

# Química General e Inorgánica

## Gases ideales

2026

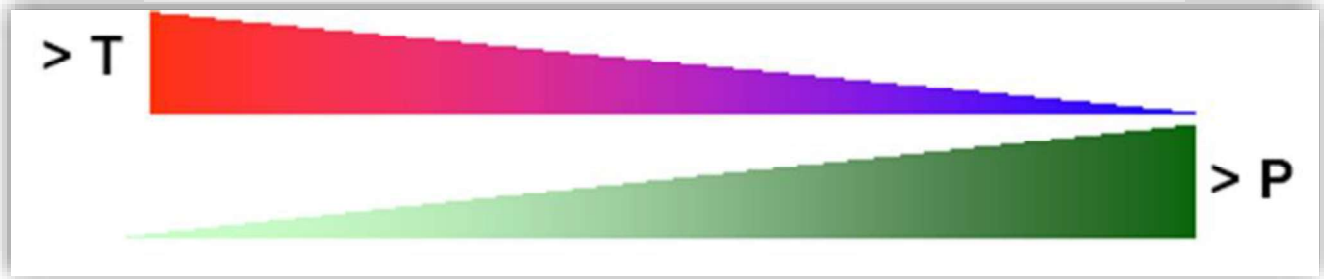
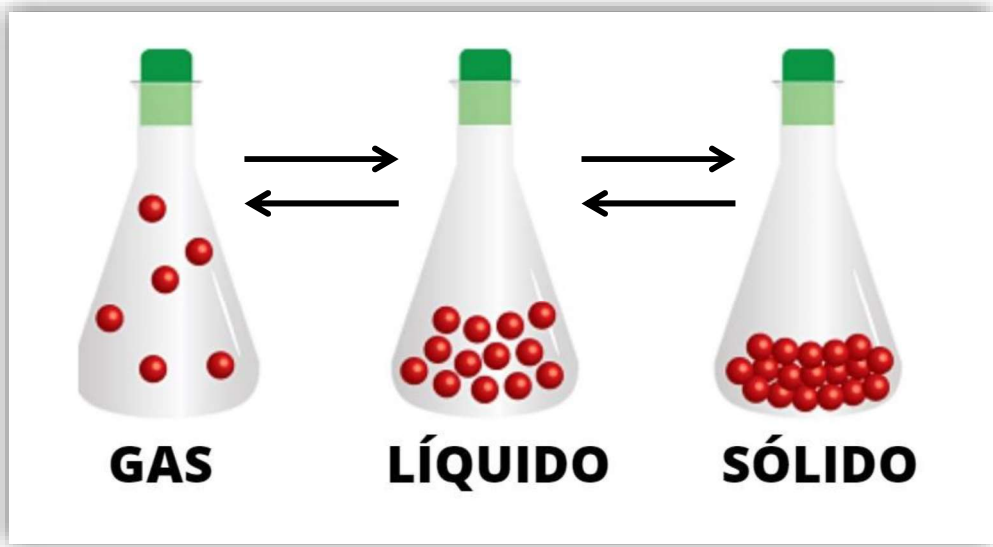
**Dra. Florencia Mangiameli**

**Bioquímica y Farmacia  
Turno tarde – Comisiones 7, 8 y 9**

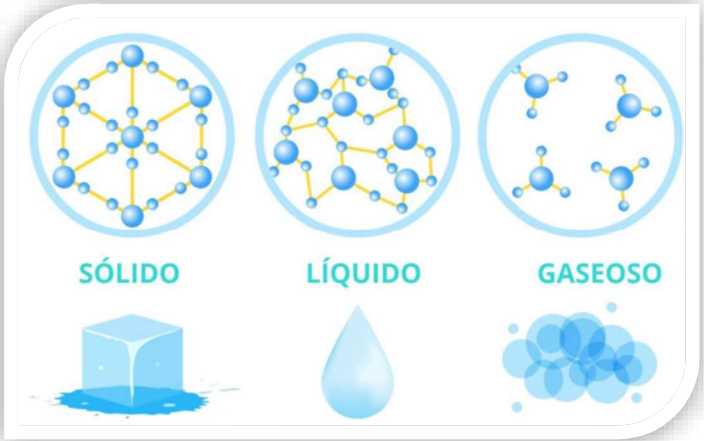
1

- ✓ Características generales
- ✓ Presión
- ✓ Leyes de los gases:
  - Boyle (P-V)
  - Charles (T-V)
  - Amontons (P-T)
  - Avogadro (n-V)
  
- ✓ Ecuación general de estado (ecuación del gas ideal)
- ✓ Ley de Gay-Lussac
- ✓ Ley de Dalton (presiones parciales)
- ✓ Ley de Efusión de Graham
- ✓ Teoría cinético-molecular

# Estados de la materia



## Algunas propiedades de la materia



	Estado		
Propiedad	Sólido	Líquido	Gaseoso
Densidad	Alta	Alta (similar a sólidos)	Baja
Forma	Fija	Parte inferior del recipiente	Se expande, llenan el recipiente
Compresibilidad	Baja	Baja	Grande
Expansión térmica	Muy pequeña	Muy pequeña	Moderada

## El estado gaseoso

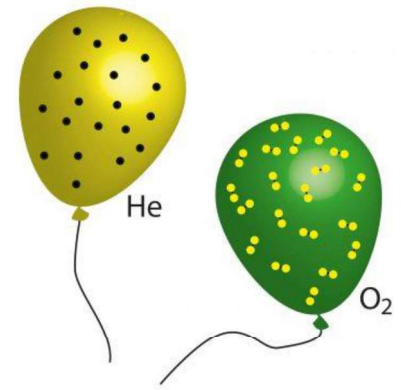
En este estado, las partículas tienen suficiente energía como para vencer las fuerzas atractivas entre ellas.



Cada partícula está completamente separada de las demás.



Esto resulta en bajas densidades y en el hecho que los gases llenan completamente el recipiente que los contiene.



**El volumen en sí de las moléculas gaseosas es despreciable respecto al volumen del recipiente**

## Estado de agregación de sustancias elementales a 25 °C y 1 atm

Estado de Agregación ?

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
2 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
3 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6 Cs	56 Ba	57-71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7 Fr	88 Ra	89-103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
Lantánidos		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
Actínidos		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

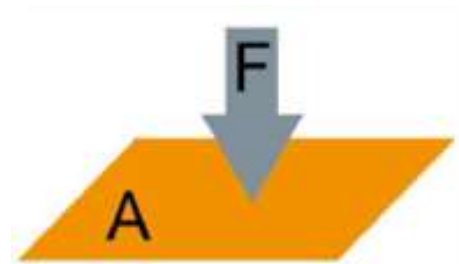
Para describir el estado o condición de un gas necesitamos 4 variables

Variable	Unidades	Relación entre unidades
Presión	atm – Torr mm Hg – Pa	1,00 atm = 760 mm Hg = 760 torr = $1,01 \times 10^5$ Pa = 1033 cm H <sub>2</sub> O
Volumen	L (Litros) (otras pueden utilizarse)	1 L = 1 dm <sup>3</sup>
Temperatura	K (Kelvin) Debe expresarse en escala absoluta	$T(K) = T(^{\circ}C) + 273$ Ej.: 0 °C = 273 K 25 °C = 298 K
Cantidad de gas	n (moles)	1 mol partículas = $6,023 \times 10^{23}$ partículas

Las relaciones entre presión, volumen, temperatura, y moles se conocen como las **leyes de los gases**.

## ¿Qué es la presión?

La *presión* es una *magnitud física escalar* representada con el símbolo  $p$ , que designa una *proyección de fuerza ejercida de manera perpendicular sobre una superficie, por unidad de superficie*.

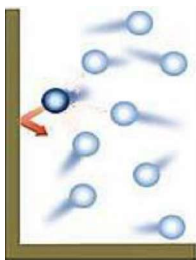


Relaciona una fuerza de acción continua y una superficie sobre la cual actúa, se mide en el Sistema Internacional (SI) en pascales (Pa), equivalentes a un newton (N) de fuerza actuando sobre un metro cuadrado (m<sup>2</sup>) de superficie.

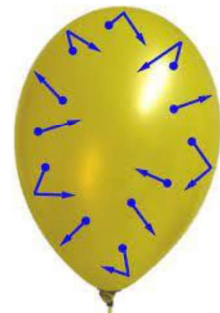
Otras unidades de medición incluyen:

- el bar (10 N/cm<sup>3</sup>),
- la atm o atmósfera (equivalente a unos 101325 Pa),
- el Torr (equivalente a 133,32 Pa),
- y los milímetros de mercurio (mm Hg).

**Los gases ejercen presión sobre las paredes del recipiente en el cuál se encuentran.**



**Presión del Gas**

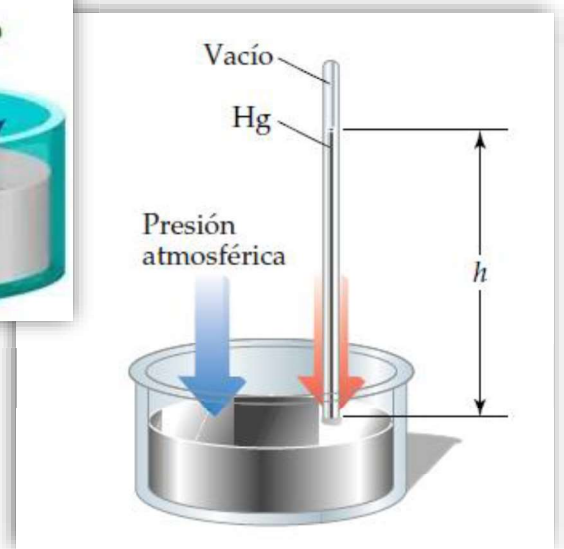
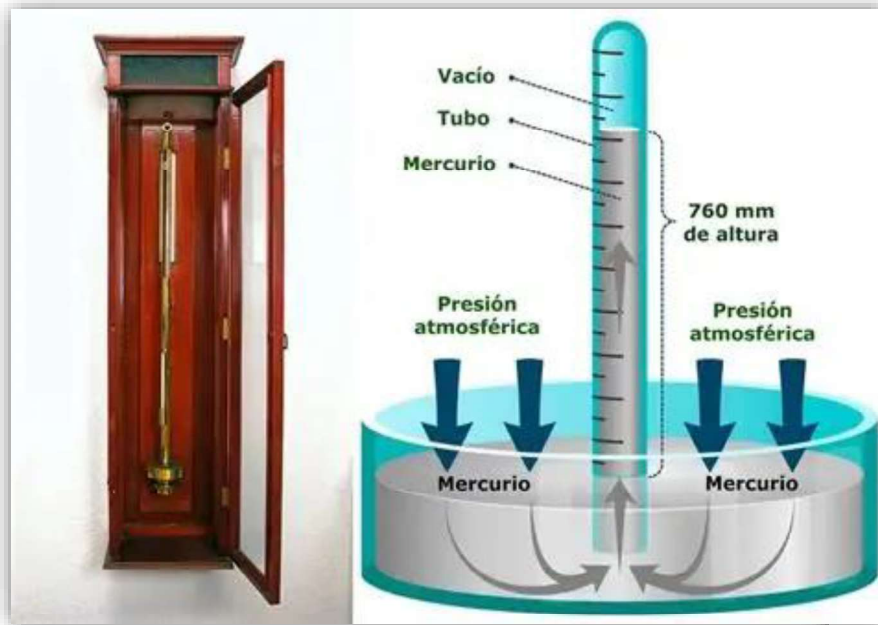


