



UNCUYO
UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

Dra. María Cecilia Medaura

ESTADOS DE LA MATERIA

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

- ***Sólido, Líquido y Gas.***

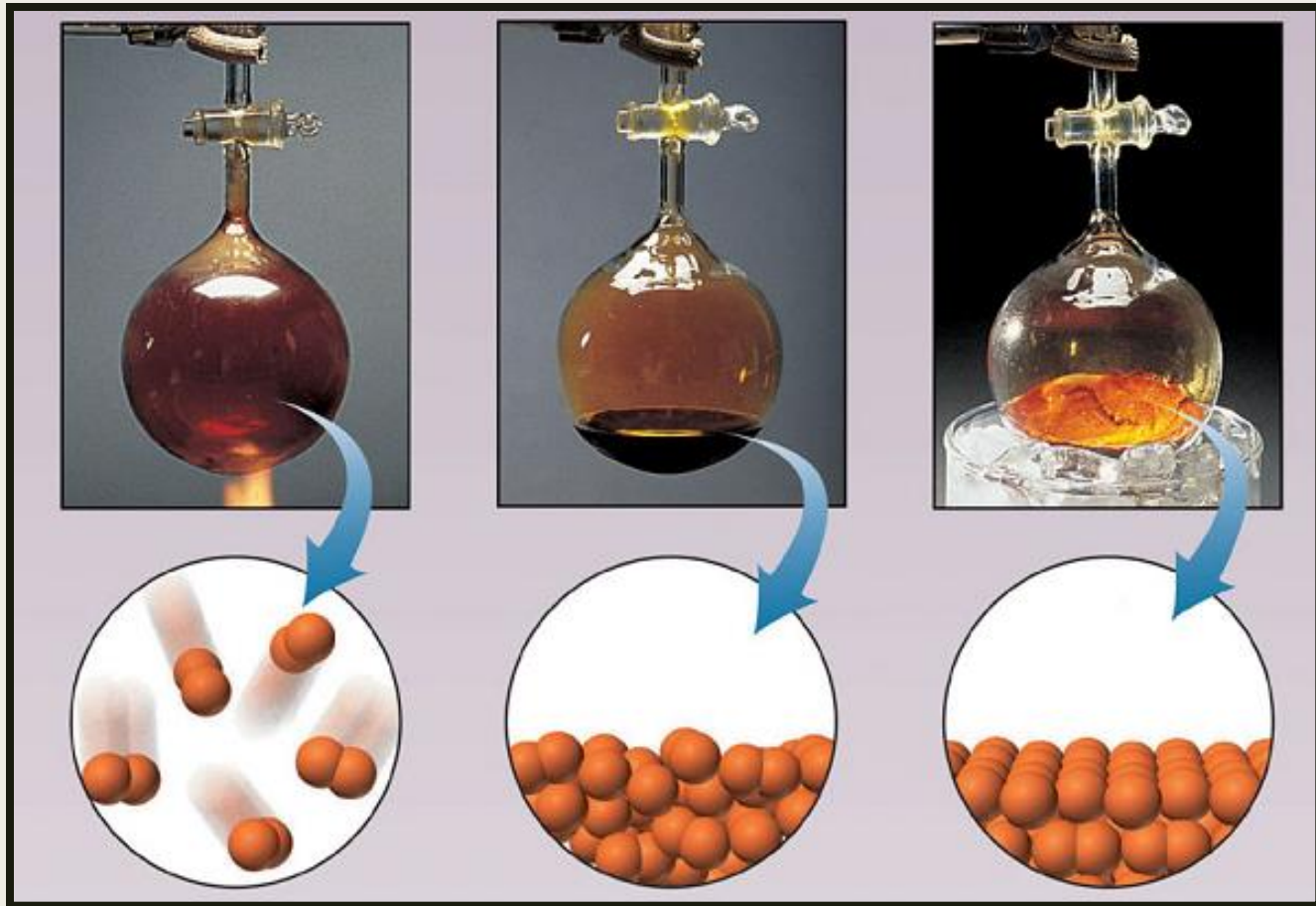
Cada estado posee características y propiedades diferentes

- ***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.***

ESTADOS DE LA MATERIA



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



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



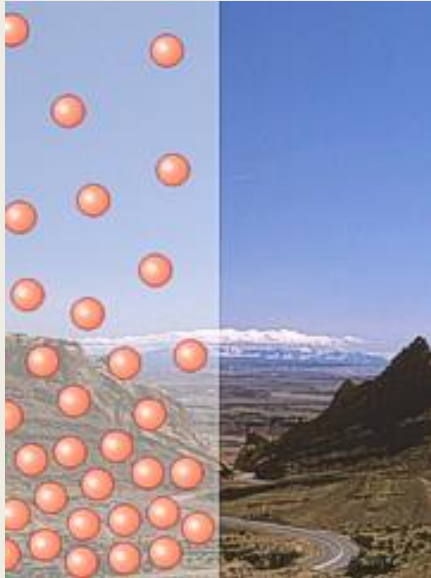
PRESION

La presión se define como fuerza por unidad de área.

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

F = masa x aceleración de la gravedad

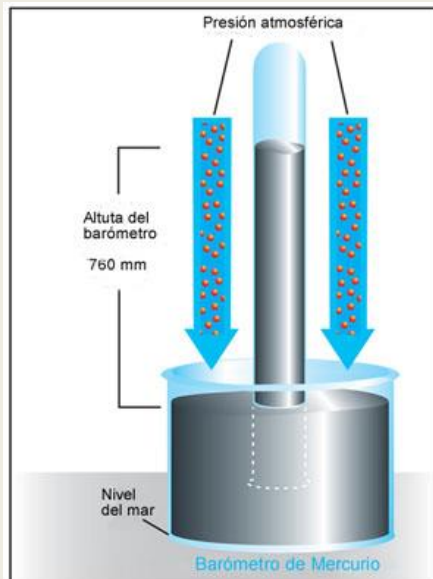
A = Área



UNIDADES

- La unidad SI de presión, recibe el nombre de **Pascal (Pa; kPa)** ($\text{kg}/(\text{m s}^2) \cong \text{N}/\text{m}^2$)
- La unidad de presión ejercida por una columna de mercurio de 1 mm de ancho y una altura de 1 m a 15°C se conoce como **milímetros de mercurio (mm Hg) \cong torr.**
- Otra unidad de presión (atmósfera)

