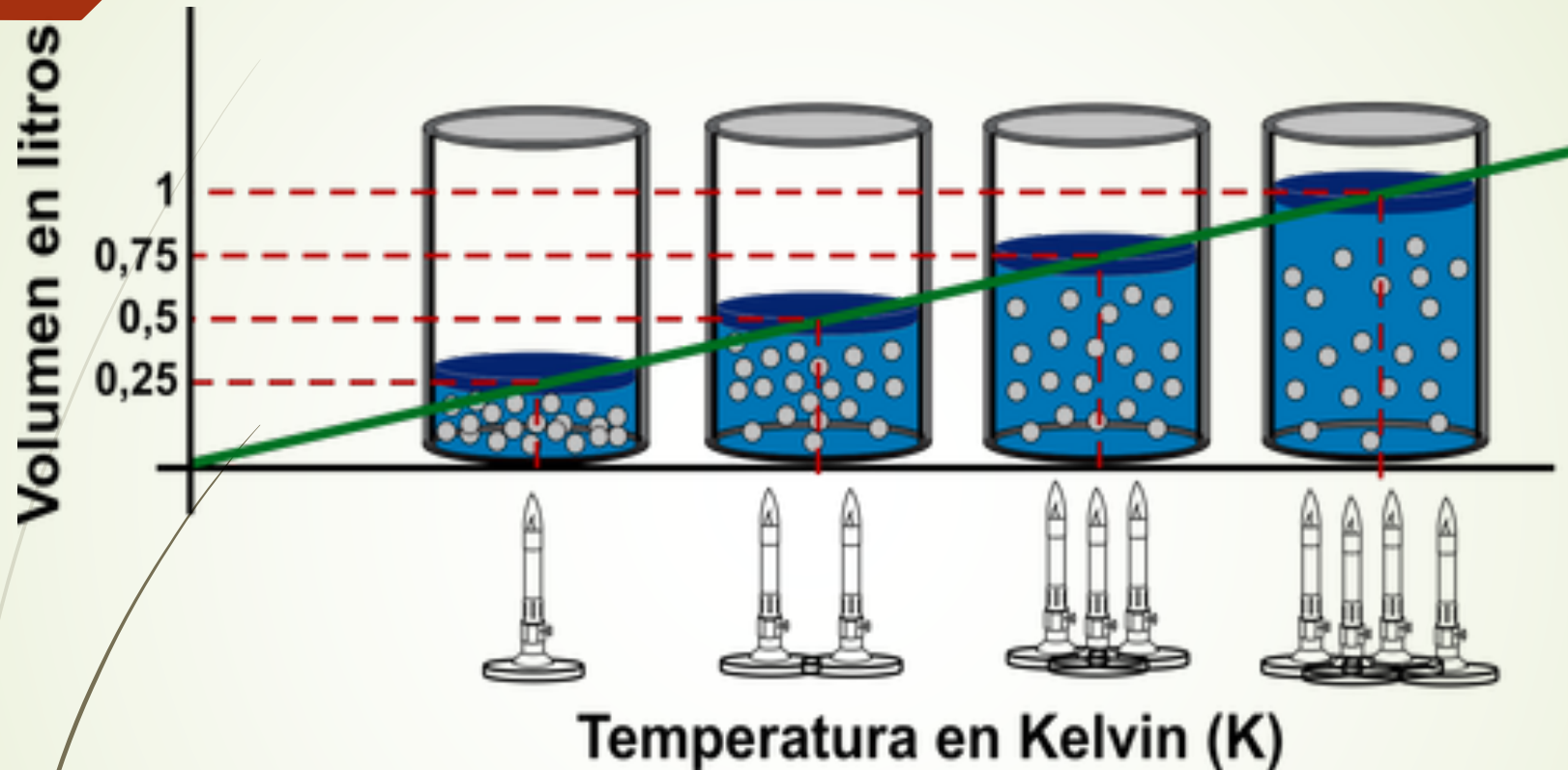




# EJERCICIOS DE APLICACIÓN GUÍA

- ▶ 2- Una muestra de nitrógeno ocupa un volumen de 60 L a la presión de 800 mm Hg.
- ▶ La muestra se comprime manteniendo la temperatura constante durante el proceso de compresión.
- ▶ ¿Cuál será el volumen del gas si la presión ascendió a 1.950 mm Hg?

# PRIMERA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

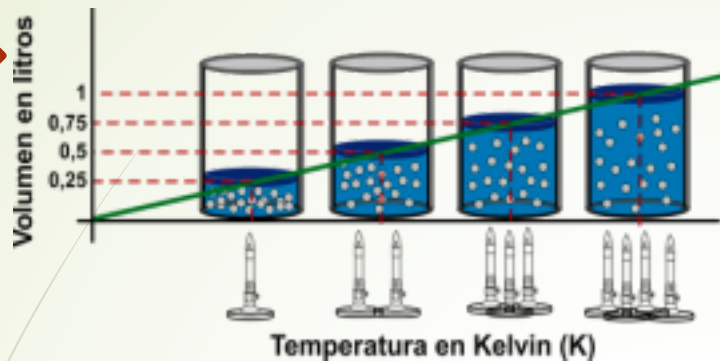


Transformación isobárica

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



# 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.

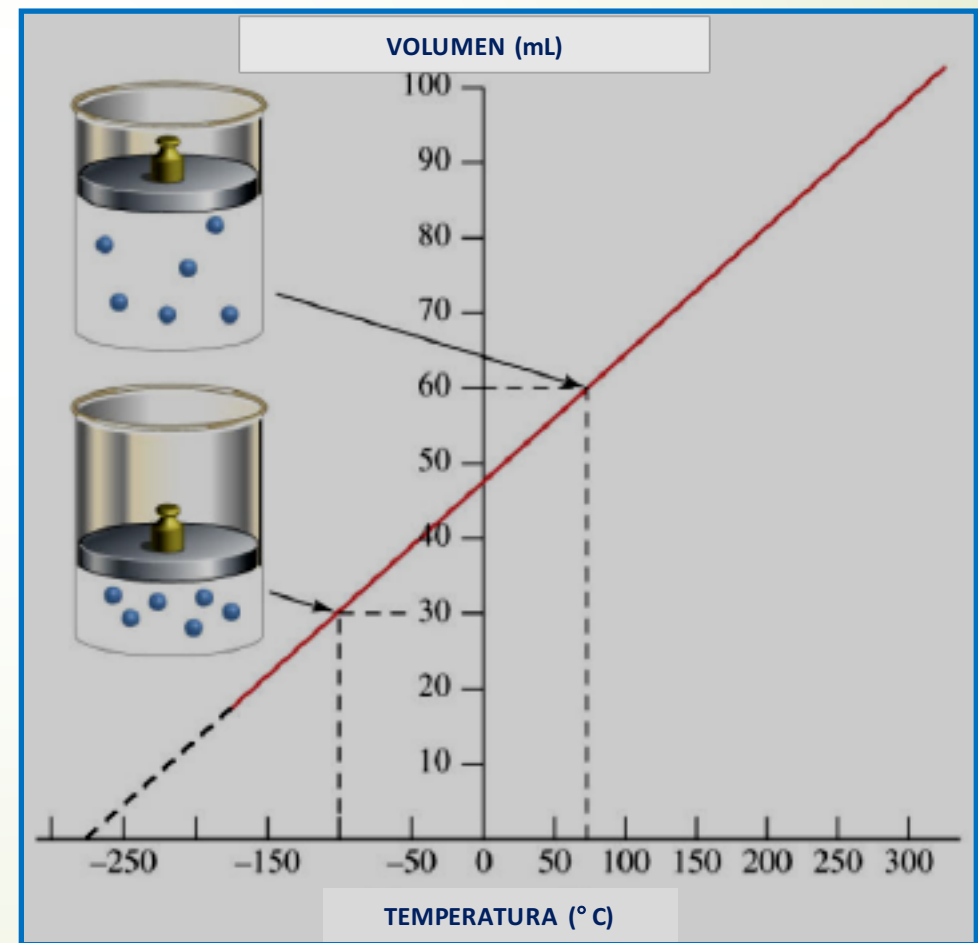
El V de un gas es directamente proporcional a la T absoluta, para una cantidad de materia y P constantes, (transformación isobárica)