Para medir la P de gases en recipientes cerrados: **manómetro**



**Manómetro digital**

**Barómetro:** aparato usado para medir la presión atmosférica.



Presión atmosférica estándar:  
P normal a nivel del mar = 760 mm Hg = 1 atm

## Las leyes de los gases

El estado gaseoso es el más simple, por lo cual ha sido muy estudiado. Las relaciones entre V, P, T y n° de moles (n) constituyen las *leyes de los gases*:

- ✓ Ley de Boyle
- ✓ Ley de Charles – Gay Lussac
- ✓ Ley de Amontons
- ✓ Ley de Avogadro

La combinación de todas estas leyes constituyen la

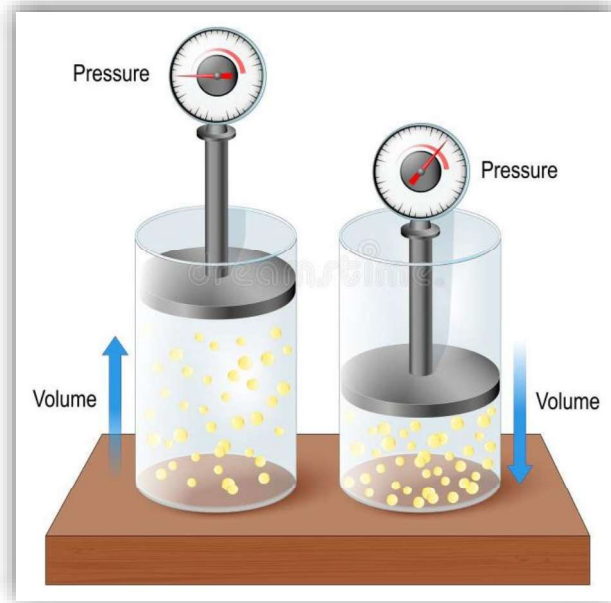
**Ecuación del gas ideal**



Robert Boyle  
1627 - 1691

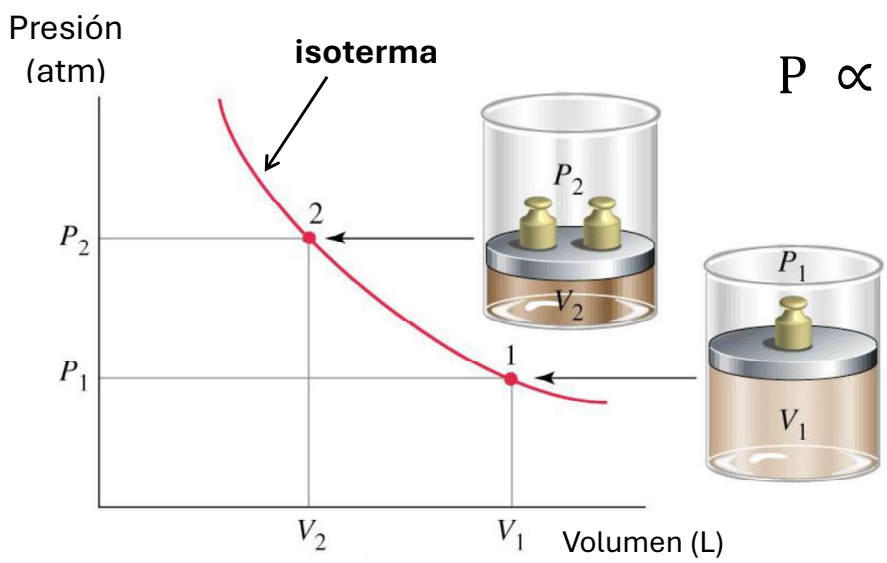
# Relación P-V

Incrementando la P sobre una dada masa de gas, a T constante, su volumen disminuye



→  $P \propto \frac{1}{V}$

## Ley Boyle (1662) Relación presión-volumen (T y n ctes)



$P \propto \frac{1}{V} \Rightarrow PV = cte$

(Proceso isotérmico)

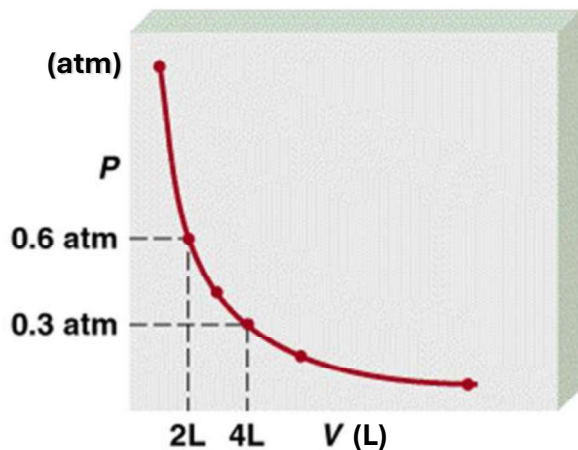
- $V_1$  = volumen ocupado por el gas en el estado inicial
- $P_1$  = presión ejercida por el gas en el estado inicial
- $V_2$  = volumen ocupado por el gas en el estado final
- $P_2$  = presión ejercida por el gas en el estado final

El volumen de un gas (a masa y temperatura constante) es inversamente proporcional a su presión

$$P = k \frac{1}{V} \Rightarrow P V = cte$$



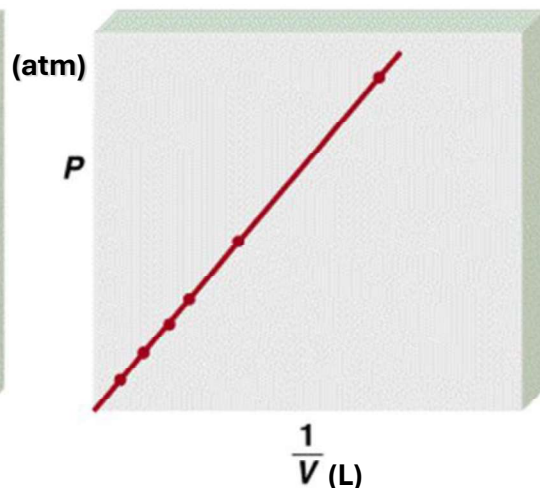
$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



Gráfica: P vs V

$$y = k/x$$

ecuación de una hipérbola



Gráfica: P vs 1/V

$$y = k x$$

ecuación de una recta

Ejercicio 1: Una muestra de  $N_2$  gaseoso contenida en una bolsa de aire protectora para autos (volumen de la bolsa de aire = 65 L) presenta un valor de presión de 745 Torr. Si la misma muestra se transfiere a una nueva bolsa de volumen = 25 L a la misma temperatura ¿Cuál será la *presión del gas* en la nueva bolsa expresada en atm?

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$745 \text{ torr} \times 65 \text{ L} = 25 \text{ L} \times P_2$$

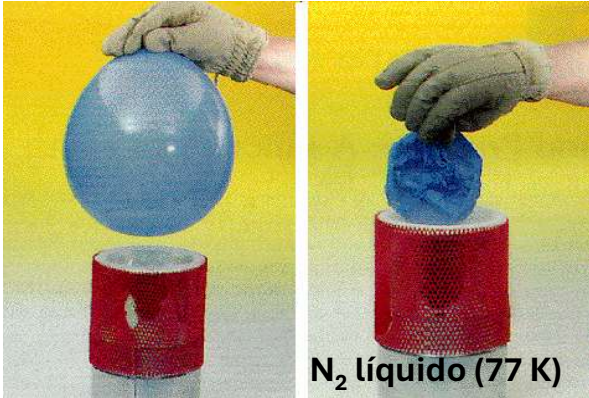
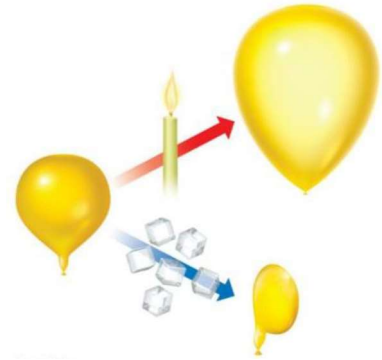
$$P_2 = 1937 \text{ Torr}$$

760 Torr----- 1 atm

1937 Torr----- x = **2,55 atm**

# Relación T-V

Variando la T sobre una dada masa de gas, a P constante, su volumen también varia.



Si se enfría una muestra de gas, su volumen se reduce



Si se calienta una muestra de gas, ésta se expande



Jacques Charles  
1746 - 1823

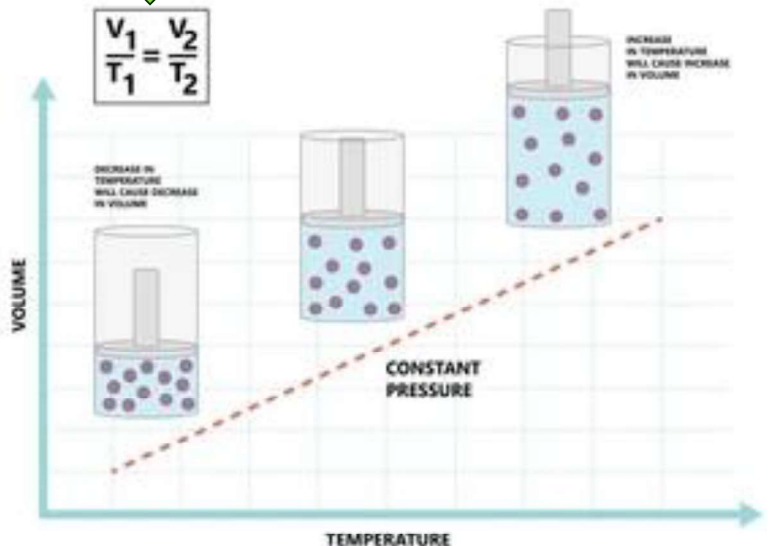
## Ley de Charles – Gay Lussac (1802) Relación presión-volumen (T y n ctes)



Louis Joseph  
Gay-Lussac  
1778 - 1850

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

El volumen de una dada masa de gas, a presión constante, es directamente proporcional a su temperatura absoluta (K).



Ejercicio 2: Se infla un globo de hule con He gaseoso hasta lograr un volumen de 45 cm<sup>3</sup> a una temperatura de 25 °C. Luego se enfría el globo hasta - 0 °C ¿Cuál es el nuevo valor de volumen que ocupará el globo si la presión se mantuvo constante?

$$\frac{V_1}{T_1} = k$$

$$\frac{V_2}{T_2} = k$$

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

$$25\text{ °C } (T_1) + 273 = 298\text{ K}$$

$$-0\text{ °C } (T_2) + 273 = 273\text{ K}$$

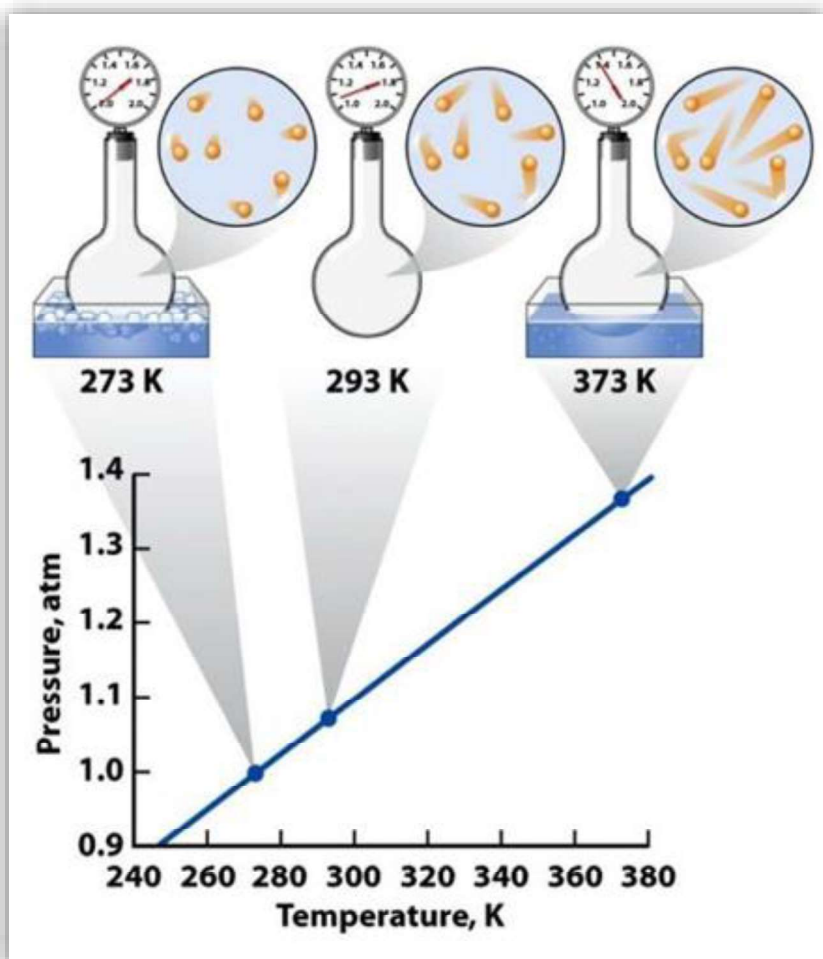
$$\frac{45\text{ cm}^3}{273\text{ K}} = \frac{V_2}{298\text{ K}} \quad \longrightarrow \quad V_2 = 39,7\text{ cm}^3$$