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ torr} = 760 \text{ mmHg}$$



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

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

b. 0,8 Pa

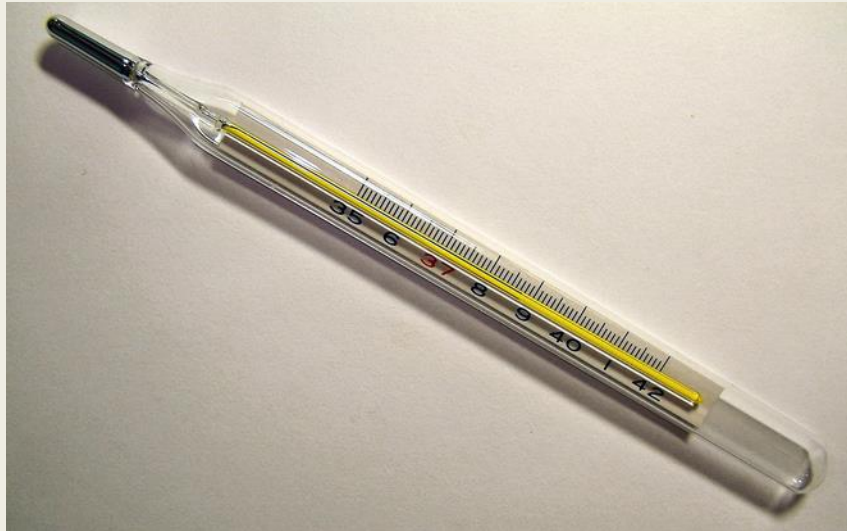
$$0,8 \cancel{\text{Pa}} \times \frac{760 \text{ mmHg}}{101.325 \cancel{\text{Pa}}} = 6,002 \times 10^{-3} \text{ mmHg}$$

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 “fluir 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.

