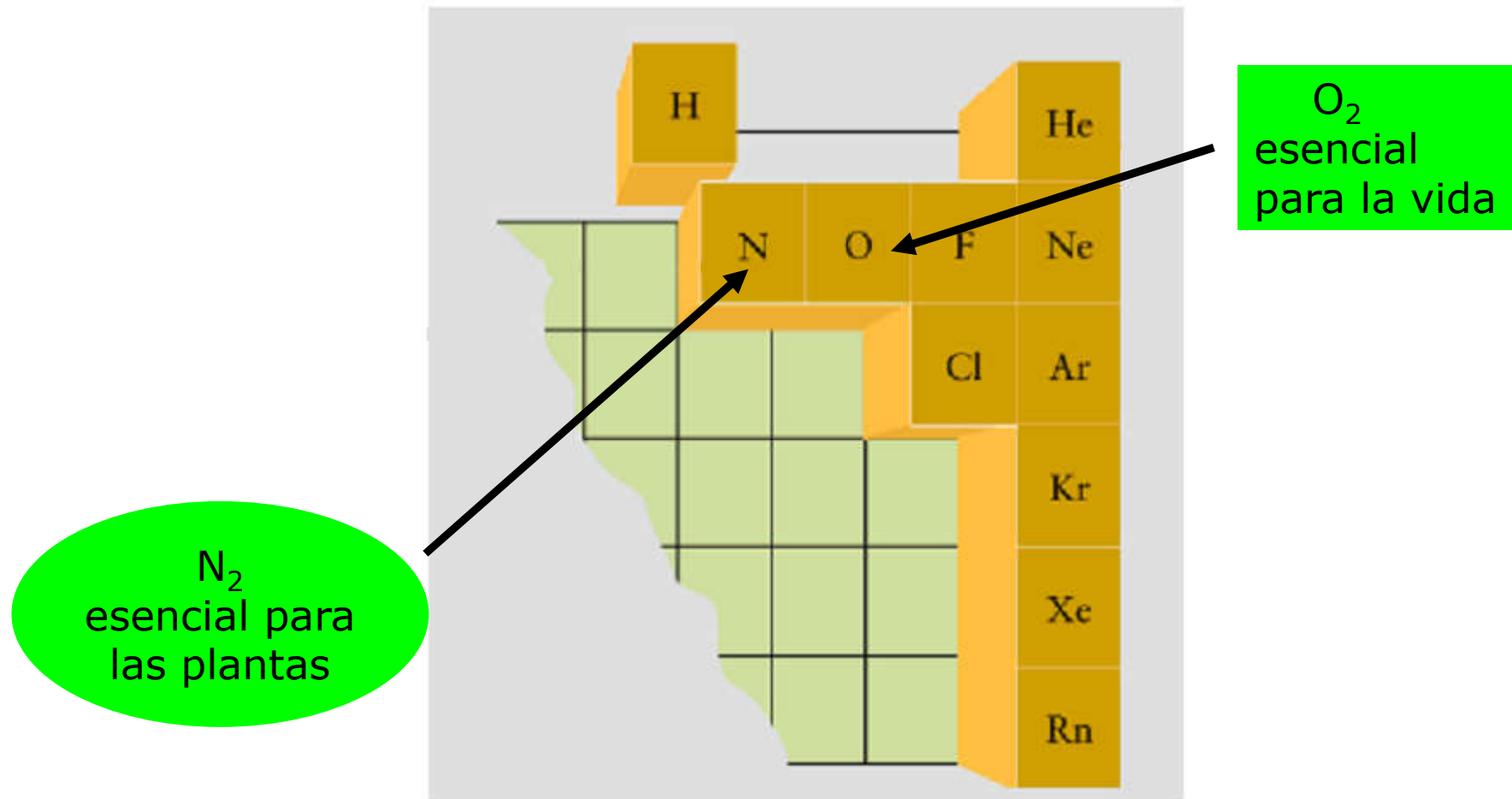


LEYES DE LOS GASES

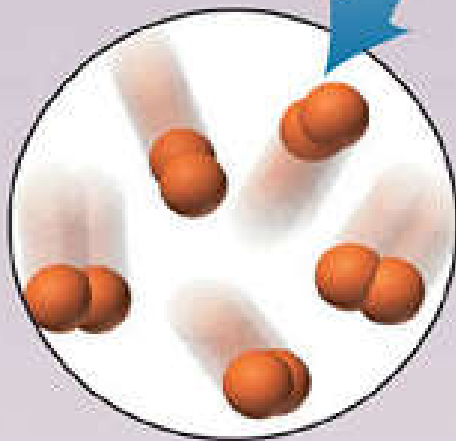
Elementos que son gases en CNPT



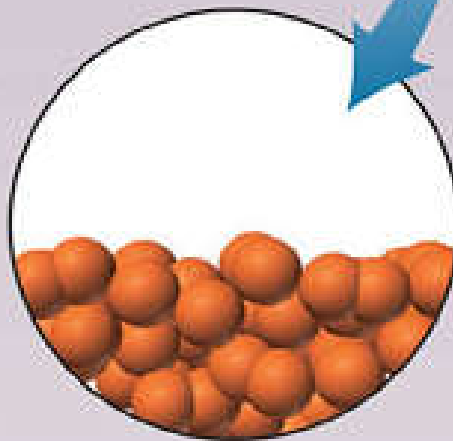
Los elementos H, N, O, F y Cl son gases y sus moléculas son diatómicas en **CNPT!!!**

CO, CO₂, SO₂, NH₃, SH₂, CH₄, NO₂, N₂O, etc.

