GASES IDEALES

Presión

$$P = \frac{F}{A} = \frac{mg}{A} = \frac{\delta Vg}{A} = \delta gh$$

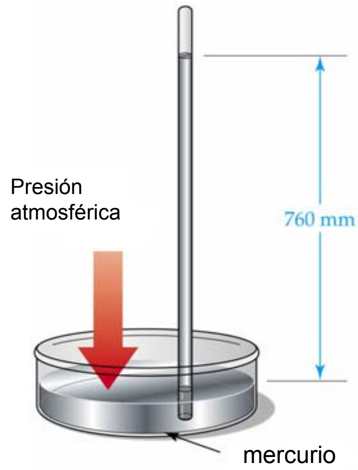
Unidades:

SI: Pascal (N / m^2)

cgs: baria (dyna / cm^2)

Presión atmosférica

Barómetro



E. Torricelli

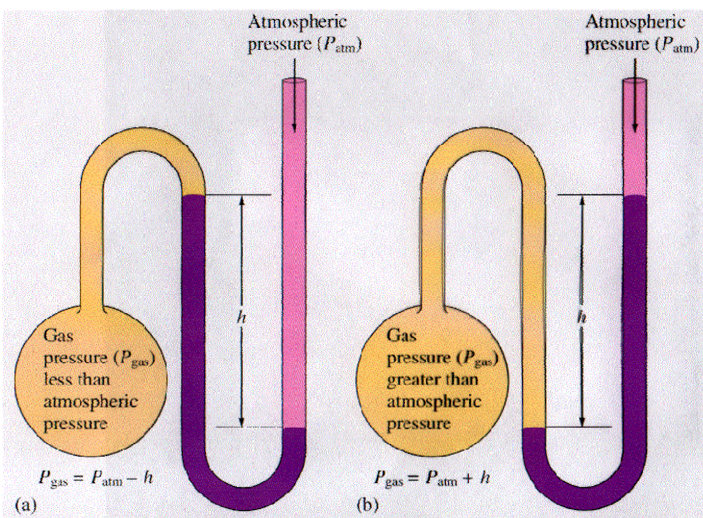
760 torr (o mmHg) = 1 atm = 1.013×10^5 Pa = 1.013×10^5 barias

Atmósfera (atm)	
Milímetros de mercurio (mmHg)	1 atm = 760 mmHg
Torr (torr)	= 760 Torr
Newton por metro cuadrado (N/m^2)	= 101,325 N/m^2
Pascal (Pa)	= 101,325 Pa
Kilopascal (kPa)	= 101.325 kPa
Bar (bar)	= 1.01325 bar
Milibar (mb)	= 1013.25 mb

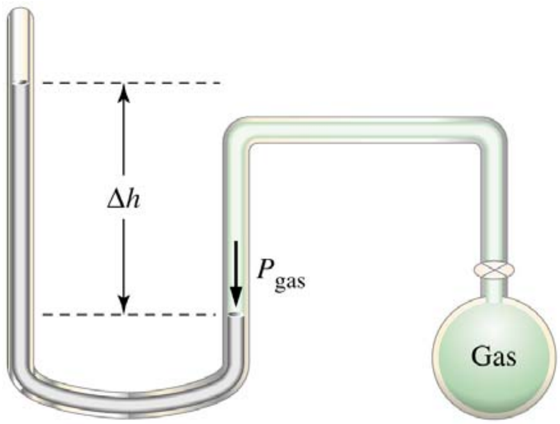
Composición del aire seco a nivel del mar

Componente	% volumen	% masa
N_2	78.08	75.52
O_2	20.95	23.14
Ar	0.93	1.29
CO_2	0.037	0.05
Ne	1.82×10^{-3}	1.27×10^{-3}
He	5.24×10^{-4}	7.24×10^{-5}
CH_4	1.7×10^{-4}	9.4×10^{-5}
Kr	1.14×10^{-4}	3.3×10^{-4}

Manómetro de mercurio de rama abierta



Manómetro de mercurio de rama cerrada



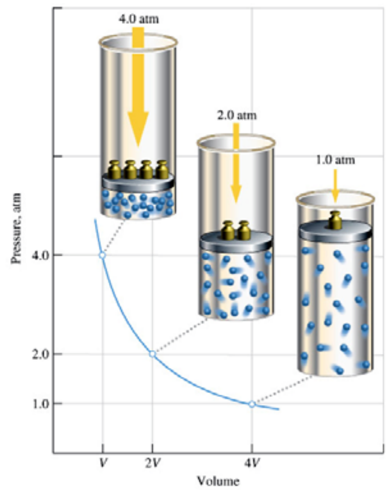
Variables para describir gases: P, t, V, m (ó n)

