

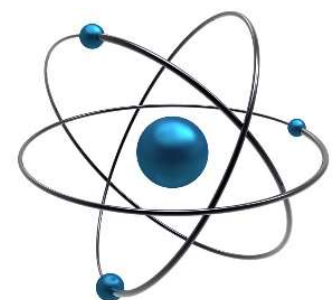
# Química General

## Gases

**Ing. Yanina Fernández**

Departamento de Biotecnología y Tecnología Alimentaria  
Facultad de Ingeniería y Ciencias Exactas  
Universidad Argentina de la Empresa



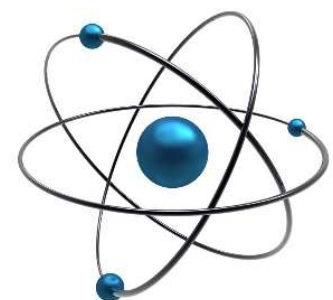


Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Gases

Elementos que existen como gases a 25°C y 1 atmósfera

1A																	8A
H																He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B		1B	2B	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							



Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

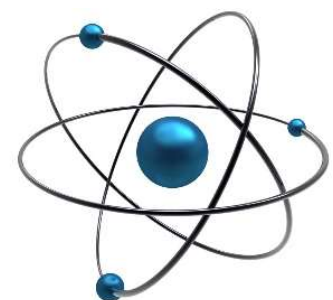
## Gases

### Características del estado gaseoso

- Las **fuerzas intermoleculares** son muy **pequeñas**.
- **No tiene forma ni volumen propio**, adoptan la del recipiente que los contiene.
- **Expansibilidad**: tienden a ocupar todo el volumen del recipiente que los contenga.
- **Compresibilidad**: grandes espacios entre partículas.
- **Pequeña densidad**: poca cantidad ocupa grandes volúmenes.
- **Se mezclan completamente** cuando se encuentran en el mismo recipiente.

### Características del estado gaseoso

<https://www.youtube.com/watch?v=oDeR59aA44E>



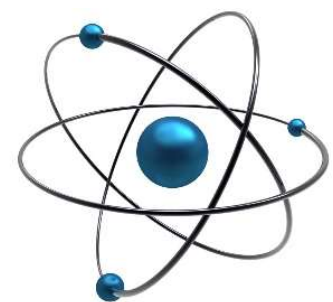
## Gases

### Características del estado gaseoso

# ¿Qué diferencia hay entre gas y vapor?

**GAS:** es una sustancia que habitualmente se encuentra en estado gaseoso a temperaturas y presiones normales (25 °C y 1 atm).

**VAPOR:** es la forma gaseosa de cualquier sustancia que sea un líquido o sólido a temperatura y presión normales (25 °C y 1 atm).



Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Presión de un Gas

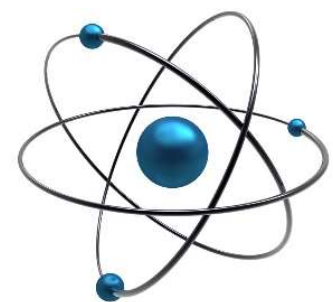
### Definición

**Presión:** es la fuerza perpendicular que se ejerce por unidad de área.

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

Unidades:

$$[P] = [F] / [\text{Long}]^2 = [\text{N}] / [\text{m}^2] = (\text{Kg} \times \text{m} / \text{s}^2) / \text{m}^2 = \text{Pa} = \text{Kg} / \text{m} \times \text{s}^2$$
$$1 \text{ Pa} = \text{N} / \text{m}^2$$