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

Para dos o más estados:

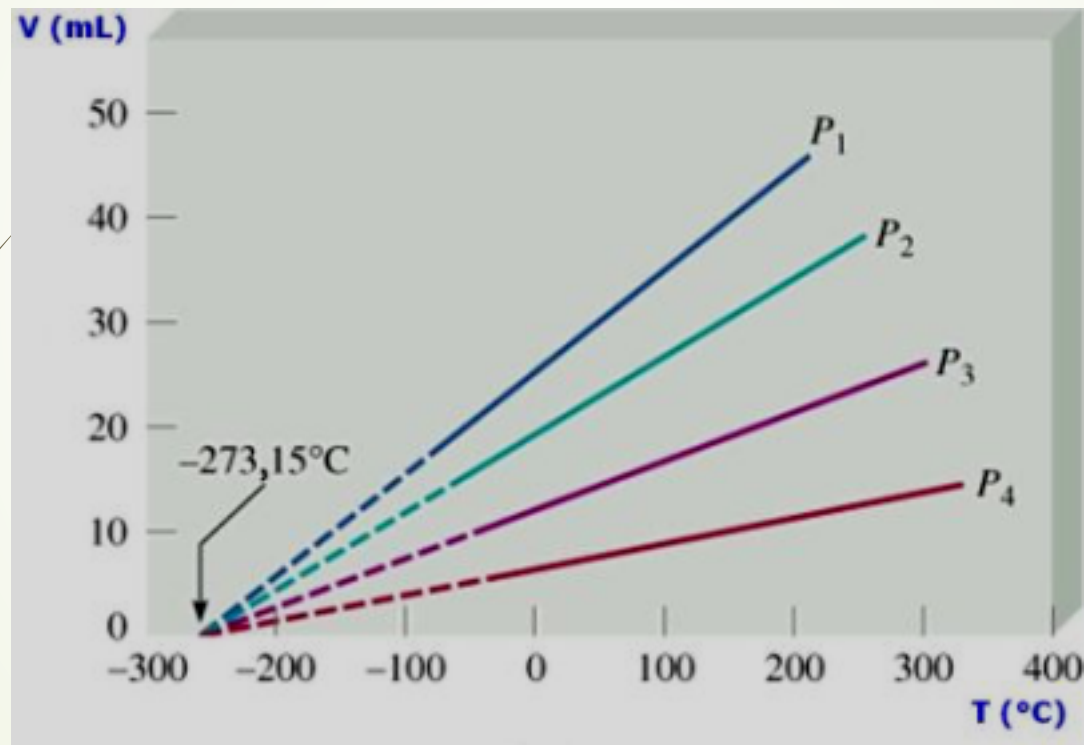
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \dots = \frac{V_n}{T_n} = \text{constante}$$