V: volumen
t: temperatura
P: presión
m: masa
n: número de moles

Ecuación de estado:

F (V, t, P, n) = 0

Ley de Boyle- Mariotte



R. Boyle

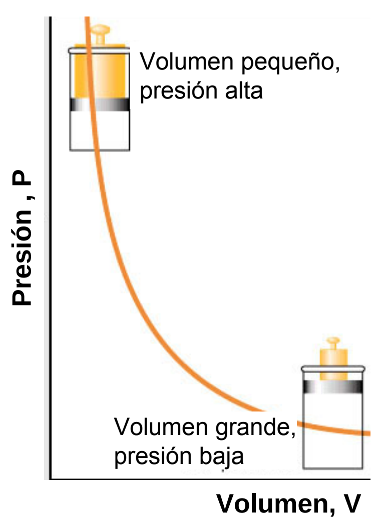
E. Mariotte

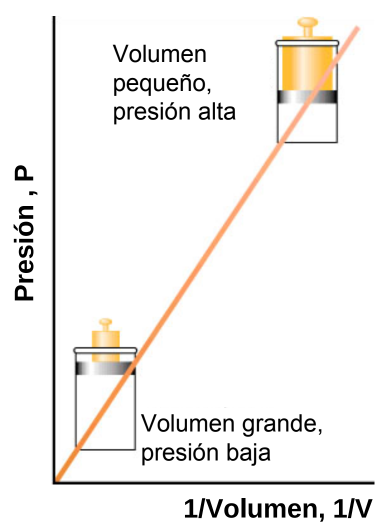
P V = constante

t (y m) constantes

Ley de Boyle- Mariotte

t (y m) constantes



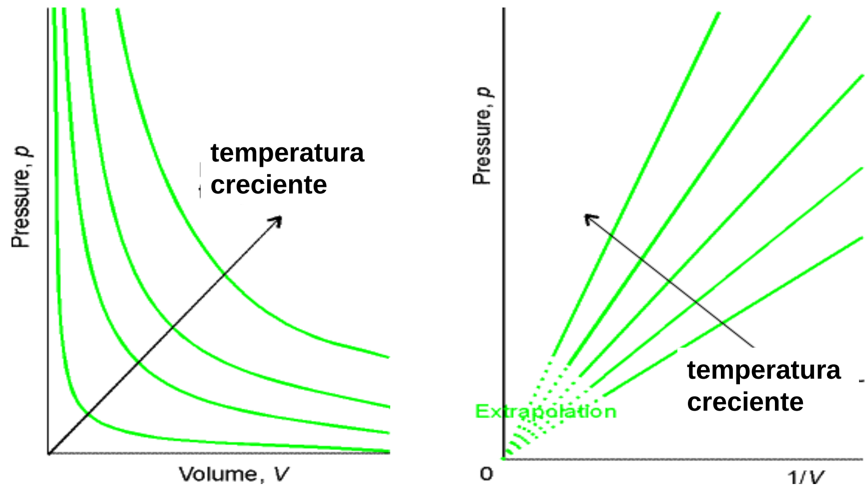


P = constante / V

Ley de Boyle - Mariotte

t constante

P = constante / V   isotermas

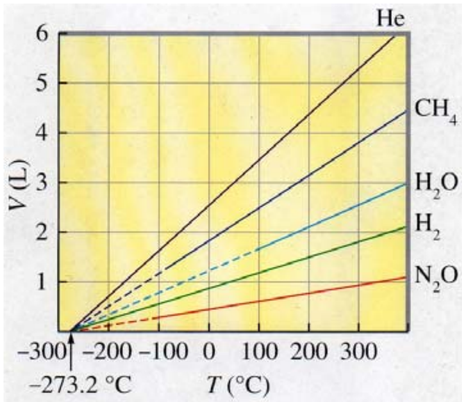


Ejercicios

1.- Una masa dada de gas ocupa un volumen de 240 mL a 1,25 atm, ¿cuál será el cambio de volumen si la presión se llevara a 0,75 atm a la misma temperatura?

2.- Un globo inflado tiene un volumen de 0,55 L al nivel del mar (1 atm) y se deja elevar a una altura de 6,5 km, donde la presión es de unos 0,40 atm. Considerando que la temperatura permanece constante, ¿cuál es el volumen final del globo?