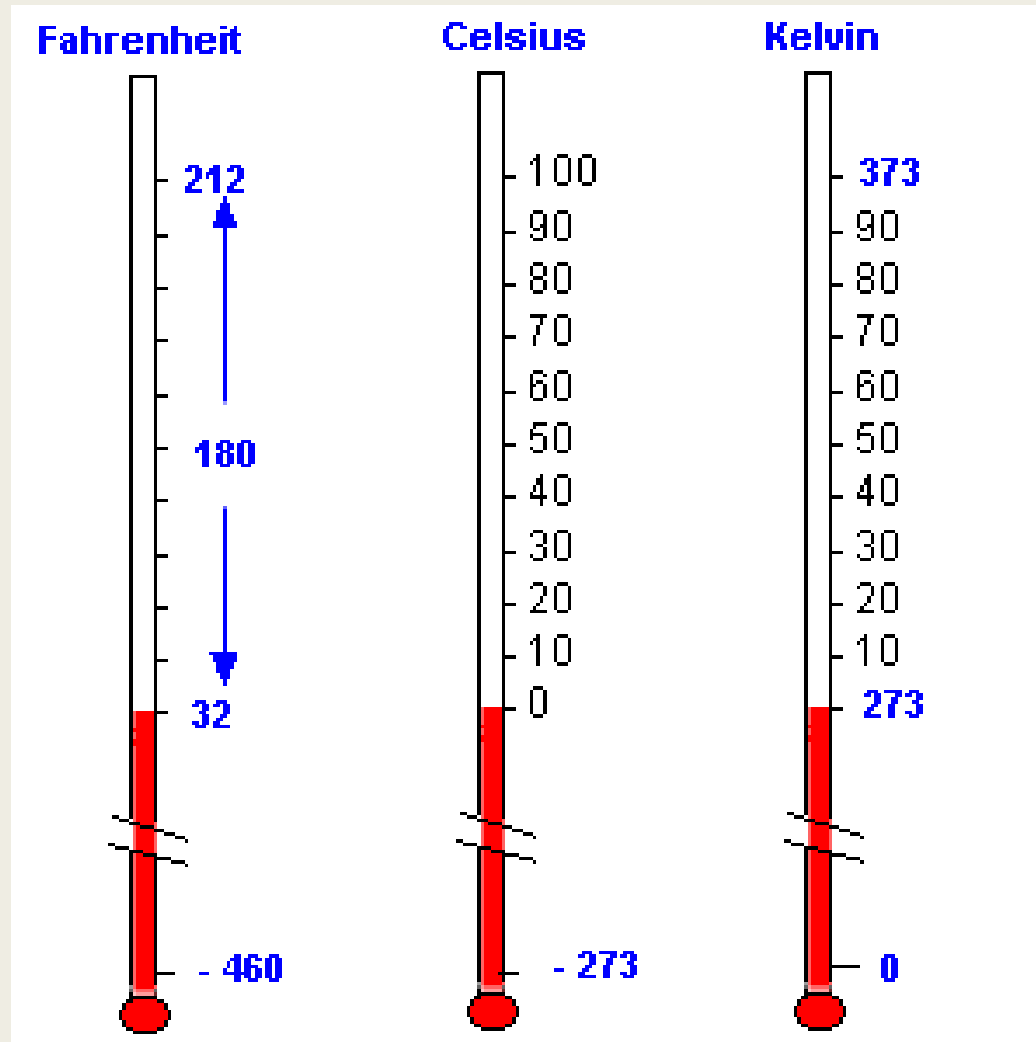
Unidades de Temperatura



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

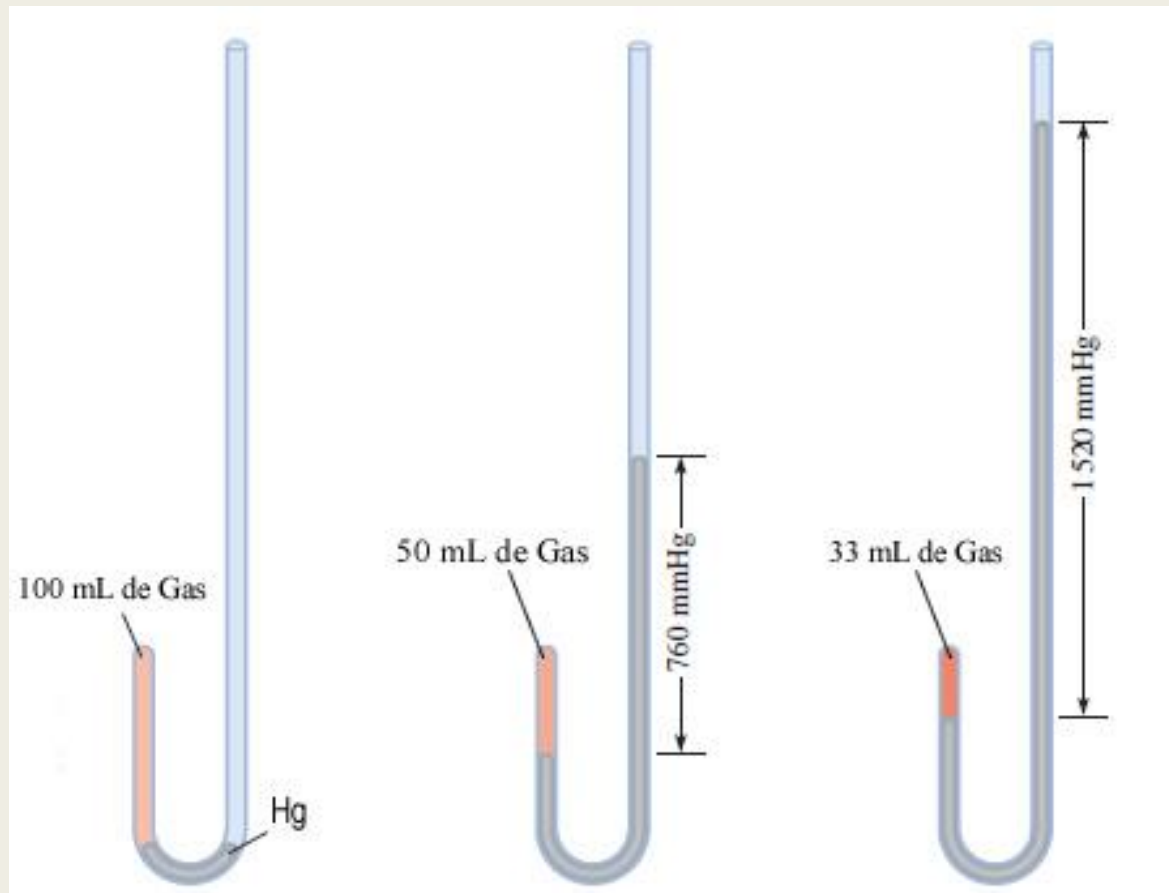


Variables a medir para estudiar el comportamiento de los gases:

- 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)

LEYES DE LOS GASES

EXPERIMENTO DE BOYLE



LEY DE BOYLE Y MARIOTTE

1661-1677



Para una cantidad definida de un de gas y a temperatura constante, el volumen (V) que ocupa es inversamente proporcional a la presión aplicada (P).



$$V \propto \frac{1}{P} \quad V = \frac{k}{P} \quad PV = \text{constante}$$

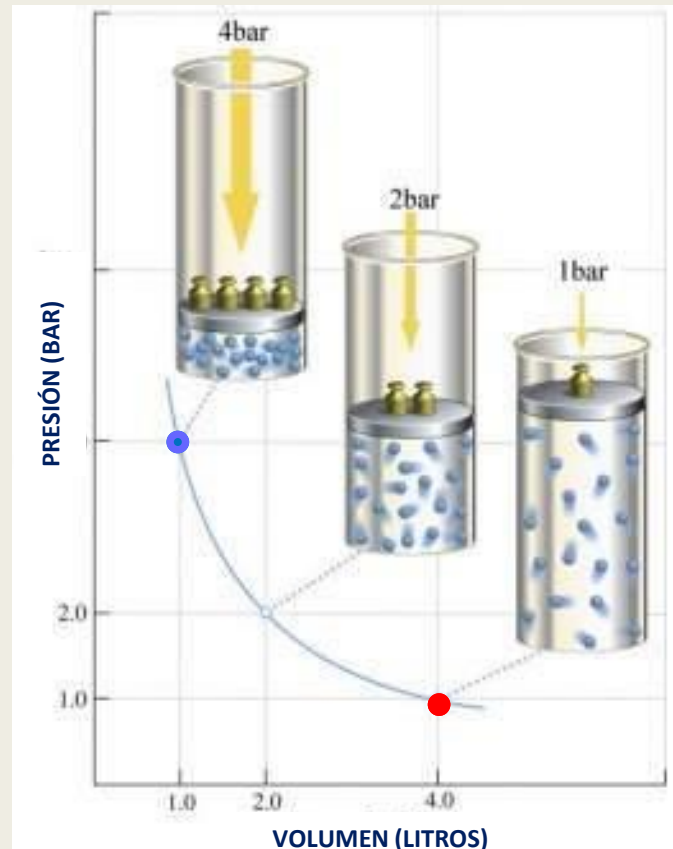
El aumento de presión exterior origina una disminución del volumen, que supone el aumento de choques de las partículas con las paredes del recipiente, aumentando así la presión del gas.