# PRIMERA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC



Masas iguales a diferentes P

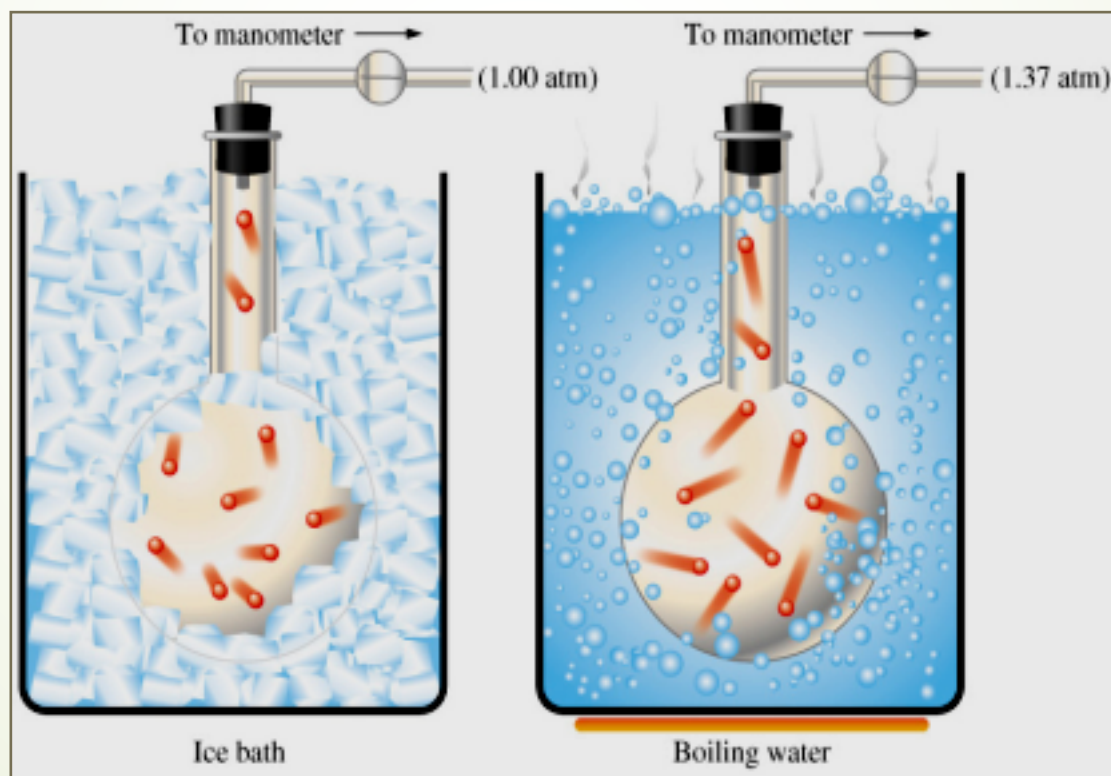


**-273 °C = 0 K cero absoluto**

# 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).



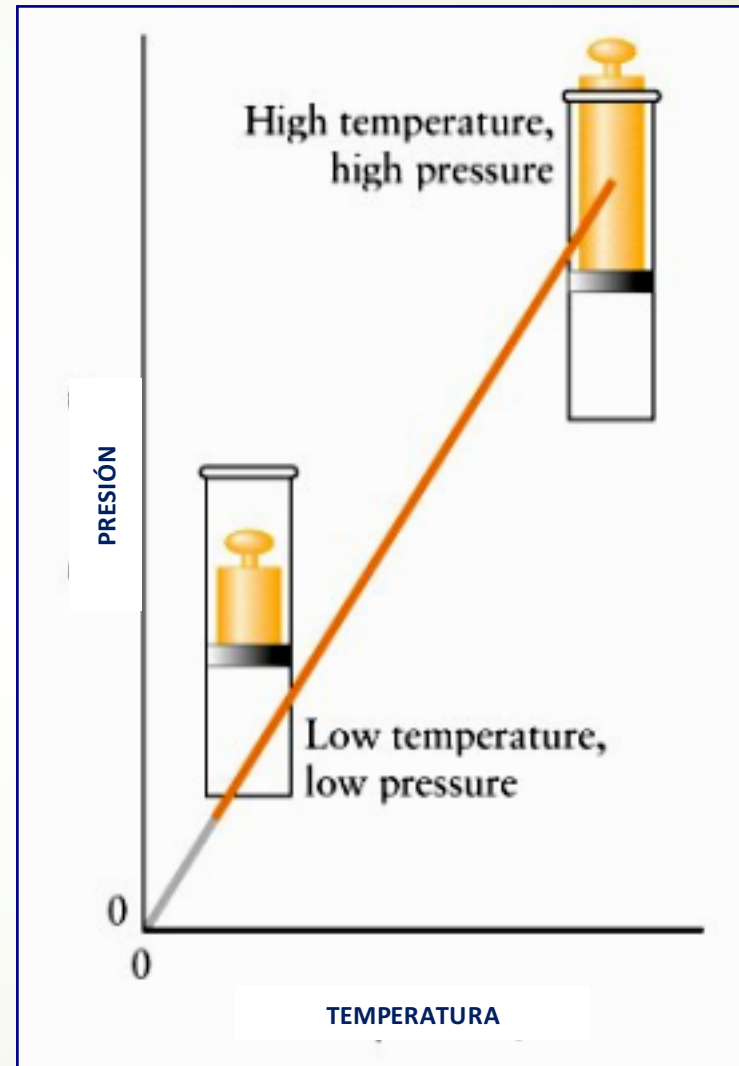
# SEGUNDA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

$$P \propto T$$

Para  $n$  y  $V$  constantes

Para dos o más estados:

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



Transformación isocórica



# EJERCICIOS DE APLICACIÓN GUÍA

4- Se infla un globo con 45 L de helio a  $22\text{ }^{\circ}\text{C}$  y  $0,98\text{ atm}$ . Si el globo se coloca en una cámara fría a  $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$ , sin cambios en la presión exterior, ¿cuál será el volumen del gas en estas condiciones?

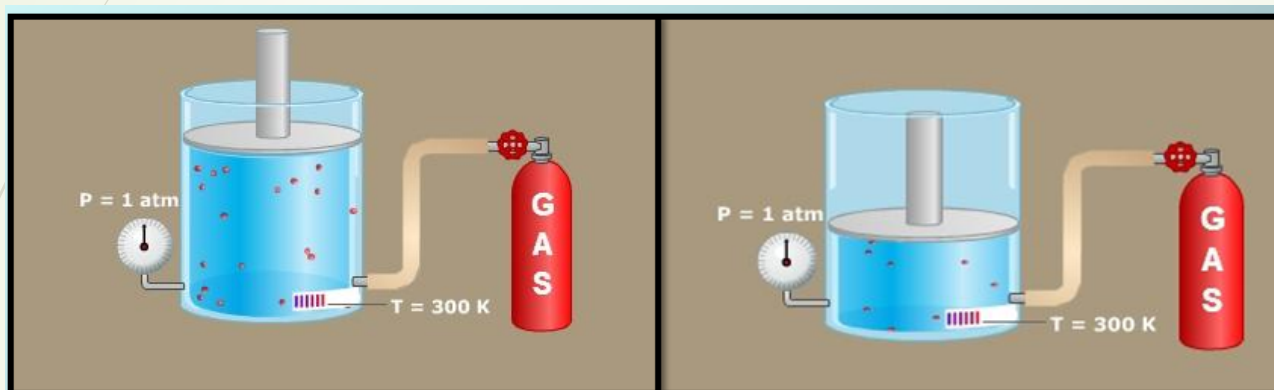
6- Un recipiente con capacidad de 4 L contiene dióxido de carbono a  $1,2\text{ atm}$  y  $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

- Prediga cómo variará la presión del gas si se incrementa la temperatura mientras que el volumen permanece constante.
- Indique qué Ley aplicó para predecir el comportamiento del gas en esas condiciones.
- Escriba la expresión matemática de dicha Ley y aplíquela para calcular la presión ejercida por el gas cuando la temperatura se incrementa en  $85\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

# LEY DE AVOGADRO



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

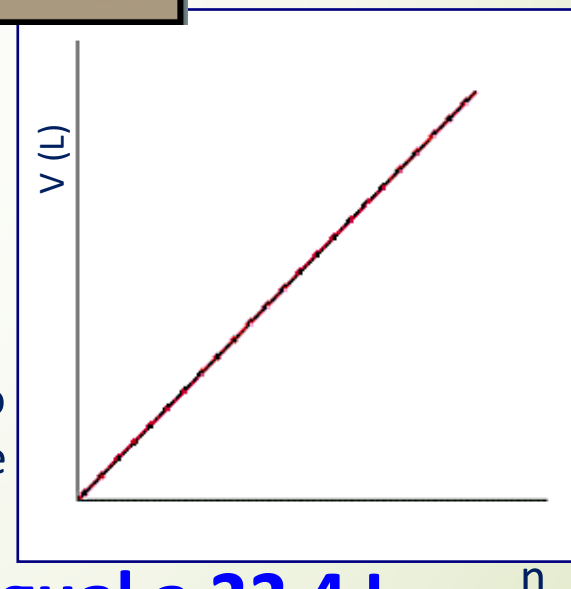


$$V \propto n \text{ (a T y P constantes)}$$



$$V = k \cdot n$$

A P y T 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



# EJERCICIOS DE APLICACIÓN GUÍA

7- Se lanza un globo con 7 L helio a  $22^{\circ}\text{C}$  y 750 mm Hg.

¿Qué volumen tendrá a una altitud de 322 Km, donde la presión es de 70 mmHg y la temperatura de  $-30^{\circ}\text{C}$ ?