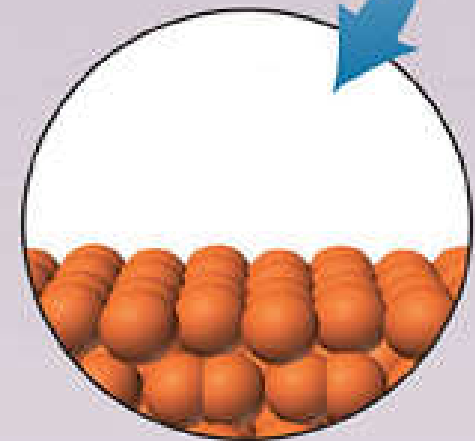
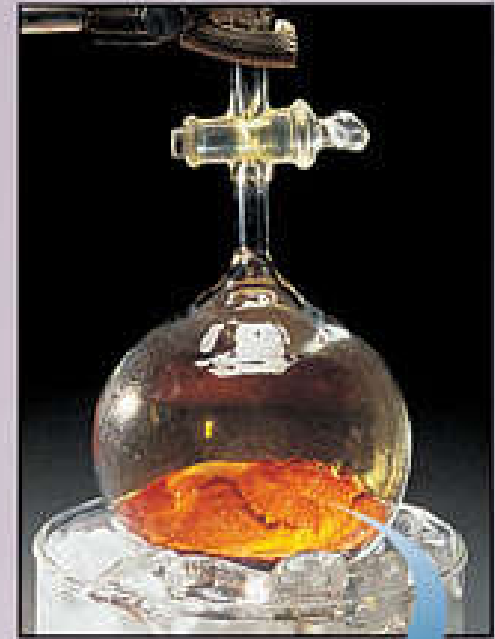
Estados de la Materia



Gas



Líquido



Sólido

Estados de la Materia

	SÓLIDO	LÍQUIDO	GASEOSO
Forma	Propia	Recipiente que lo contiene	No posee
Volumen	Cte.	Cte.	Variable
Efecto de la presión sobre el volumen	No	No	Si
Fuerzas atractivas	Atrac. > Rep.	Atrac. = Rep.	Atrac. < Rep.

Características generales:

1. Expansión
2. Forma indefinida
3. Compresibilidad
4. Mezclas
5. Baja densidad

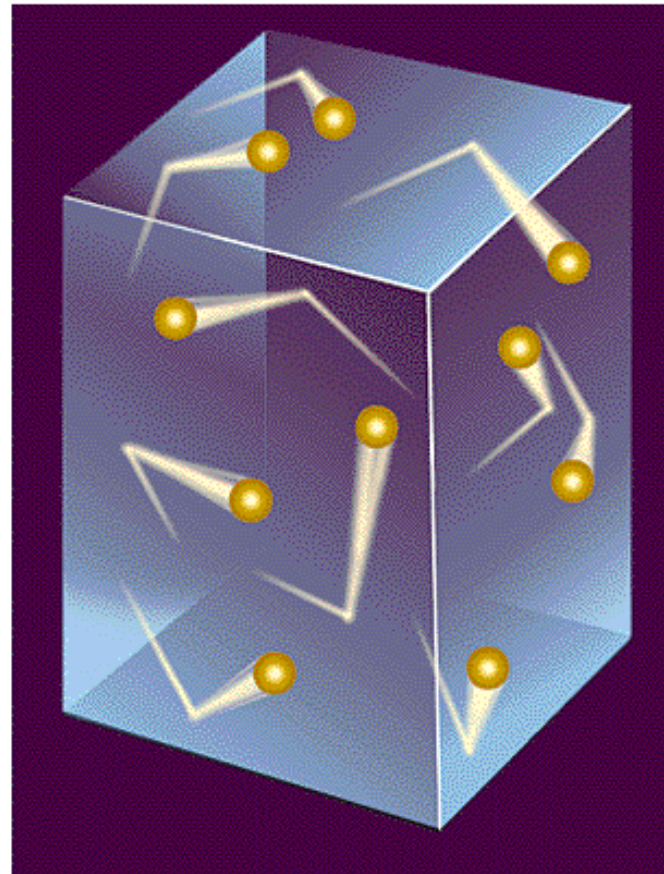
$$\delta = m/V$$

$$\delta (\text{gases}) < \delta (\text{líquido}) < \delta (\text{sólido})$$

Presión de un gas

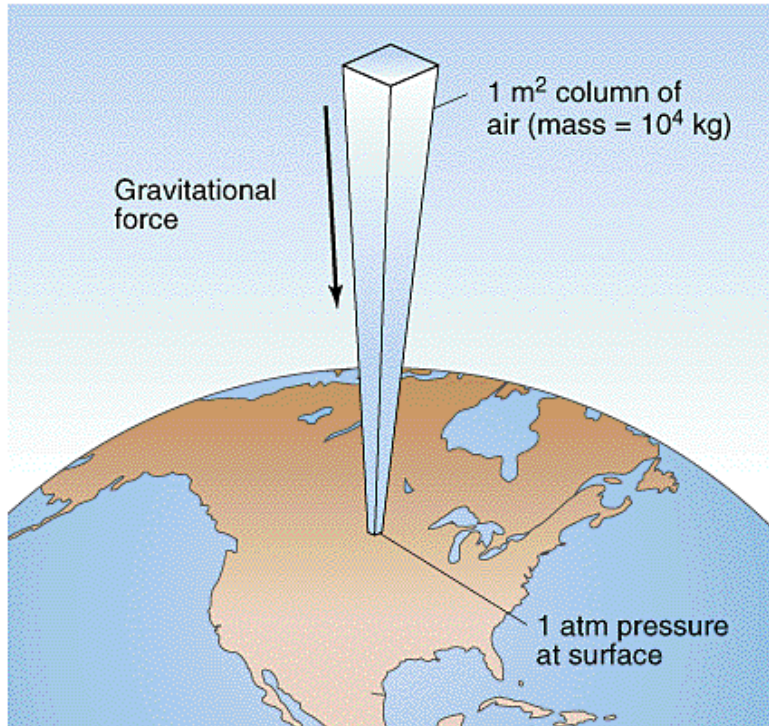
El gas ejerce presión sobre cualquier superficie con la que entra en contacto, ya que las moléculas gaseosas se hallan en constante movimiento.

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



Presión Atmosférica

Es la fuerza que ejerce la atmósfera sobre la tierra.



El valor de la P. Atm. depende de la localización, temperatura y cond. climáticas.

$$P_{\text{atm}} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Area}} = \frac{\text{masa} \times \text{aceleración}}{\text{Area}}$$

$$P_{\text{atm}} = \frac{10000 \text{ Kg} \times 9,8 \text{ m/s}^2}{\text{m}^2} = \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$

$$P_{\text{atm}} = 100000 \text{ Pa} \cong 100\text{kPa}$$

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ Newton} = 1\text{Kg} \times \text{m} / \text{s}^2$$

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

PRESION ATMOSFERICA: <https://www.youtube.com/watch?v=hVBLselXMnY>

Medición de la presión atmosférica

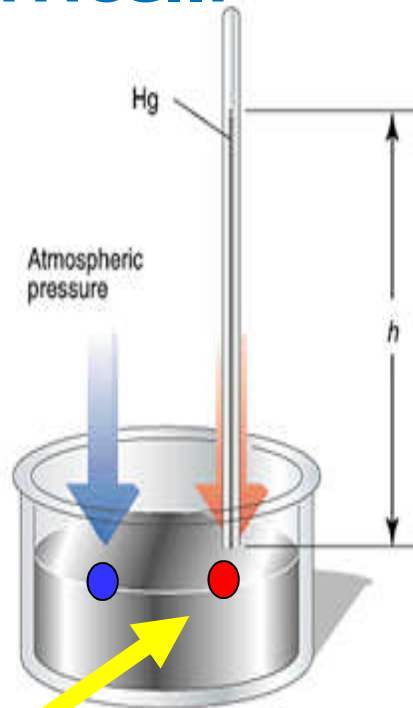
Experiencia de Torricelli

$$1.01325 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg}$$



1 atm

La P. Atm. estándar (1 atm) es igual a la presión que ejerce una columna de 760 mm Hg a 0° C al nivel del mar.



$$P = \delta \cdot g \cdot h$$

δ = densidad del líquido

g = aceleración de la gravedad.

h = altura de la columna

Barómetro

δHg

● $P =$ ● P

● $P = P \text{ columna Hg} = \delta \cdot g \cdot h$

● $P = P \text{ atmosférica:}$

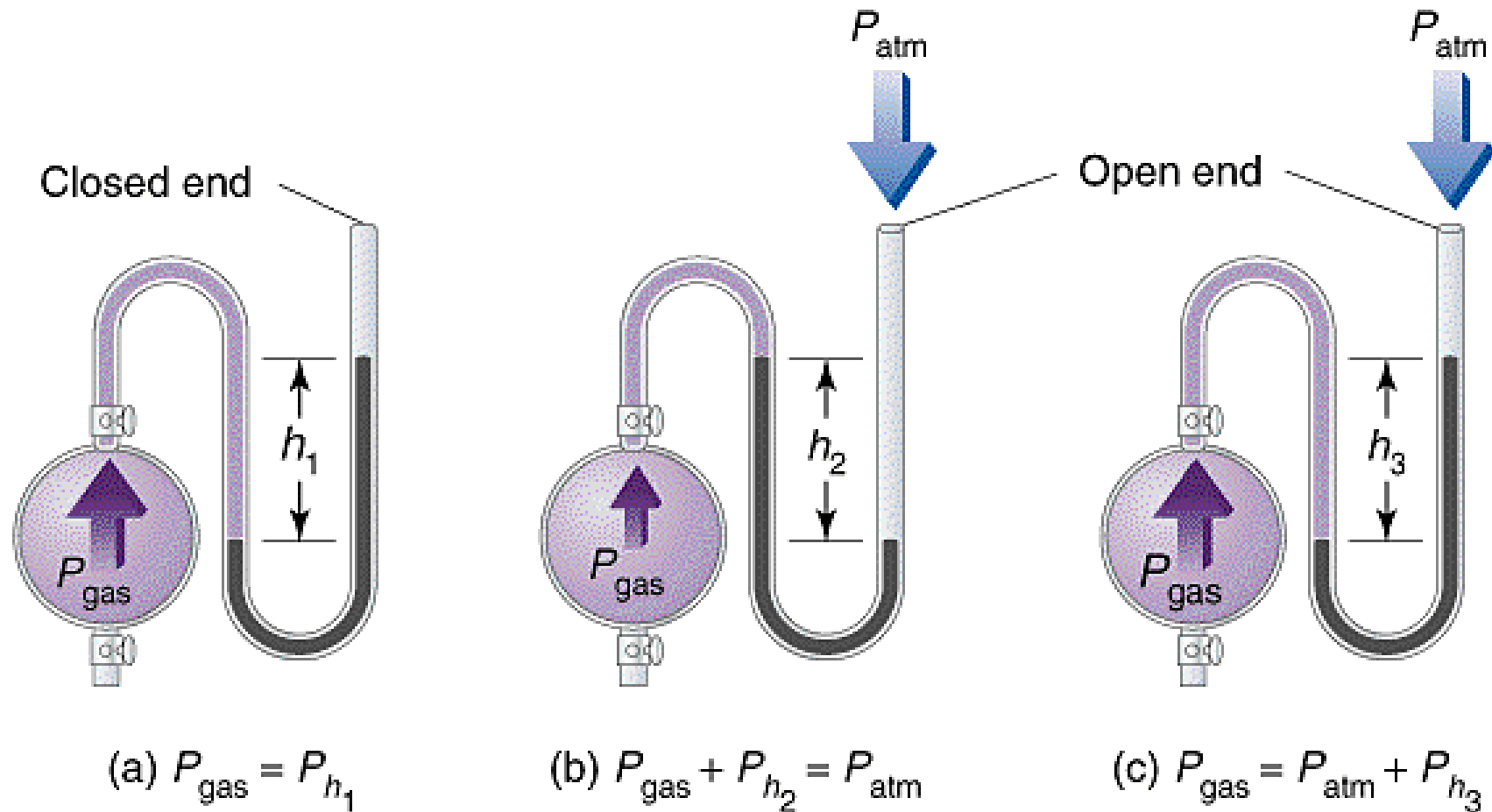
$\Rightarrow P \text{ Hg} = P_{\text{atm}} =$