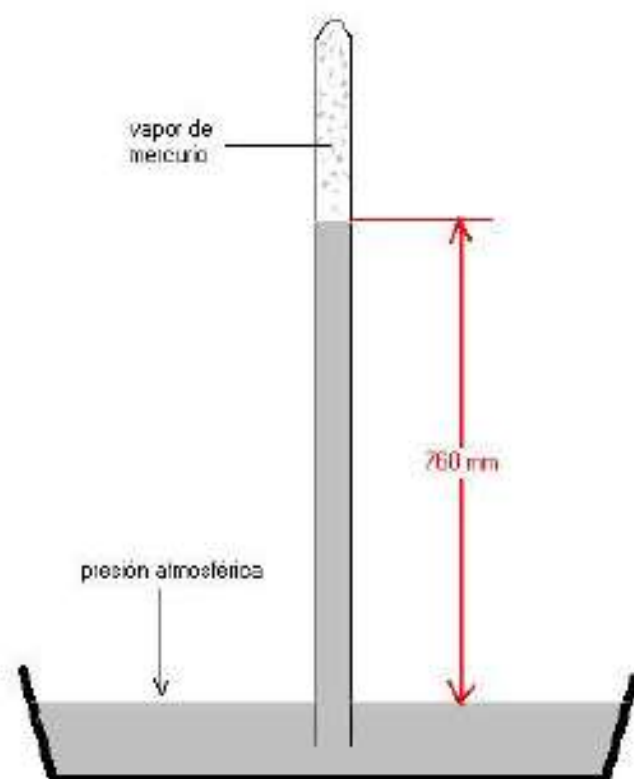


Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Presión de un Gas

### Presión atmosférica

#### Experiencia de Torricelli (1608-1647)



**Barómetro de mercurio**

#### Presión atmosférica estándar

1,00 atm

760 mm Hg, 760 torr

101,325 kPa

1,01325 bar

1013,25 mbar

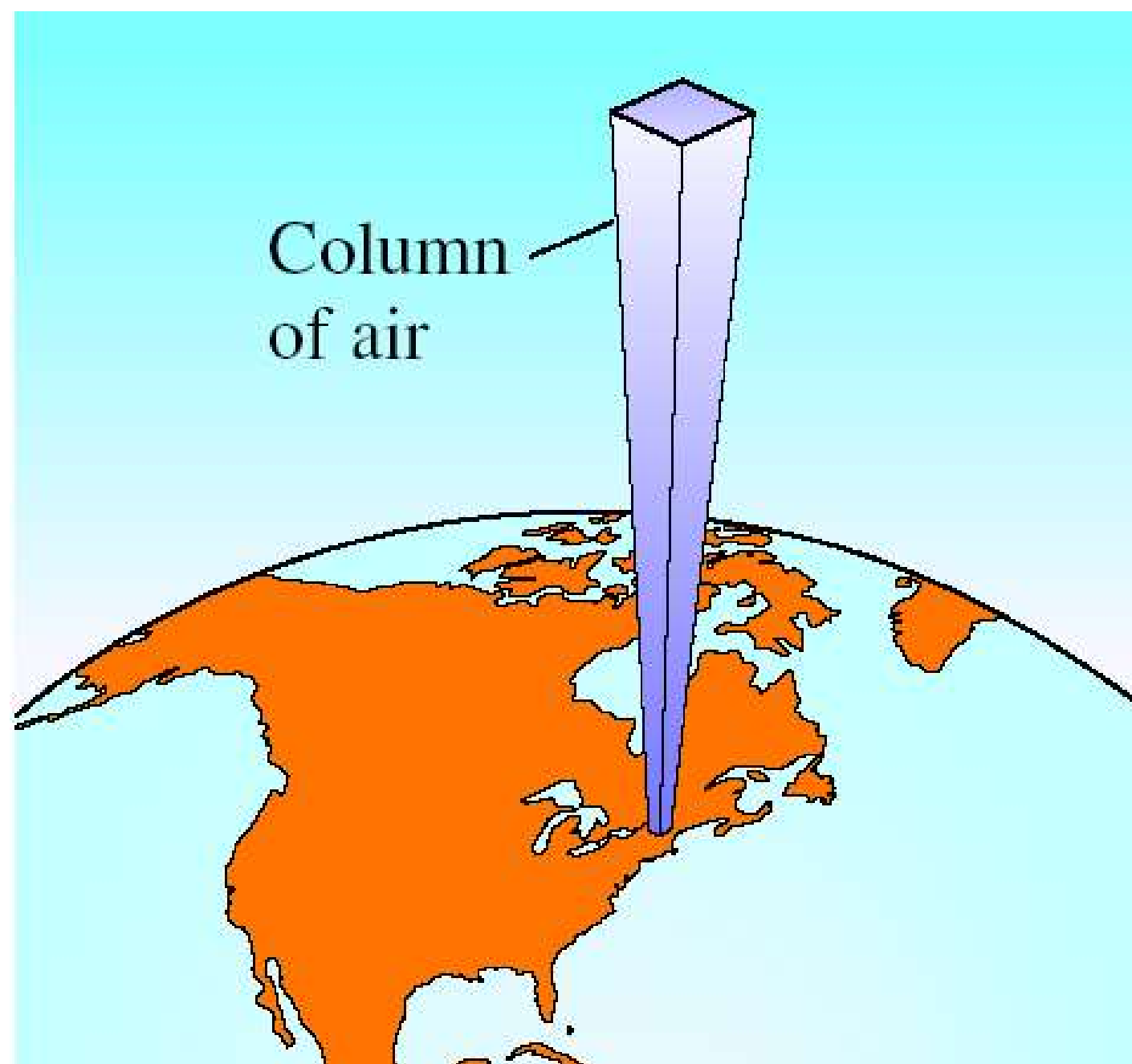


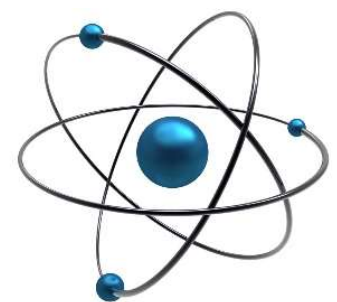


Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Presión de un Gas

### Presión atmosférica



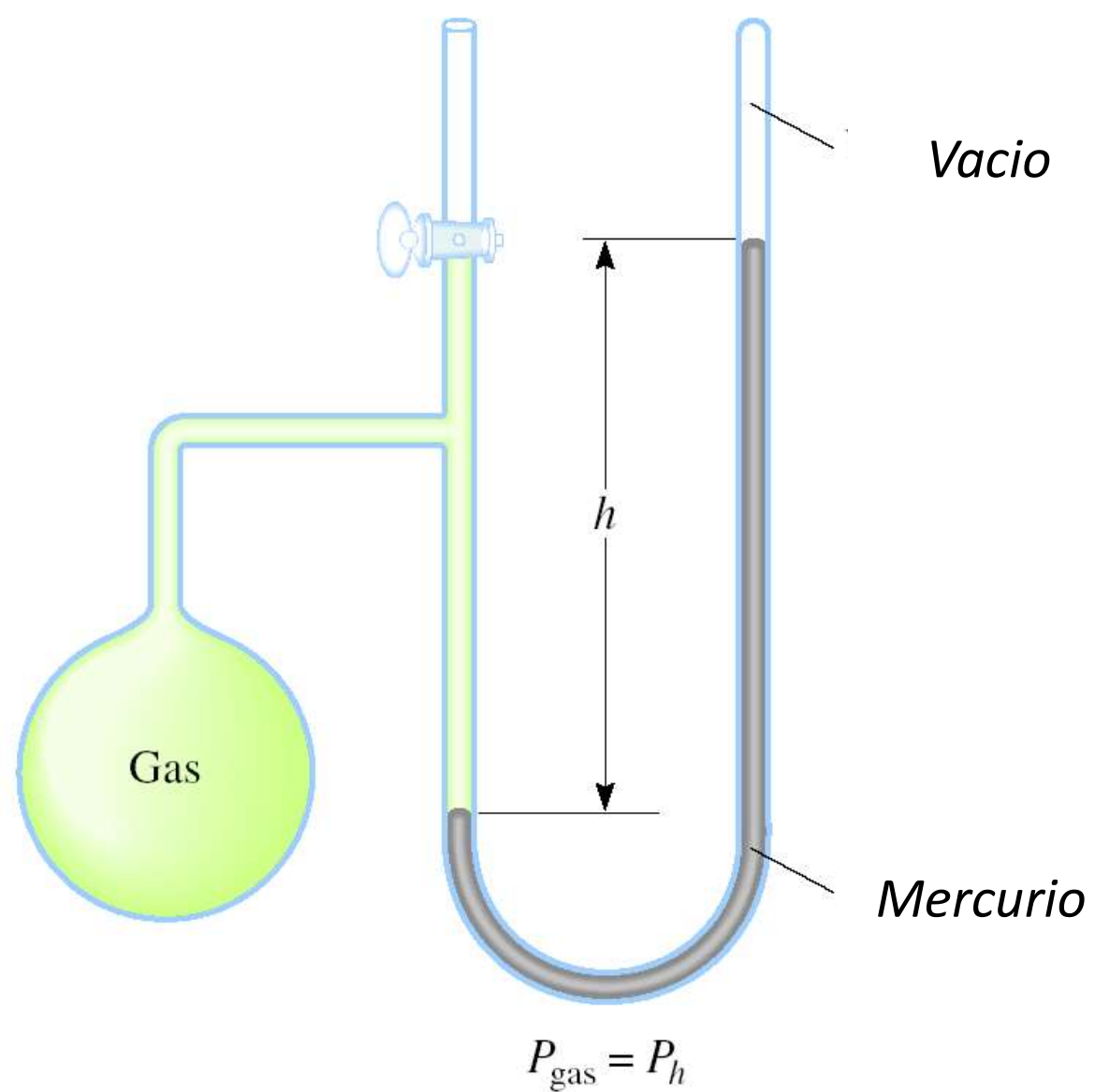


Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

