



UNCUYO
UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



**FACULTAD
DE INGENIERÍA**

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

2023

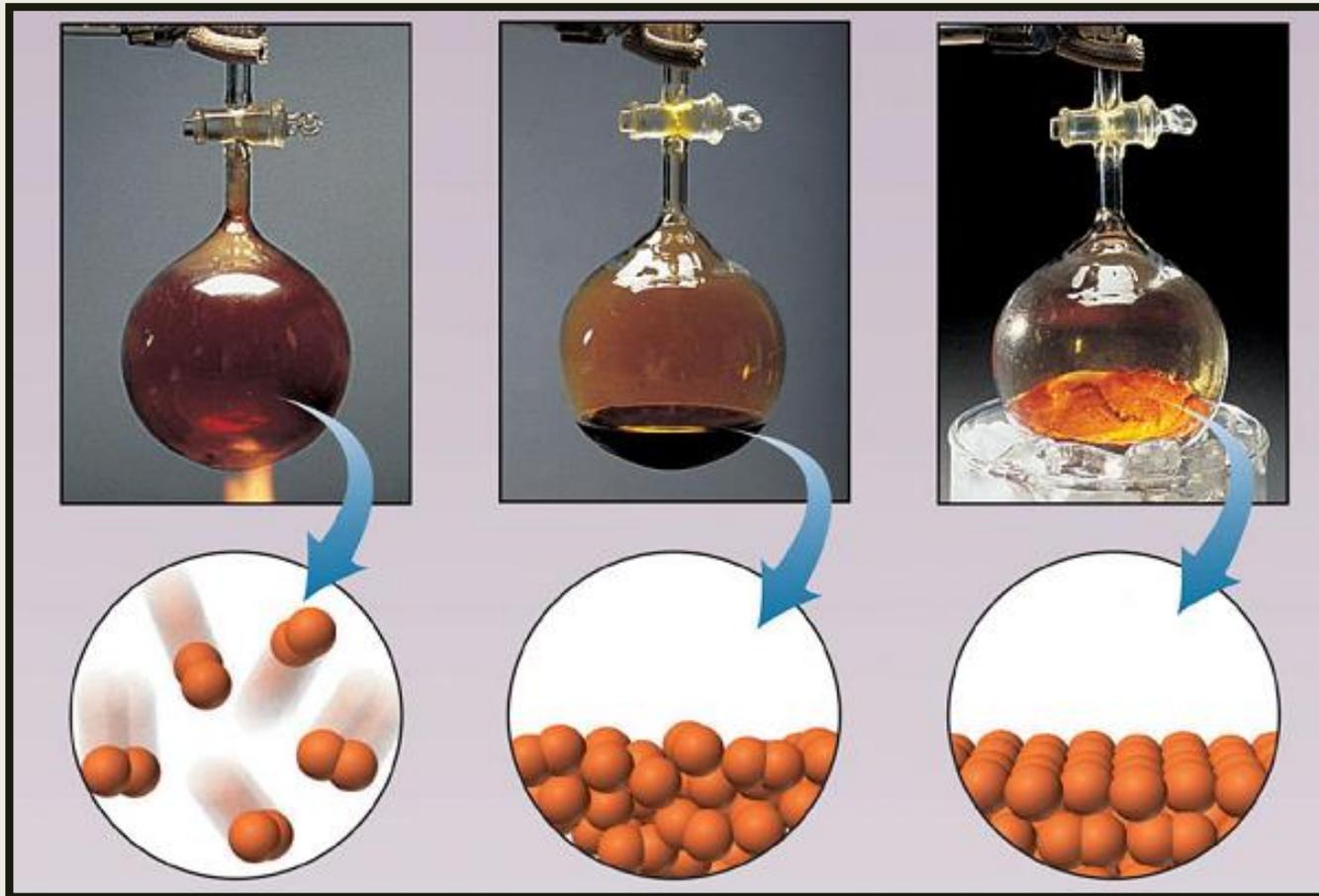
ESTADOS DE LA MATERIA

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

- ***Sólido, Líquido y Gas.***

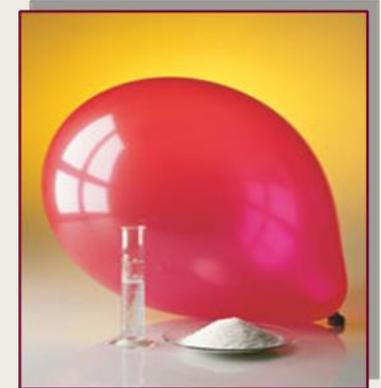
Cada estado posee características y propiedades diferentes

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



CARACTERÍSTICAS GENERALES

ESTADO	SÓLIDO	LÍQUIDO	GASEOSO
FORMA / VOLUMEN	Forma propia	Forma del recipiente con superficie libre plana y horizontal	Forma del recipiente
VOLUMEN	Volumen constante	Volumen constante	Variable
RIGIDEZ	Rígidos	No rígidos-Flúidos	No rígidos-Flúidos
DENSIDAD	Alta	Alta-Baja	Muy baja
COMPRESIÓN	Prácticamente incompresibles. Resistentes a la deformación	Ligeramente compresibles	Muy compresibles
MOVIMIENTO MOLECULAR	Vibran alrededor de posiciones fijas	Se deslizan entre sí	Movimiento libre y aleatorio



Además de estos tres estados de agregación es interesante considerar un cuarto estado, llamado **plasma**, en el que la materia está formada por una mezcla de núcleos atómicos y electrones.

El plasma constituye el 99% de la materia del universo, pues en él se encuentra toda la materia que forma el Sol y las demás estrellas, a temperaturas de miles y millones de grados.



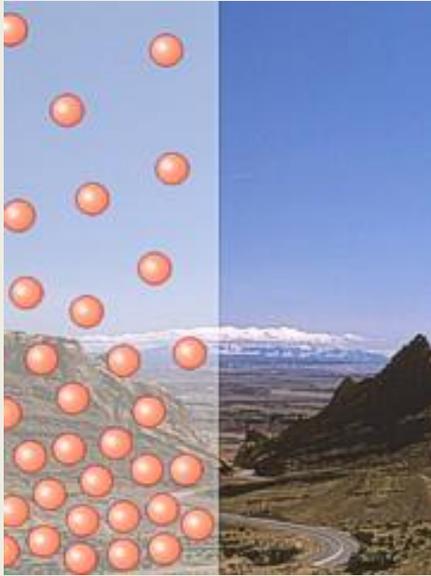
ESTADO GASEOSO



Unidades de las variables para estudiar el comportamiento de los gases:

- Presión: **P** Unidades: **atm** (torr, mmHg, Pa)
- Temperatura: **T** Unidades: **K** (° C, F)
- Volumen: **V** Unidades: **l** (ml)
- Masa: **n** Unidades: **n** (g, g/mol)

PRESION



La presión se define como fuerza por unidad de área.

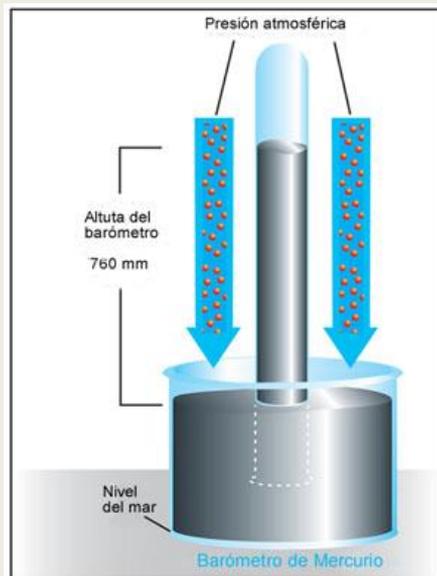
$$P = \frac{F}{A}$$

F = masa x aceleración de la gravedad

A = Área

UNIDADES

- La unidad SI de presión, recibe el nombre de **Pascal** ($\text{kg}/(\text{m s}^2) \cong \text{N}/\text{m}^2$)
- La unidad de presión ejercida por una columna de mercurio de 1 mm de ancho y una altura de 1 m a $0,00^\circ \text{C}$ se conoce como **milímetros de mercurio (mm Hg) \cong torr.**
- Otra unidad de presión (atmósfera)
 $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$



Conversión de unidades:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ torr} = 1,01325 \text{ bar} = 101.325 \text{ Pa}$$



Ejemplo de equivalencia entre unidades:

Indique a cuántos mm de Hg equivalen:

a. 2,5 atm

$$2,5 \cancel{\text{atm}} \times \frac{760 \text{ mmHg}}{10 \cancel{\text{cm}}} = 1,900 \text{ mmHg}$$

b. 0,8 Pa

$$0,8 \cancel{\text{Pa}} \times \frac{760 \text{ mmHg}}{101.325 \cancel{\text{Pa}}} = 6,002 \times 10^{-3} \text{ mmHg}$$