$$P_{\text{atm}} = 1,35951 \times 10^4 \frac{\text{Kg}}{\text{m}^3} \times 9,81 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \times 0,76 \text{ m}$$

$$P_{\text{atm}} = 101325 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm}$$

N/m^2

Manómetros para medir la presión de los gases



Presiones < a la $P_{\text{at.}}$

Presiones cercanas ó > a la $P_{\text{at.}}$

Unidades de Presión

$$P(\text{atmosférica}) = 760 \text{ mm Hg}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr}$$

$$1 \text{ mm Hg} = 1 \text{ torr}$$

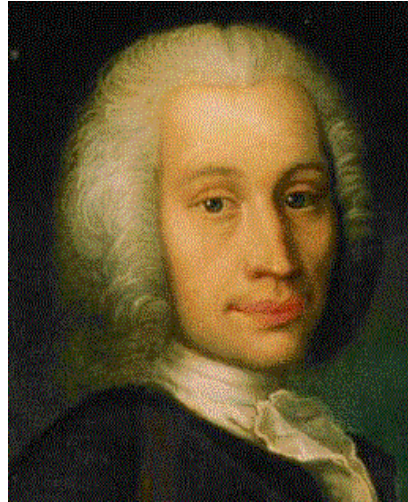
La unidad SI es el Pascal: $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2 = \text{Kg/m} \cdot \text{seg}^2$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 100 \text{ KPa}$$

$$1 \text{ atm} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1013,25 \text{ hPa}$$