## Combinación de las leyes de los gases:

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

*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.*

### Ecuación de los gases ideales:

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 mol; P = 1 atm; V= 22,4 L; T = 273 K

R = 0,082057 atm L mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>

R= 8,3145 J mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup> = 8,3145 m<sup>3</sup> Pa mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>



# 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:

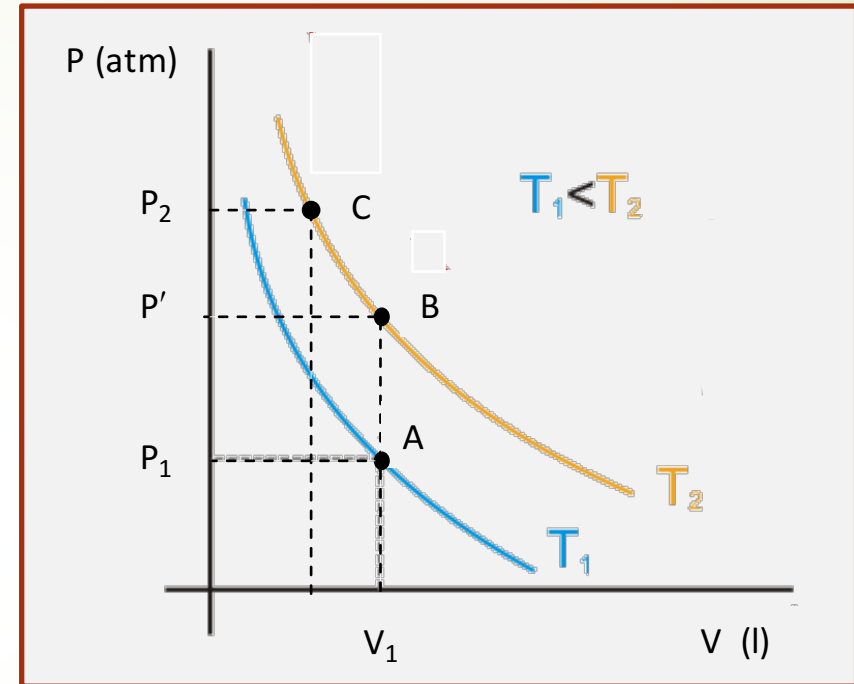
$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

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

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.*



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

# 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:

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

**$P_1$  = Presión parcial del gas Pp 1**

**$X$  = Fracción Molar del gas;  $X_1 = n_1/n_T$ ;  $n_1$  = moles del gas 1;  $n_T$  = moles de la mezcla gaseosa.**

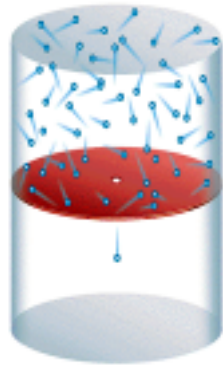
**$P_T$  = Presión Total de mezcla gaseosa.**



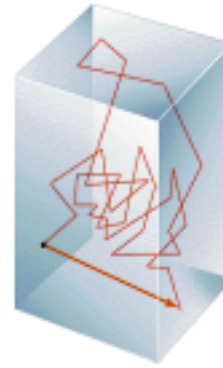
## EJERCICIOS DE APLICACIÓN GUÍA

11- Una mezcla de gases utilizada en el laboratorio contiene 93,5 % de nitrógeno y 6,5 % de oxígeno y ejerce una presión de 15 atmósferas. Calcule la presión parcial ejercida por cada gas en la mezcla.

# Efusión



# Difusión



- Efusión es el proceso en el cual un (1) gas fluye a través de un pequeño orificio en el vacío.
- Difusión es la dispersión gradual de una sustancia (1) en otra sustancia (2).

## 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:

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

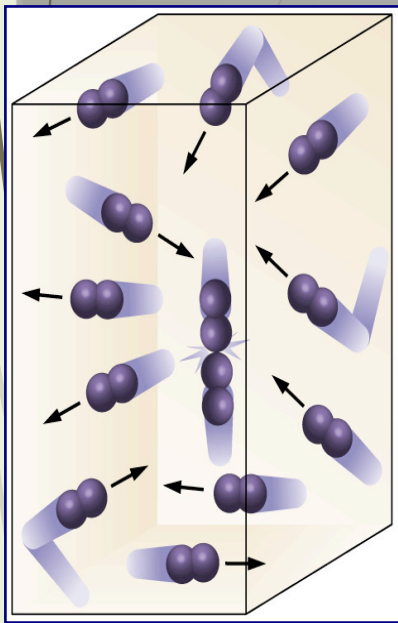
Donde  $v_1$  y  $v_2$  representan las velocidades de efusión de dos gases de densidades  $\delta_1$  y  $\delta_2$  y masas molares  $M_1$  y  $M_2$ , respectivamente

# 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).

# 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.

**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:**

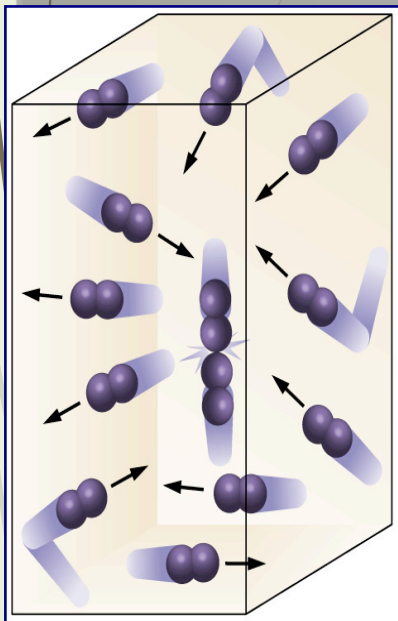
**Al calentar un gas, sus moléculas se mueven más rápido e impactan contra las paredes del recipiente con mayor frecuencia.**