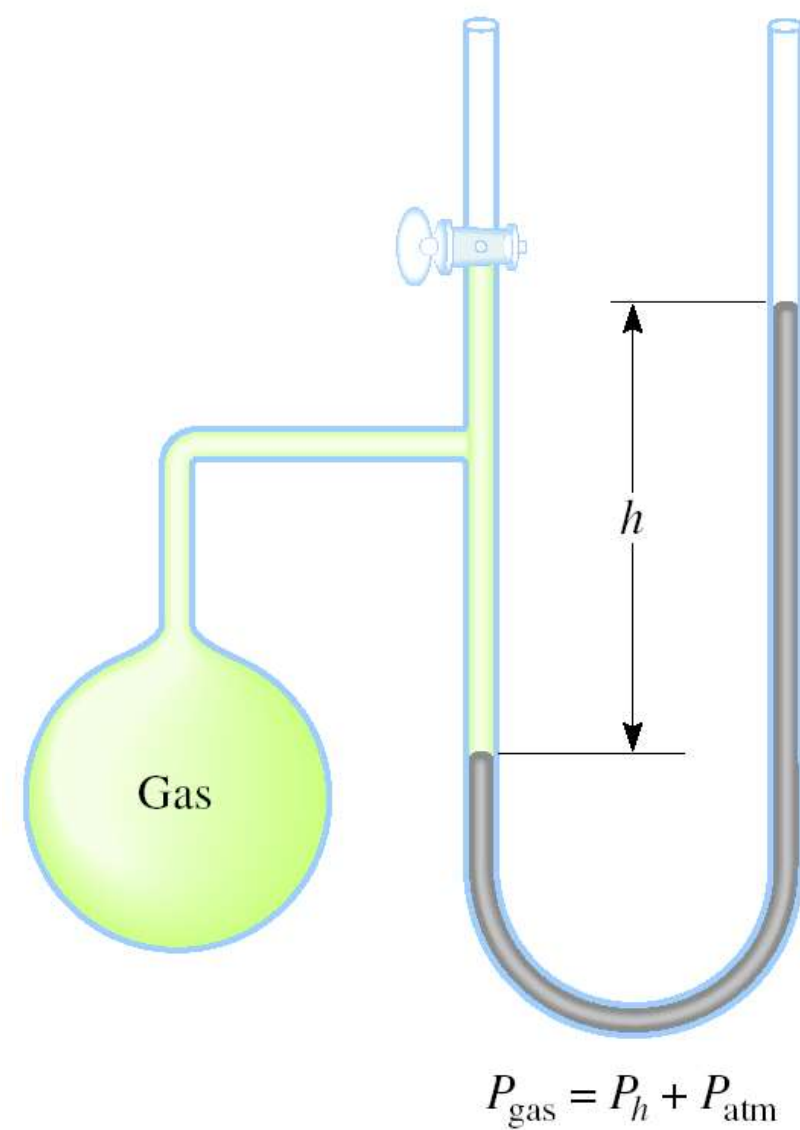
## Presión de un Gas

Manómetros utilizados para medir presiones en gases

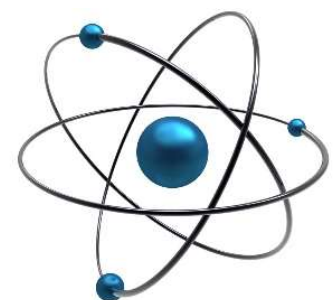
**Tubo cerrado**



**Tubo abierto**





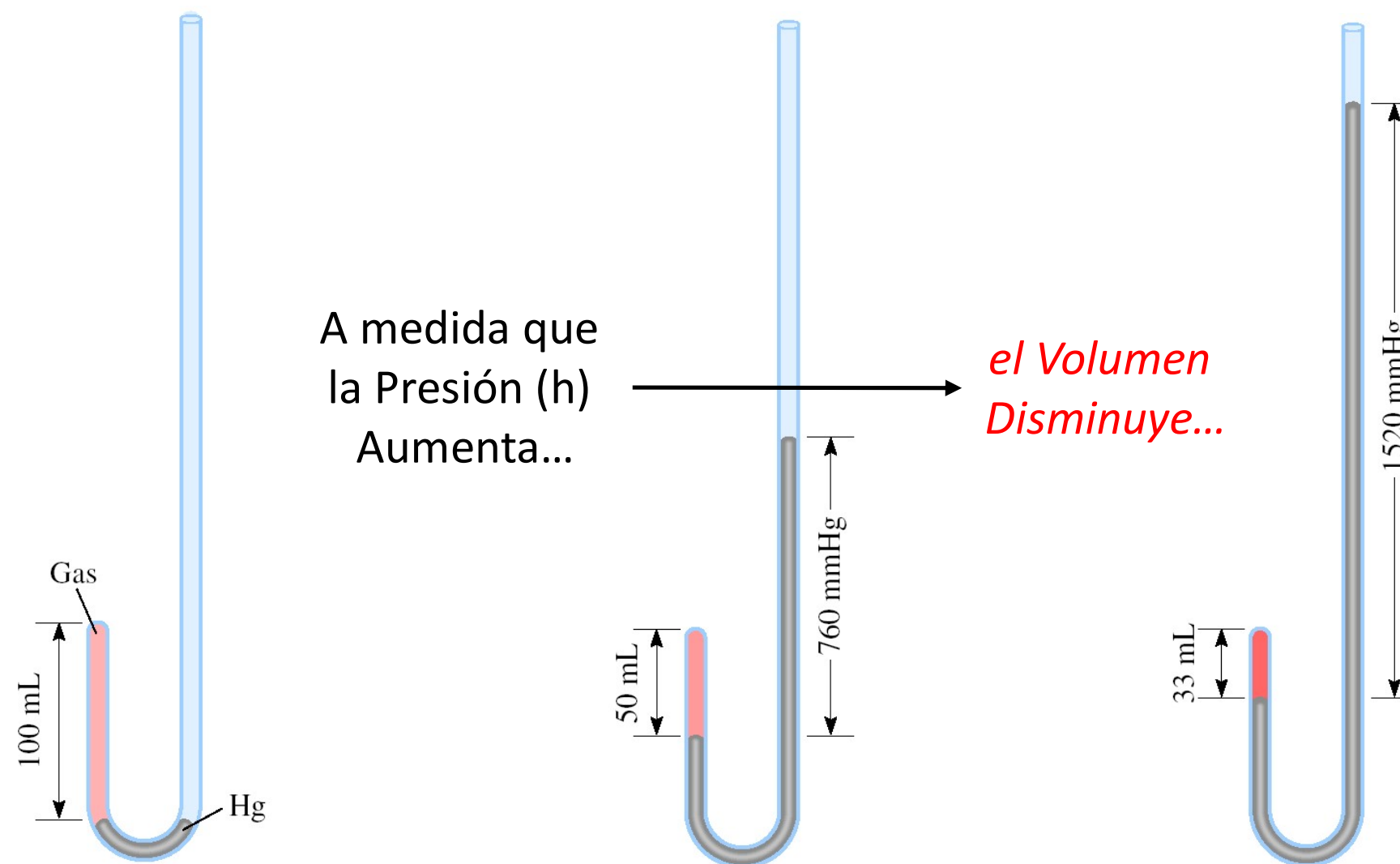


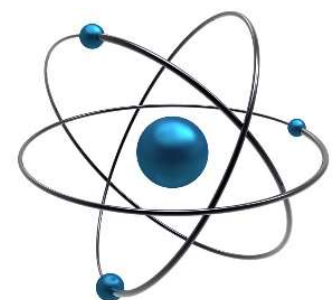
Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Las leyes de los gases ideales

### La relación presión-volumen: ley de Boyle (1662)

**Ley de Boyle:** la presión de una cantidad fija de un gas a temperatura constante es inversamente proporcional al volumen del gas.





Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Las leyes de los gases ideales