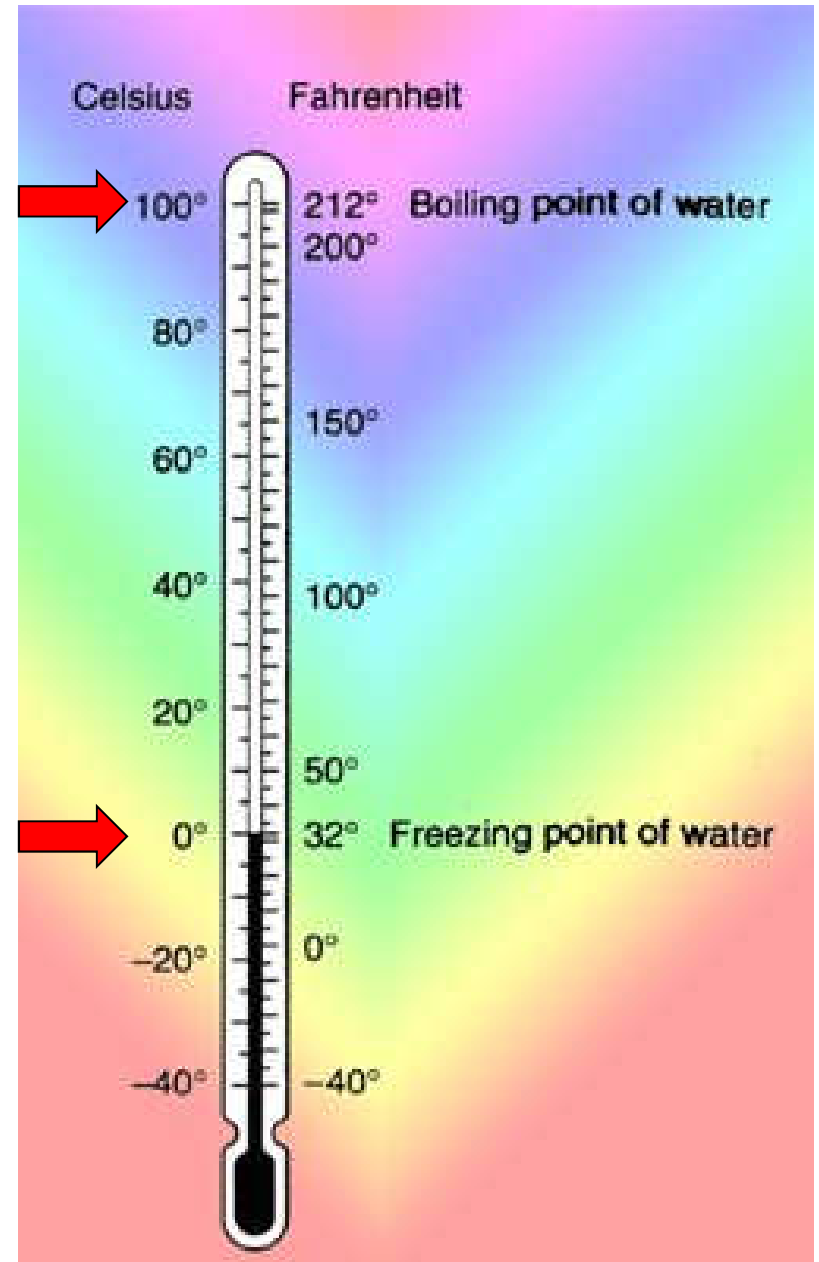
Escalas de Temperaturas

La escala centígrada, o Celsius, fue diseñada por el astrónomo sueco



Anders Celsius

Es utilizada en la mayoría de los países. El punto de congelación del H_2O es 0 grados ($0^{\circ}C$) y el punto de ebullición es de $100^{\circ}C$.



Escalas de Temperaturas

En la escala Kelvin:

$$0 \text{ K} = -273,15 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

Para pasar de $^{\circ}\text{C}$ a Kelvin :

$$T (\text{Kelvin}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$$

Para pasar de $^{\circ}\text{C}$ a *Farhenheit*

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

Para pasar de *Farhenheit* a $^{\circ}\text{C}$

$$F = \frac{9}{5} ^{\circ}\text{C} + 32$$

Escalas

Centígrada y Kelvin

$$P_f \text{ H}_2\text{O} = 0^{\circ}\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$P_e \text{ H}_2\text{O} = 100^{\circ}\text{C} = 373 \text{ K}$$

Escala Kelvin es también llamada escala de temperaturas absoluta.

Ley de Boyle

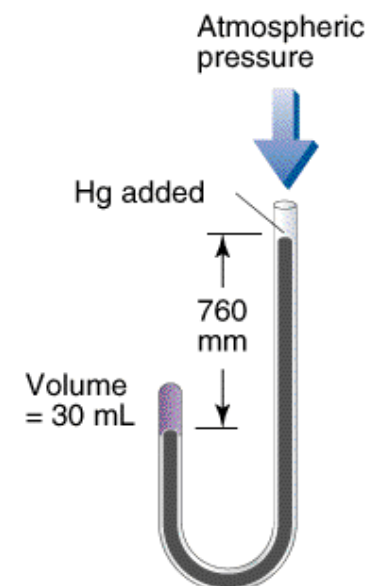
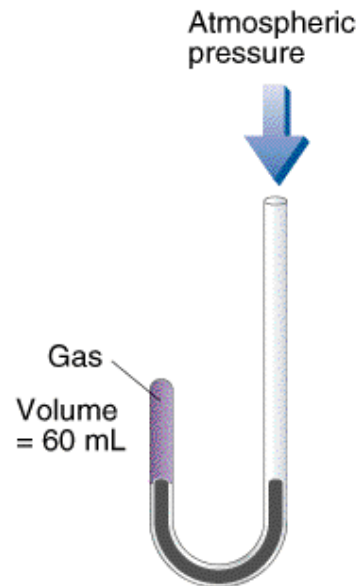
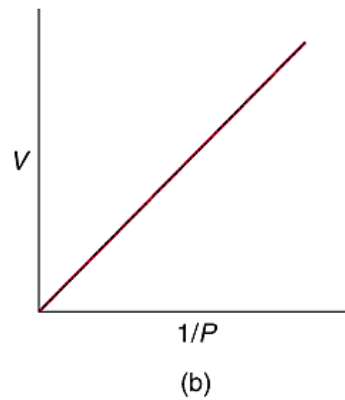
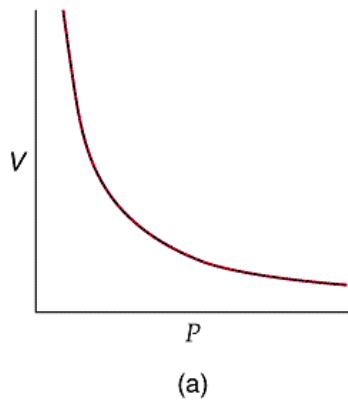
$$T = \text{cte}$$
$$n = \text{cte}$$

$$V = \text{cte} \times \frac{1}{P}$$
$$PV = \text{cte}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