## Relación P - T



Guillaume Amontons  
1663 - 1705

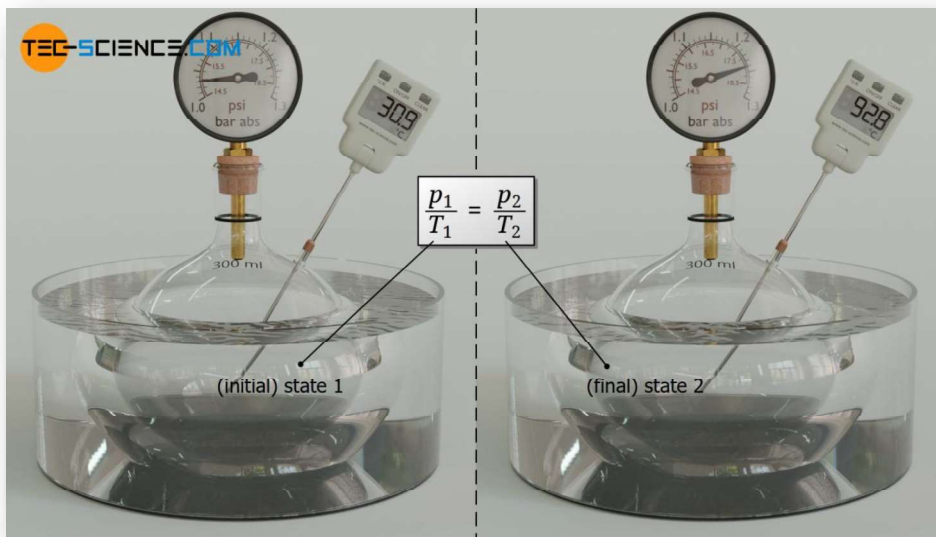
A volumen constante, la presión de una dada masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.



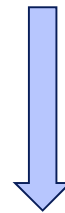
## Ley de Amontons

### Relación presión-temperatura (V y n ctes)

A volumen constante, la presión de una dada masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.



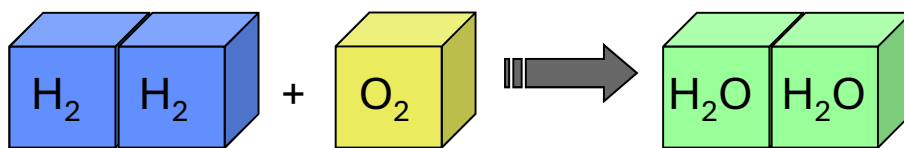
$$P \propto T \Rightarrow \frac{P}{T} = \text{cte}$$



$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

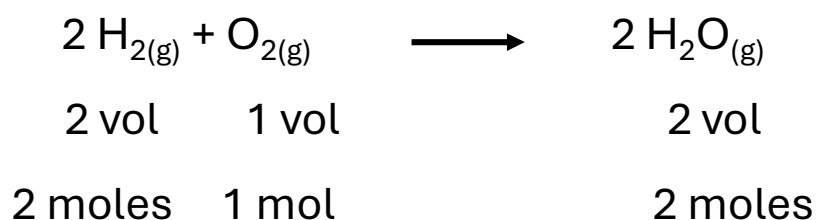
## Ley de Gay-Lussac o de combinación de volúmenes

Ej.: Reacción entre hidrógeno gaseoso y oxígeno gaseoso



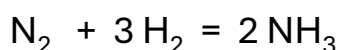
Dos “volúmenes” de  $\text{H}_{2(g)}$  se combinan con un “volumen” de  $\text{O}_{2(g)}$  para producir dos “volúmenes” de vapor de agua.

Ahora sabemos que la ecuación es:



**A presión y temperatura constantes, los volúmenes de gases que reaccionan entre sí están en proporciones de números enteros y pequeños.**

Ejercicio 3: El  $\text{NH}_3$  gaseoso puede prepararse a partir de  $\text{N}_2$  e  $\text{H}_2$ . Se hacen reaccionar 15 L de  $\text{H}_2$  gaseoso ¿Qué volumen de  $\text{N}_2$  gaseoso se requerirá para completar la reacción, si ambos gases están a la misma P y T?

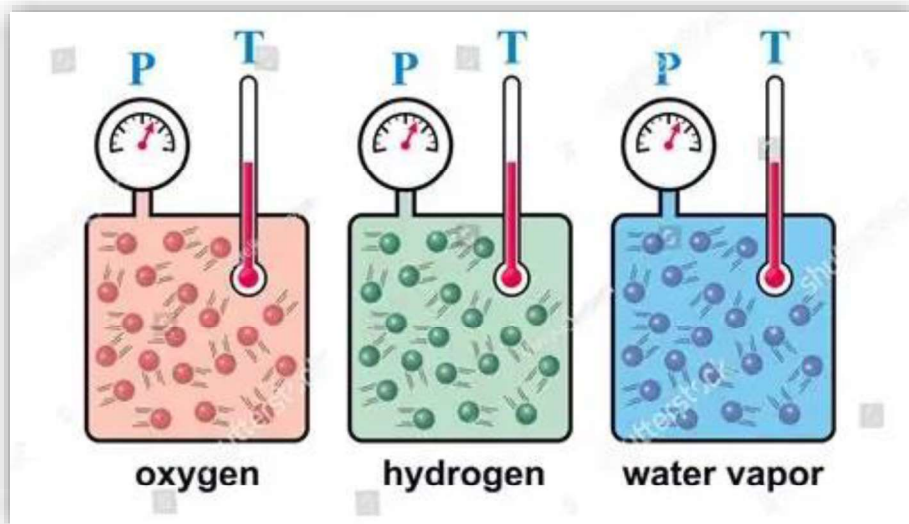


$$\begin{array}{l} 3 \text{ L H}_2 \text{ -----} 1 \text{ L N}_2 \\ 15 \text{ L H}_2 \text{ -----} x = \mathbf{5 \text{ L N}_2} \end{array}$$

3 años después, Amadeo Avogadro interpretó la observación de Gay-Loussac, proponiendo lo que ahora se conoce como la “Hipótesis de Avogadro”:

**A *T* y *P* constantes, los volúmenes de gases en una reacción química se encuentran en relación de números enteros.**

Por ej.: se puede comprobar experimentalmente que 22,4 L de cualquier gas, a 0 °C y 1 atm contiene 1 mol ( $6,022 \times 10^{23}$ ) de moléculas.



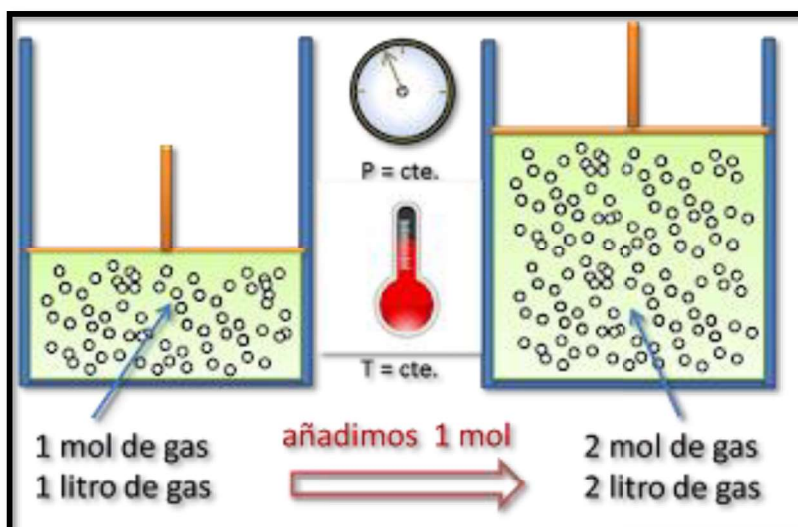
**1 mol de gas en  
CNPT  
(0 °C y 1 atm)  
ocupa 22,4 L**

### Ley de Avogadro (1811)

Un volumen de gas, a  $T$  y  $P$  constantes, es directamente proporcional al nº de moles de gas contenidos en dicho volumen



Amedeo Carlo Avogadro  
1776 - 1856



$$V = \text{cte} \times n = k \times n$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

## Condiciones normales de P y T (CNPT)

Para gases, se denominan condiciones normales a las siguientes:

**Temperatura normal = 273,15 K (0 °C)**

**Presión normal = 1 atm**

En estas condiciones, **1 mol de gas tiene un volumen de 22,4 litros (volumen molar de gases)**

## La ecuación del gas ideal

Ley de Boyle:  $V \propto 1/P$  (n y T ctes)

Ley de Charles-Gay Lussac:  $V \propto T$  (n y P ctes)

Ley de Avogadro:  $V \propto n$  (P y T ctes)