**El Modelo Cinético**

**o 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.**

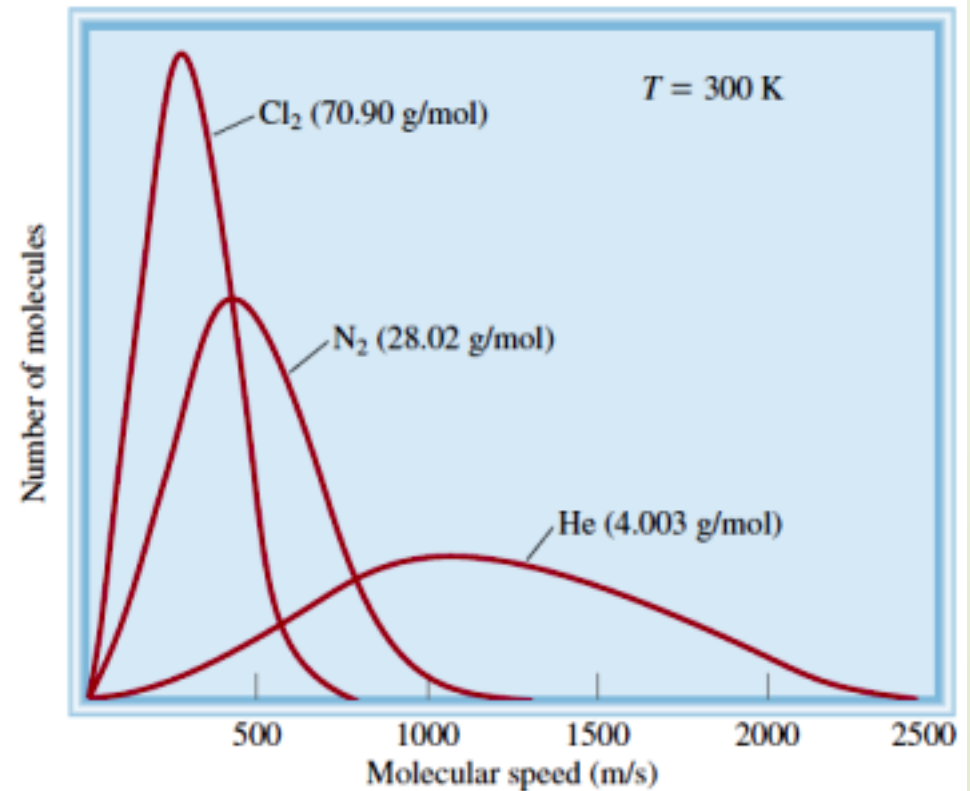
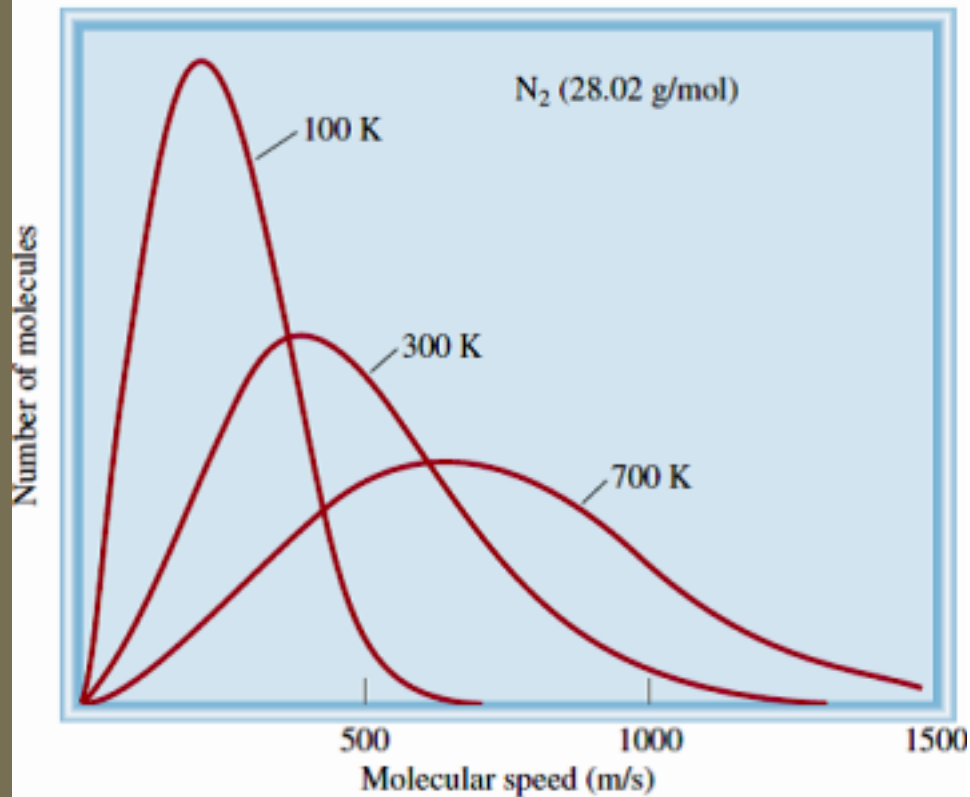


# DISTRIBUCIÓN DE VELOCIDADES DE MAXWELL

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

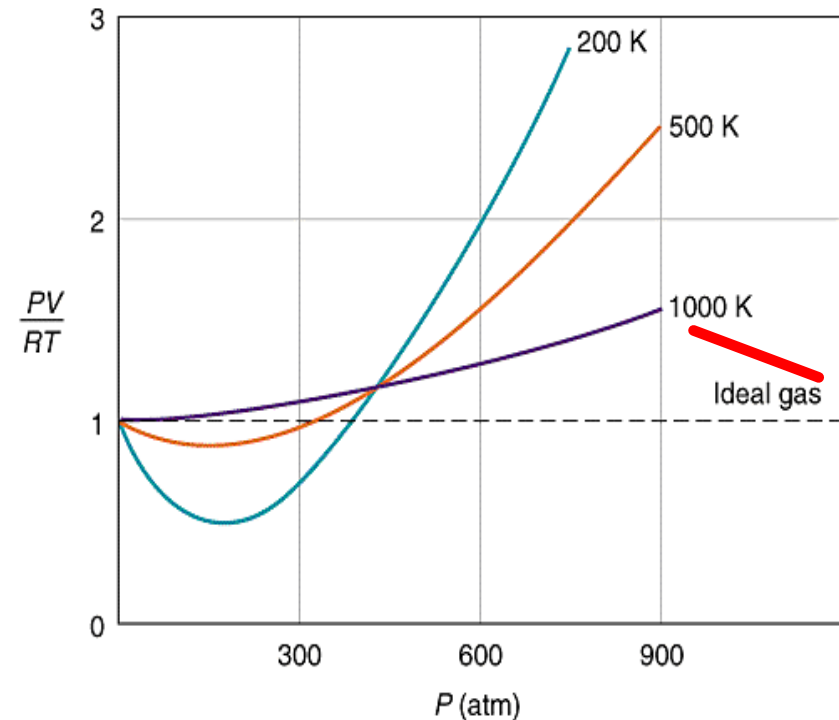
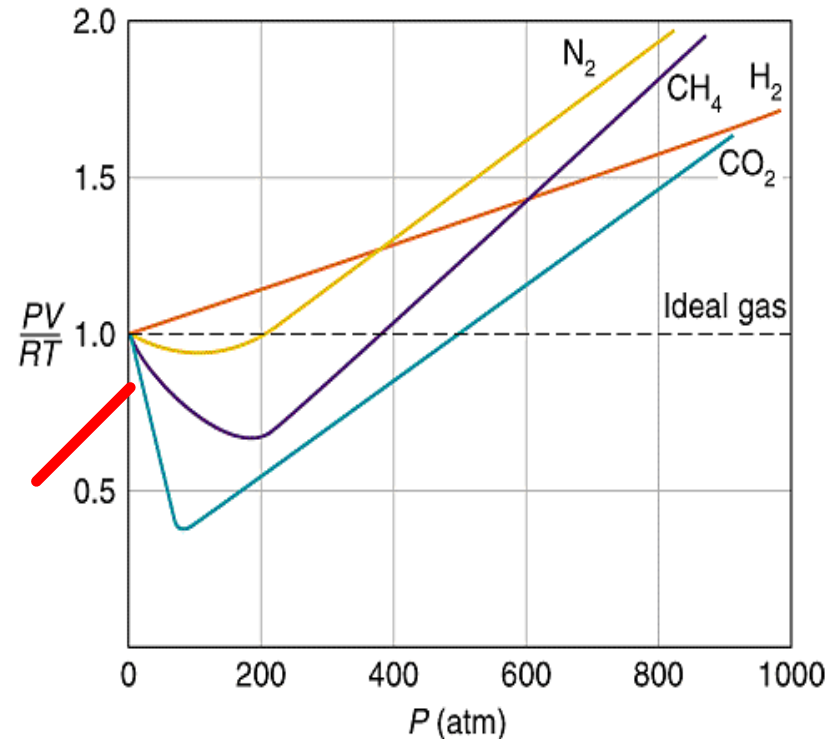
A mayor temperatura (K) aumentan la velocidad cuadrática media ( $v^2_m$ ) y la variación de las velocidades.