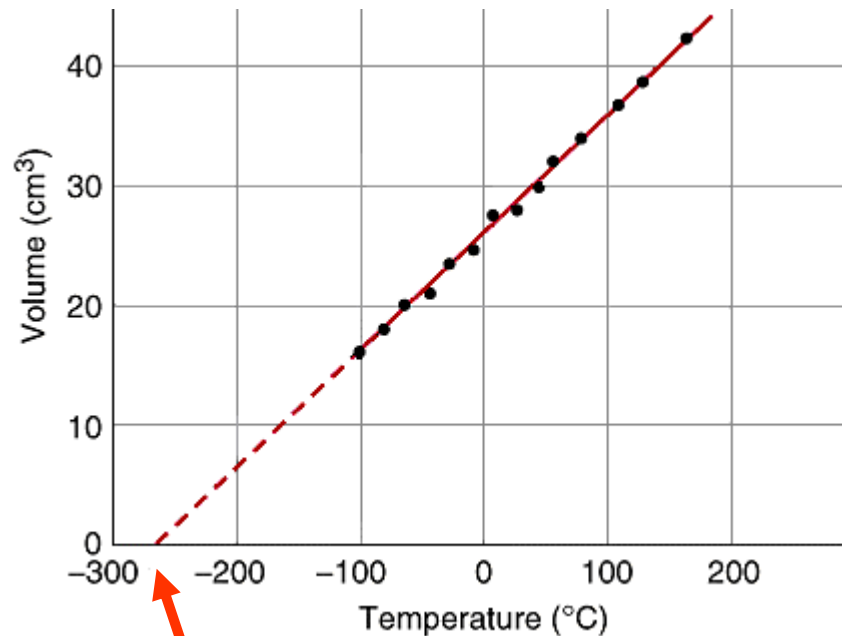
$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}$$

$$V_1 = P_2 V_2 / P_1$$



Ley de Charles (y Gay-Lussac)

$$P = \text{cte}$$
$$n = \text{cte}$$



$$V = \text{cte} \times T$$

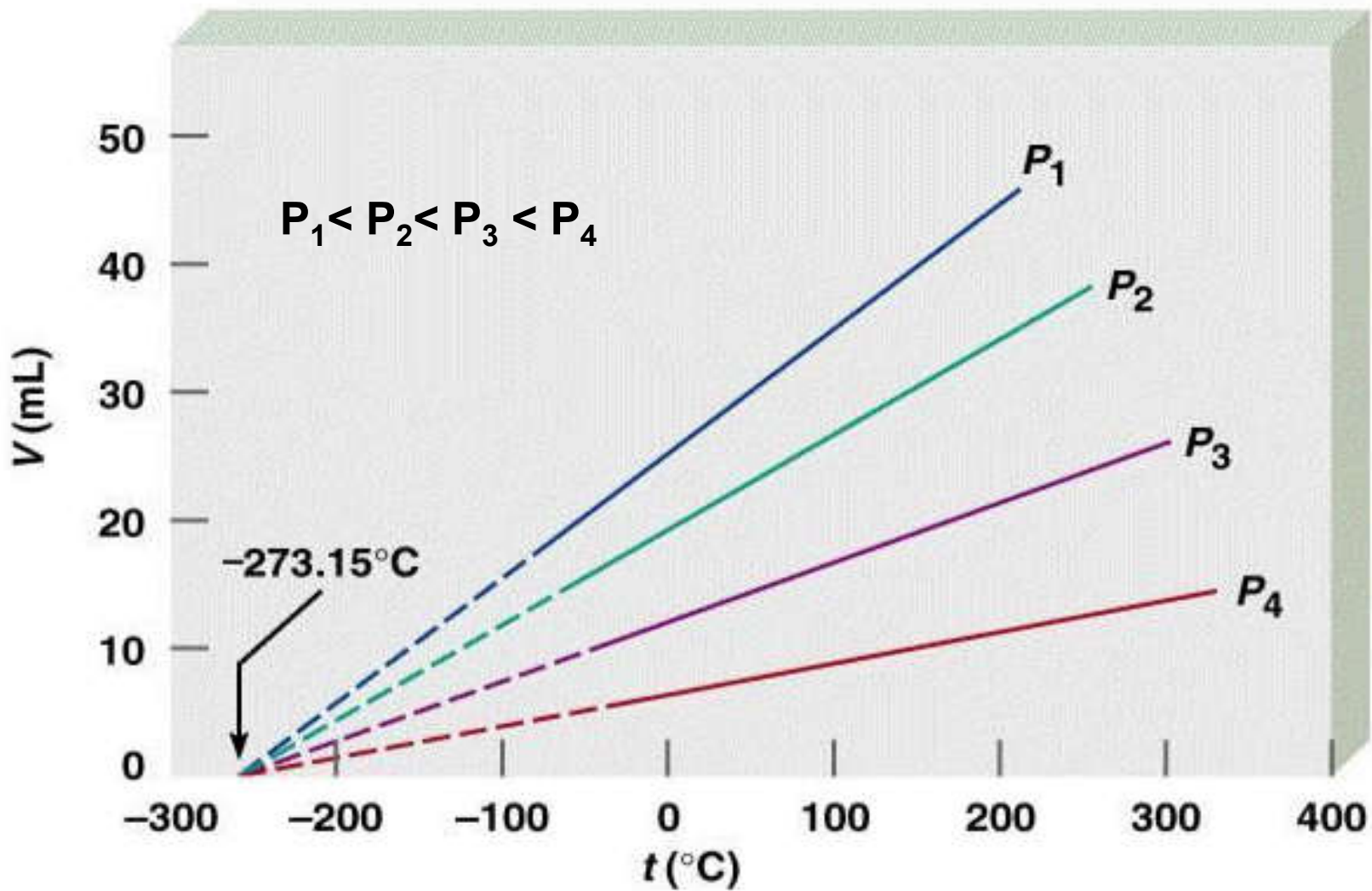
$$\frac{V}{T} = \text{cte}$$

T = Temperatura absoluta
Escala Kelvin

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

-273,15 °C = 0 K = cero absoluto

Volumen de un gas a diferentes presiones



Principio de Avogadro

Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en iguales condiciones de presión y temperatura, tienen el mismo número de moléculas.