Combinando estas relaciones:

$$V \propto nT/P$$

Llamando R a la constante de proporcionalidad:

$$V = R(nT/P)$$

Reacomodando, tenemos esta relación en su forma más conocida:

$$PV = nRT$$

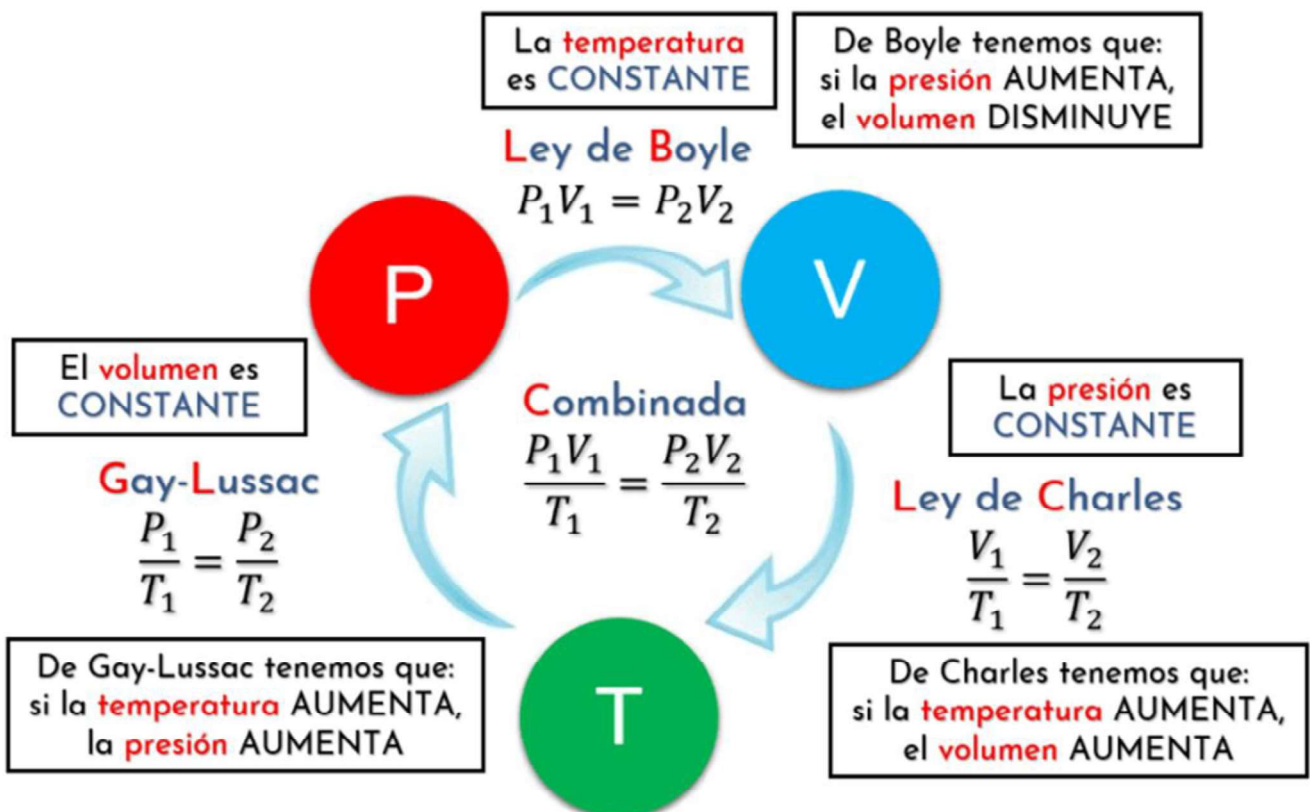
$$R = PV / nT$$

$$R = 0,082 \text{ L atm/K mol} = 8,31 \text{ J/K mol} = 8,314 \text{ m}^3 \text{ Pa/K mol} = 2 \text{ cal/K mol}$$

Variables	Variables Constantes	Relación	Ley
P, V	n, T	$P_1V_1 = P_2V_2$	Boyle
V, T	n, P	$V_1/T_1 = V_2/T_2$	Charles
P, T	n, V	$P_1/T_1 = P_2/T_2$	Gay-Lussac
n, V	P, T	$V_1/n_1 = V_2/n_2$	Avogadro
P, V, T, n		$P_1V_1/n_1T_1 = P_2V_2/n_2T_2$	Gas Ideal

$$\frac{P_1V_1}{n_1T_1} = R = \frac{P_2V_2}{n_2T_2}$$

## Gases Ideales - Ley Combinada de los Gases



Ejercicio 3: El  $N_2$  gaseoso contenido en una bolsa de aire cuyo volumen es de 65 L, ejerce una presión de 829 mm Hg a 25 °C; Cuál es la *cantidad de gas  $N_2$*  expresada en *gramos* contenida en la bolsa de aire?

$$V = 65 \text{ L}$$

$$P = 829 \text{ mm Hg} = 1,09 \text{ atm}$$

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

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

$$829 \text{ mm Hg} \text{ -----} x = 1,09 \text{ atm}$$

$$(273 + 25) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

$$P V = n R T$$

$$R = 0,082 \text{ atm L/K mol}$$

$$R = 0,082 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}$$

$$n = \frac{P V}{R T} = \frac{1,09 \text{ atm} \times 0,65 \text{ L}}{(0,082 \text{ L atm/K mol}) 298 \text{ K}} = 2,9 \text{ mol}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } N_2 \text{ -----} 28 \text{ g } N_2 \\ 2,9 \text{ moles -----} x = \mathbf{81,2 \text{ g } N_2} \end{array}$$

### Ley del gas ideal

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = R = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

Esta sola ecuación  
lo dice todo

Cualquier factor constante en ambos  
miembros se cancelará

Ej. Si  $n$  y  $T$  permanecen constantes:

$$n_1 = n_2 \quad \text{y} \quad T_1 = T_2$$

$$\frac{P_1 V_1}{\cancel{n_1 T_1}} = R = \frac{P_2 V_2}{\cancel{n_2 T_2}}$$

Nos lleva a:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad \longrightarrow \quad \text{Ley de Boyle}$$

Aplicaciones de la ecuación del gas ideal:

densidades de los gases y masa molar

$$\begin{array}{ccc} \boxed{P V = n R T} & \xrightarrow[\substack{\text{reemplazando} \\ n = \frac{m}{MM}}]{\text{reemplazando}} & \boxed{P V = \frac{m R T}{MM}} \\ & & \downarrow \text{reordenando} \\ & & MM = \frac{m R T}{P V} \\ & \xleftarrow[\substack{\text{reemplazando} \\ \delta = \frac{m}{V}}]{\text{reemplazando}} & \\ MM = \frac{\delta R T}{P} & & \\ \downarrow \text{reordenando} & & \\ P MM = \delta R T & & \end{array}$$

Ejercicio 4: ¿Cuál es la *masa molar* de una sustancia, si una muestra gaseosa de  $455 \text{ cm}^3$  de la misma, en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT), pesan  $2,48 \text{ g}$ ?

$$V = 455 \text{ mL} = 455 \text{ cm}^3 = 0,455 \text{ L}$$

$$\text{Masa} = 2,48 \text{ g}$$

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

$$P = 1 \text{ atm}$$

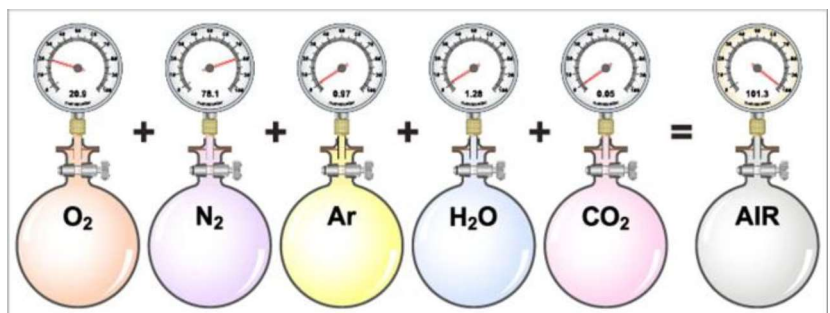
$$MM = \frac{m R T}{P V} = \frac{2,48 \text{ g} \left( 0,082 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \right) 273 \text{ K}}{1 \text{ atm} \times 0,455 \text{ L}}$$

$$MM = 122 \text{ g/mol}$$

## Presiones parciales y Presión total

Presión parcial de un gas en una mezcla gaseosa [ $p(\text{Gas } i)$ ]: es la  $P$  que dicho gas *ejercería* si estuviese solo en las mismas condiciones.

El aire es una mezcla de gases; cada uno contribuye con su propia presión a la presión total ( $P_T$ ).



$$P_T = p_{N_2} + p_{O_2} + p_{Ar} + p_{CO_2} + p_{H_2O}$$

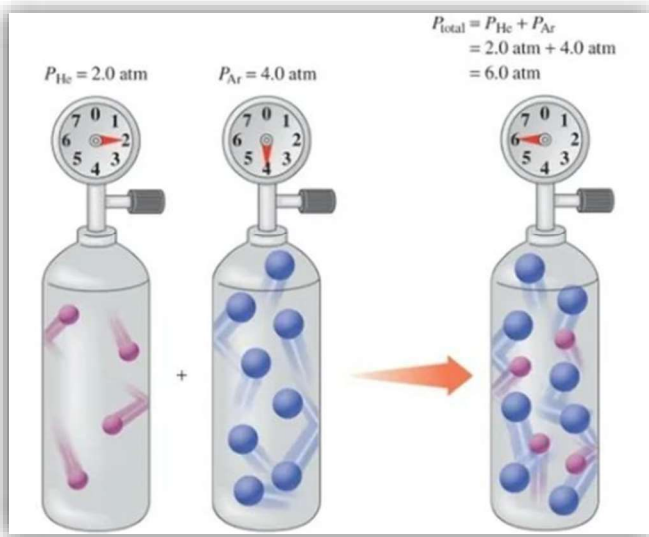
# Ley de Dalton de las presiones parciales

La presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de cada gas.

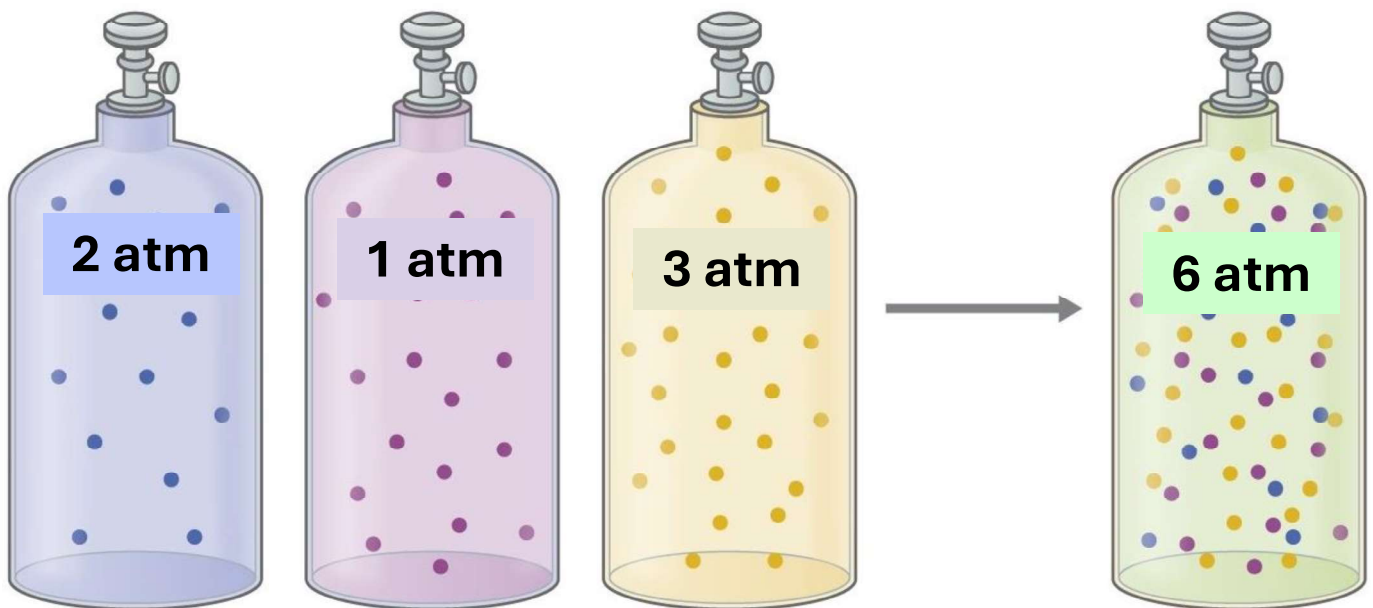


John Dalton  
1766 1844

$$P_t = \sum p_i = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$$



*Esta ecuación implica que el comportamiento de cada gas es independiente del resto*



El comportamiento de cada gas en una mezcla es independiente del resto.