Ley de Charles

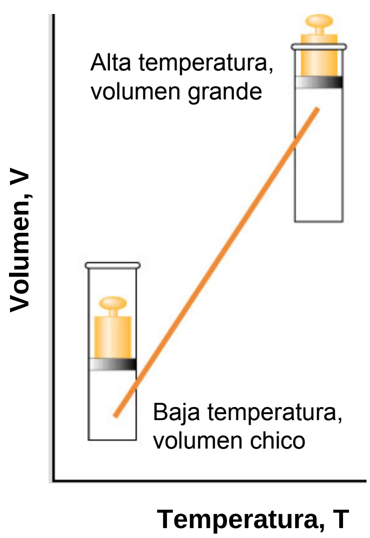


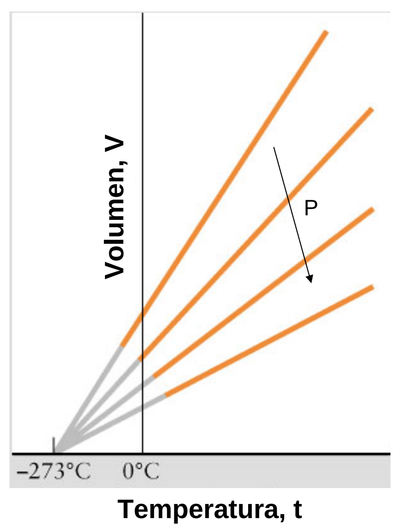
J. Charles

P (y m) constantes

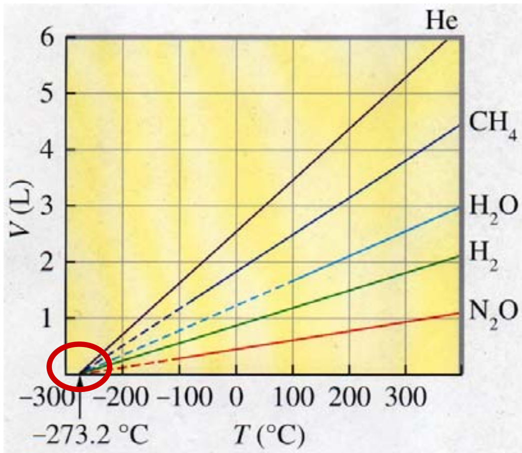
$$V = V_o + (\alpha_V \times V_o)\,t = V_o\,(1 + \alpha_V \times t)$$

α_V: coeficiente de dilatación a presión constante
$\alpha_V = 1/273\ °C^{-1}$





Escala absoluta de temperaturas



Lord Kelvin

Todas las curvas se cortan en el mismo punto a V= 0

$$V_1 = V_0(1+\frac{t_1}{273}) \qquad V_2 = V_0(1+\frac{t_2}{273})$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{273+t_1}{273+t_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

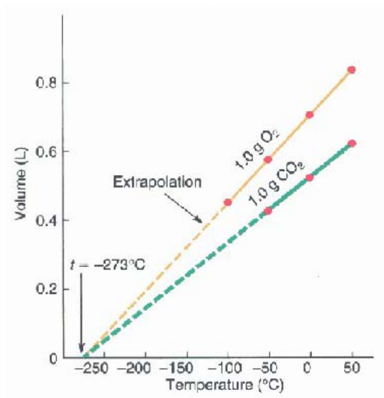
Escala de temperatura absoluta (T)

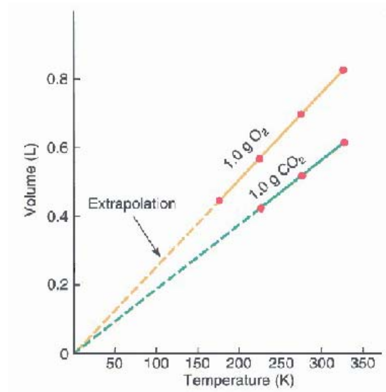
$\boxed{\mathbf{T\ [K] \equiv t\ [^{o}C] + 273{,}15^{o}}}$