Ley de Avogadro: $V = cte \times n$ (P y T ctes)

VOLUMEN MOLAR

Volumen de 22,4 l

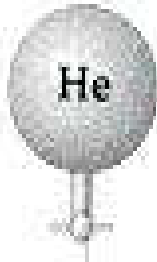


(0°C y 1 atm)

contiene:

$6,023 \times 10^{23}$

moléculas de gas

(1 mol).

			
Volumen	22.4 L	22.4 L	22.4 L
Presión	1 atm	1 atm	1 atm
Temperatura	0°C	0°C	0°C
Masa del gas	4.00 g	28.0 g	16.0 g
Número de moléculas del gas	6.02×10^{23}	6.02×10^{23}	6.02×10^{23}

Establece la relación entre la cantidad de gas y su volumen cuando se mantienen constantes la **temperatura** y la **presión**. Recuerde que la cantidad de gas se mide en moles.

Ecuación del Gas Ideal

Cómo consecuencia de las observaciones hechas por:

Boyle:	$V \propto 1/P$	$(n, T \text{ constante})$	}	$V \propto \frac{nT}{P}$
Charles:	$V \propto T$	$(n, P \text{ constante})$		
Avogadro:	$V \propto n$	$(P, T \text{ constante})$		

V es proporcional a **T** y **n** e inversamente proporcional a **P** .

Si llamamos **R** a esa constante...

Ecuación del Gas Ideal

Esta ecuación se conoce como la ecuación del gas ideal. Un gas ideal es un gas hipotético cuyo comportamiento de presión, volumen y temperatura se describe perfectamente con esta ecuación. El término **R** de la ecuación del gas ideal se denomina **constante universal de los gases**.

$$PV = n.R.T$$

- ✓ Todos los gases a presiones bajas y temperaturas altas cumplen con esta ecuación.
- ✓ **T** debe ser siempre expresado en Kelvin, **n** en moles, **P** en atm y **V** en litros

La constante universal R

$$PV = n.R.T$$

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1 \text{ atm } 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol } 273 \text{ K}} = 0,082 \text{ L atm/K mol}$$

Podemos determinar a partir de esta ley:

- 1.- El peso molecular : $M = \delta RT/P$
- 2.- Densidad del gas: $\delta = MP/RT$

Ejemplo: A 18 °C y 765 mmHg, 1,29 L de un gas pesan 2,71 g.
Calcular el peso molecular aproximado del gas.

Dado que el número de moles se puede definir como:

$$n = m/M$$

m = masa (g)

M = masa molecular (g/mol)

Se puede establecer esta cadena de igualdades a partir de la ecuación de estado de los gases ideales:

$$pV = nRT = \frac{m}{M}RT$$

donde M es la masa molecular del gas

$$M = \frac{mRT}{pV}$$

Basta despejar M

Hay que recordar que T debe expresarse en K:
 $T = 273 + 18 = 291 \text{ K}$

$$M = \frac{2,71 \text{ g} \cdot 0,082 \left(\frac{\text{atmL}}{\text{molK}} \right) \cdot 291 \text{ K}}{\frac{765}{760} \text{ atm} \cdot 1,29 \text{ L}}$$

p debe venir en atm

$$M = \frac{2,71 \text{ g} \cdot 0,082 \left(\frac{\text{atmL}}{\text{molK}} \right) \cdot 291 \text{ K}}{\frac{765}{760} \text{ atm} \cdot 1,29 \text{ L}} = 48,8 \text{ g/mol}$$

Ejemplo: Calcular la **densidad** del gas C_4H_8 a $273\text{ }^{\circ}\text{C}$ y a 1520 mmHg de presión.

La definición de densidad es: $\delta = m / V$

δ = densidad

m = masa

V = volumen

Recordemos que la cantidad de moles se calcula de la siguiente manera:

$$n = m / M$$

Si sustituimos “n” en la ley de los gases ideales se obtiene:

$$PV = (m/M).R.T$$

despejando adecuadamente para obtener la densidad (m/V) se obtiene:

$$M. P = (m/V).R.T$$

$$(M.P)/(R.T) = m/V$$

y como masa sobre volumen es la definición de densidad, obtenemos la fórmula para determinar la densidad de un gas.

$$\delta = MP/RT$$

Por lo tanto, para calcular la densidad de C_4H_8 tendremos lo siguiente:

$$T = 273\text{ }^{\circ}\text{C} + 273,15 = 546,15\text{ K}$$

$$P = 1520 / 760 = 2\text{ atm}$$

$$M = 56\text{ g/mol}$$

$$\delta = M. P/RT = 56\text{ g/mol. } 2\text{ atm/ } 0,082\text{ L.atm/ K mol. } 546,15\text{ K} = 2,50\text{ g/L}$$

$$\delta = 2,50\text{ g/L}$$

La constante universal R

0,082

$$8.205\ 78 \times 10^{-2} \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$8.314\ 51 \times 10^{-2} \text{ L}\cdot\text{bar}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$8.314\ 51 \text{ L}\cdot\text{kPa}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$8.314\ 51 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$62.364 \text{ L}\cdot\text{Torr}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La equivalencia $1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L}$

Solo es válido en CNPT!!!!