Las moléculas de menor masa molecular (MM) se mueven con mayor rapidez que las de mayor MM a =T.



Las moléculas de todos los gases tienen un amplio rango de velocidades/distribución.

# GASES REALES:



## Desviación de la idealidad

Los gases reales están formados por átomos o moléculas **con atracciones y repulsiones intermoleculares**.

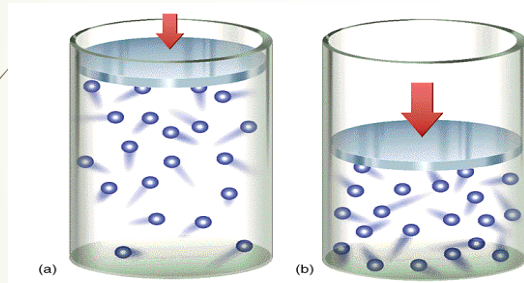
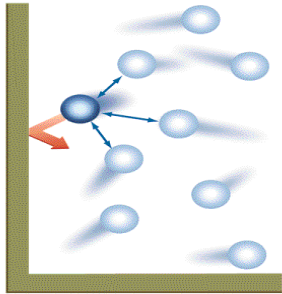
Las atracciones tienen un rango más amplio que las repulsiones.

El factor de compresión  $Z$  ( $PV/RT$ ) 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



## Ecuación de Van der Waals

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

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

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.**

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

<b>Propiedades</b>	<b>Sólido</b>	<b>Líquido</b>	<b>Gas</b>
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.

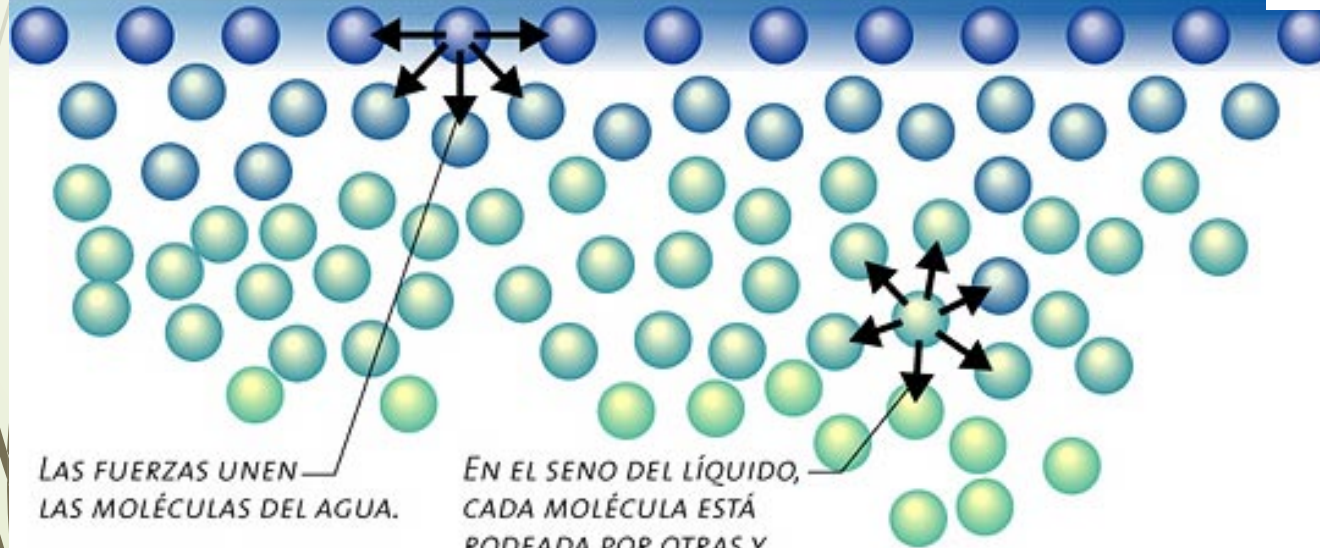
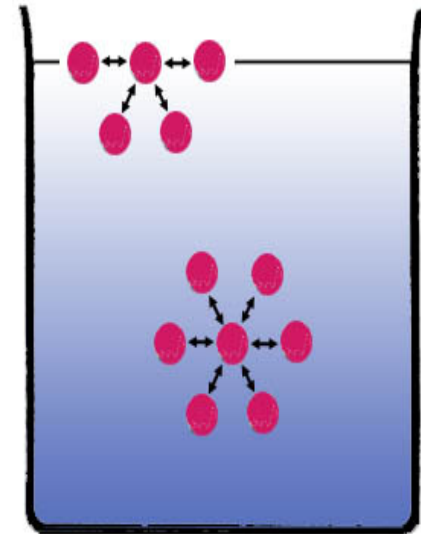
**Fuerzas de Cohesión**, atracción entre moléculas afines.

- **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

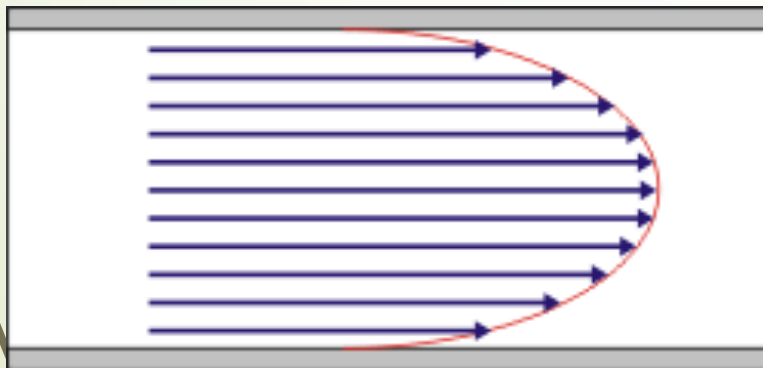
Es la resistencia de un líquido a fluir.

- *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).