TEMPERATURA

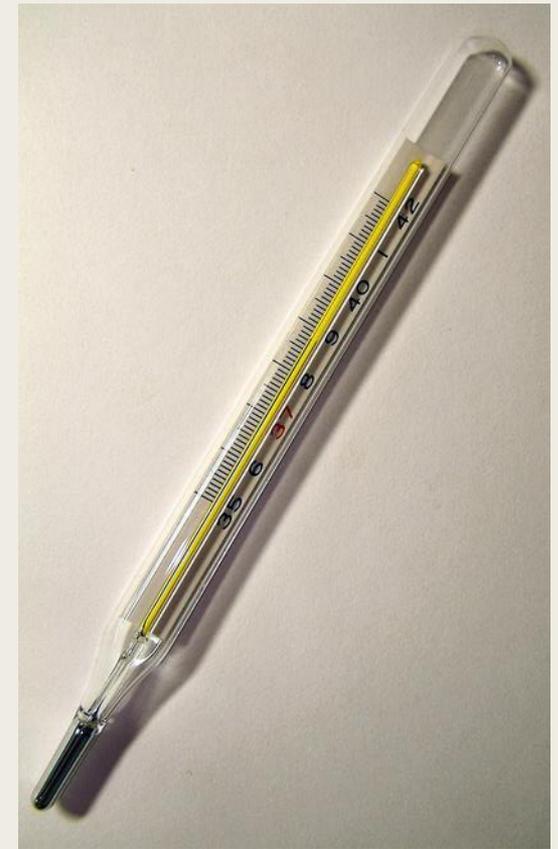
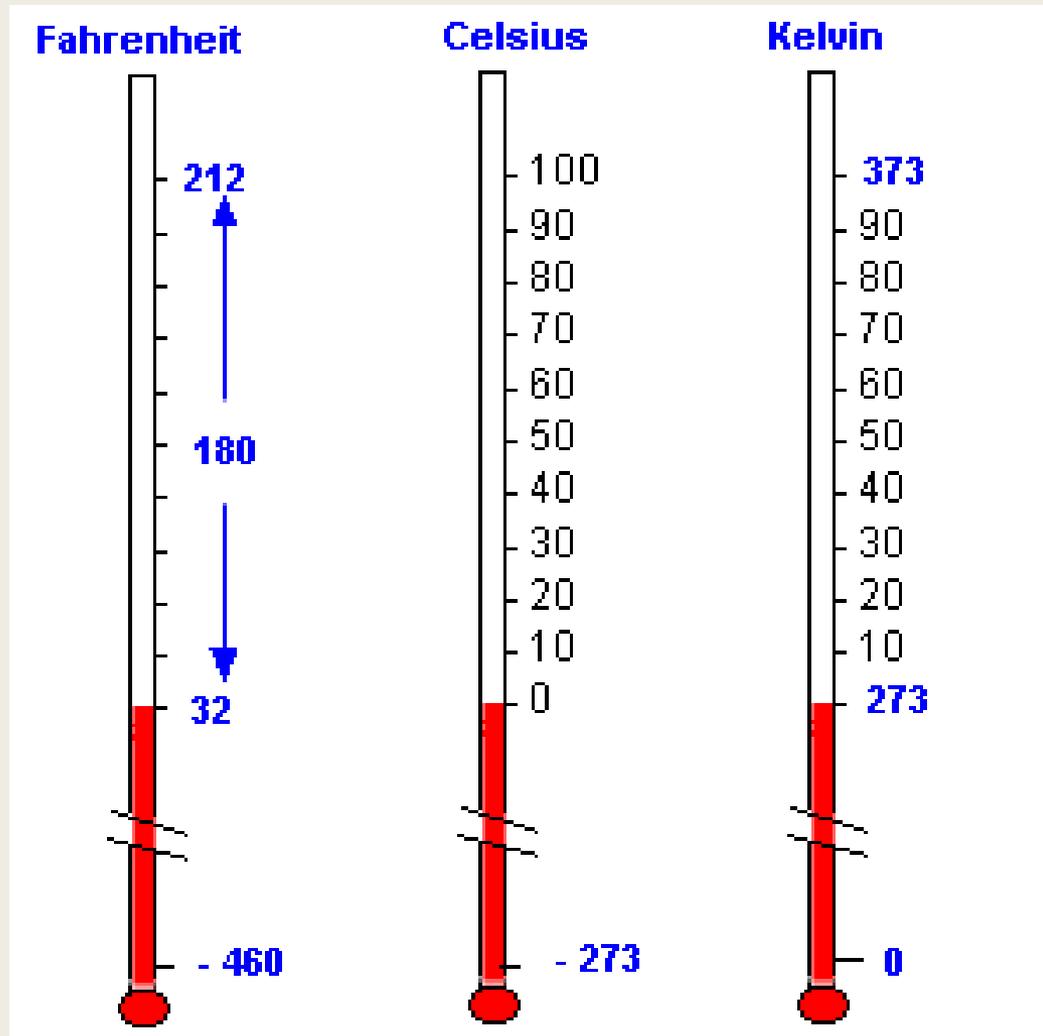
El **calor** es la transferencia de energía como resultado de una diferencia de temperatura. Así, el **calor** fluye de los cuerpos que se encuentran a mayor temperatura hacia los que tienen menor temperatura.

La **temperatura** es una medida del calor. El flujo de 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.

Para expresar numéricamente la temperatura de un cuerpo se toman dos situaciones físicas conocidas y reproducibles, como por ejemplo los puntos de congelación y de ebullición del agua destilada medidas a una atmósfera de presión, a los que se les asignan números de temperaturas arbitrarios.

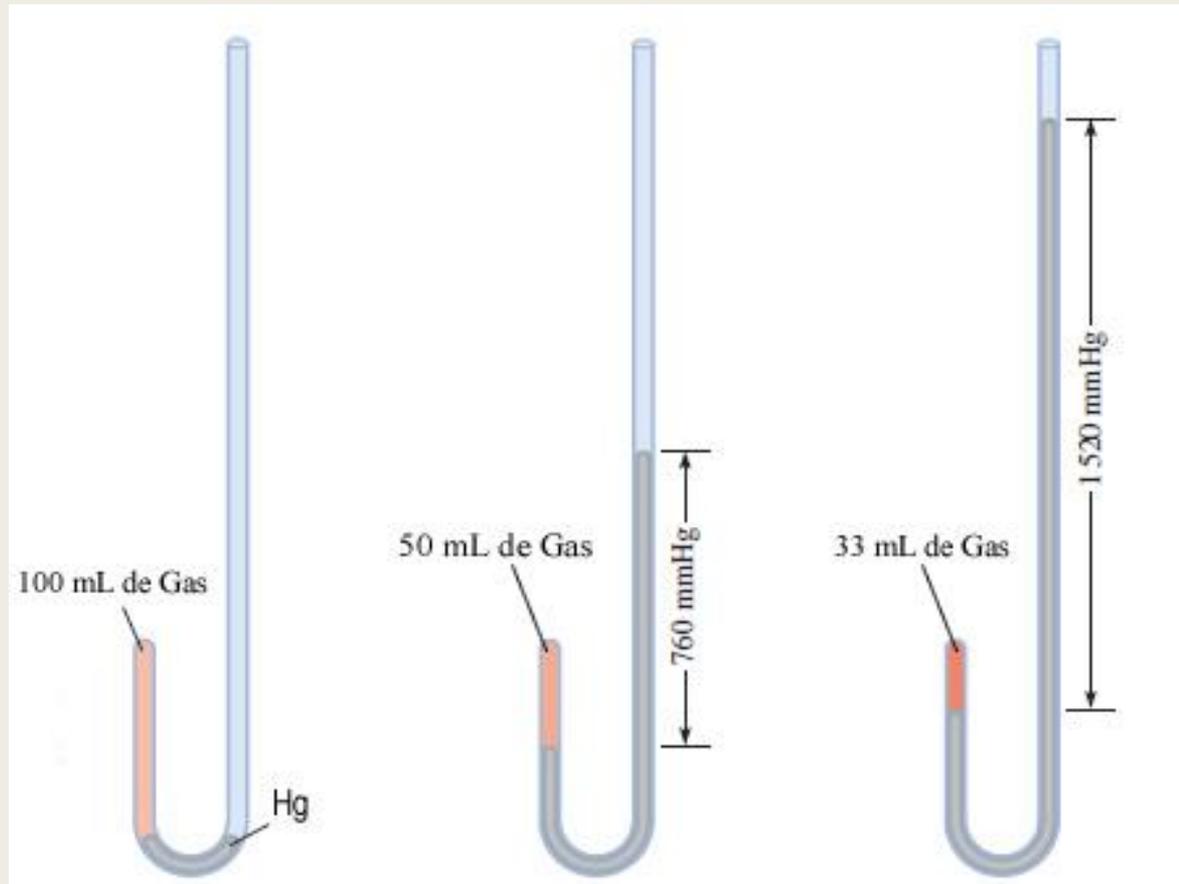
Con estos dos valores fijos se han establecido, entre otras, las unidades en grados Celsius, Fahrenheit y Absoluta o Kelvin.

Escalas de temperatura



LEYES DE LOS GASES

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).