Sean  $n_1$ ,  $n_2$ ,  $n_3$ , etc. los moles de cada uno de los gases de la mezcla, y  $n_T$  el total de moles gaseosos:

$$n_T = n_1 + n_2 + n_3 + \dots$$

Si c/u de los gases cumple la ecuación del gas ideal:

$$P_1 = \frac{n_1 R T}{V} \quad P_2 = \frac{n_2 R T}{V} \quad P_3 = \frac{n_3 R T}{V} \quad P_i = \frac{n_i R T}{V}$$

Todos los gases de la mezcla experimentan las mismas condiciones de T y V. Sustituyendo:

$$P_T = \frac{(n_1 + n_2 + n_3 + n_i) R T}{V} = \frac{(n_T) R T}{V}$$

## Relación presiones parciales y fracciones molares

$$\left. \begin{array}{l} p_i = \frac{n_i R T}{V} \\ P_T = \frac{(n_T) R T}{V} \end{array} \right\} \frac{p_i}{P_T} = \frac{n_i (R T/V)}{n_T (R T/V)} = \frac{n_i}{n_T} = \chi_i$$

La fracción molar del componente  $i$ ,  $\chi_i$ , es un número adimensional que expresa la relación entre el N° de moles de dicho componente y el n° total de moles de la mezcla.

$$\chi_i = \frac{n_i}{n_T}$$

$$\chi_i = \frac{p_i}{P_T}$$

$$p_i = \chi_i P_T$$

Gas 1	$n_1 : 2 \text{ moles}$
Gas 2	$n_2 : 1 \text{ moles}$
Gas 3	$n_3 : 3 \text{ moles}$

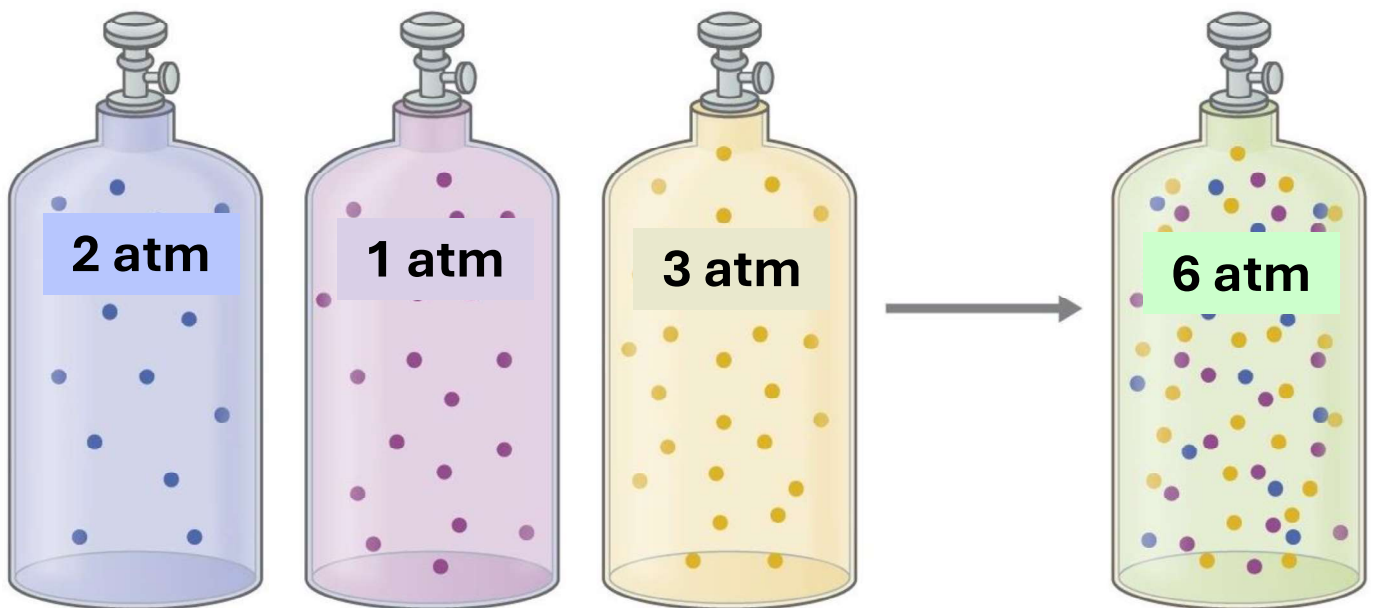
$$n_T = 2 \text{ moles} + 1 \text{ moles} + 3 \text{ moles} = 6 \text{ moles}$$

$$\chi_1 = \frac{n_1}{n_T} = \frac{2}{6} \quad \chi_2 = \frac{n_2}{n_T} = \frac{1}{6} \quad \chi_3 = \frac{n_3}{n_T} = \frac{3}{6}$$

$$\chi_1 + \chi_2 + \chi_3 = \frac{2}{6} + \frac{1}{6} + \frac{3}{6} = \frac{6}{6} = 1$$

**Suma de las fracciones molares = 1**

**Valor de  $\chi_1$  va entre 0 - 1**



$$\chi_1 = \frac{n_1}{n_T} = \frac{2}{6}$$

$$\chi_2 = \frac{n_2}{n_T} = \frac{1}{6}$$

$$\chi_3 = \frac{n_3}{n_T} = \frac{3}{6}$$

$$\chi_1 + \chi_2 + \chi_3 = 1$$

# FRACCIONES MOLARES

$$p_A + p_B = p_T ; p_A = \frac{n_A R T}{V} \quad \text{y} \quad p_B = \frac{n_B R T}{V}$$
$$\frac{n_A R T}{V} + \frac{n_B R T}{V} = \frac{(n_A + n_B) R T}{V} = \frac{n_T R T}{V} = p_T$$
$$\frac{p_A}{p_T} = \frac{\frac{n_A R T}{V}}{\frac{n_T R T}{V}} = \frac{n_A}{n_T} = x_A$$
$$\frac{p_B}{p_T} = \frac{\frac{n_B R T}{V}}{\frac{n_T R T}{V}} = \frac{n_B}{n_T} = x_B$$

$p_A = x_A p_T$

$p_B = x_B p_T$

Las fracciones molares varían entre cero y uno. La suma de las fracciones molares de los gases de una mezcla es igual a uno

Ejercicio 5: Un recipiente de 2 litros contiene, a 27 °C, una mezcla de gases formada por 0,8 gramos de monóxido de carbono, 1,6 gramos de dióxido de carbono y 1,4 gramos de metano (CH<sub>4</sub>). Calcular:

- a) El número de *moles de cada gas*.
- b) La *fracción molar de cada gas*.
- c) La *presión parcial de cada gas* y la *presión total* del sistema.

monóxido de carbono  
dióxido de carbono  
metano

CO  
CO<sub>2</sub>  
CH<sub>4</sub>

a) El número de moles de cada gas.

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

$$V = 2 \text{ L}$$

$$T = 27 \text{ }^\circ\text{C} = 300 \text{ K}$$

$$28 \text{ g} \text{-----} 1 \text{ mol CO}$$

$$P = ???$$

$$0,8 \text{ g} \text{-----} x = \mathbf{0,0286 \text{ moles CO}}$$

Masa:

$$\text{CO} \quad 0,8 \text{ g}$$

$$44 \text{ g} \text{-----} 1 \text{ mol CO}_2$$

$$\text{CO}_2 \quad 1,6 \text{ g}$$

$$1,6 \text{ g} \text{-----} x = \mathbf{0,0364 \text{ moles CO}_2}$$

$$\text{CH}_4 \quad 1,4 \text{ g}$$

$$16 \text{ g} \text{-----} 1 \text{ mol CH}_4$$

$$1,4 \text{ g} \text{-----} x = \mathbf{0,0875 \text{ moles CH}_4}$$

b) La fracción molar de cada gas.

$$X_i = \frac{n_i}{n_T}$$

$$n_T = 0,0286 \text{ mol CO} + 0,0364 \text{ mol CO}_2 + 0,0875 \text{ mol CH}_4 = 0,1525 \text{ mol}$$

$$X_{\text{CO}} = \frac{n_{\text{CO}}}{n_T} = \frac{0,0286 \text{ mol}}{0,1525 \text{ mol}} = \mathbf{0,1875}$$

$$X_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_T} = \frac{0,0364 \text{ mol}}{0,1525 \text{ mol}} = \mathbf{0,2387}$$

$$X_{\text{CH}_4} = \frac{n_{\text{CH}_4}}{n_T} = \frac{0,0875 \text{ mol}}{0,1525 \text{ mol}} = \mathbf{0,5738}$$

$$X_{\text{CO}} + X_{\text{CO}_2} + X_{\text{CH}_4} = 1$$

$$0,1875 + 0,2387 + 0,5738 = 1$$

c) La presión parcial de cada gas y la presión total del sistema.

$$p_i = \frac{n_i R T}{V}$$

$$p_{CO} = \frac{n_{CO} R T}{V} = \frac{0,0286 \text{ mol} \times (0,082 \text{ L atm/K mol}) \times 300 \text{ K}}{2 \text{ L}} =$$

**0,356 atm**

$$p_{CO_2} = \frac{n_{CO_2} R T}{V} = \frac{0,0364 \text{ mol} \times (0,082 \text{ L atm/K mol}) \times 300 \text{ K}}{2 \text{ L}} =$$

**0,45 atm**

$$p_{CH_4} = \frac{n_{CH_4} R T}{V} = \frac{0,0875 \text{ mol} \times (0,082 \text{ L atm/K mol}) \times 300 \text{ K}}{2 \text{ L}} =$$

**1,08 atm**

c) La presión parcial de cada gas y la presión total del sistema.

$$P_T = \sum p_i = p_{CO} + p_{CO_2} + p_{CH_4}$$

$$P_T = (0,356 + 0,45 + 1,07) = \mathbf{1,886 \text{ atm}}$$

$$P_T = \frac{n_T R T}{V}$$

$$P_T = \frac{0,1525 \text{ mol} \times (0,082 \text{ L atm/K mol}) \times 300 \text{ K}}{2 \text{ L}} =$$

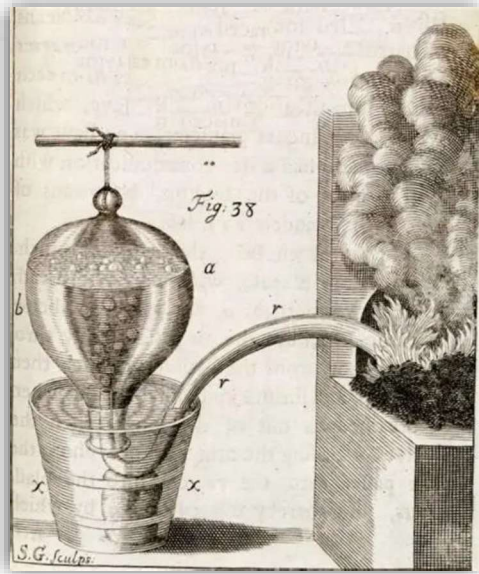
**1,876 atm**

$$p_i = \chi_i P_T \Rightarrow P_T = \frac{p_i}{\chi_i}$$

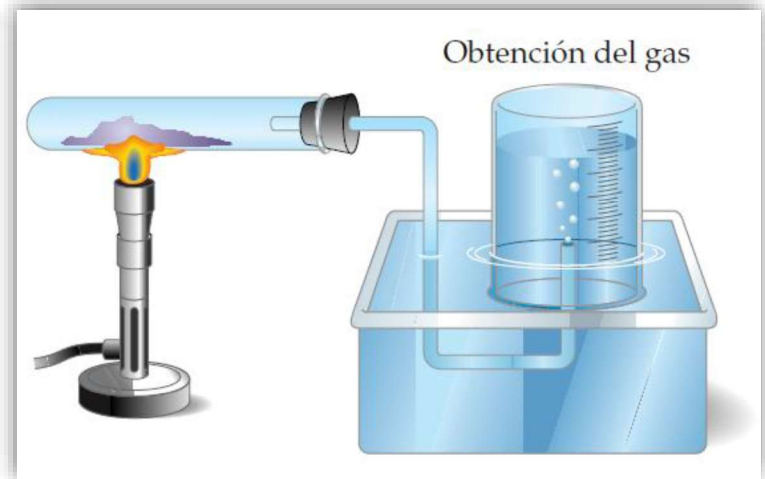
$$P_T = \frac{p_{CO}}{\chi_{CO}} = \frac{0,356 \text{ atm}}{0,1875}$$