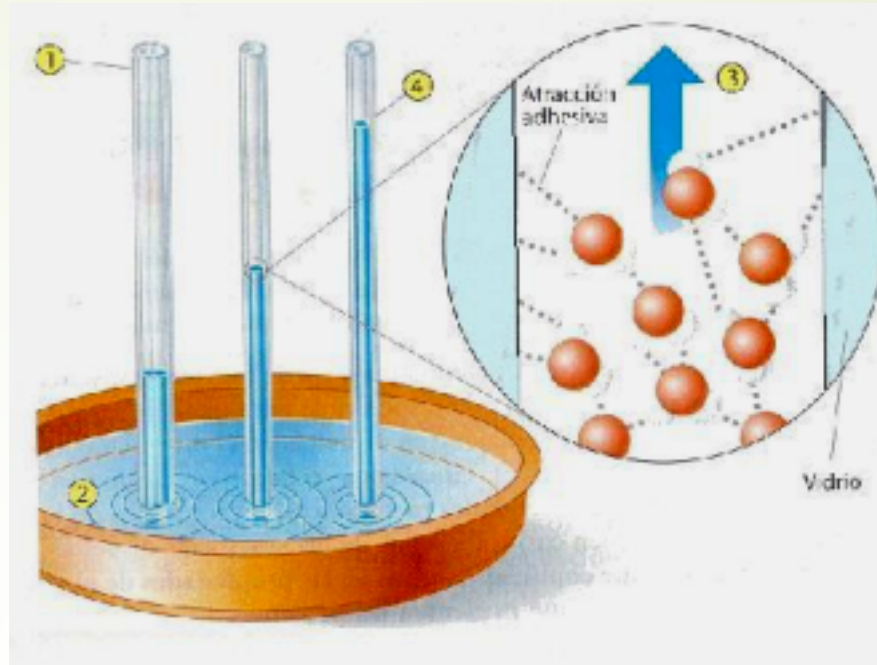
La viscosidad se mide en Centistokes o en Centipoises según el sistema internacional.

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*

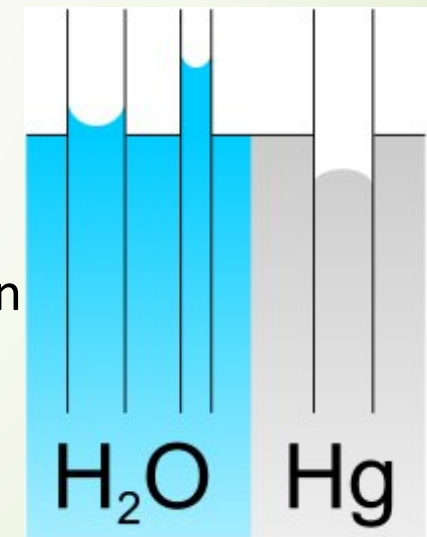
*ADHESIVAS entre moléculas diferentes.*

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

- *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. Ej. NaCl-
- **Sólidos Moleculares:** formados por moléculas que se mantienen en su lugar por las fuerzas intermoleculares. Ej. H<sub>2</sub>O sólida.
- **Sólidos en red:** también conocidos como reticulares. Consisten en átomos unidos por unión covalente a sus vecinos a través de la extensión del sólido. Ej. SiO<sub>2</sub>
- **Sólidos metálicos:** Simplemente metales, son cationes que se mantienen unidos por un mar de electrones. Ej. Cu

# Clasificación de los sólidos de acuerdo a las fuerzas de interacción

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

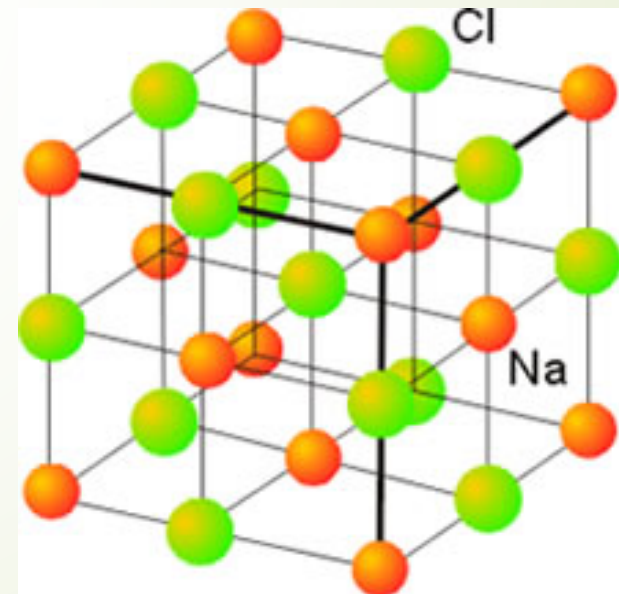
# Sólidos Iónicos

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.

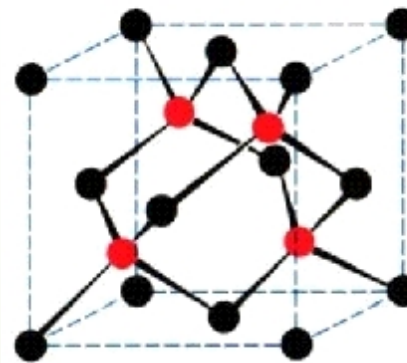
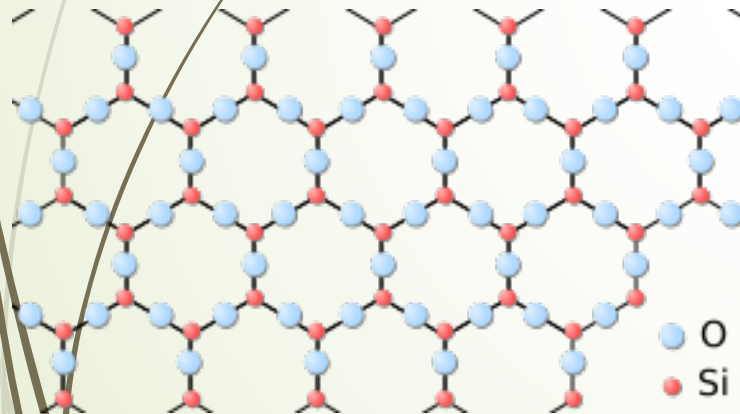
- *El tamaño de los cationes y aniones no es el mismo.*
- *La carga neta de una celda unitaria es nula.*



# Sólidos en Red

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

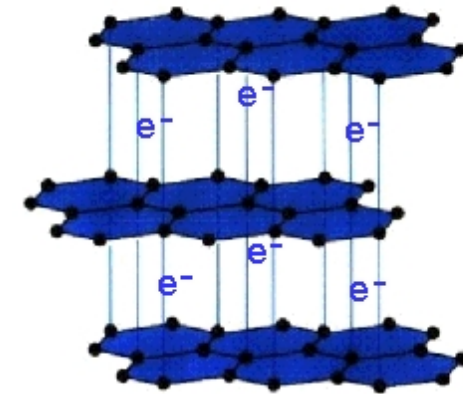
- *Los puntos reticulares están unidos por enlaces verdaderos.*
- *Ejemplo: Alótropos del carbono (diamante y grafito).*