Para dos o más estados diferentes:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = \dots = P_N V_N = \text{constante}$$

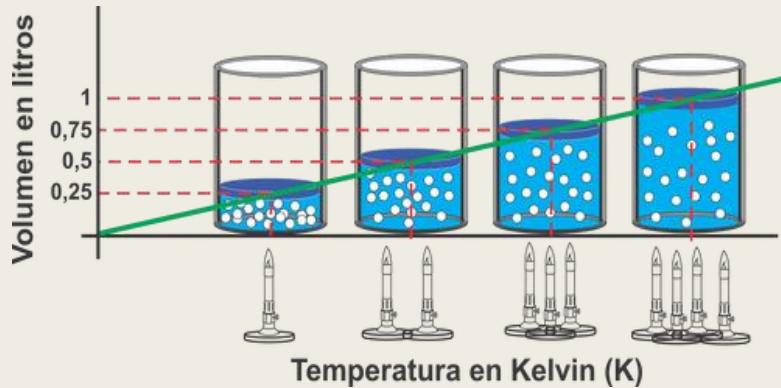
A temperatura y presión normales la mayor parte de los gases siguen la Ley de Boyle. A esto se le llama **comportamiento ideal**.

Transformación isotérmica



PRIMERA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

Transformación isobárica



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

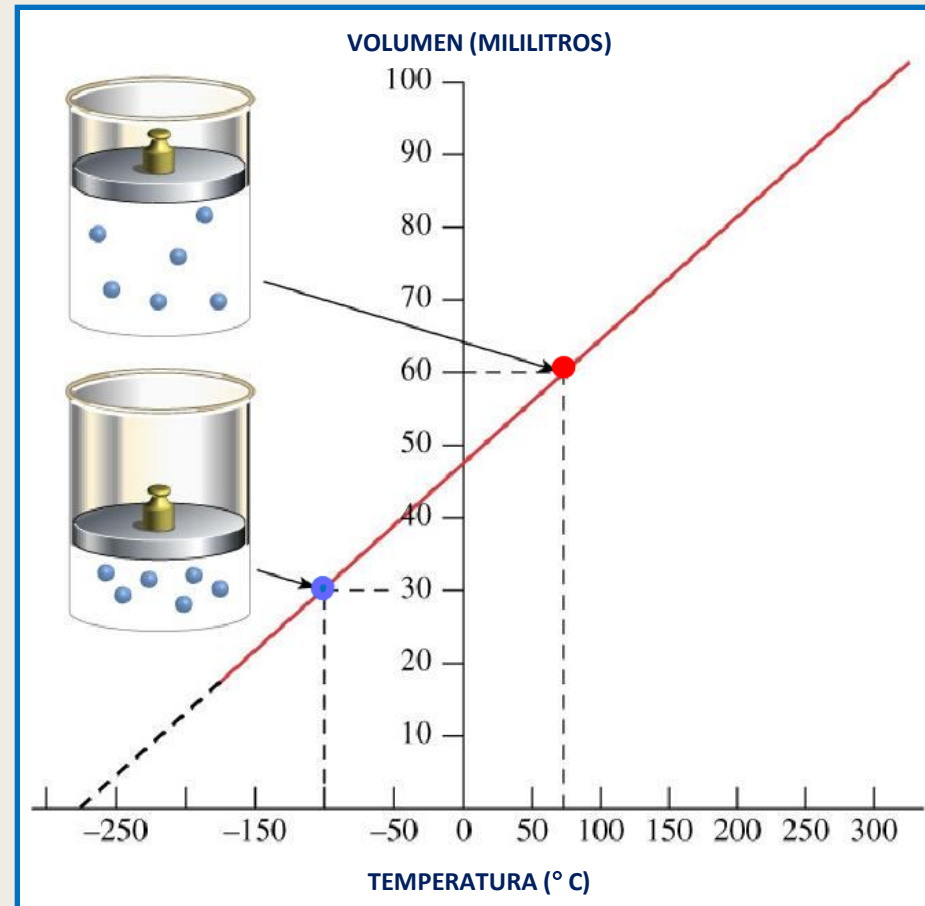
➡ $V \propto T \text{ (n y P ctes.)}$

$$V = kT \text{ (n y P ctes.)} \quad \frac{V}{T} = k$$

Para dos o más estados:

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

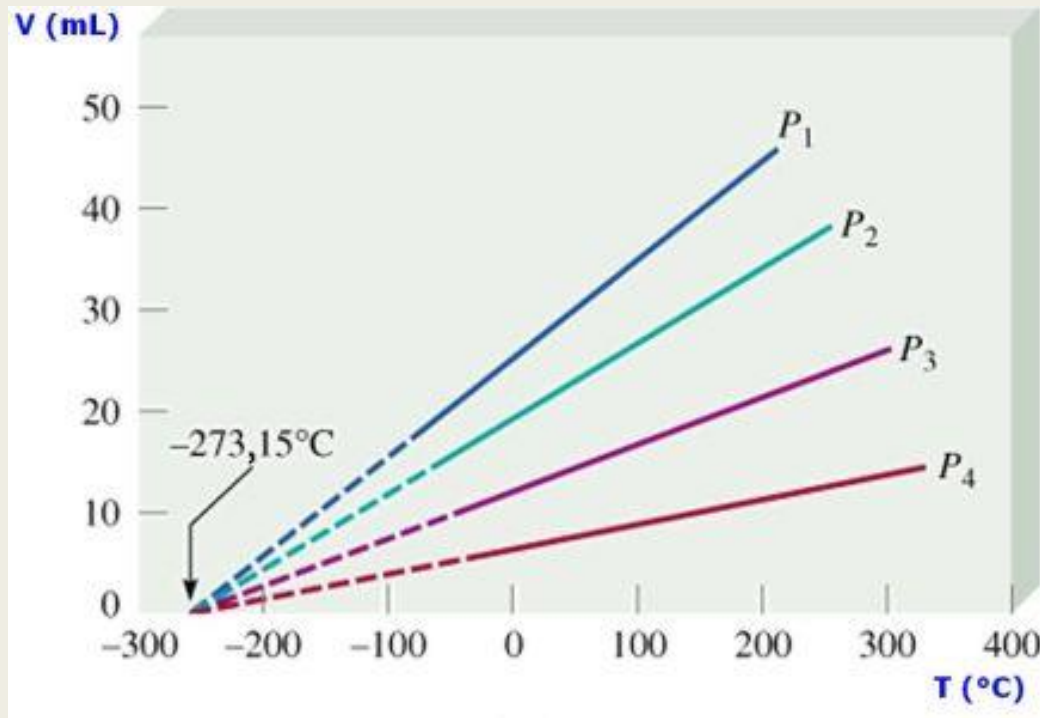
Al aumentar la temperatura aumenta la velocidad media de las partículas y con ello el número de choques con las paredes. Eso provoca un aumento de la presión interior que desplaza el émbolo hasta que se iguala con la presión exterior, lo que supone un aumento del volumen del gas.



