

$$P_i V_i T_o = P_o V_o T_i$$

$$P.V = n. R. T$$

Profesor Efrén Giraldo T.

# LEYES DE LOS GASES



# Ley de Charles, (a “p” constante externa).

$$V = kT$$
$$\frac{V}{T} = k$$

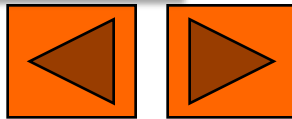
2

$$\text{⌘ } P_i V_i T_o = P_o V_o T_i \quad P_i = P_o$$

$$\text{⌘ } \cancel{P_i V_i T_o} = \cancel{P_i V_o T_i}$$

$$\text{⌘ } V_i T_o = V_o T_i \quad \longrightarrow \quad \frac{V_i}{T_i} = \frac{V_o}{T_o} \quad \frac{V}{T} = k$$

El volumen es directamente proporcional a la temperatura



# Modelo Molecular para la Ley de Charles

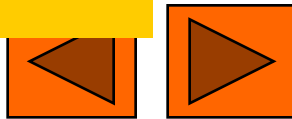


SIMULACIÓN

Ley de Charles  
 $V = k T$

SIMULACIÓN

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



# Gay Lussac

$$P = kT$$

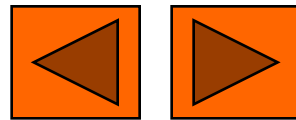
(cuando V es constante)

⌘ Al elevar la temperatura la presión aumenta(a volumen constante).

⌘ Al disminuir la temperatura disminuye la presión

$$P_i T_0 = P_0 T_i$$

[SIMULACIÓN](#)