**Diamante**

$sp^3$

*No conductor*



**Grafito**

$sp^2$

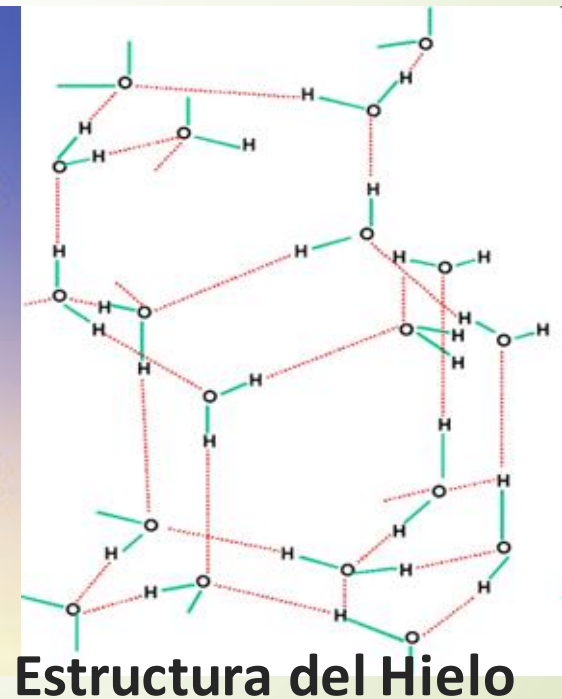
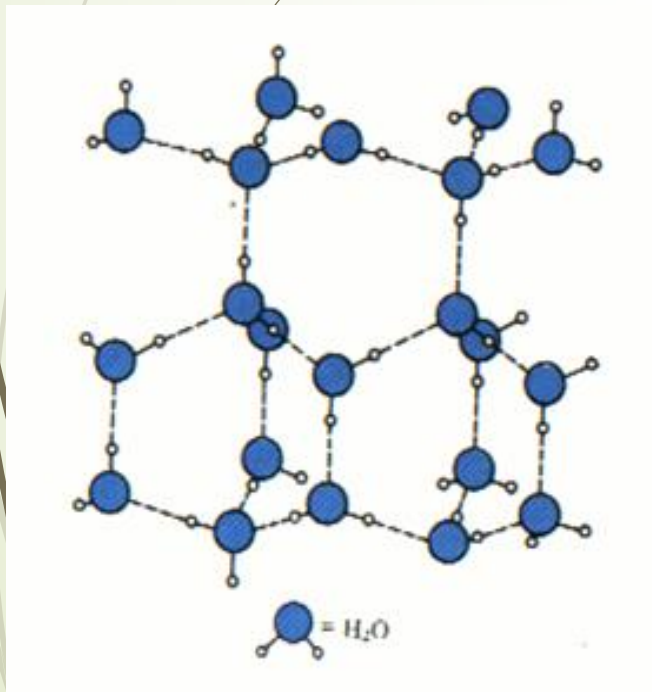
*conductor*



# 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 entre sus moléculas se establecen Fuerzas Intermoleculares grandes.*

En estado sólido es menos densa que el estado líquido (excepción entre todas las sustancias).

*- Está relacionado con su estructura tridimensional.*

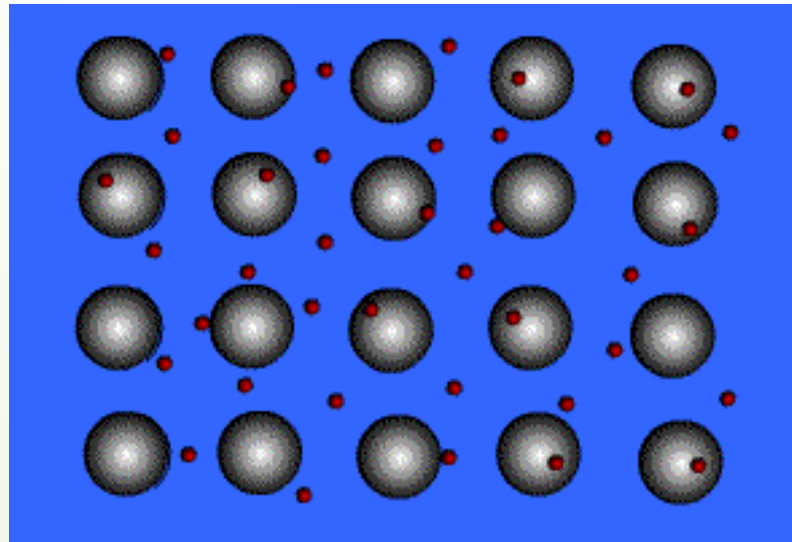
Es un excelente disolvente de compuestos iónicos y polares.

*- Es una molécula con un dipolo permanente: dipolar*

# Sólidos Metálicos

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

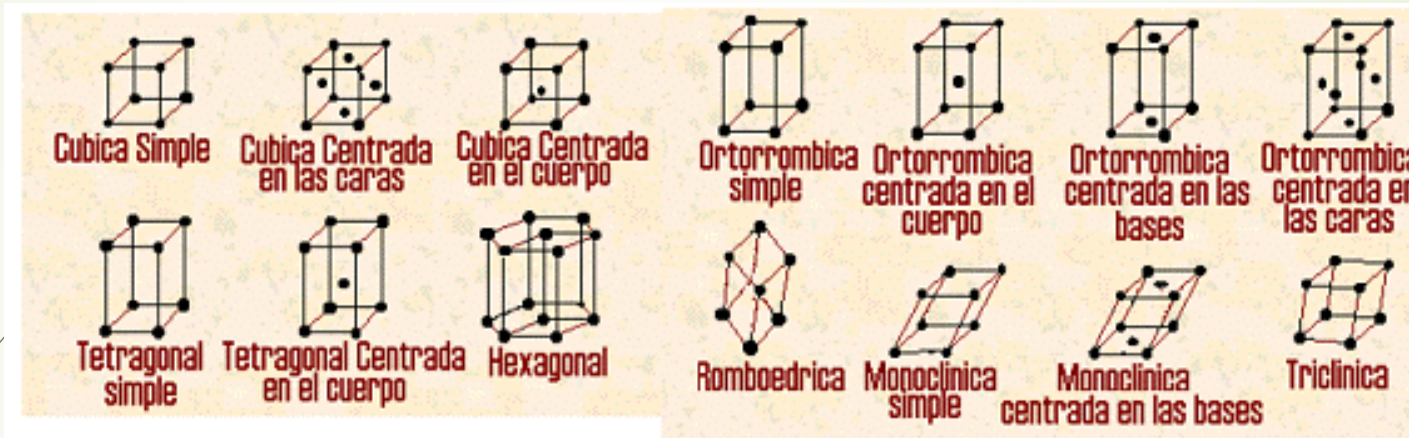
- *Son muy densos,*
- *poseen en general una red cúbica centrada en el cuerpo (mayor eficiencia de empaquetamiento).*



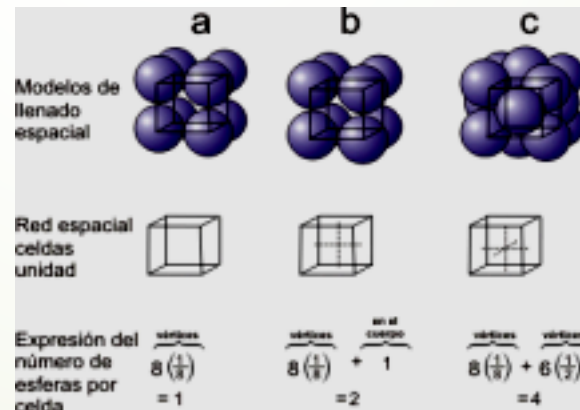
# Celda Unitaria

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.

- Aunque, un procedimiento simple para distinguir 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.