0 K es la temperatura más baja posible

Ley de Charles

P (y m) constantes



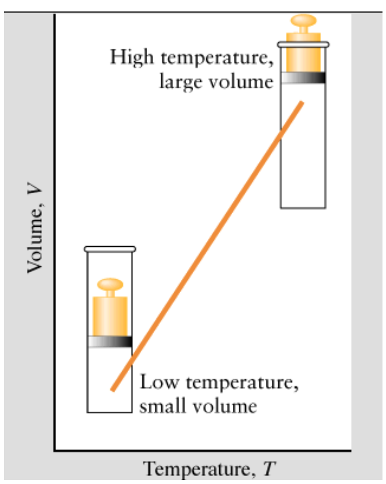


T en °C

T en K

Ley de Charles

P (y m) constantes



V/ T = constante

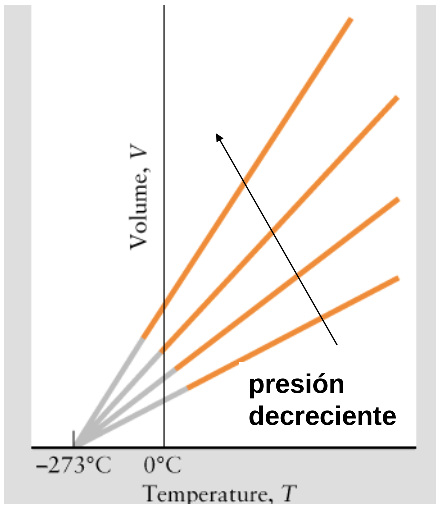
$V_1/T_1 = V_2/T_2$ = constante

(T en K)

Ley de Charles

P constante

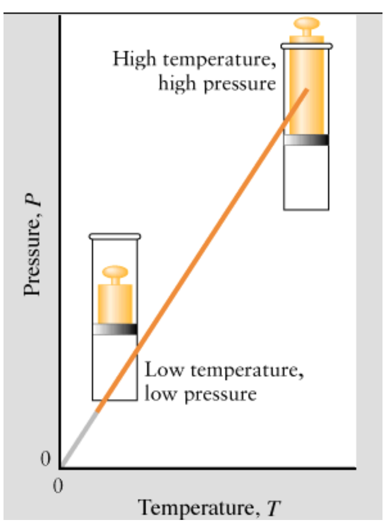
isobaras



V = constante×t

Ley de Gay- Lussac

V (y m) constantes



L. J. Gay- Lussac

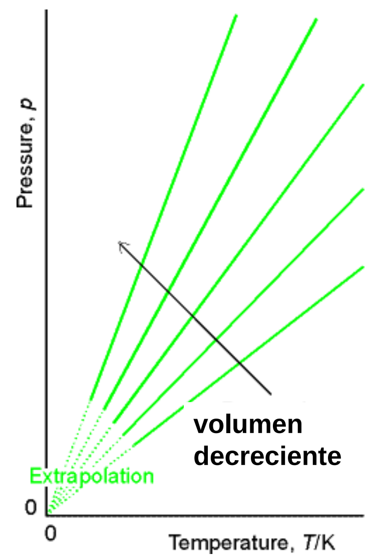
P/ T = constante

$P_1/T_1 = P_2/T_2$ = constante

Ley de Gay- Lussac

V constante

isocoras



Ejercicio

Expresar la ley de Charles y la de Gay-Lussac en la escala absoluta de temperaturas. Encontrar la relación entre α_V y α_P.

Ley de Charles

$$V_t = V_o + (\alpha_v \times V_o)\, t = V_o\, (1 + \alpha_v \times t)$$

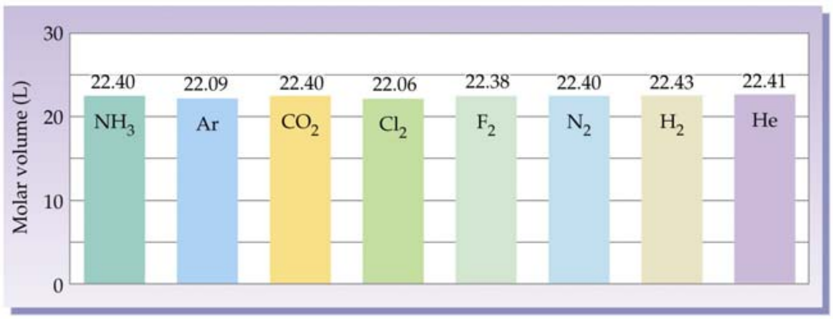
Ley de Gay-Lussac

$$P_t = P_o + (\alpha_P \times P_o)\, t = P_o\, (1 + \alpha_P \times t)$$

Principio de Avogadro

A. Avogadro

Volúmenes molares ($\bar{V}$ = V / n)
a 0 ˚C y 1 atm (CNTP)



$V \propto N$ **$V \propto n$**

N: nro de moléculas
n: nro de moles

GAS IDEAL: es aquél que cumple con las leyes de los gases en <u>todo intervalo de presión y temperatura</u>