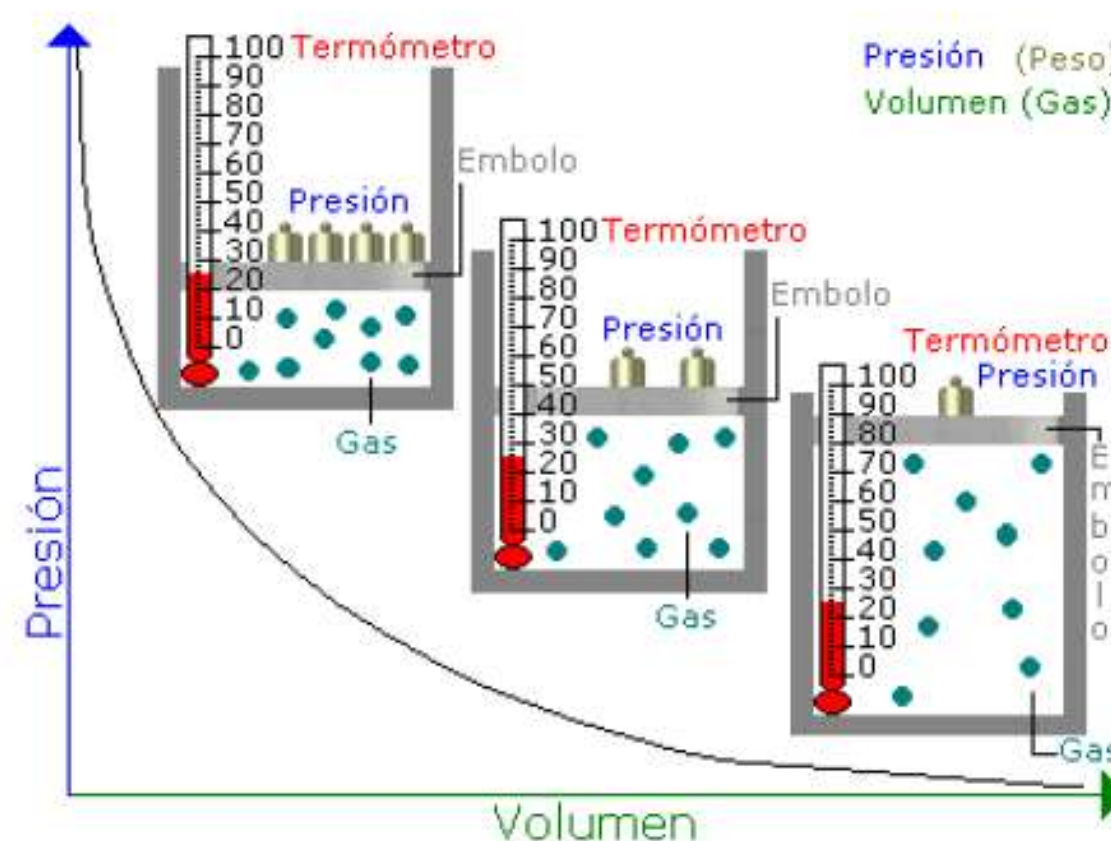
### La relación presión-volumen: ley de Boyle (1662)

**Ley de Boyle:** la presión de una cantidad fija de un gas a temperatura constante es inversamente proporcional al volumen del gas.

$$V = k_2 / P$$

Para dos estados diferentes:

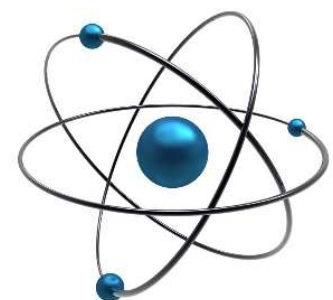
$$P_1 \cdot V_1 = \text{cte} = P_2 \cdot V_2$$



**n:** número de moles = constante

**T:** temperatura = constante

La presión de una cierta cantidad de gas ideal a temperatura constante, es inversamente proporcional al volumen.