↓

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

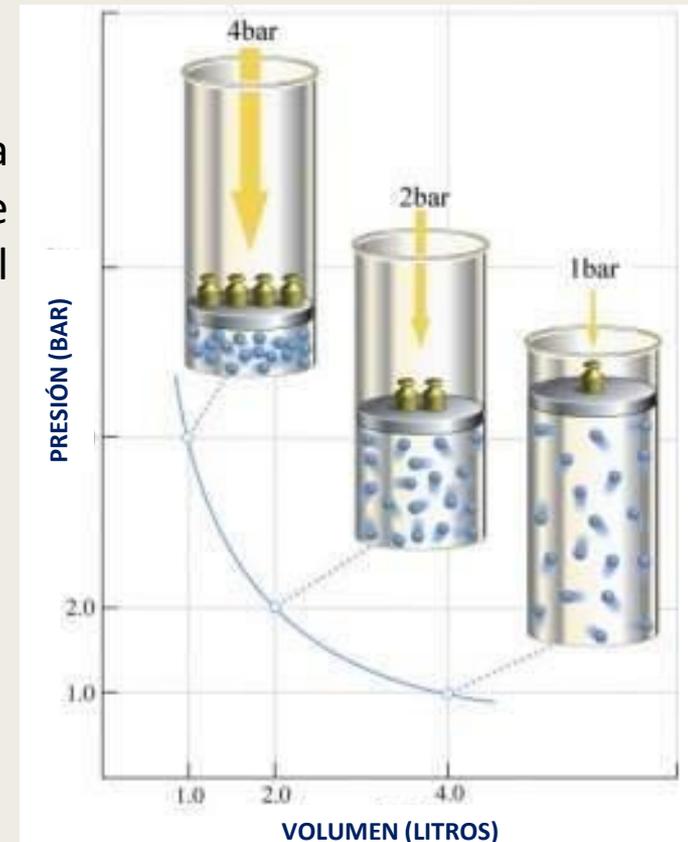
El aumento de presión exterior origina una disminución del volumen, que supone el aumento de choques de las partículas con las paredes del recipiente, aumentando así la presión del gas.

Para dos o más estados diferentes:

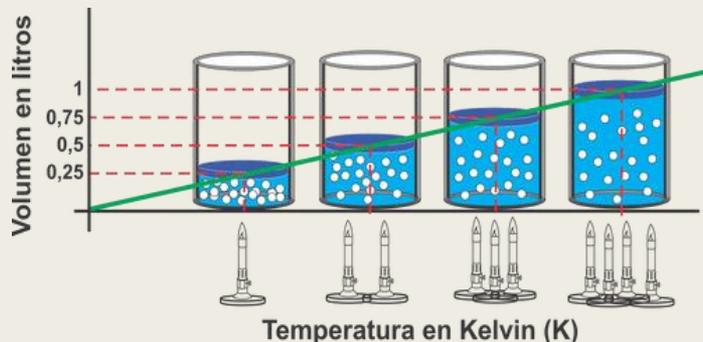
$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = \dots = P_n V_n = \text{constante}$$

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



PRIMERA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC



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

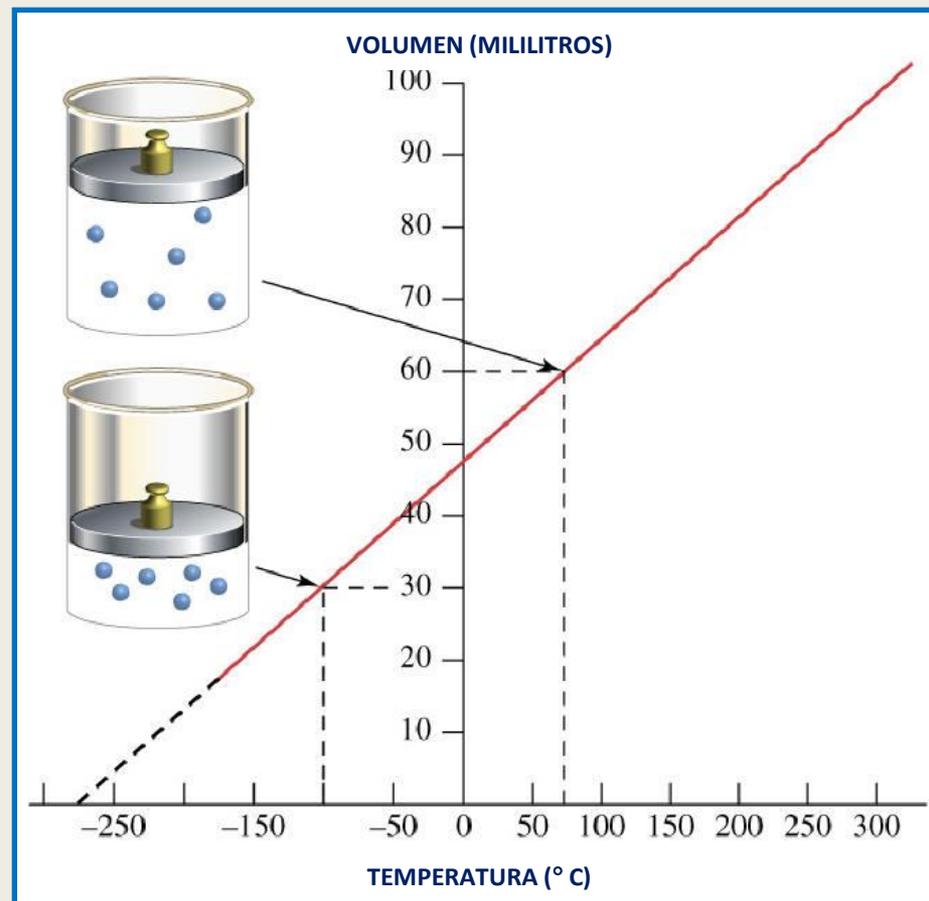
El volumen de una masa definida de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta, para una presión constante.
(transformación isobárica)



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

Para dos o más estados:

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

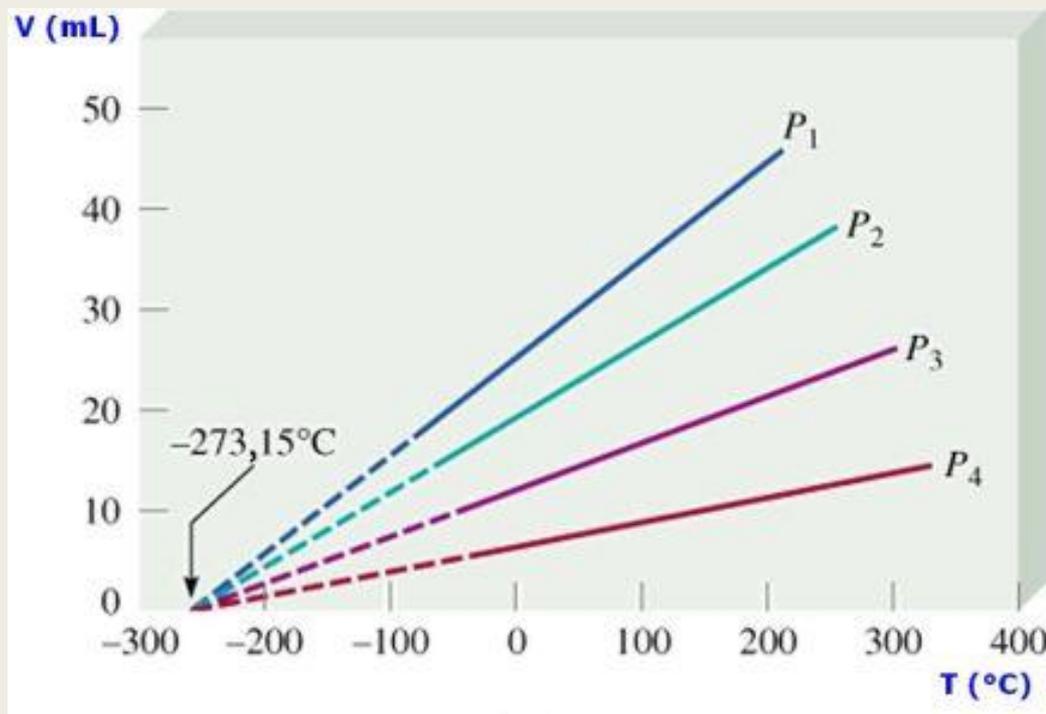


PRIMERA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

$$V \propto T$$



Masas iguales a diferentes Presiones

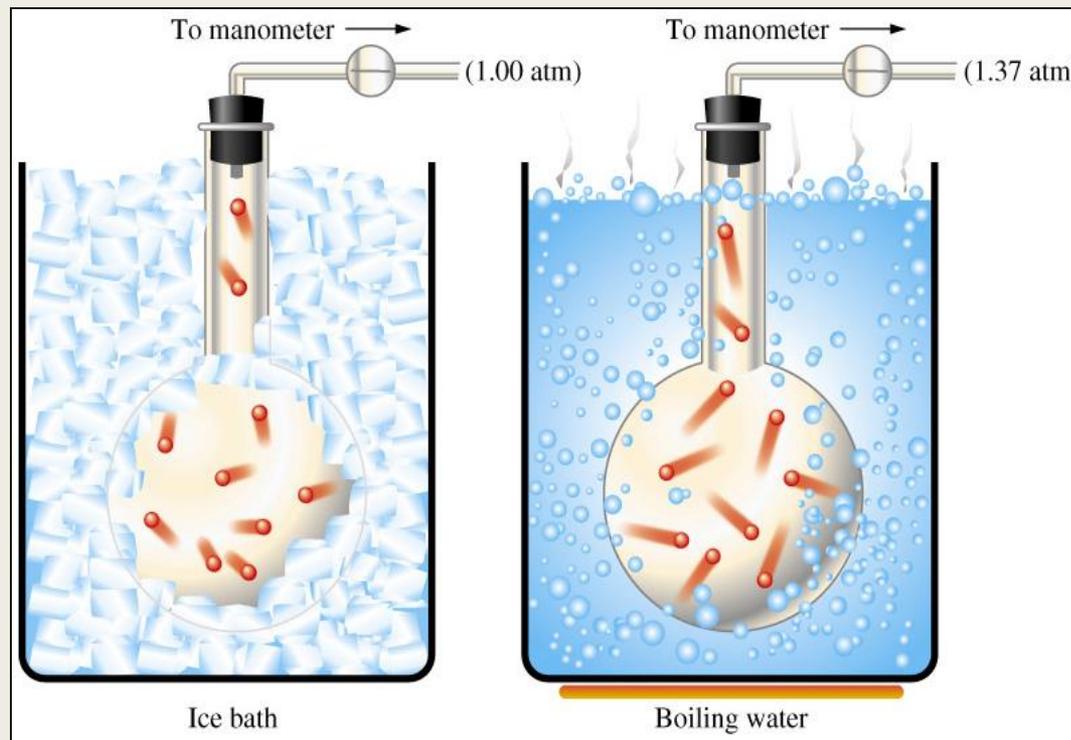


-273 °C = 0 K cero absoluto

SEGUNDA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

$P \propto T$

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



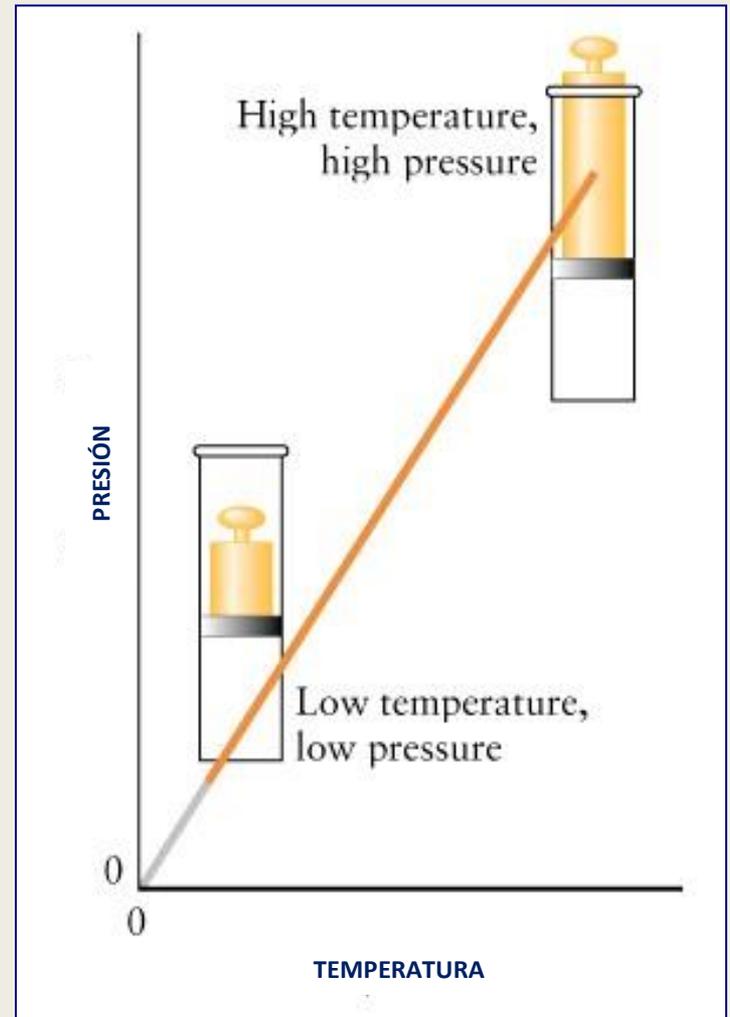
SEGUNDA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

$$P \propto k T$$

Para n y V constantes

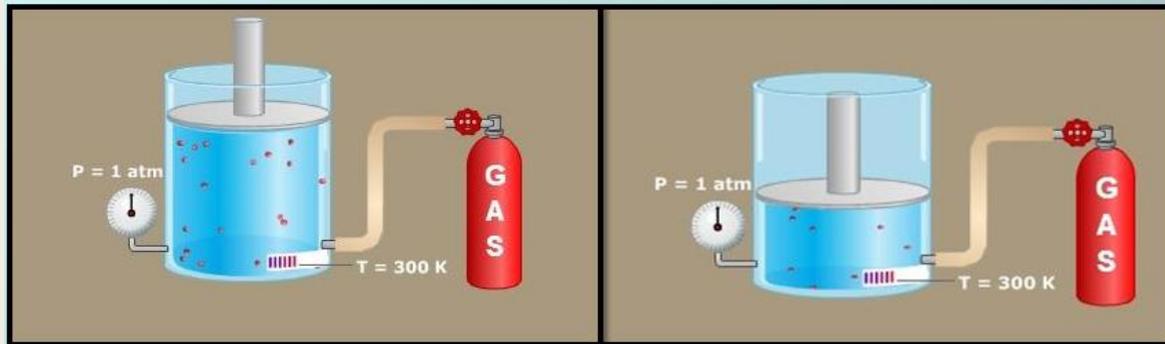
Para dos o más estados:

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

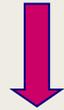


LEY DE AVOGADRO

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

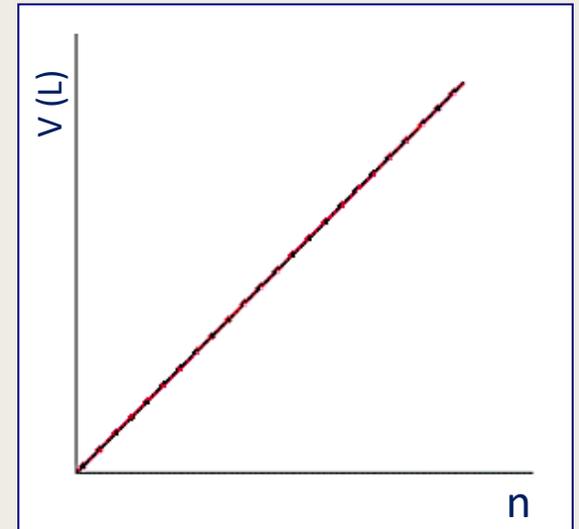


$$V \propto n \text{ (a T y P constantes)}$$



$$V = k \cdot n$$

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



Para cualquier gas, a $P = 1 \text{ atm}$ y $T = 273 \text{ K}$ el V es igual a $22,4 \text{ l}$

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 $V = k \cdot n$

Reordenando:

$$V = R \left(\frac{nT}{P} \right) \quad \text{o} \quad PV = nRT$$

Ecuación General de Estado gaseoso

Ley de los gases ideales

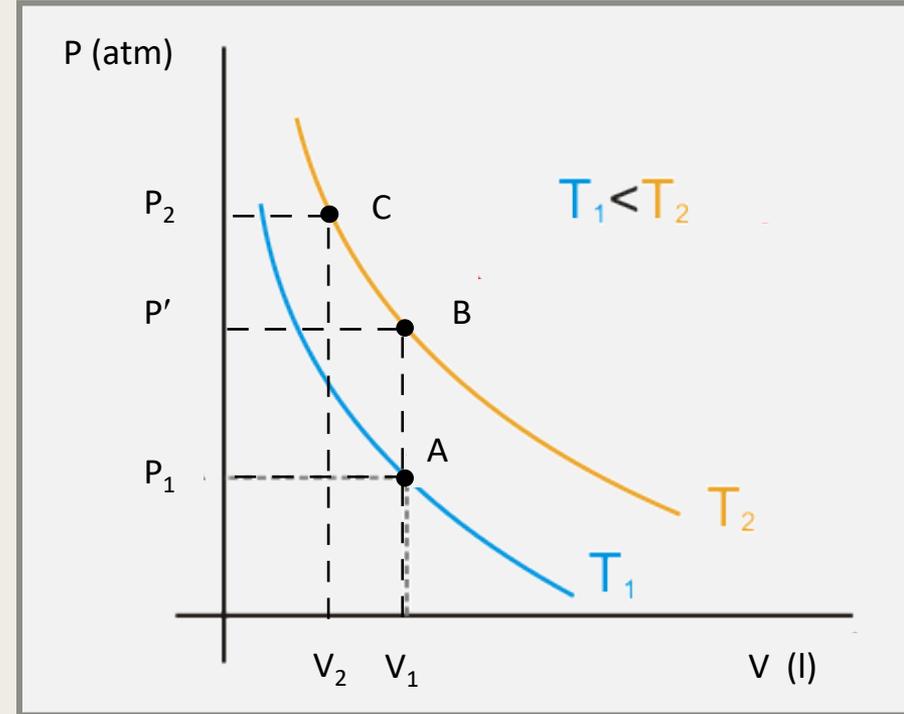
R: Constante universal de los gases

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

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

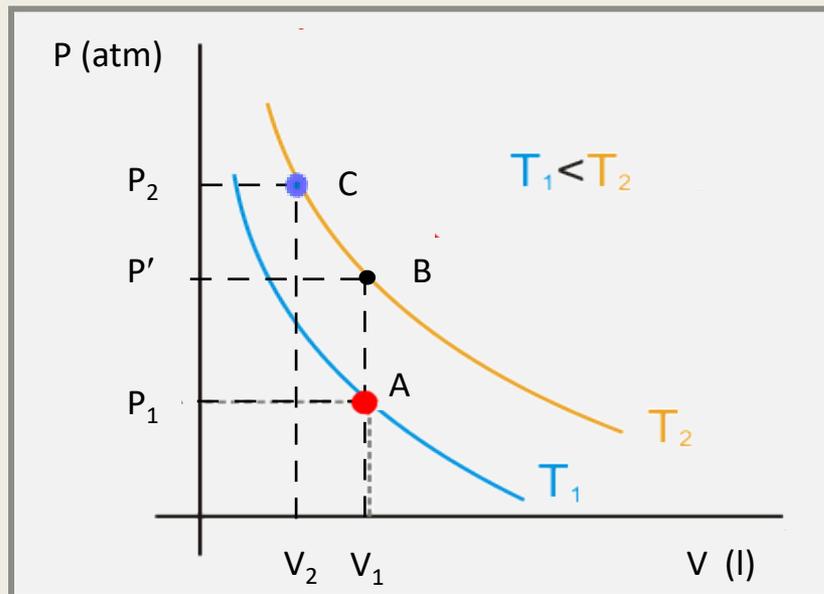
La utilidad de la ecuación de los gases ideales es que en ella se relacionan cuatro variables, P , V , n y T , que describen a un gas en una serie de condiciones.

Conocidas tres de estas variables, se puede calcular la cuarta.



Ley combinada de los gases:

Para dos o más estados: $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \dots = \frac{P_n V_n}{T_n} = \text{constante}$



A partir la Ecuación General del Estado Gaseoso se puede calcular la **densidad de un gas (δ)**:

$$PV = nRT$$

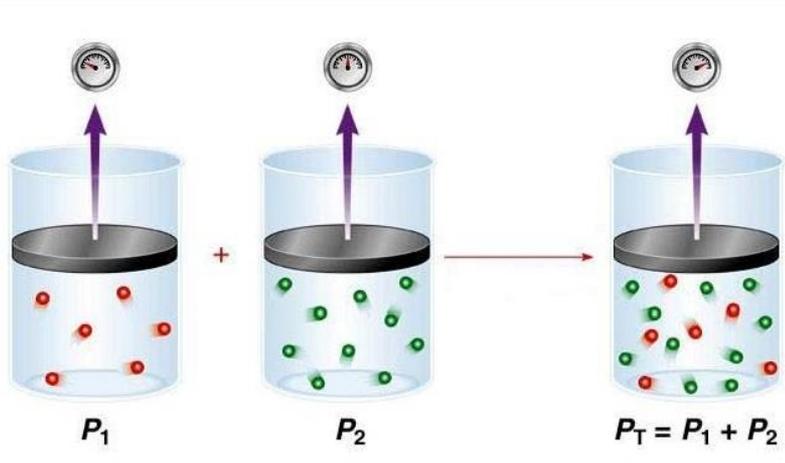
$$n = \frac{m}{MM}$$

$$P = \frac{m RT}{MM V}$$

$$\delta = \frac{m}{V}$$

$$\delta = \frac{PMM}{RT}$$

LEY DE DALTON



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

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

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

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

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

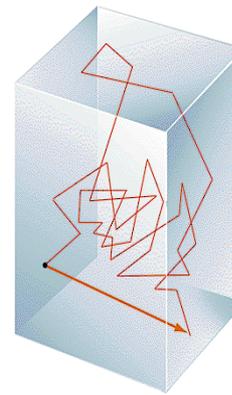
Otra expresión de la Ley de Dalton: $\frac{P_1}{P_T} = \frac{n_1 RT/V}{n_T RT/V} \Rightarrow P_1 = x_1 \cdot P_T$

Efusión



La Efusión es el proceso en el cual un gas fluye a través de un pequeño orificio en el vacío.

Difusión



La difusión es la dispersión gradual de una sustancia en otra sustancia.

LEY DE GRAHAM

La velocidad de efusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su densidad a temperatura y presión constante.

Como hemos visto, 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:

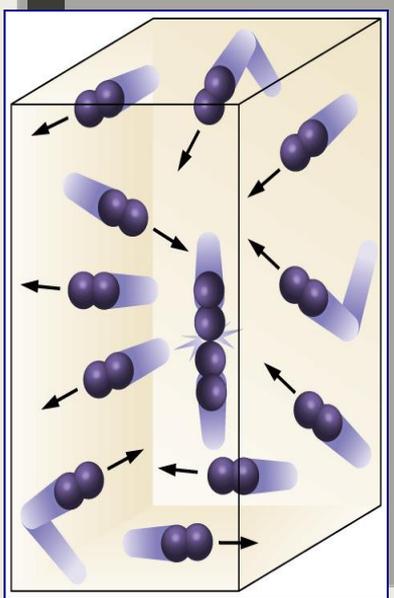
$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{\delta_2}}{\sqrt{\delta_1}} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}}$$

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 1857 Clausius publicó esta teoría, basada en un modelo que permite entender lo que sucede con las partículas del gas **a nivel molecular** cuando cambian las condiciones experimentales como la **temperatura** y la **presión**.

Teoría cinética de los gases. Modelo molecular:

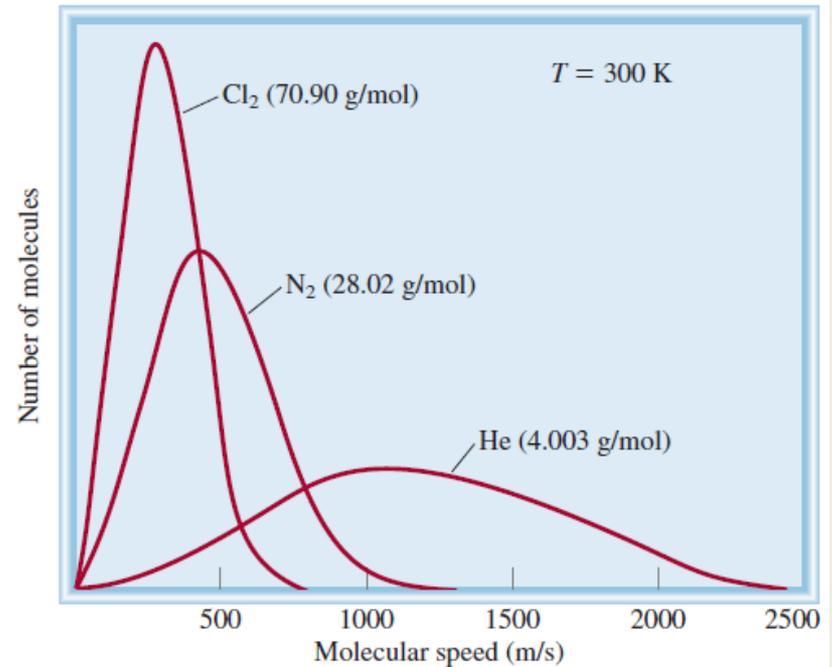
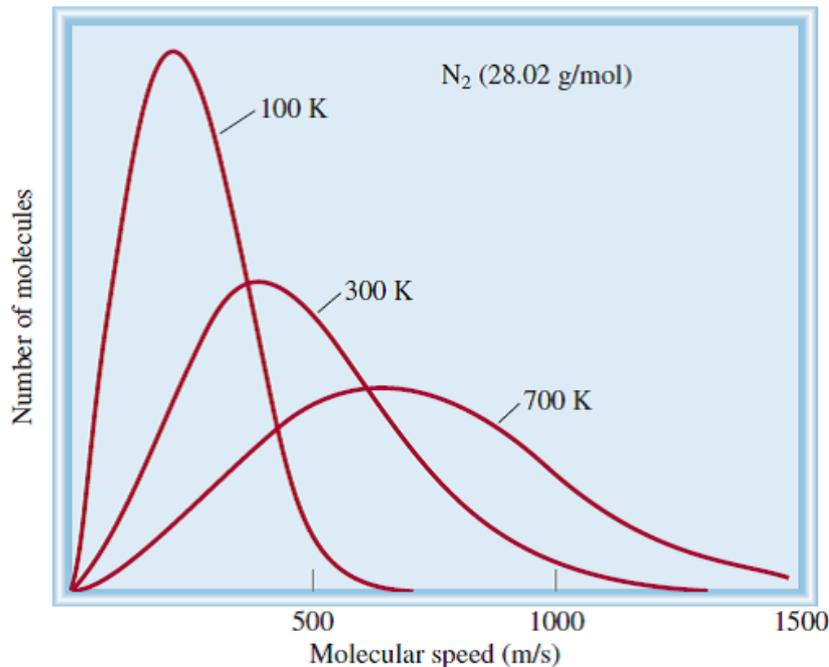