<u>LEY DE BOYLE- MARIOTTE</u> (T y n constantes): P V = cte1

<u>LEY DE CHARLES</u> (P y n constantes): V / T = cte2

<u>LEY DE GAY- LUSSAC</u> (V y n constantes): P / T = cte3

<u>LEY DE AVOGADRO</u> (T y P constantes): V / n = cte4

Ecuación de estado

$$P_1,V_1,T_1 \xrightarrow{\text{m cte}} P_2,V_2,T_2$$

P_1,V_1,T_1

isotérmico $\downarrow$ $\quad P_1V_1=P_2V_a \Rightarrow V_a = \frac{P_1V_1}{P_2}$

P_2,V_a,T_1

isobárico $\downarrow$ $\quad \frac{V_a}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{P_1V_1}{P_2T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

P_2,V_2,T_2

$$\boxed{\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}}$$

$$\frac{PV}{T} = k$$

m cte, gas ideal

$V \propto n$ **(Avogadro)**

Ecuación de estado del gas ideal

$$P\ V = n\ R\ T$$

Constante de los gases

Valores de R

- 8.314 10^7 erg / K mol
- 8.314 J / K mol
- 1.987 cal / K mol
- 0.082 L atm / K mol

CPTA: Condiciones de Presión y Temperatura Ambiente (**25,00 °C y 1 bar)**

CNTP: Condiciones Normales de Temperatura y Presión (**0 °C y 1 atm**)

Ejemplo:

¿Se ha preguntado alguna vez cuál es la presión dentro de un tubo de televisor?. Estime la presión (en atmósferas), sabiendo que el volumen del tubo es de 5,0 litros, su temperatura es de 23°C y contiene 0,010 mg de N_2.

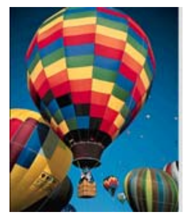
Peso molecular

$$PV = nRT$$
$$n = m / M$$
$$\longrightarrow \quad M = \frac{mRT}{PV}$$

Densidad

$$PV = nRT$$
$$n = m / M$$
$$\delta = m / V$$
$$\longrightarrow \quad \delta = \frac{MP}{RT}$$

m: masa
M: peso molecular

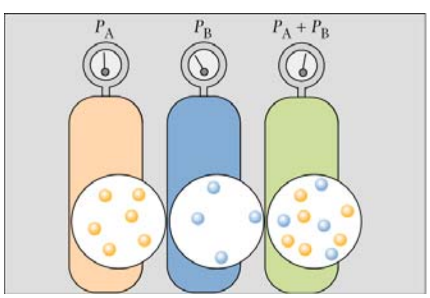


Mezcla de gases

Dalton

Ley de Dalton de las presiones parciales

La presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera presente solo



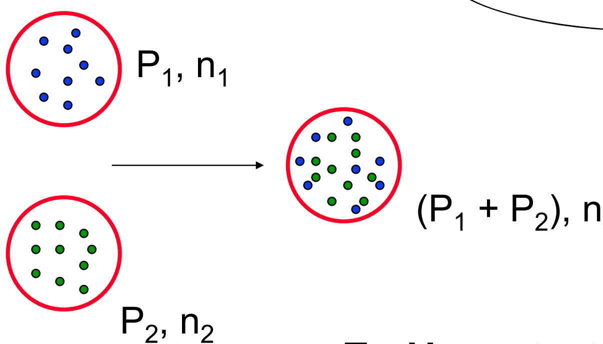
Presión parcial del gas A: presión individual del componente A en la mezcla de gases.

Ley de Dalton de las presiones parciales

Presión total

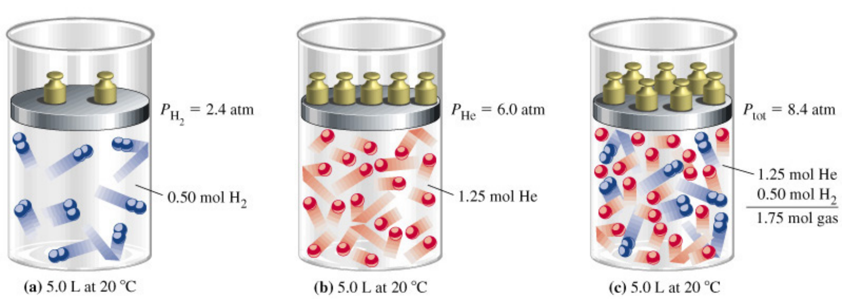
$$\mathbf{P = P_1 + P_2 + P_3 + \ldots\ldots.}$$