**= 1,899 atm**

# OBTENCIÓN DE GASES SOBRE AGUA



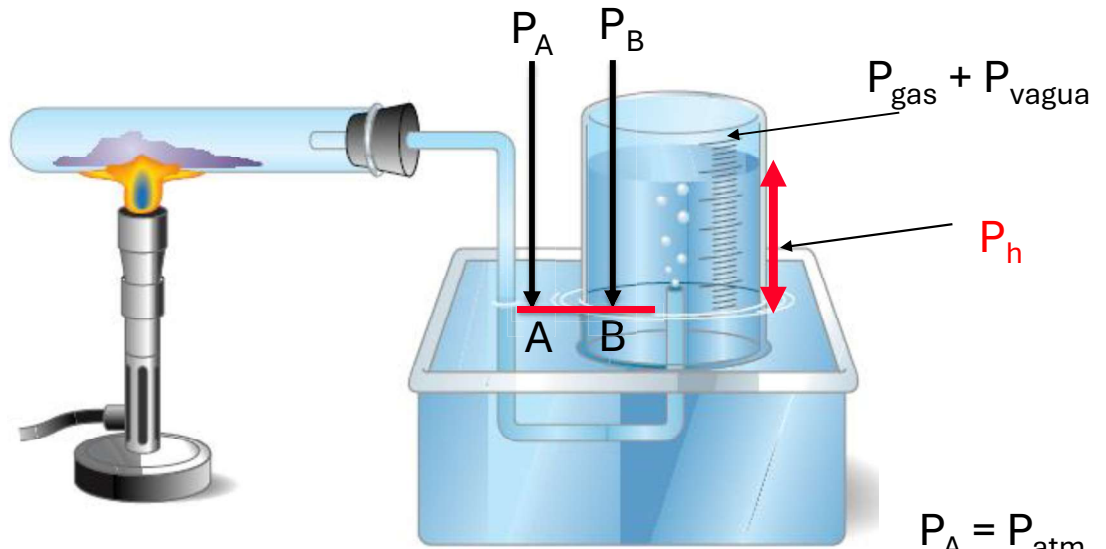
Cuba neumática



$$P_{gas} V_{gas} = n_{gas} R T$$

- Volumen gas ( $V_{gas}$ )                       $\longrightarrow$  Dato medido
- Presión externa ( $P_{atm}$ )                       $\longrightarrow$  Dato medido
- Temperatura gas ( $T$ ) =  $T$  externa o ambiente                       $\longrightarrow$  Dato medido
- Moles gas ( $n$ )                       $\longrightarrow$  Incógnita/dato calculado, según exp
- $P_{vapor}$  líq confinante ( $P_v$ )                       $\longrightarrow$  Dato Tabla
- Presión gas ( $P_{gas}$ )                       $\longrightarrow$  Dato calculado
- Otros datos según experimento

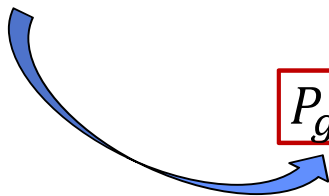
**Cálculo de la P del gas, caso A,  
columna agua sobre nivel  
externo**



$$P_{atm} = P_h + P_{v\ agua} + P_{gas}$$

$$P_A = P_{atm}$$

$$P_B = P_{v\ agua} + P_{gas} + P_h$$



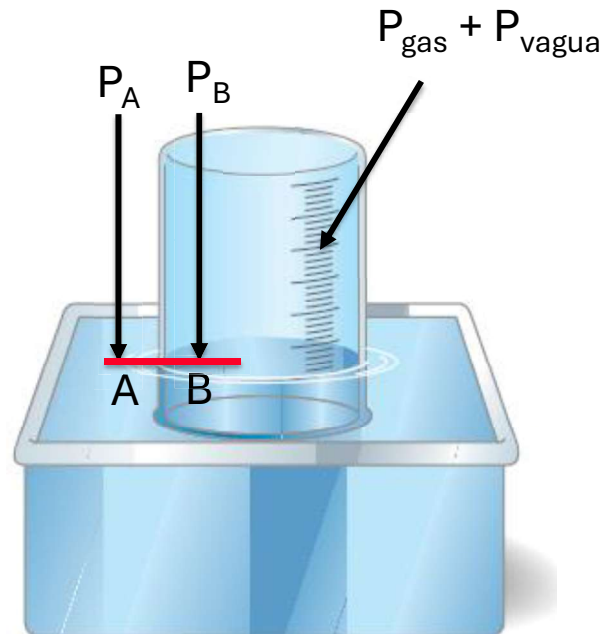
$$P_{gas} = P_{atm} - (P_{v\ agua} + P_h)$$

**Cálculo de la P del gas, caso B,  
nivel de agua dentro y fuera  
de la columna, son iguales**

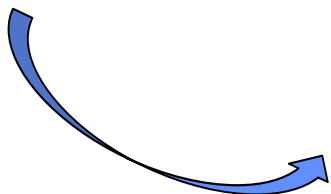
$$P_A = P_{atm}$$

$$P_B = P_{v\ agua} + P_{gas} + P_h$$

**$P_h = \text{cero!!!}$**

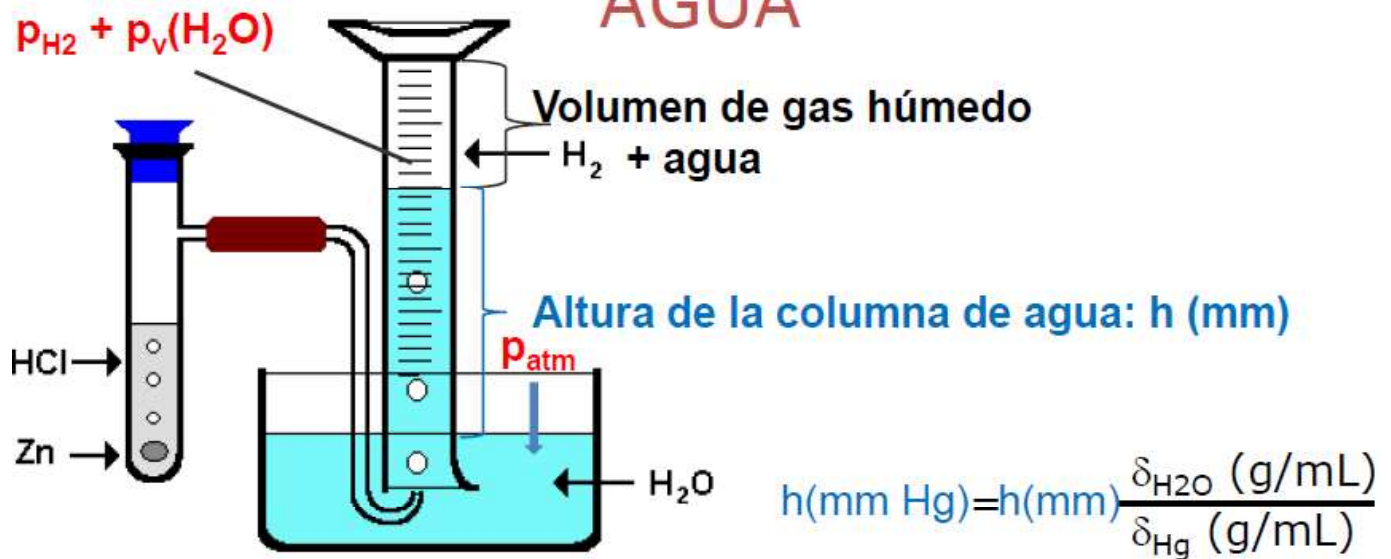


$$P_{atm} = \cancel{P_h} + P_{v\ agua} + P_{gas}$$



$$P_{gas} = P_{atm} - P_{v\ agua}$$

# OBTENCIÓN DE GASES SOBRE AGUA



$$p_{H_2} + p_v(H_2O) + h (\text{mm Hg}) = p_{atm}$$

$$p_{H_2} = p_{atm} - p_v(H_2O) - h (\text{mm Hg})$$

$$1033 \text{ cm } H_2O = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$$

Sustancia	Densidad Kg./m <sup>3</sup>	en	Densidad g/cm <sup>3</sup>	en
Agua	1000		1	
Aceite	920		0,92	
Gasolina	680		0,68	
Plomo	11300		11,3	
Acero	7800		7,8	
Mercurio	13600		13,6	
Madera	900		0,9	
Aire	1,3		0,0013	
Butano	2,6		0,026	
Dióxido de carbono	1,8		0,018	

## DENSIDAD ABSOLUTA DEL AGUA

Temperatura	Densidad (g/ml)	Temperatura	Densidad (g/ml)
0°C (Hielo)	0,91700	5°C (Agua)	0,99999
-10°C (Agua)	0,99815	6°C »	0,99997
-5°C »	0,99930	7°C »	0,99993
0°C »	0,99987	10°C »	0,99973
1°C »	0,99993	15°C »	0,99913
2°C »	0,99997	20°C »	0,99823
3°C »	0,99999	50°C »	0,98807
4°C »	1,00000	100°C »	0,95838

Ejercicio 6: El  $H_2$  producido por reacción de HCl con Zn se recoge sobre agua registrándose los siguientes datos:

$V = 285 \text{ cm}^3$ ;  $T = 10 \text{ }^\circ\text{C}$ ;  $h$  de la columna de agua =  $407 \text{ mm}$  sobre el nivel exterior;  $P_{\text{atm}} = 760 \text{ mm Hg}$ .

¿Cuántos moles de  $H_2$  se produjeron?

$$PV = nRT \quad \longrightarrow \quad n = \frac{PV}{RT}$$

$$V = 285 \text{ cm}^3 = 0,285 \text{ L}$$

$$T = 10 \text{ }^\circ\text{C} = 283 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ L atm/K mol}$$

$$P_{\text{atm}} = P_h + P_{v \text{ agua}} + P_{H_2}$$

$$P_{H_2} = P_{\text{atm}} - (P_{v \text{ agua}} + P_h)$$

Tabla de constantes: pag 74

$$P_{H_2} = P_{\text{atm}} - (P_{v \text{ agua}} + P_h)$$

$$P_{H_2} = 760 \text{ mm Hg} - (9,2 \text{ mm Hg} + 30 \text{ mm Hg}) = 720,8 \text{ mm Hg}$$

$$\begin{array}{l} 1033 \text{ cm H}_2\text{O} \text{ ----- } 760 \text{ mm Hg} \\ 40,7 \text{ cm H}_2\text{O} \text{ ----- } x = 30 \text{ mm Hg} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 760 \text{ mm Hg} \text{ ----- } 1 \text{ atm} \\ 720,8 \text{ mm Hg} \text{ ----- } x = 0,95 \text{ atm} \end{array}$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,95 \text{ atm} \times 0,285 \text{ L}}{(0,082 \text{ L atm/K mol}) \times 283 \text{ K}} = \mathbf{0,1165 \text{ mol}}$$

### 31. PRESIÓN DE VAPOR DE AGUA EN EL RANGO DE TEMPERATURAS DE -10 A 120°C

Los valores de la table corresponden al agua en contacto con su vapor. Cuando el agua está en contacto con el aire a la temperature T en °C, la siguiente corrección debe aplicarse:  
 Corrección (cuando  $T < 40^\circ\text{C}$ ) =  $P_v (0,775 - 0,000313 T)/100$ ; corrección (cuando  $T > 50^\circ\text{C}$ ) =  $P_v (0,0652 - 0,0000875 T)/100$ .