PRIMERA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

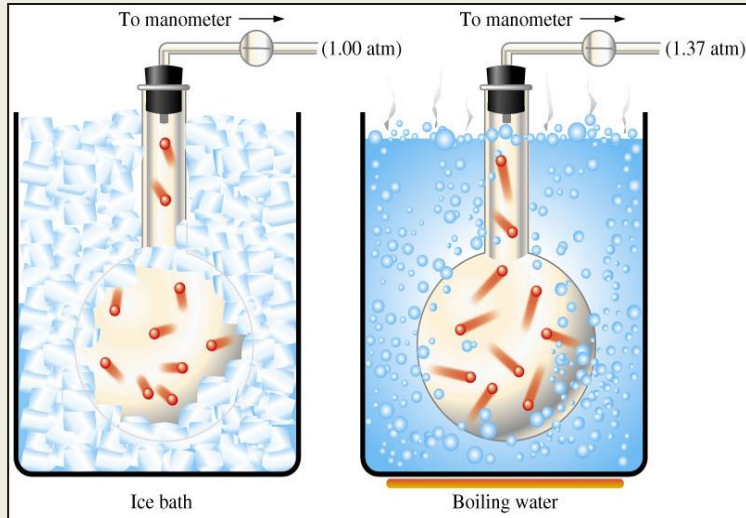


Masas iguales a diferentes Presiones



$-273^\circ\text{C} = 0\text{ K}$ cero absoluto

SEGUNDA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC



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

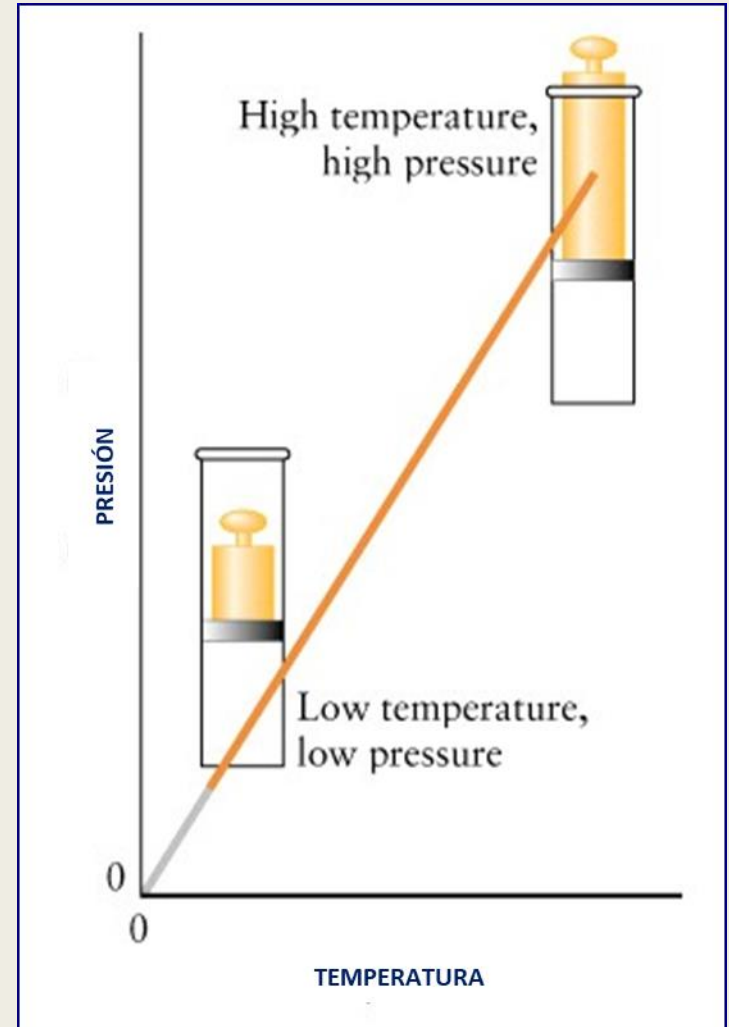
➡ $P \propto T$ (n y V constantes)

$$\frac{P}{T} = k \text{ (n y V constantes)}$$

Para dos o más estados:

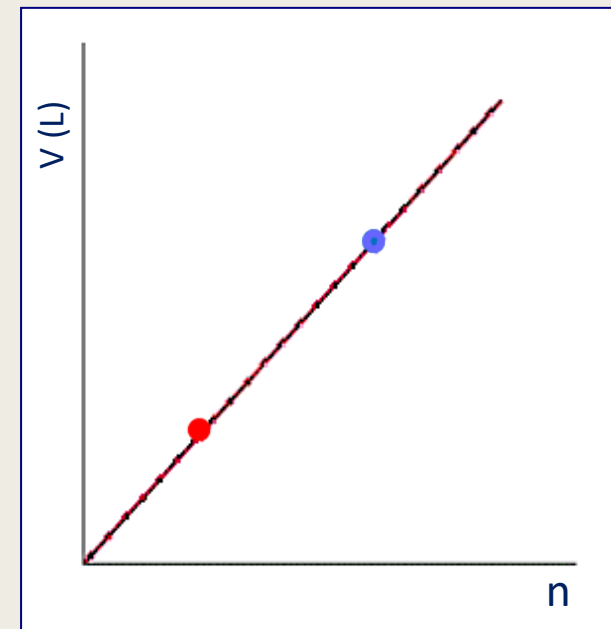
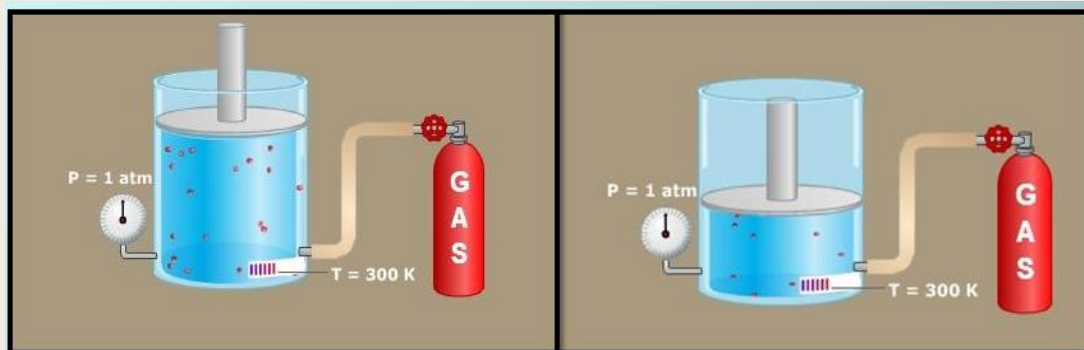
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \dots = \frac{P_n}{T_n} = \text{constante}$$