1. Un gas es un conjunto de moléculas en movimiento continuo y aleatorio.
2. Las moléculas de gas son puntos pequeños infinitesimales. (Volumen total de las partículas despreciable en relación con el volumen del recipiente).
3. Las moléculas se mueven en líneas rectas hasta que colisionan. (Supone choques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

*El Modelo Cinético de una gas permite deducir la relación cuantitativa entre la **presión** y las **velocidades de las moléculas**. Indica además la relación entre la **velocidad cinética** de las moléculas con la **temperatura**.*

DISTRIBUCIÓN DE VELOCIDADES DE MAXWELL

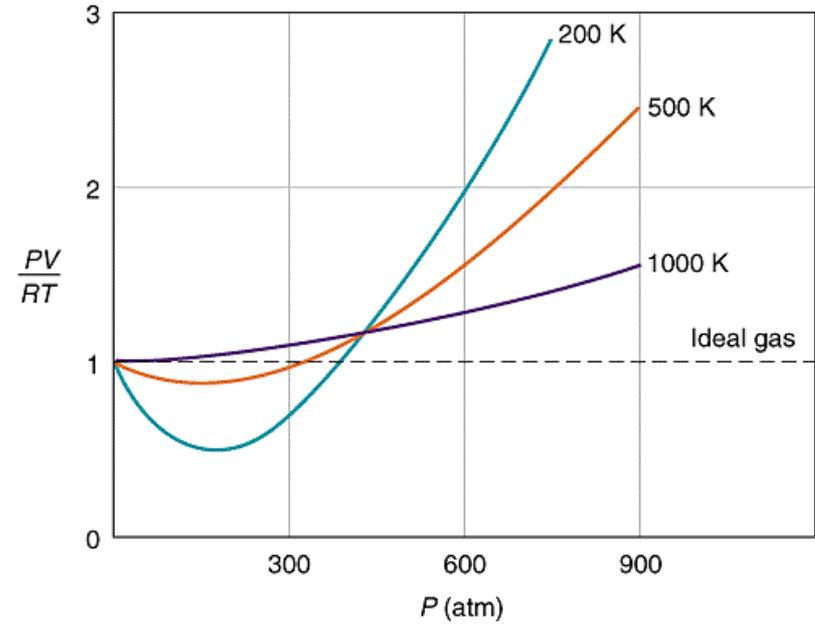
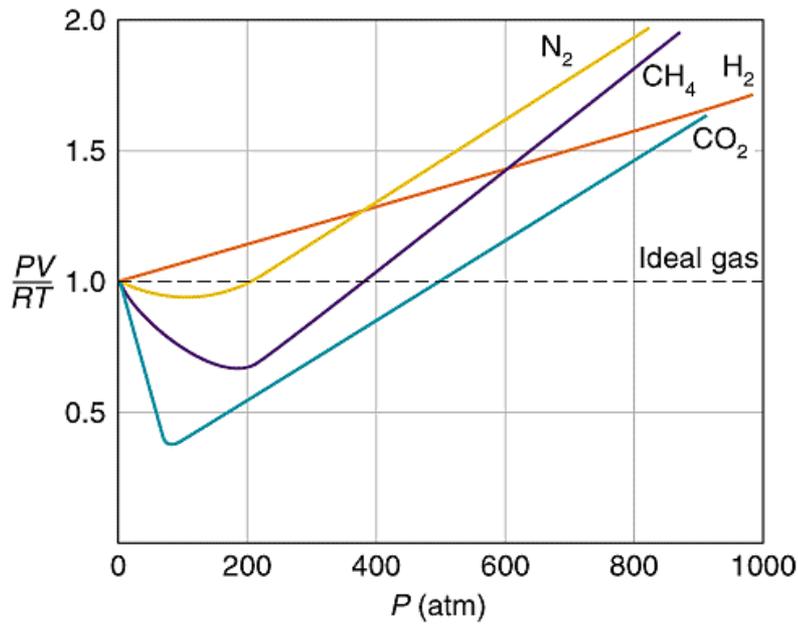
Efecto de la temperatura y de la masa molecular sobre la distribución de la velocidad molecular:



- 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 más ligeras se mueven con más rapidez que las más pesadas.

GASES REALES:

Un gas real, en oposición a un gas ideal, es un gas que exhibe propiedades que no pueden ser explicadas enteramente utilizando la ley de los gases ideales



Desviación de la idealidad

Los gases reales están formados por átomos o moléculas que sí tienen volumen y generan atracciones y repulsiones intermoleculares. Las atracciones tienen un rango más amplio que las repulsiones. La relación (PV/RT) es una medida de la fuerza y del tipo de fuerzas intermoleculares, tiene que ser 1 para un gas ideal. Un gas se comporta **idealmente a bajas presiones y altas temperaturas. A altas presiones y/o bajas temperaturas** (cerca de las condiciones en las que se licúan), **el comportamiento de los gases se aleja del ideal**

GASES REALES

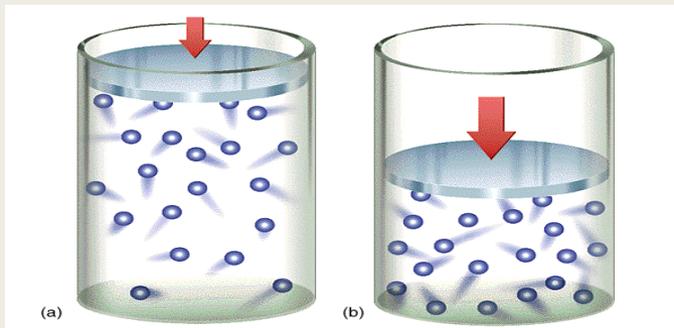
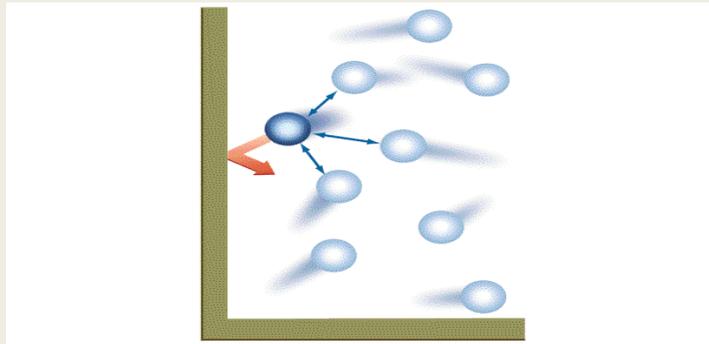
Gases Ideales:
 $PV = nRT$

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

Ecuación de Van der Waals

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

Las fuerzas de atracción entre moléculas no son despreciables.



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

El volumen de las moléculas no es despreciable.

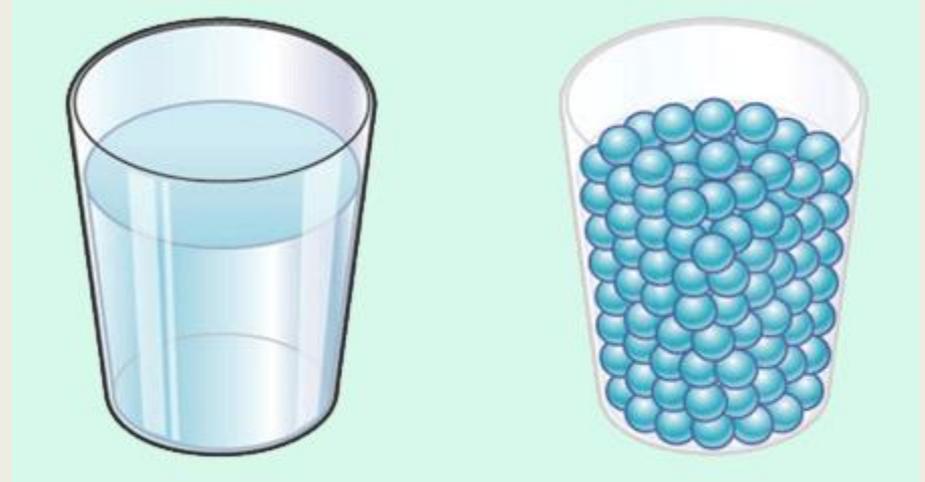
ESTADO LÍQUIDO



LÍQUIDOS

Propiedades

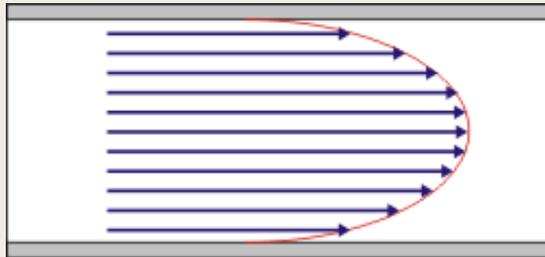
- **Viscosidad**
- **Tensión Superficial**
- **Capilaridad:**



Viscosidad

*Es la resistencia a fluir que presenta un líquido.
A mayor viscosidad, mayor resistencia a fluir*

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.