## Tema Nº 8 – Gases

# Química General

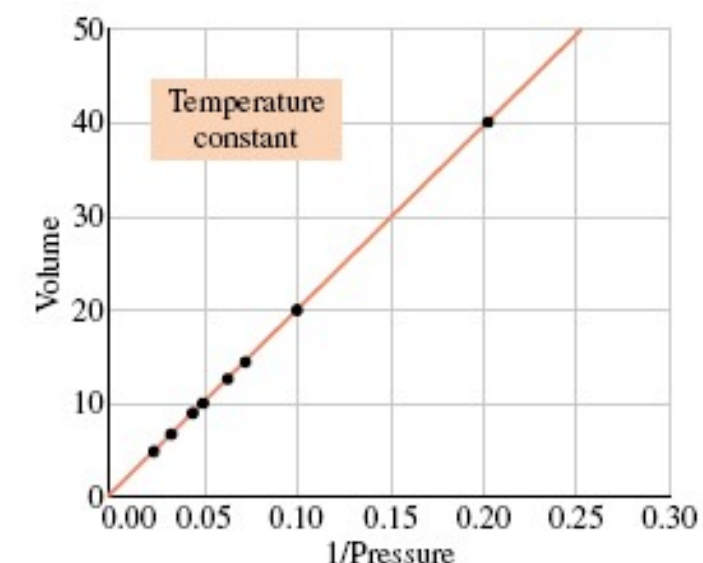
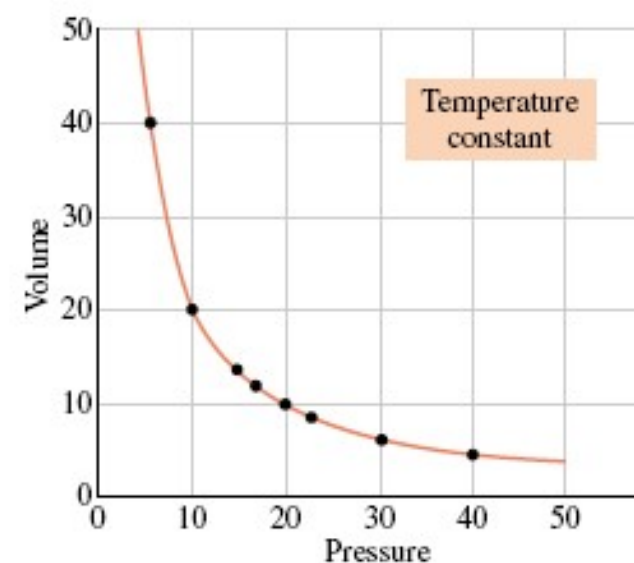
### Las leyes de los gases ideales

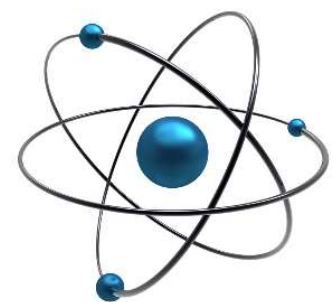
#### La relación presión-volumen: ley de Boyle (1662)

**Ley de Boyle:** la presión de una cantidad fija de un gas a temperatura constante es inversamente proporcional al volumen del gas.



$P$	$V$	$P \times V$	$1/P$
5.0	40.0	200	0.20
10.0	20.0	200	0.10
15.0	13.3	200	0.0667
17.0	11.8	201	0.0588
20.0	10.0	200	0.0500
22.0	9.10	200	0.0455
30.0	6.70	201	0.0333
40.0	5.00	200	0.0250





Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Las leyes de los gases ideales

### La relación presión-volumen: ley de Boyle (1662)

Una muestra de gas ocupa 12 litros bajo una presión de 1,2 atm. ¿Cuál será el volumen si se incrementa la presión a 2,4 atm?

$$V_1 = 12 \text{ L} \quad P_1 = 1.2 \text{ atm}$$

$$V_2 = \underline{\quad} \quad P_2 = 2.4 \text{ atm}$$

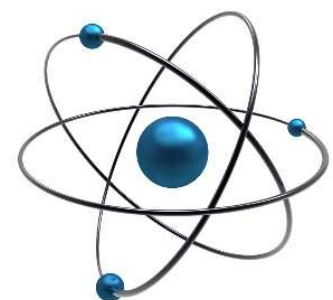
$$P_1 V_1 = P_2 V_2, \text{ for } V_2$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{(1.2 \text{ atm})(12 \text{ L})}{2.4 \text{ atm}} = 6.0 \text{ L}$$

**Cálculo de la Ley de Boyle**

Una muestra de oxígeno ocupa 10 litros bajo una presión de 760 torr (105 kPa). ¿Bajo qué presión ocuparía 13,4 litros si no se modifica la temperatura?

$$P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{(760. \text{ torr})(10.0 \text{ L})}{13.4 \text{ L}} = 590. \text{ torr} \quad \left( \times \frac{101.3 \text{ kPa}}{760. \text{ torr}} = 78.6 \text{ kPa} \right)$$

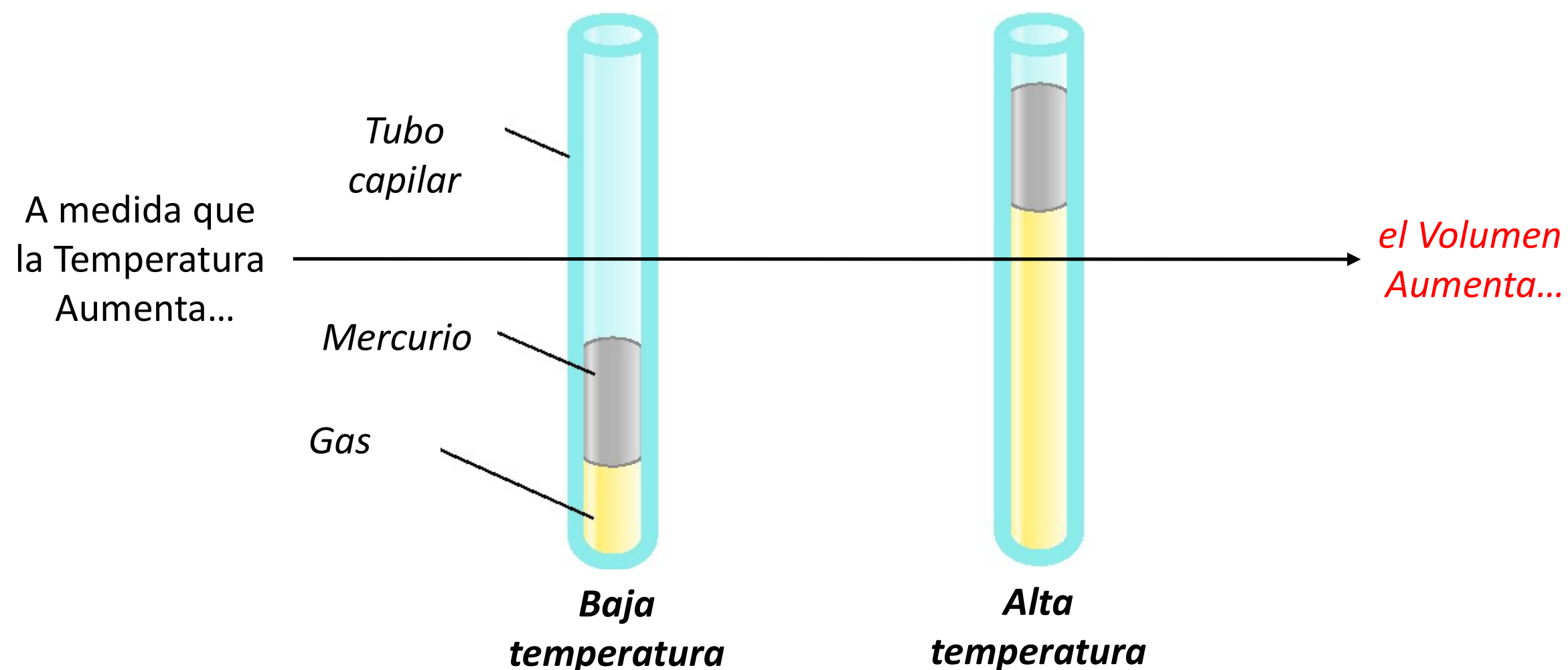


Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Las leyes de los gases ideales

### La relación temperatura-volumen: ley de Charles (1787)

**Ley de Charles:** el volumen de una cantidad fija de gas mantenido a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.