Transformación isocórica (a volumen constante)



LEY DE AVOGADRO

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



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

➡ $V \propto n$ (P y T constantes)

$$V = k n \quad (P \text{ y } T \text{ constantes}) \quad \frac{V}{n} = k \quad (P \text{ y } T \text{ constantes})$$

Para dos o más estados: $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} = \dots = \frac{V_n}{n_n} = \text{constante}$

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

**Volumen
Molar
Normal**

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

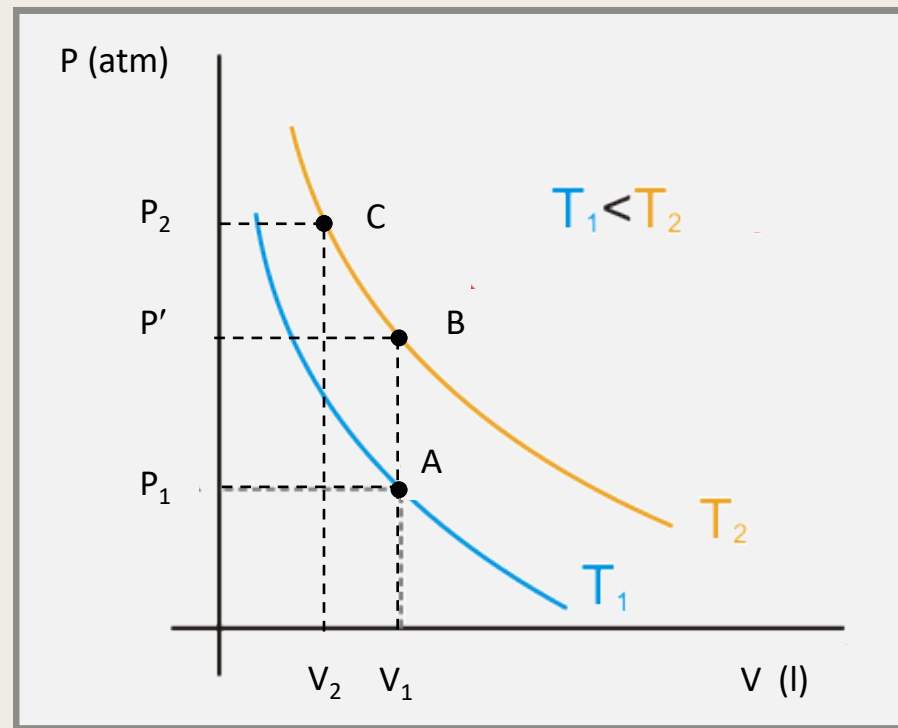
Ley de los gases ideales

R: Constante universal de los gases

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

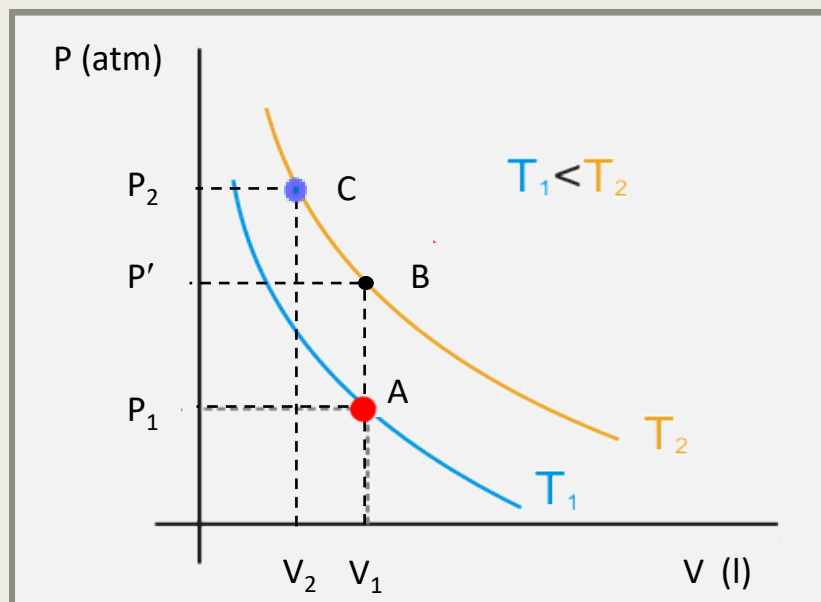
$R = 0,082057 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 8,3145 \text{ m}^3 \text{ Pa mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