# LEY DE AVOGADRO (T, P CONSTANTES)

AVOGADRO

$$V = kn$$

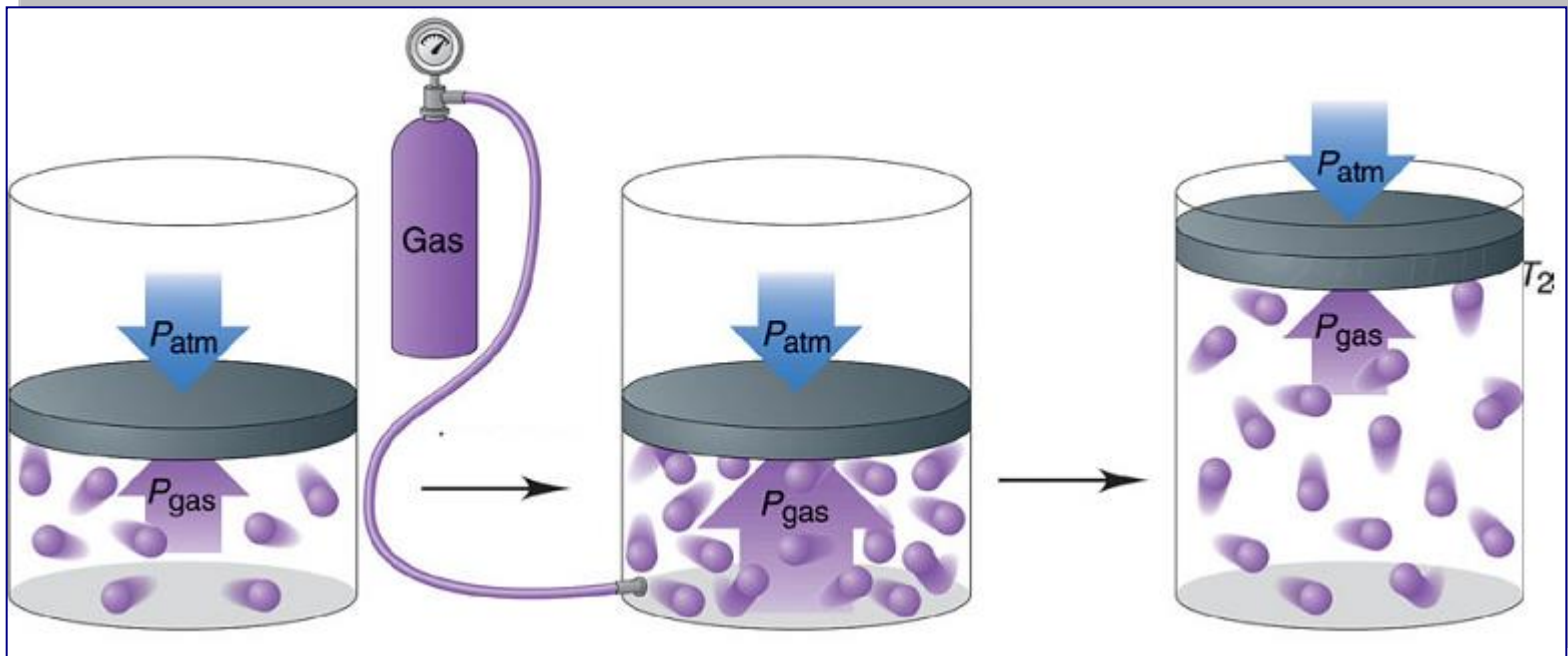
SIMULACIÓN

El volumen es directamente proporcional a las moles (cantidad) de gas:

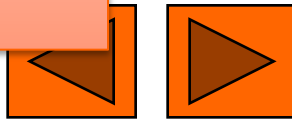
- Si aumentamos las moles (cantidad) de gas, aumentará el volumen.
- Si disminuimos las moles (cantidad) de gas, el volumen disminuye.

$$V_1 n_2 = V_2 n_1$$

# Modelo Molecular para la Ley de Avogadro



EL aumento de más partículas provoca un aumento de los choques contra las paredes, lo que conduce a un aumento de presión, que desplaza el émbolo hasta que se iguala con la presión externa. El proceso global supone un aumento del volumen del gas.

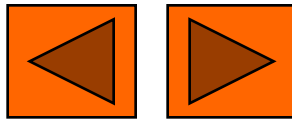




⌘ Volúmenes iguales de distintas sustancias gaseosas, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas"

⌘ "Una mol de cualquier sustancia contiene el mismo número de partículas (átomos o moléculas):

⌘  $6,02 \cdot 10^{23}$  "



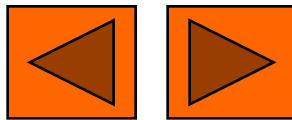
⌘ Ejemplo:

⌘ 3.50 L de cierto gas contienen 0.875 mol. Si aumentamos la cantidad de gas hasta 1.40 mol, ¿cuál será el nuevo volumen del gas? (a temperatura y presión constantes)

⌘ Solución: Usamos la ecuación de la ley de Avogadro :  
 $V_1 n_2 = V_2 n_1$

⌘  $(3.50 \text{ L}) (1.40 \text{ mol}) = (V_2) (0.875 \text{ mol})$

⌘ Comprueba que si despejamos  $V_2$  obtenemos un valor de 5.60 L



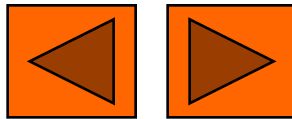


# Condiciones normales

⌘ Se denominan condiciones normales (C.N.) a las siguientes condiciones de presión y temperatura:

$$\text{⌘ } P = 1 \text{ atmósfera}$$

$$\text{⌘ } T = 0 \text{ }^{\circ}\text{C} = 273 \text{ K}$$



**Ejemplo:** A la presión de 3 atm y 20 °C, una cierta masa gaseosa ocupa un volumen de 30 litros. Calcula el volumen que ocuparía en condiciones normales.

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{p_2 \cdot T_1} =$$

$$V_2 = \frac{3 \text{ atm} \cdot 30 \text{ l} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 293 \text{ K}} = \mathbf{83'86 \text{ litros}}$$



**Ejercicio:** Calcula la masa molecular de un gas, sabiendo que 32,7 g del mismo ocupan a 50°C y 3040 mm de Hg de presión un volumen de 6765 ml

Como

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow$$

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

Despejando M queda:

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V} = \frac{32,7 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 323 \text{ K}}{\text{mol} \cdot \text{K} \cdot 6,765 \text{ L} \cdot 3040 \text{ mm Hg}} \cdot \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}}$$

$$M = 32,0 \text{ g/mol}$$



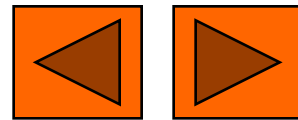
## Ejercicio: ¿Qué volumen ocupará un mol de cualquier gas en condiciones normales?