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

Disminuye al aumentar la temperatura.

Se manifiesta solo 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 (SI).



SAE, acrónimo de Sociedad de Ingenieros Automotrices, es la encargada de establecer una clasificación basada únicamente en la viscosidad del aceite. Esa clasificación se realiza por un lado midiendo la viscosidad en frío a diferentes temperaturas bajo cero y por otro en caliente a 100°C. Tomando ésto como base, existen aceites monogrado (apto en temperaturas específicas) o multigrado (apto para un amplio rango de temperaturas) como el SAE 15W-40.

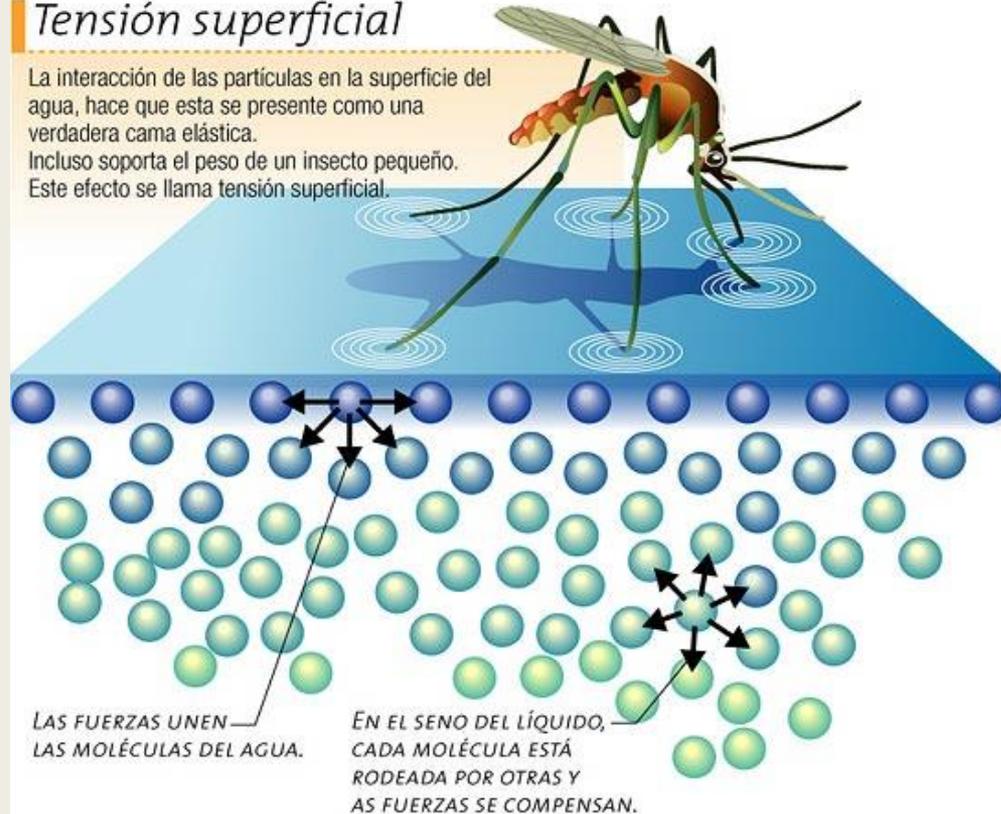
Tensión Superficial

Es la energía requerida para aumentar el área superficial de un líquido en una unidad de área.



Tensión superficial

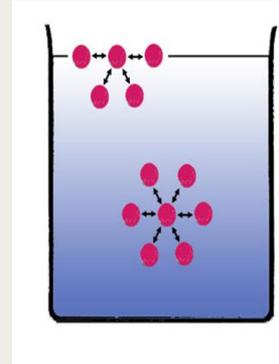
La interacción de las partículas en la superficie del agua, hace que esta se presente como una verdadera cama elástica. Incluso soporta el peso de un insecto pequeño. Este efecto se llama tensión superficial.



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



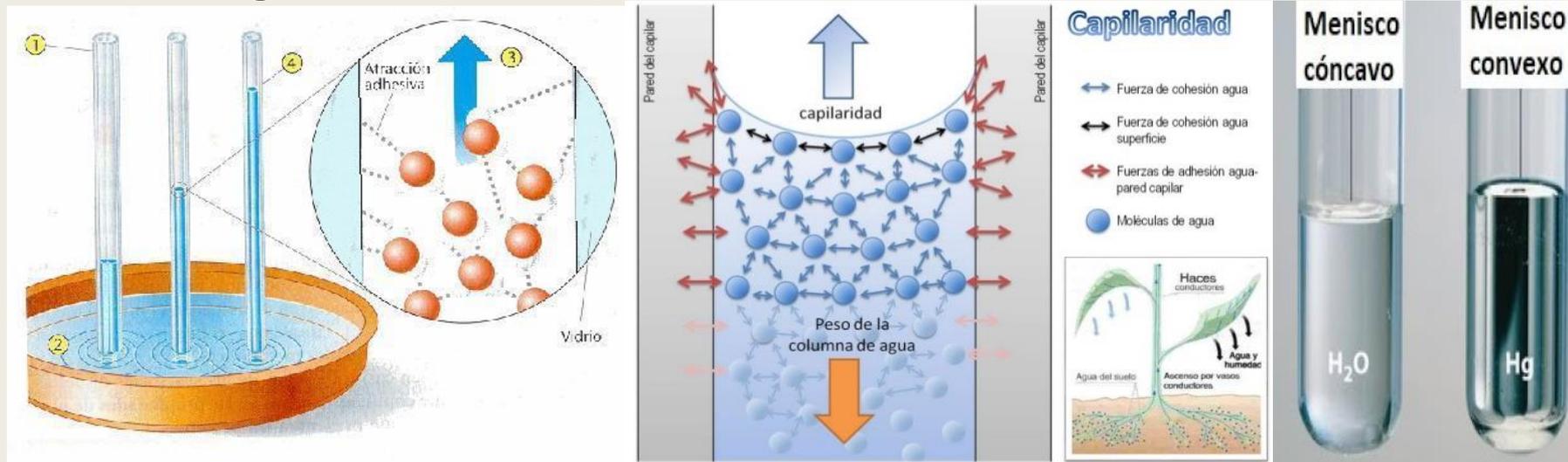
Es el fenómeno por el cual la superficie de un líquido se comporta como una pequeña película elástica. A nivel microscópico se debe a que las moléculas del interior están sometidas a distintas fuerzas que las de la superficie:

- 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.

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

- Los sistemas tienden a estar en el estado energético mas 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.

Capilaridad



Se denomina capilaridad al ascenso de un líquido a través de un tubo de pequeño diámetro (capilar) que está sumergido en aquel.

El ascenso del agua por un capilar se debe a la tensión superficial, que actúa a lo largo de la línea de contacto entre el agua y la pared del capilar.

Es una propiedad de los fluidos que depende de su tensión superficial, la cual, a su vez, depende de la cohesión del fluido, y que le confiere la capacidad de subir o bajar por un tubo capilar sin la ayuda de, o incluso en oposición a, fuerzas externas como la gravedad.

- Actúan fuerzas: **COHESIVAS** entre moléculas semejantes 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, agua.

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

ESTADO SÓLIDO



SÓLIDOS

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 (igual en todas las direcciones del espacio)

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).

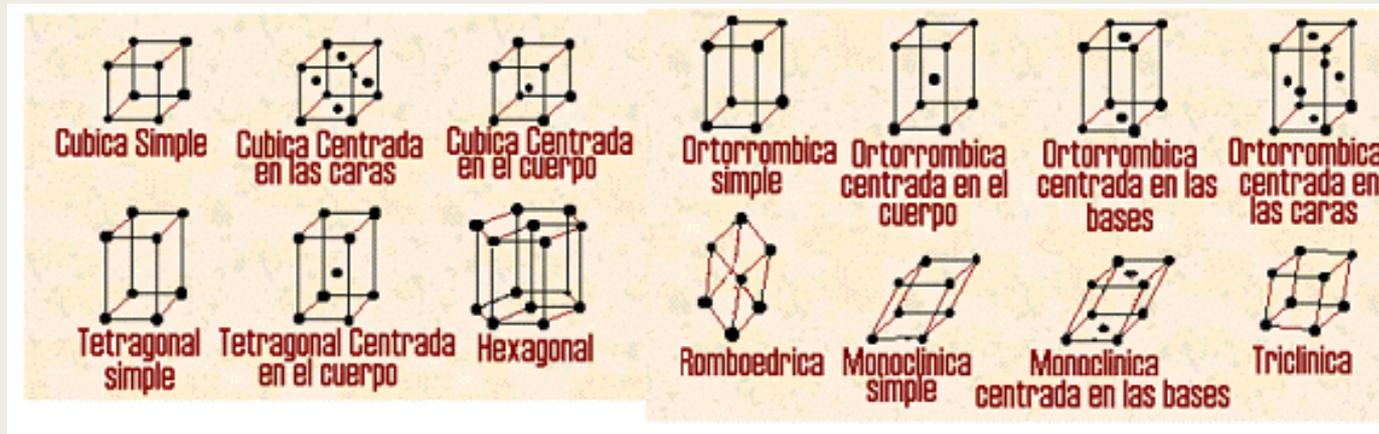
- **Amorfos**: Carecen de una disposición tridimensional regular de los átomos/moléculas que los forman. No poseen punto de fusión definido. Son anisotrópicos (distinto en diferentes direcciones del espacio)



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.