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)**:

$$PV = nRT$$

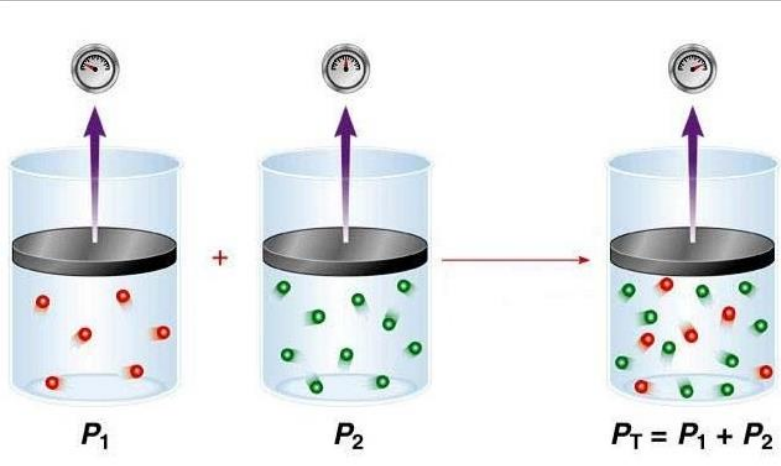
$$n = \frac{m}{MM}$$

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

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

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

LEY DE DALTON



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

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

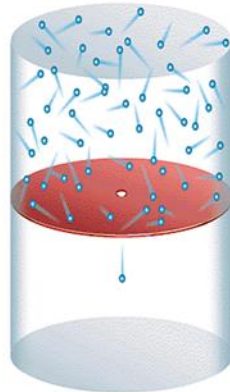
$$P_t = n_1 \frac{RT}{V} + n_2 \frac{RT}{V} + \dots + n_N \frac{RT}{V}$$

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

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

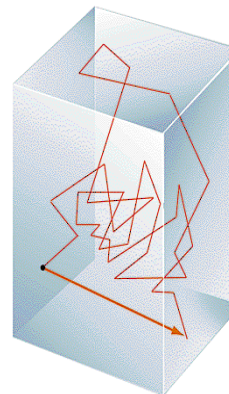
Otra expresión de la Ley de Dalton: $\frac{P_1}{P_T} = \frac{n_1 RT/V}{n_T RT/V} \Rightarrow P_1 = \chi_1 \cdot P_T$

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:

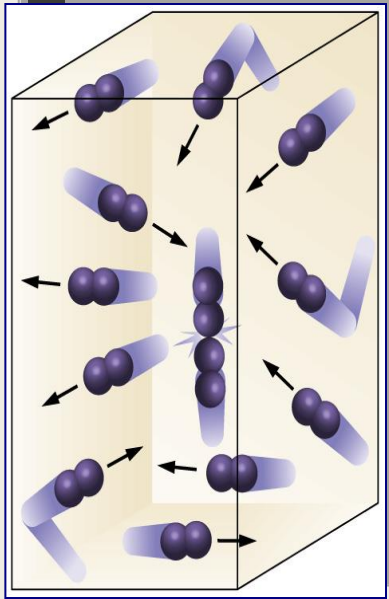
$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{\delta_2}}{\sqrt{\delta_1}} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}}$$

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:

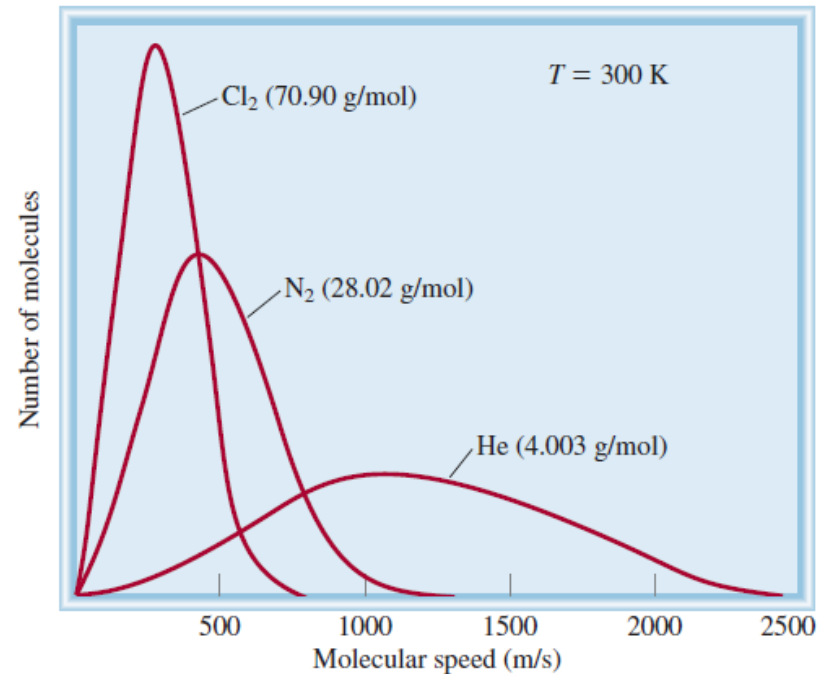
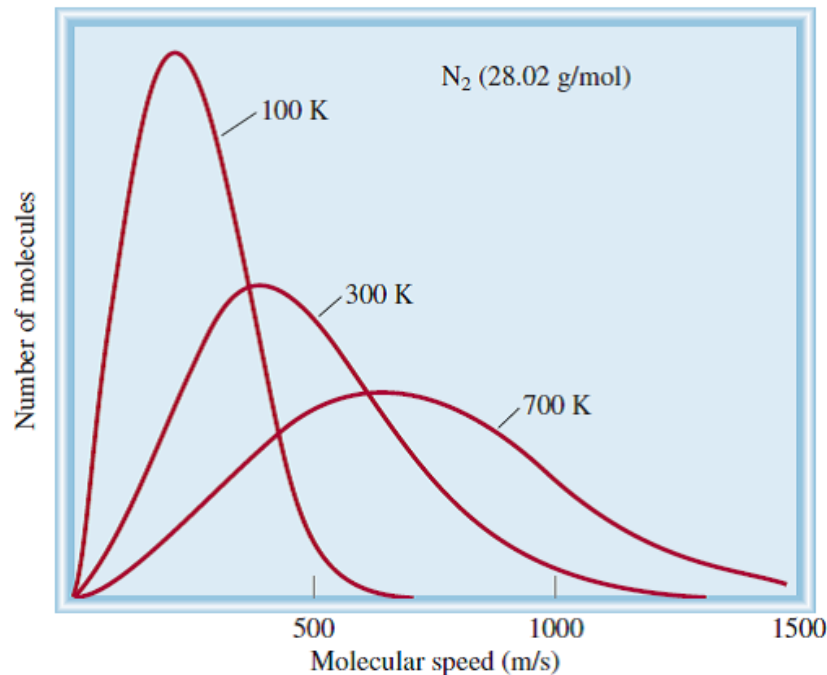