## Tema Nº 8 – Gases

# Química General

### Las leyes de los gases ideales

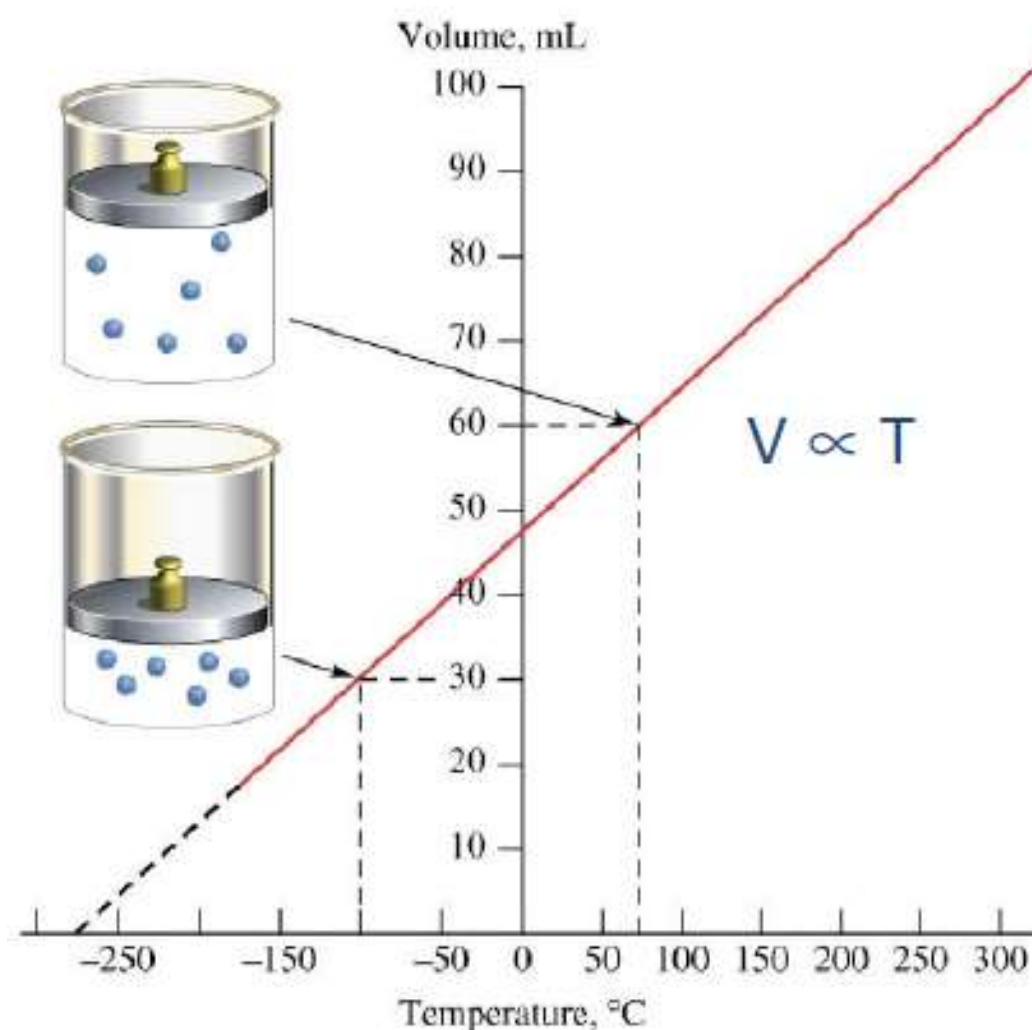
#### La relación temperatura-volumen: ley de Charles (1787)

**Ley de Charles:** el volumen de una cantidad fija de gas mantenido a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

$$V = k_3 \times T$$

Para dos estados diferentes:

$$V_1 / T_1 = \text{cte} = V_2 / T_2$$



**n: número de moles = constante**

**P: presión = constante**

A presión constante, una cierta cantidad de gas ideal, aumenta el volumen en forma directamente proporcional a la temperatura.