T, °C	Pv, mm Hg	T, °C	Pv, mm Hg	T, °C	Pv, mm Hg	T, °C	Pv, mmHg
-10.0	2.149	13.0	11.231	23.4	21.583	32.6	36.891
-9.5	2.236	13.5	11.604	23.6	21.845	32.8	37.308
-9.0	2.326	14.0	11.987	23.8	22.110	33.0	37.729
-8.5	2.418	14.5	12.382	24.0	22.387	33.2	38.155
-8.0	2.514	15.0	12.788	24.2	22.648	33.4	38.584
-7.5	2.613	15.2	12.953	24.4	22.922	33.6	39.018
-7.0	2.715	15.4	13.121	24.6	23.198	33.8	39.457

7.5	7.775
8.0	8.045
8.5	8.323
9.0	8.609
9.5	8.905
10.0	9.209
10.5	9.521
11.0	9.844
11.5	10.176
12.0	10.518
12.5	10.870

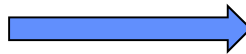
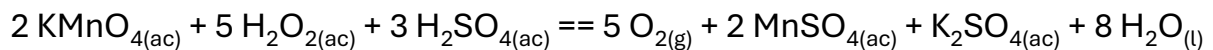


Tabla de constantes  
Pag 74

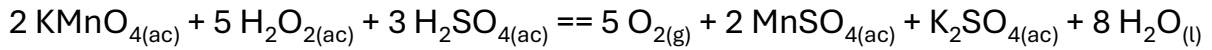
Ejercicio 7: Se desea determinar la concentración de una solución de peróxido de hidrógeno. Para ello se hacen reaccionar 10 mL de dicha solución con un exceso de permanganato de potasio en medio ácido, según la siguiente reacción:



El  $\text{O}_2$  desprendido se recoge en una cuba neumática, en las siguientes condiciones experimentales:

$T = 20^\circ\text{C}$ ,  $P_{\text{atm}} = 755 \text{ mm Hg}$ ,  $P_v = 17,5 \text{ mmHg}$ ,  $h = 10,2 \text{ cm}$ ,  
 $V_{\text{O}_2} = 180 \text{ mL}$ . Líquido confinante : agua

Calcule los moles de  $\text{H}_2\text{O}_2$  que reaccionaron.



$$P V = n R T \quad \longrightarrow \quad n = \frac{P V}{R T}$$

$$T = 20^\circ \text{C} = 293 \text{ K}$$

$$P_{\text{atm}} = 755 \text{ mm Hg}$$

$$P_v = 17,5 \text{ mm Hg}$$

$$h = 10,2 \text{ cm H}_2\text{O} = 7,5 \text{ mm Hg}$$

$$V(\text{O}_2) = 180 \text{ mL} = 0,18 \text{ L}$$

$$P_{\text{atm}} = P_h + P_{v \text{ agua}} + P_{\text{O}_2}$$



$$P_{\text{O}_2} = P_{\text{atm}} - (P_{v \text{ agua}} + P_h)$$



$$P_{\text{O}_2} = 755 \text{ mm Hg} - (17,5 \text{ mm Hg} + 7,4 \text{ mm Hg}) = 730 \text{ mm Hg} = 0,96 \text{ atm}$$

$$n = \frac{P V}{R T} = \frac{0,96 \text{ atm} \times 0,18 \text{ L}}{\left(0,082 \text{ L atm} / \text{K mol}\right) 293 \text{ K}} = 0,0072 \text{ mol}$$

$$5 \text{ moles O}_2 \text{ -----} 5 \text{ moles H}_2\text{O}_2$$

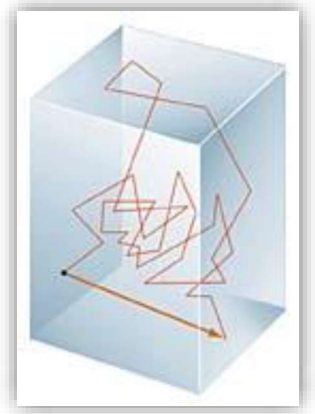
$$\text{Rta: } 0,0072 \text{ moles H}_2\text{O}_2$$

## Teoría cinética-molecular (TCM)

Explica las propiedades de un gas ideal en términos de una serie de supuestos (postulados) acerca de la naturaleza de los gases:

- ✓ Las moléculas de gas están en movimiento caótico continuo.
- ✓ El volumen de las moléculas de gas es insignificante en comparación con el volumen del recipiente.
- ✓ Las moléculas de gas no se atraen mutuamente.
- ✓ Los choques de las moléculas son elásticos (la  $E_c$  media de las moléculas no cambia con el tiempo si  $T = \text{cte}$ ).

Dado que las moléculas gaseosas chocan entre si frecuentemente, la velocidad y la dirección cambia constantemente.



Las moléculas de los gases se mueven con una alta velocidad, ej.: las moléculas de hidrógeno viajan casi a 6437 km/h a 25 °C.




La Presión de un gas es el resultado del choque de las moléculas contra las paredes del recipiente. A 25 °C y 1 atm, una molécula choca con otra a un promedio de  $1 \times 10^{10}$  veces/s.

La energía del movimiento se denomina energía cinética y la **energía cinética promedio** de las moléculas es *proporcional a la temperatura absoluta*, y se calcula como:

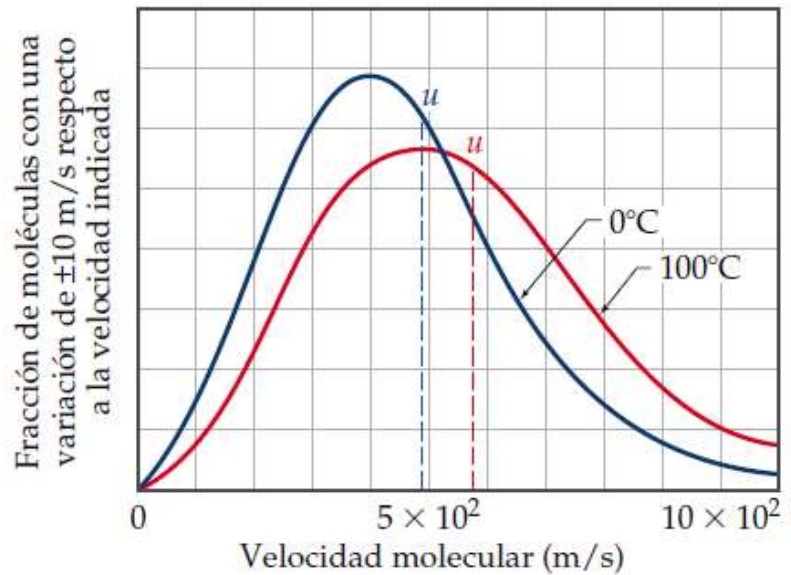
$$E_c = \frac{1}{2} m v^2$$

La T absoluta de un gas es una medida de la energía cinética ( $E_c$ ) media de sus moléculas. *Si dos gases distintos están a la misma temperatura, sus moléculas tienen la misma  $E_c$  promedio.*

$E_c$  media  velocidad media, pero las moléculas individuales se mueven con muy diversas veloc.

La distribución de las velocidades de las moléculas gaseosas pueden ser calculadas para varias temperaturas

El resultado es que, en cualquier instante, las moléculas tienen una gama muy amplia de velocidades.



Distribución de las velocidades moleculares para el nitrógeno gaseoso a 0 °C (línea azul) y a 100 °C (línea roja).

A mayor T, una fracción mayor de moléculas se mueve a mayor velocidad.

La **velocidad cuadrática media (velocidad rms, por sus siglas en inglés),  $u$** , de las moléculas a cada temperatura.

$$u = \sqrt{\frac{3 R T}{M}}$$



Es la velocidad de una molécula que posee la energía cinética promedio. Es importante porque la energía cinética promedio de las moléculas de gas, está relacionada directamente con  $u^2$ :

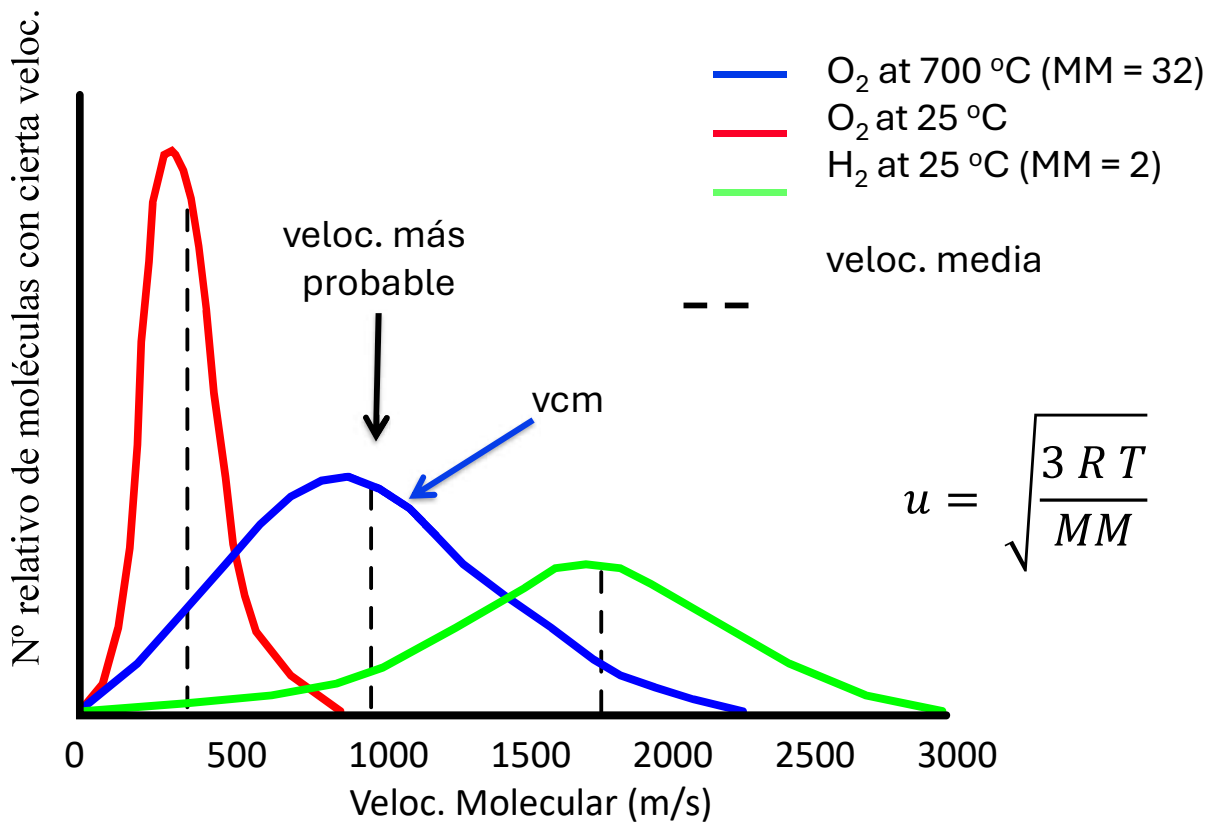
$$E_{c \text{ promedio}} = \frac{1}{2} m u^2$$

donde  $m$  es la masa de la molécula.

La masa no cambia con la temperatura; por tanto, el incremento en la energía cinética promedio cuando aumenta la temperatura implica que la velocidad rms de las moléculas debe aumentar al aumentar la temperatura.