1. Un gas es un conjunto de moléculas en movimiento continuo y aleatorio.
2. Las moléculas de gas son puntos pequeños infinitesimales. (Volumen total de las partículas despreciable en relación con el volumen del recipiente).
3. Las moléculas se mueven en líneas rectas hasta que colisionan. (Supone choques 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

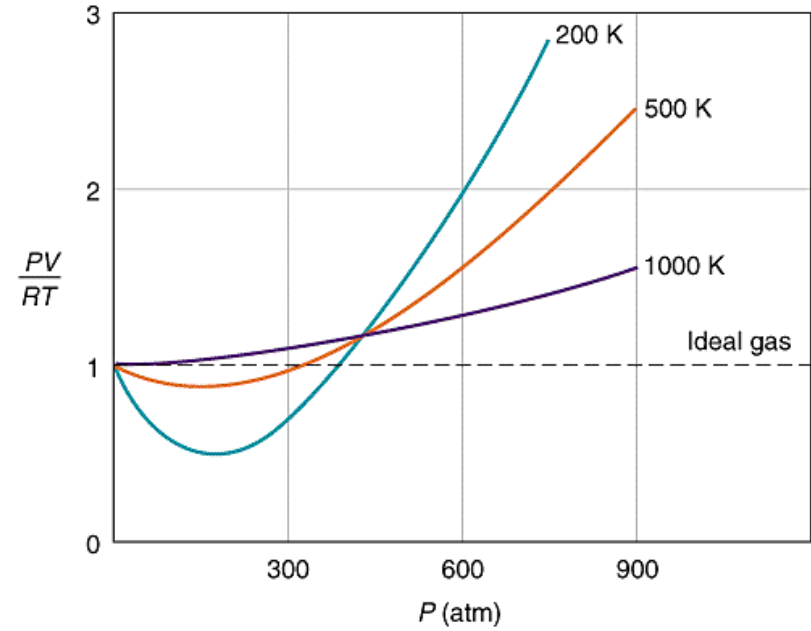
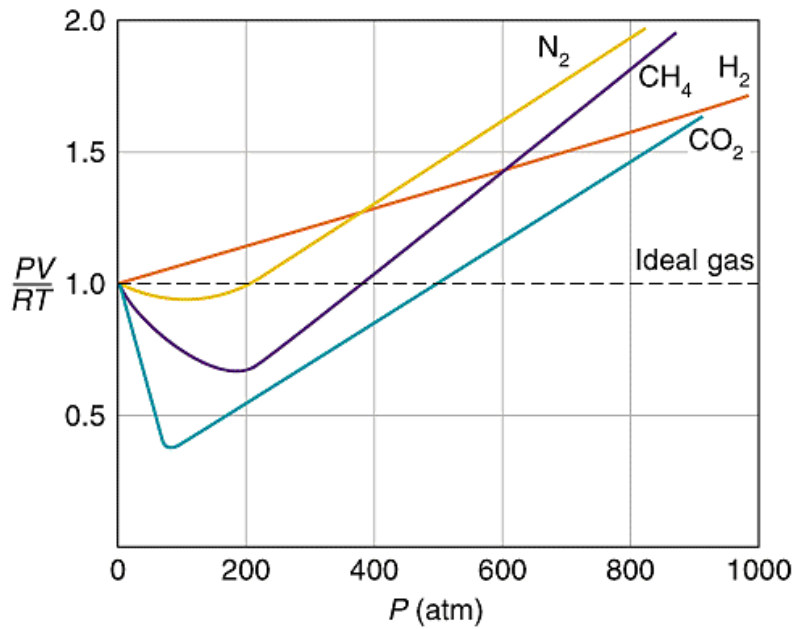
Efecto de la temperatura y de la masa molecular sobre la distribución de la velocidad molecular:



- 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

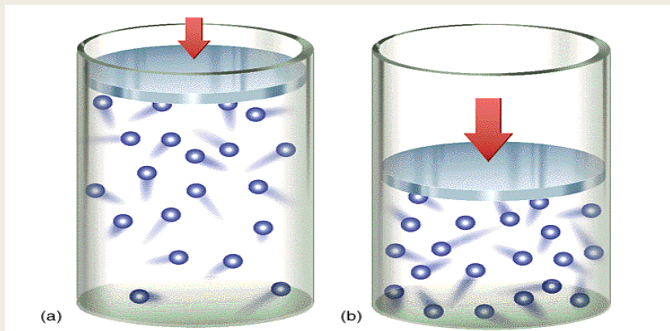
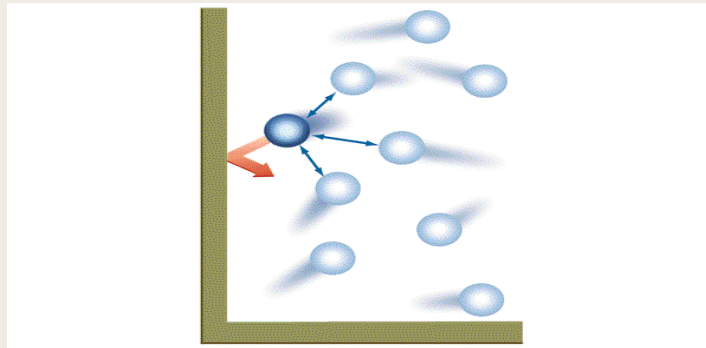
Gases Ideales:
 $PV = nRT$

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

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.

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.