Presiones parciales



$(n=n_1+n_2)$

T y V constantes



Ley de Dalton

$$P_i = \frac{n_i RT}{V}$$

$$P_t = \frac{n_1 RT}{V} + \frac{n_2 RT}{V} + ... + \frac{n_n RT}{V}$$

$P_tV = n_t\ RT$ **mezcla de gases ideales**

$$\frac{P_i}{P_t} = \frac{n_i}{n_t} = x_i$$

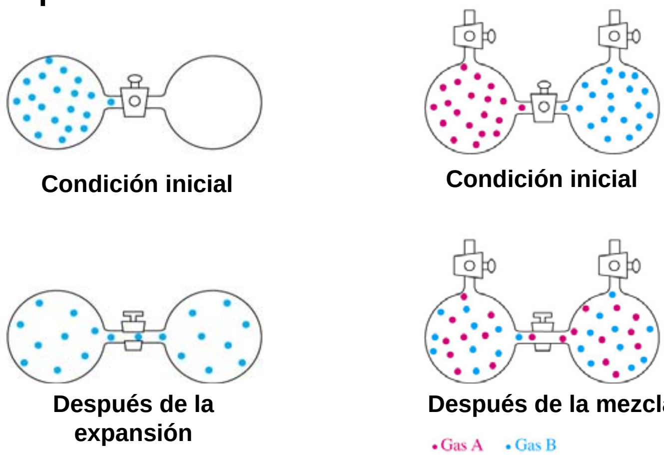
$P_i = x_iP_t$ **mezcla de gases ideales**

Ejercicio

Una muestra de aire seco de masa total 1,00 g consiste casi exclusivamente de 0,76 g de N_2 y de 0,24 g de O_2. Calcular las presiones parciales de los gases.

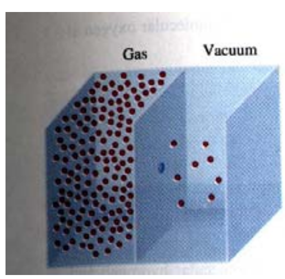
Difusión

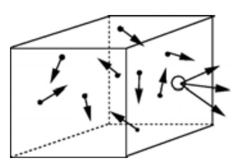
Proceso por el cual una sustancia se distribuye uniformemente en el espacio que la encierra o en el medio en que se encuentra



Efusión

Es el escape de un gas a través de un orificio pequeño hacia el vacío.



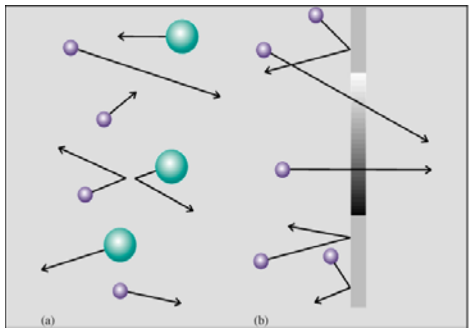


El diámetro del agujero es más pequeño que la distancia que recorren las moléculas entre choques. Las moléculas pasan independientemente, no colectivamente, a través del agujero.

Difusión y efusión

Son una consecuencia del movimiento continuo y elástico de las moléculas gaseosas.
Gases diferentes tienen distintas velocidades de difusión y efusión.

DIFUSIÓN



EFUSIÓN

Ley de Graham

T. Graham

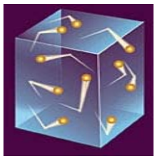
La velocidad de difusión (o de efusión) de un gas (v) es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su densidad, a temperatura constante.

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

$$\delta = \frac{M}{\overline{V}} \qquad \overline{V} = \frac{RT}{P}$$

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

Teoría cinético- molecular de los gases



Postulados principales:

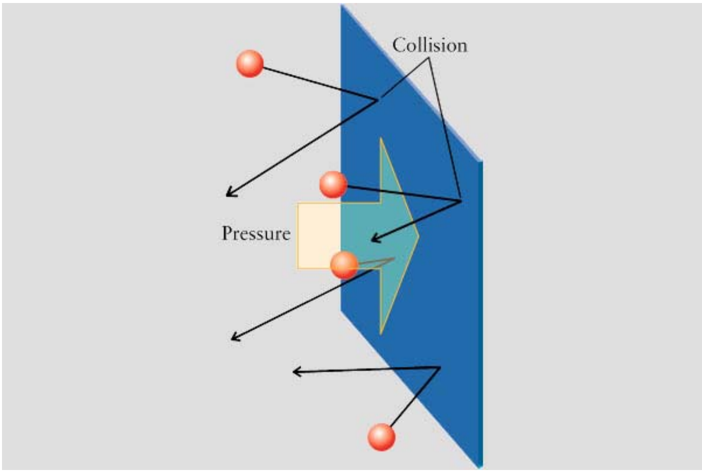
- Un gas está compuesto por un número muy grande de moléculas de tamaño despreciable comparado con la distancia media entre moléculas

- No existen fuerzas intermoleculares

- Las moléculas se mueven rápida y libremente a través del espacio

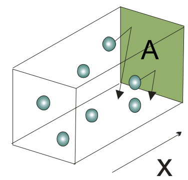
- Las moléculas obedecen las leyes de movimiento de Newton

La presión ejercida por el gas es producto de los choques de las partículas con las paredes del recipiente.