↑ T ----- ↑  $E_c$  ----- como masa es igual -----  $v_{cm}$  ↑

La energía cinética media de las moléculas de un gas,  $E_c$ , está relacionada directamente con la vcm:  $E_c = \frac{1}{2}(mv^2)$



Valores de R	Unidades
0,082	L atm/mol K
8,314	J/ mol K
8,314	m <sup>3</sup> Pa/mol K
8,314	kg m <sup>2</sup> /s <sup>2</sup> mol K
1,987	cal/ mol K
62,36	L torr/ mol K

$$v_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{MM}}$$

$$vel = \frac{distancia}{tiempo}$$

$$v_{rms} = \sqrt{\frac{3R(kg\ m^2 / s^2\ mol\ K)T(K)}{MM(kg / mol)}}$$

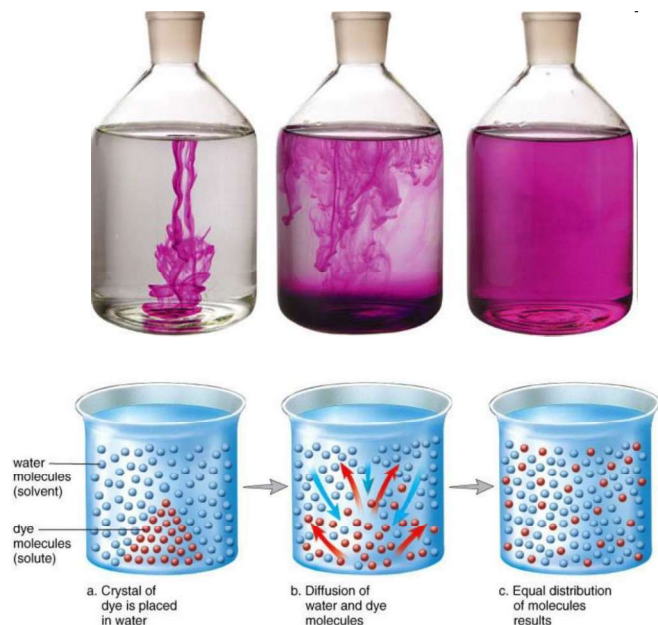
Ejercicio 8: Calcular la vcm para moléculas de N<sub>2</sub> a 25 °C

$$u = \sqrt{\frac{3RT}{MM}} = \sqrt{\frac{3 \cdot 8,34 \text{ kg} \cdot \text{m}^2 / \text{s}^2 \cdot \text{mol} \cdot \text{K} \cdot 298 \text{ K}}{28 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}}} = 515 \text{ m/s}$$

**Difusión:** Mezcla espontánea y al azar de las moléculas.

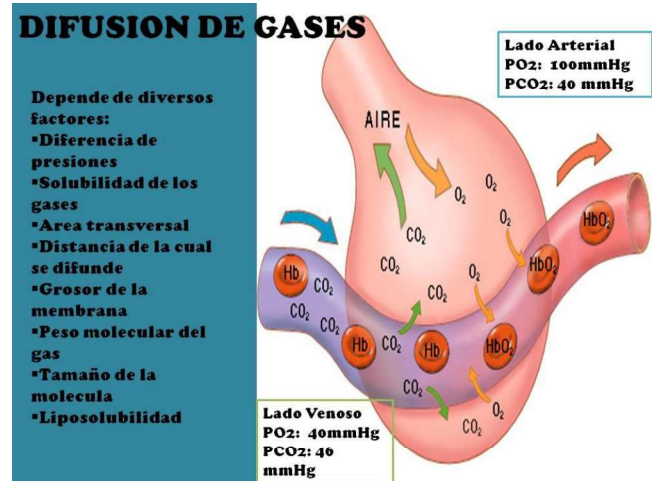
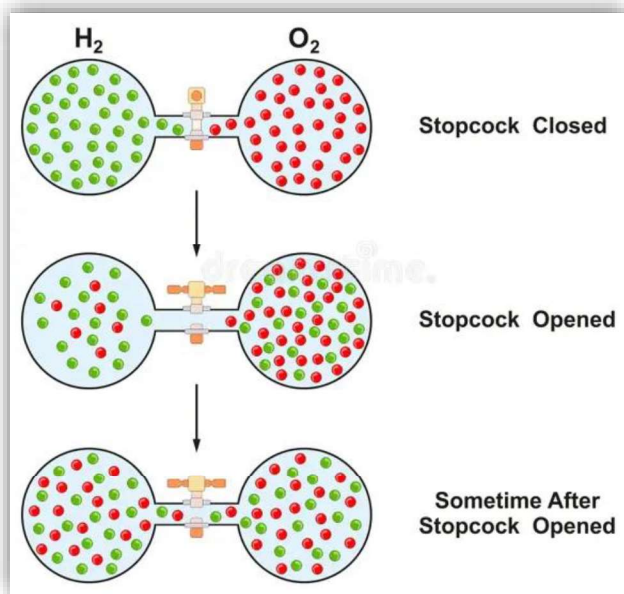


antibiograma

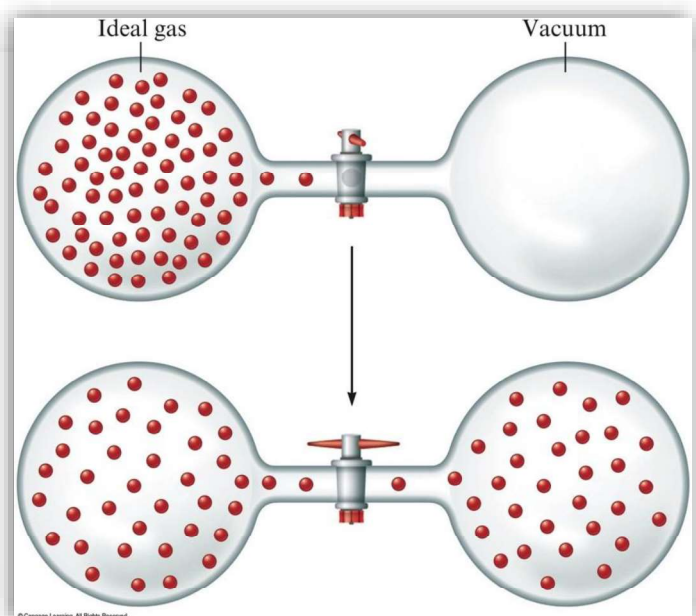
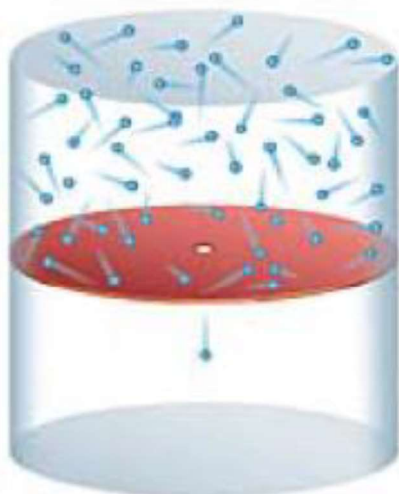


KMnO<sub>4(ac)</sub> en agua

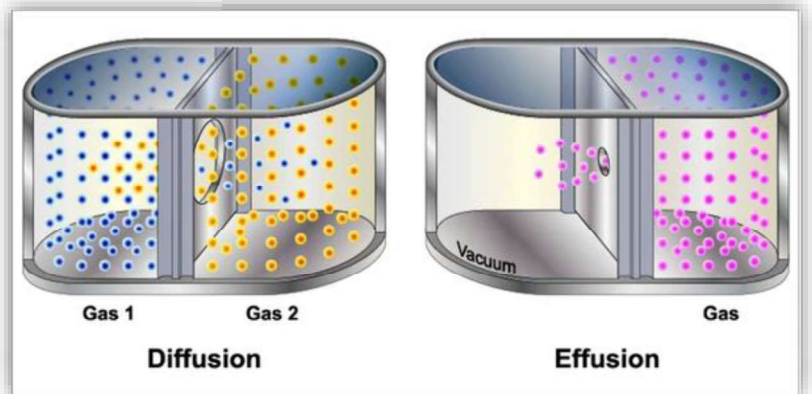
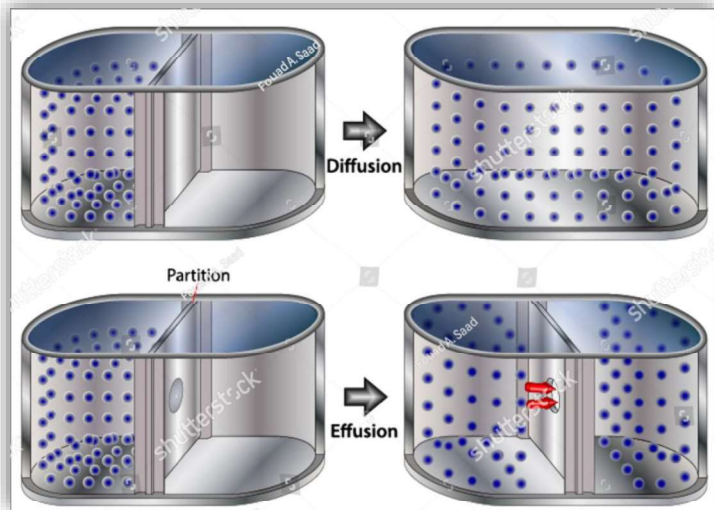
**Difusión gaseosa:** dispersión gradual de un gas en el seno de otro; las moléculas de una sustancia se esparcen rápidamente, por la región ocupada por otras moléculas, colisionando y moviéndose aleatoriamente.



**Efusión:** escape de las moléculas de gas hacia el vacío por medio de un pequeño orificio o de una membrana porosa, debido a que las moléculas del gas colisionan con más frecuencia con el poro donde la presión es más alta.



# Comparación entre Difusión y Efusión



## Ley de efusión de Graham (1829)

Las velocidades de difusión y efusión de los gases son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus respectivas masas molares

$$u_i = \sqrt{\frac{3RT}{MM_i}}$$



Thomas  
Graham  
1805 - 1869

Relaciona las velocidades de efusión de 2 gases con sus masas molares.

Las moléculas mas pesadas se mueven más lentamente

$$\frac{\text{velocidad efusión A}}{\text{velocidad efusión B}} = \frac{u_A}{u_B}$$

Esta relación se puede usar para calcular masas molares.

$$u_i = \sqrt{\frac{3RT}{MM_i}}$$

$$u_A = \sqrt{\frac{3RT}{MM_A}}$$

$$u_B = \sqrt{\frac{3RT}{MM_B}}$$

$$\frac{u_A}{u_B} = \frac{\sqrt{\frac{3RT}{MM_A}}}{\sqrt{\frac{3RT}{MM_B}}} = \sqrt{\frac{MM_B}{MM_A}} = \frac{t_B}{t_A}$$

$$u_i \propto \frac{1}{t_i}$$

A mayor velocidad de efusion, menor tiempo efusion.

Ejercicio 9: Una muestra de gas  $\text{CH}_4$  pura efusiona a través de una barrera porosa en un tiempo de 1,5 min. Bajo las mismas condiciones un número equivalente de moléculas de un gas desconocido (B) efusiona a través de la barrera en 4,73 min. ¿Cuál es el valor de masa molecular del gas desconocido?

$$\frac{t_B}{t_{\text{CH}_4}} = \frac{4,73 \text{ min}}{1,5} = \sqrt{\frac{MM_B}{16 \text{ uma}}}$$

$$\left(\frac{4,73 \text{ min}}{1,5 \text{ min}}\right)^2 = \frac{MM_B}{16 \text{ uma}} \Rightarrow MM_B = \left(\frac{4,73 \text{ min}}{1,5 \text{ min}}\right)^2 \times 16 \text{ uma}$$

$$MM_B = 159 \text{ uma}$$