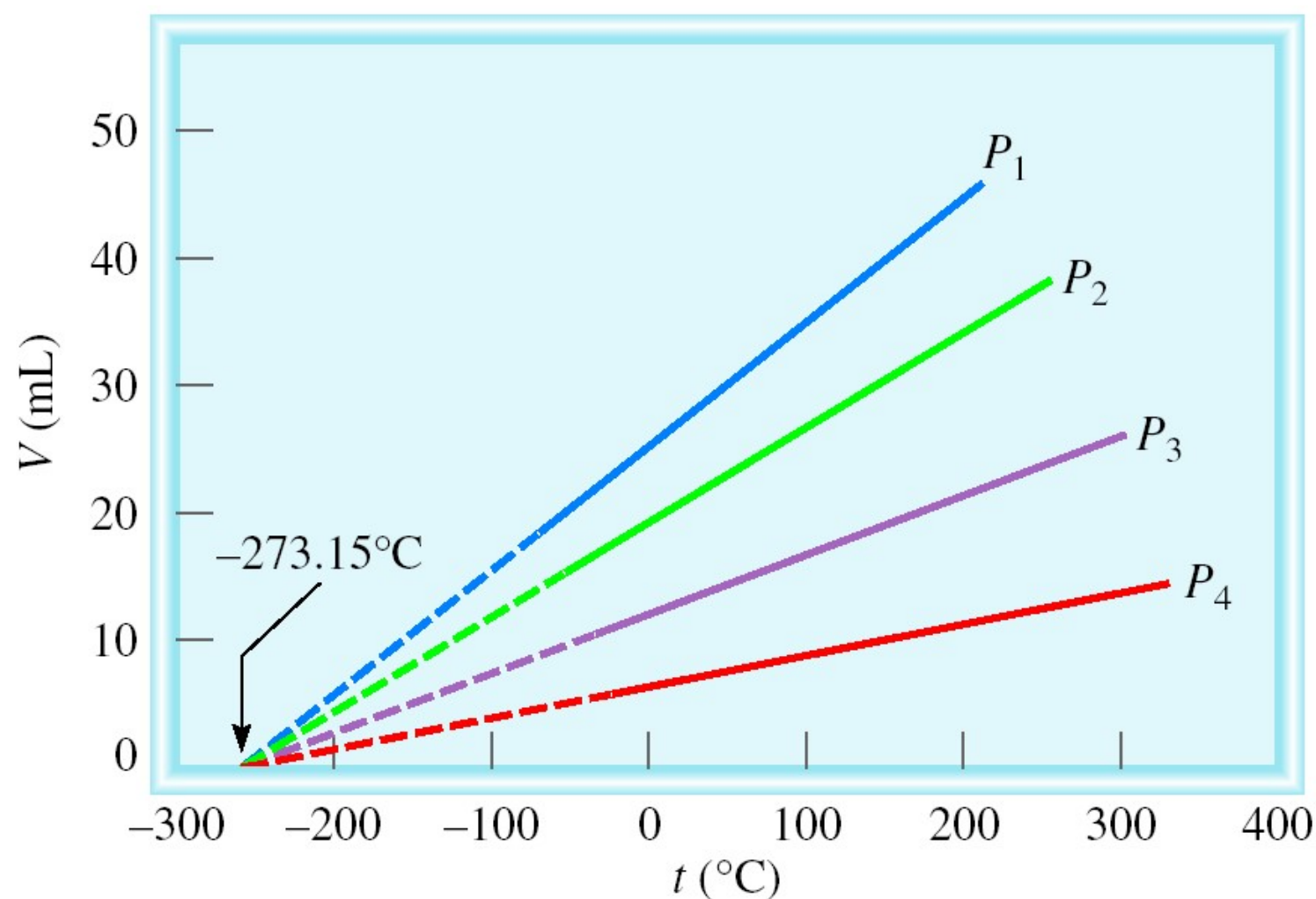


Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Las leyes de los gases ideales

### La relación temperatura-volumen: ley de Charles (1787)

**Ley de Charles:** el volumen de una cantidad fija de gas mantenido a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.



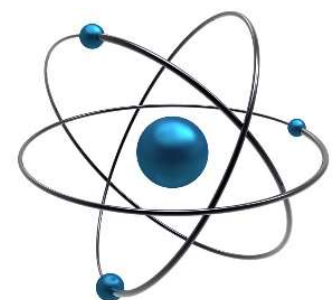
$$V \propto T$$

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

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

**La Temperatura debe estar en Kelvin**

$$K = ^\circ\text{C} + 273.15^\circ$$



Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Las leyes de los gases ideales

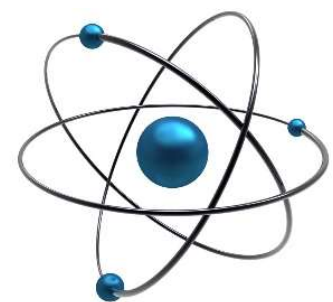
### La relación temperatura-volumen: ley de Charles (1787)

Una muestra de nitrógeno ocupa 117 ml a 100°C. ¿A qué temperatura en °C ocupará 234 ml si la presión no cambiara?

$$\begin{aligned} V_1 &= 117 \text{ mL} & V_2 &= 234 \text{ mL} \\ T_1 &= 100.^{\circ}\text{C} + 273^{\circ} = 373 \text{ K} & T_2 &= ? \\ \frac{V_1}{T_1} &= \frac{V_2}{T_2} \quad \text{and} \quad T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1} = \frac{(234 \text{ mL})(373 \text{ K})}{(117 \text{ mL})} = 746 \text{ K} \\ ^{\circ}\text{C} &= 746 \text{ K} - 273^{\circ} = 473^{\circ}\text{C} \end{aligned}$$

**CONDICIONES NORMALES DE PRESIÓN Y TEMPERATURA (CNPT)**

**0°C (273,15 K) y 760 torr (1 atm)**



Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Las leyes de los gases ideales

### La relación temperatura-volumen: ley de Charles (1787)

#### Ley de gases combinada

1.  $P_1V_1 = P_2V_2$  (Boyle's Law)  
when  $T$  is constant;
2.  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$  (Charles's Law)  
when  $P$  is constant; and
3.  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$  when  $V$  is constant.

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \quad (\text{constant amount of gas})$$

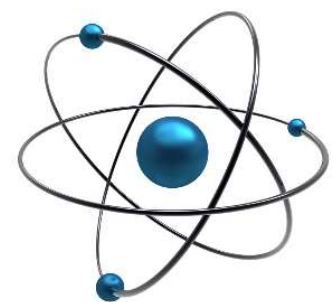
#### Cálculo de la Ley de gases combinada

Una muestra de neón ocupa 105 litros a 27°C bajo una presión de 985 torr. ¿Qué volumen ocupará en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT)?

$$V_1 = 105 \text{ L} \quad P_1 = 985 \text{ torr} \quad T_1 = 27^\circ\text{C} + 273^\circ = 300. \text{ K}$$

$$V_2 = ? \quad P_2 = 760. \text{ torr} \quad T_2 = 273 \text{ K}$$

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \quad \text{so} \quad V_2 = \frac{P_1V_1T_2}{P_2T_1} = \frac{(985 \text{ torr})(105 \text{ L})(273 \text{ K})}{(760. \text{ torr})(300. \text{ K})} = 124 \text{ L}$$