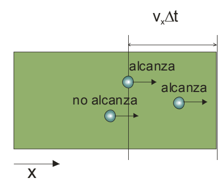
Cálculo de la presión de un gas

Consideremos una molécula que se mueve a una velocidad v_x



$\Delta p = 2\,m\,v_x$

Todas las partículas en un volumen $\Delta V = A v_x \Delta t$ alcanzarán la pared en Δt



Si hay N partículas en un recipiente de volumen V

$$\text{Número de moléculas en } \Delta V = \frac{\mathbf{NAv_x\Delta t}}{\mathbf{V}}$$

$$\text{Número de colisiones} = \frac{\mathbf{NAv_x\Delta t}}{\mathbf{2V}}$$

$$\Delta p_{tot} = \frac{NAv_x\Delta t}{V} \times 2mv_x = \frac{NmAv_x^2\Delta t}{V}$$

(cambio total de la cantidad de movimiento)

$$\frac{\Delta p_{tot}}{\Delta t} = \frac{NmAv_x^2\Delta t}{V\Delta t} = \frac{NmAv_x^2}{V}$$

(velocidad de cambio de la cantidad de movimiento = F)

$$F = \frac{NmAv_x^2}{V}$$

Si consideramos la presión: $P = \dfrac{Nmv_x^2}{V}$

No todas las partículas tienen la misma velocidad:

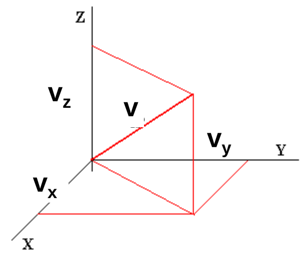
$$P = \frac{Nm\langle v_x^2\rangle}{V}$$

$$v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2$$

$$v_{rms}^2 = \langle v^2 \rangle = \langle v_x^2 + v_y^2 + v_z^2 \rangle$$

$$= \langle v_x^2 \rangle + \langle v_y^2 \rangle + \langle v_z^2 \rangle$$

velocidad cuadrática media



$$\langle v_x^2 \rangle = \langle v_y^2 \rangle = \langle v_z^2 \rangle$$

$$\langle v^2 \rangle = 3\langle v_x^2 \rangle$$

$$\langle v_x^2 \rangle = \frac{1}{3} v_{rms}^2$$

$$\boxed{P = \frac{Nmv_{rms}^2}{3V}}$$

$$P = \frac{Nmv_{rms}^2}{3V}$$

$N = n\,N_A$ $\qquad$ $M = m\,N_A$

$$\boxed{P = \frac{nMv_{rms}^2}{3V}}$$

$$\left.\begin{array}{l} PV = \frac{1}{3} nMv_{rms}^2 \\ PV = nRT \end{array}\right\} \quad nRT = \frac{1}{3} nMv_{rms}^2 \quad \Rightarrow \quad \boxed{v_{rms} = \left(\frac{3RT}{M}\right)^{1/2}}$$

$$T = \frac{Mv_{rms}^2}{3R}$$

Para 1 molécula:

$$\langle e_c \rangle = \frac{1}{2} m v_{rms}^2 = \frac{1}{2} m \times \frac{3RT}{M} = \frac{3}{2}\frac{RT}{N_A} = \frac{3}{2} kT \qquad (kN_A = R)$$

$$\boxed{\langle e_c \rangle = \frac{3}{2} kT}$$

k: cte. de Boltzmann
(1.38×10^{-23} m^2 kg s^{-2} K^{-1})

Para 1 mol de moléculas :

$$\boxed{\langle E_c \rangle = \frac{3}{2} RT}$$

La energía cinética media de las moléculas es proporcional a la temperatura.