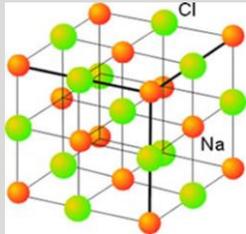
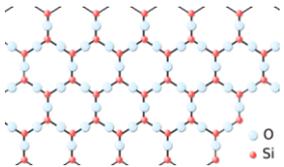
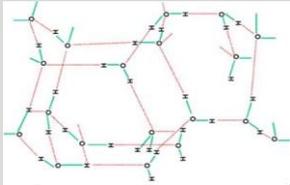
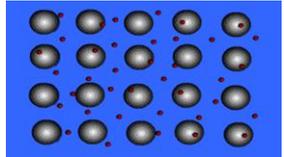


Sólidos Cristalinos

De acuerdo a la *naturaleza del enlace que mantiene a los átomos, iones o moléculas en su lugar*, existen 4 tipos de sólidos cristalinos:

- **Sólidos Iónicos**: *Son aquellos formados por unión mutua entre aniones y cationes.*
- **Sólidos en red covalente**: *También conocidos como reticulares. Consisten en átomos unidos por unión covalente a sus vecinos a través de la extensión del sólido.*
- **Sólidos Moleculares**: *Son uniones de moléculas que se mantienen en su lugar por las fuerzas intermoleculares.*
- **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	<p>Electrostáticas Metal-No metal</p> 	<p>Duros, quebradizos con altos punto de fusión. Malos conductores del calor y de la electricidad en el estado sólido. Solubles en solventes polares.</p>	<p>NaCl, LiF, MgO, CaF₂, CaCO₃</p> 
RED COVALENTE	<p>Enlace covalente No metal-No metal</p> 	<p>Son duros, con altos puntos de fusión. Malos conductores del calor y la electricidad.</p>	<p>Diamante, SiO₂ (cuarzo)</p> 
MOLECULARES	<p>Fuerzas de van der Waals entre moléculas</p> 	<p>Suaves. Con bajos puntos de fusión, malos conductor del calor y la electricidad.</p>	<p>Iodo, H₂O sólida, C₁₂H₂₂O₁₁ (sacarosa)</p> 
METÁLICOS	<p>Enlace metálico Metal-Metal</p> 	<p>Blandos o duros, puntos de fusión altos o bajos, buen conductor de calor y electricidad.</p>	<p>Todos los elementos metálicos (Fe, Cu, Hg, Au, Zn, etc.)</p> 

Los 3 estados de la materia pueden inter-convertirse entre sí mediante **transformaciones físicas denominadas *Cambios de Estado* o *Cambios de Fase***.

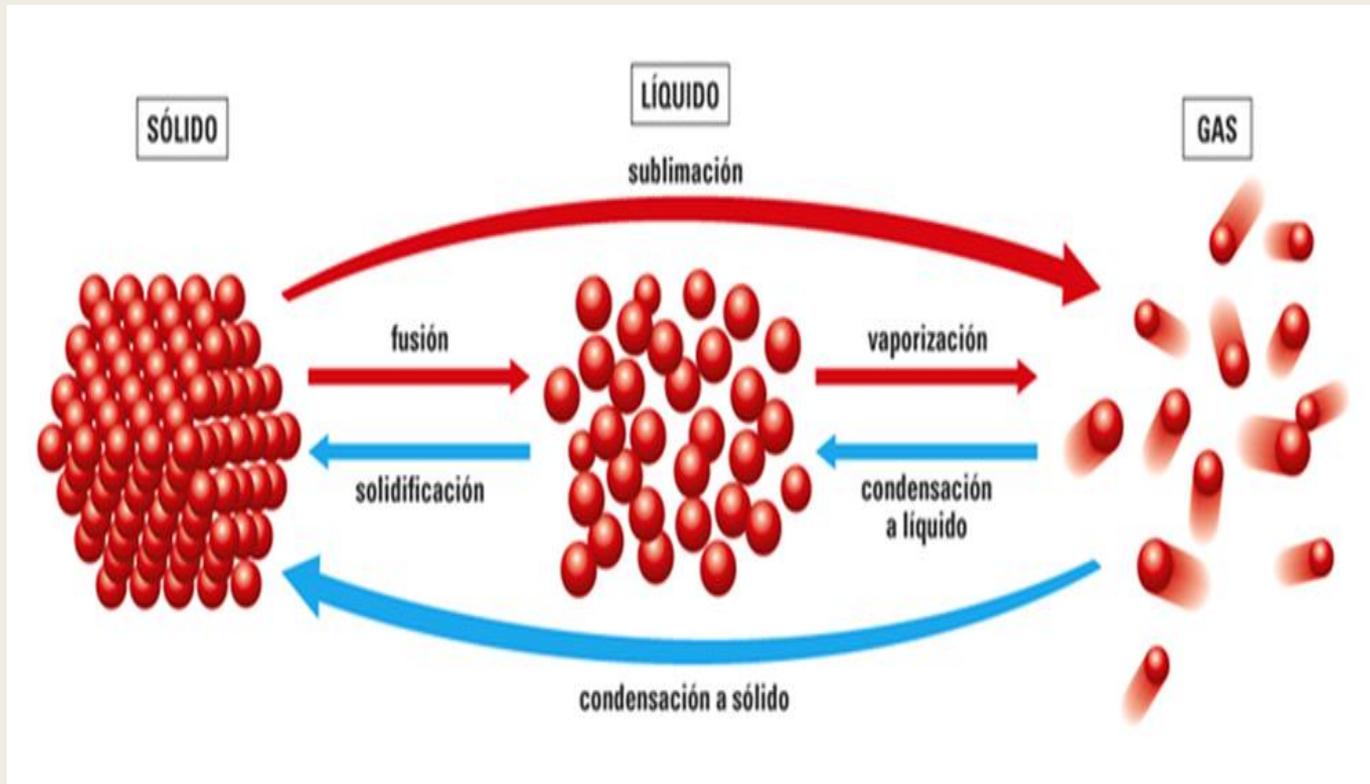
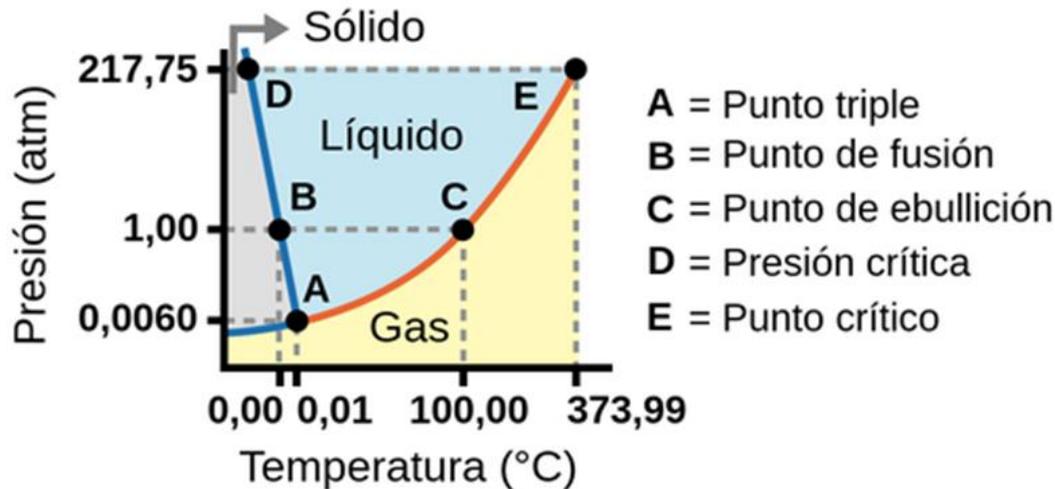


Diagrama de Fases

Es un diagrama de presión versus temperatura para cada sustancia que permite conocer la fase en que ésta se encuentra a una presión y temperatura determinada.

Representa las regiones de presión y de temperatura a las cuales cada fase de una sustancia es más estable.

Diagrama de fases del agua



Los **límites de fase** indican las condiciones en las que dos fases pueden coexistir en equilibrio dinámico.

En el **punto triple** coexisten en equilibrio mutuo tres fases.

La **temperatura crítica** de una sustancia es la temperatura sobre la cual el vapor no puede ser condensado, independientemente de la presión. (Temperatura máxima a la que se puede formar una fase líquida definida)

El **punto de ebullición normal** es aquel en que la presión de vapor de un líquido iguala a la presión atmosférica normal.

Los **puntos de fusión** de la mayoría de los líquidos se incrementan con la presión. En el caso particular del agua, su punto de fusión desciende con la presión, esta anomalía se debe a los puentes de hidrógeno presentes.

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.