Ley de las presiones parciales de Dalton

La presión de una **mezcla de gases** es igual a la suma de las presiones parciales que cada gas ejercería si se encontrara sólo.

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

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

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

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

P_t es la presión total

P_1, P_2, \dots es la presión parcial

n_t es la suma total de moles

T, V, R son constantes

Ley de las presiones parciales de Dalton

Otra relación útil entre presión parcial y presión total en una mezcla de gases es la siguiente:

Para una mezcla de 2 gases A y B

$$\begin{array}{l} P_A = x_A P_T \\ P_B = x_B P_T \end{array} \quad \text{Donde} \quad \left[\begin{array}{l} x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \frac{n_A}{n_T} \\ x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} = \frac{n_B}{n_T} \end{array} \right.$$

Para una mezcla de n gases

siempre $x_1 + x_2 + \dots + x_n = 1$

Teoría Cinética de los Gases

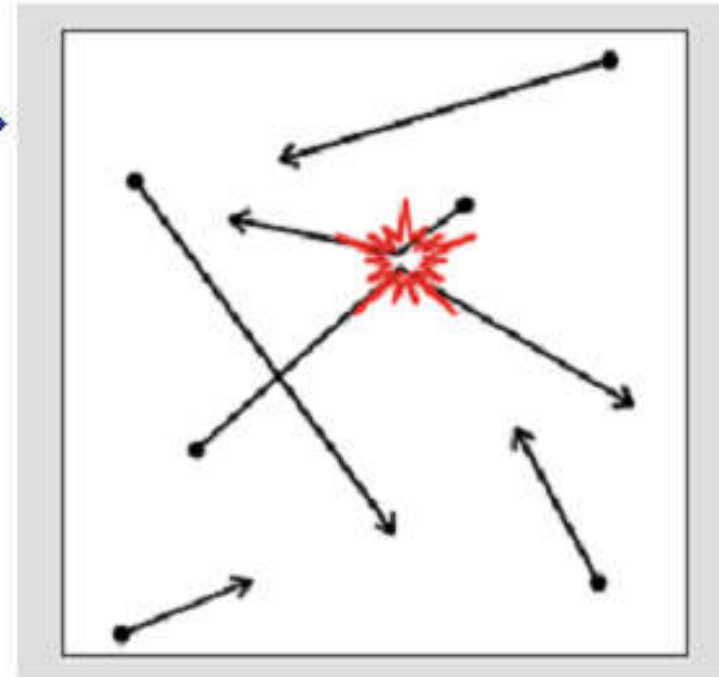
- Los gases consisten en grandes cantidades de moléculas en constante **movimiento**.
- El volumen ocupado por todas las moléculas es **mucho menor** que el volumen del recipiente que las contiene.
- Las fuerzas de **atracción** entre moléculas son insignificantes.
- Las moléculas transfieren entre sí energía mediante choques pero, a T constante, la **energía cinética** media permanece constante.
- La energía **cinética media** de las moléculas es proporcional a la temperatura absoluta.
- **A una temperatura dada**, las moléculas de todos los gases tienen la **misma energía cinética media**.

TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR

Las partículas del gas
se mueven en línea
recta hasta que
colisionan



Las fuerzas de atracción y
repulsión entre las
partículas son despreciables



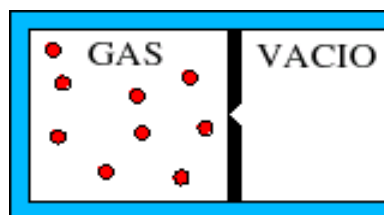
La energía puede transferirse de una partícula a la otra durante las colisiones, pero si la temperatura se mantiene constante, la energía cinética promedio no cambia.

$$\overline{E_c} \cong T \text{ (absoluta)}$$

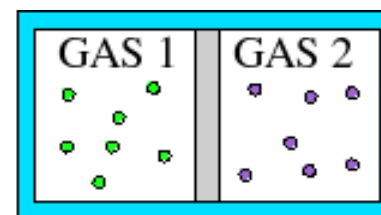
$$E_c = \frac{1}{2} m \overline{v^2} = \text{cte.} T \text{ (absoluta)}$$

DIFUSION Y EFUSION DE LOS GASES

Los gases que se encuentran a la misma T tienen la misma E. Cinética promedio

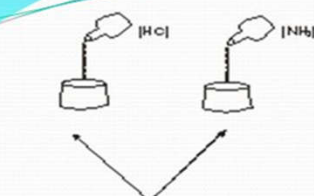


EFUSIÓN



DIFUSIÓN

Ley de Graham

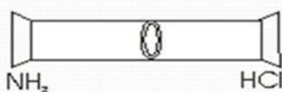


Tapones de goma + algodón

Antes



Después



Las **velocidades** de **difusión** de los gases son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus respectivas **densidades o de sus pesos moleculares**

$$v \propto \sqrt{\frac{1}{M_{\text{molar}}}}$$

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

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

Ley de Graham

Graham observó que **la velocidad de difusión de un gas era inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su densidad y por lo tanto, inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su masa molecular.**

Para dos gases de naturaleza diferente cuyas masas moleculares son m_1 y m_2 y poseen velocidades de difusión v_1 y v_2 , se verifica que en iguales condiciones de temperatura y presión:

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$$

Teniendo en cuenta que: $v = d/t$ (el tiempo es el mismo para ambas moléculas) y que m se reemplaza por la masa molar M :

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{d_1}{d_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$