Función de distribución de Maxwell- Boltzmann


Maxwell


Boltzmann

$$\Delta N = N\, f(v)\, \Delta v$$

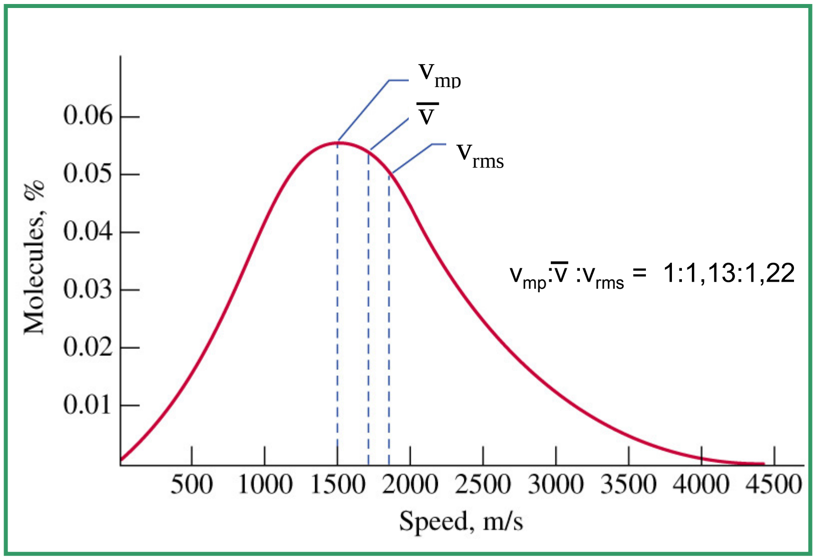
ΔN: número de moléculas con velocidades entre v y ($v+\Delta v$)

$$f(v) = 4\pi \left(\frac{M}{2\pi RT} \right)^{3/2} v^2 \exp\left(-\frac{Mv^2}{2RT} \right)$$

(función de distribución de velocidades)

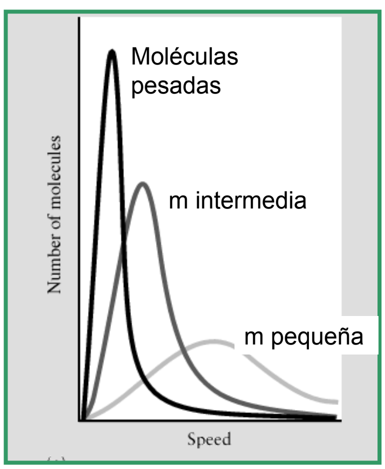
028_KineticEnGas.mov

Distribución de velocidades de las moléculas del gas

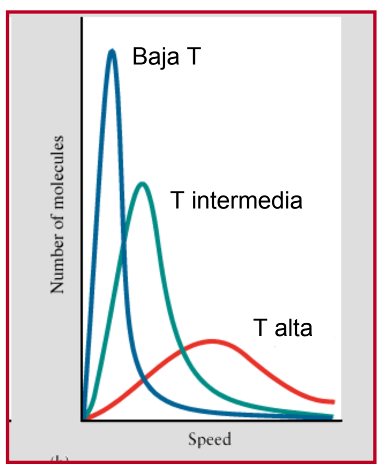


Distribución de velocidades en un gas

Variación con la masa molecular



Variación con la temperatura



Relación entre la TC y las leyes de los gases

- **Ley de Boyle:**

$$PV = \frac{2}{3} N \langle e_c \rangle = cte \quad \text{(a N y T ctes)}$$

- **Leyes de Charles y Gay Lussac:**

$$PV = \frac{2}{3} N \langle e_c \rangle = N k T$$

$\xrightarrow{\text{a V= cte}}$ P/ T = cte

$\xrightarrow{\text{a P = cte}}$ V/ T = cte

- **Ley de Avogadro**

Consideremos dos gases diferentes a igual P y T:

$$P_1V_1 = \frac{2}{3} N_1 \langle e_{c1} \rangle \qquad P_2V_2 = \frac{2}{3} N_2 \langle e_{c2} \rangle$$

Si $P_1 = P_2$ y $T_1 = T_2 \Rightarrow V_1 = V_2$ y $N_1 = N_2$

- **Ley de Dalton**

Al mezclar los gases A y B aumenta el número de moléculas y por lo tanto el número de colisiones por segundo, aumentando la presión de la mezcla.

$$P = \frac{m_A N_A \overline{v_A^2}}{3V} + \frac{m_B N_B \overline{v_B^2}}{3V} = P_A + P_B$$

Efusión y difusión

(ley de Graham)

$$(\overline{v^2})^{1/2} = (3\ RT/M)^{1/2}$$

$$v_{dif} \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$$

$$v_{ef} \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$$