⌘ Despejando el volumen:

$$\text{⌘ } V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 273 \text{ K}}{\text{mol} \cdot \text{K} \cdot 1 \text{ atm}} =$$

$$\text{⌘ } = \boxed{22'4 \text{ litros}}$$

⌘ El volumen de un mol ( $V/n$ ) se denomina **Volumen molar** que se expresa como **22'4 L/mol** y es idéntico para todos los gases tal y como indica la hipótesis de Avogadro.



**Ejercicio:** La densidad del gas butano ( $C_4H_{10}$ ) es  $1,71 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$  cuando su temperatura es  $75 \text{ }^\circ\text{C}$  y la presión en el recinto en que se encuentra  $640 \text{ mm Hg}$ . **Calcula su masa molar.**

⌘ Como:  $n = m / M(C_4H_{10})$  y densidad:  $d = m / V$

⌘  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T = (m/M) \cdot R \cdot T$

⌘ de donde:

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{d \cdot R \cdot T}{p}$$

⌘  $M = \frac{1,71 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 348,15 \text{ K}}{\text{L} \cdot \text{mol} \cdot \text{K} \cdot 640 \text{ mm Hg}} \cdot \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}} =$

⌘  $M = \underline{\underline{58 \text{ g/mol}}}$  que coincide con el valor numérico calculado a partir de  $M_{\text{at}}$ :

⌘  $M(C_4H_{10}) = 4 M_{\text{at}}(C) + 10 M_{\text{at}}(H) = 4 \cdot 12 \text{ u} + 10 \cdot 1 \text{ u} = 58 \text{ u}$



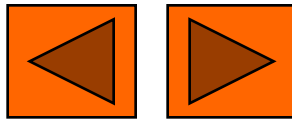
# **Ley de las presiones parciales de Dalton**



# Ley de Dalton

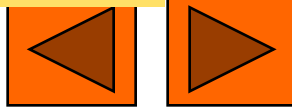
- “ La presión de una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de los gases que la componen”

$$P_{tot} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$



⌘ ¿Cómo se comporta las mezclas de dos o mas gases distintos, como por ejemplo el aire?

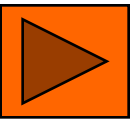
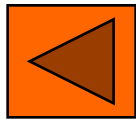
⌘ Mientras estudiaba las propiedades del aire, John Dalton **observó que la presión total de una mezcla de gases es igual a las presiones que cada gas ejercería si estuviera solo y ocupando el mismo volumen.**



⌘ Expresando en matemáticas, la presión de una fuerza de gases sería la suma de presiones mediante:

$$P_{tot} = \sum_{i=1}^n P_i$$

$$P_{tot} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$



⌘ Un compuesto gaseoso contiene el 40% de cloro, el 35% de oxígeno y el 25% de carbono. Calcular la presión parcial de cada gas a la presión total de 760mm de Hg

*Razonamiento para el cloro:*

$$760 \text{ mm de Hg} * \frac{40}{100}$$

$$\text{Cl } 304 \text{ mm de Hg}$$

$$760 \text{ mm de Hg} * \frac{35}{100}$$

$$\text{O } 266 \text{ mm de Hg}$$

$$760 \text{ mm de Hg} * \frac{25}{100}$$

$$\text{C } 190 \text{ mm Hg}$$

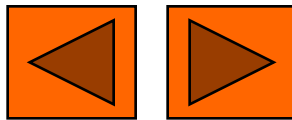
⌘ Presión total: es igual a la suma de las presiones parciales :

Cloro = 304mm de Hg

Oxígeno = 266 mm de Hg

Carbono = 190 mm de Hg

Presión total = 760 mm de Hg.



LIBRO