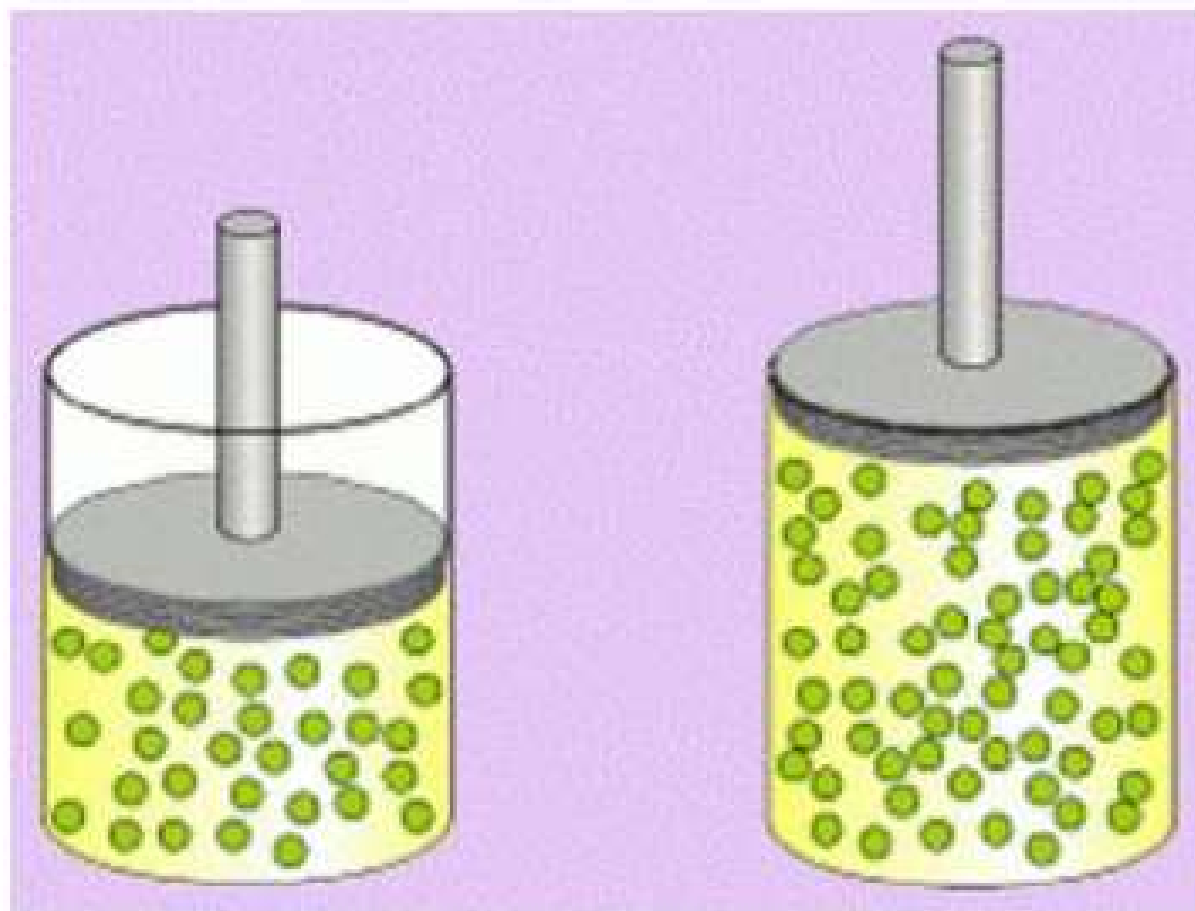
Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Las leyes de los gases ideales

### La relación volumen y cantidad: ley de Avogadro (1811)

**Ley de Avogadro:** a presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente.

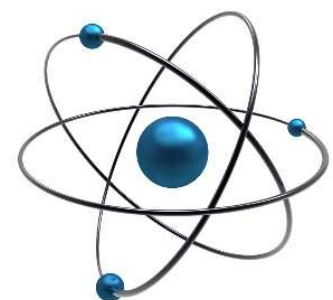
$$V \propto n$$
$$V = k_1 \cdot n$$



**T: temperatura = constante**

**P: presión = constante**

El volumen de un gas ideal  
a P y T constantes es  
directamente proporcional  
al número de moles.

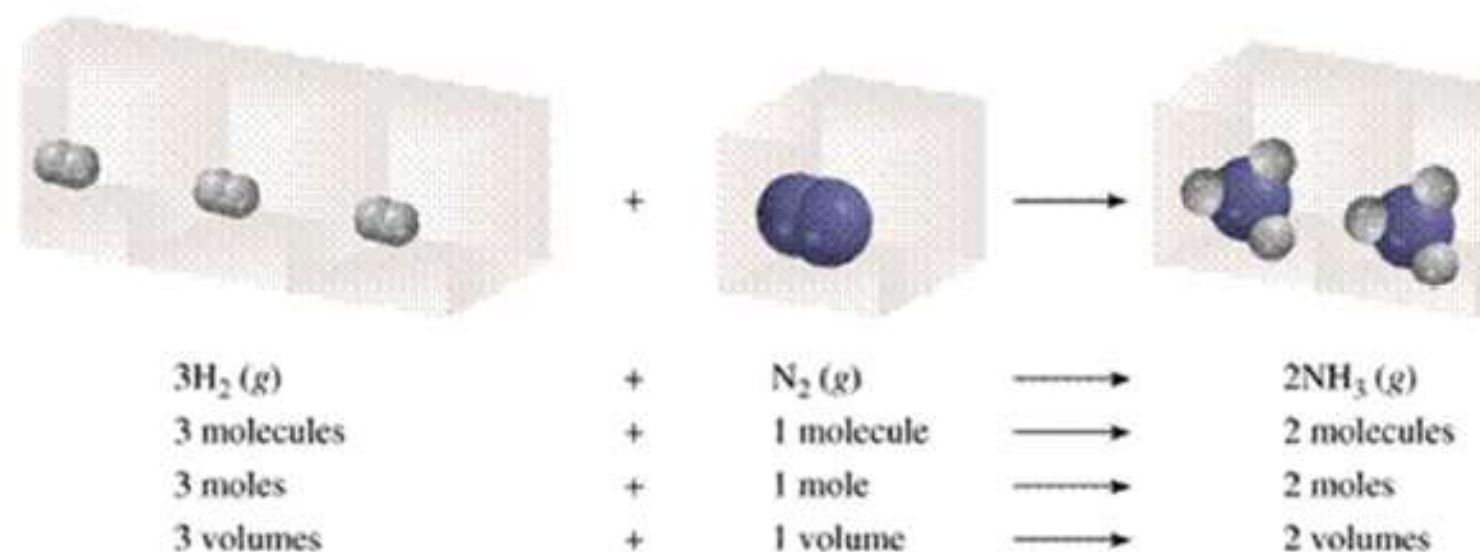


Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Las leyes de los gases ideales

### La relación volumen y cantidad: ley de Avogadro (1811)

**Ley de Avogadro:** a presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente.

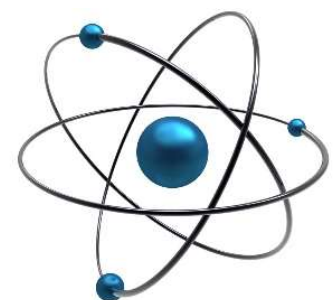


En condiciones de temperatura y presión estándar (TPE):  
 $0^\circ\text{C}$ , y  $P=1\text{atm}$

1 mol de gas = 22,4 L de gas

**volumen molar de un gas**





Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Las leyes de los gases ideales

La relación volumen y cantidad: ley de Avogadro (1811)

### Cálculo de peso molecular y la densidad

Un mol 1.00 de gas ocupa 27.0 litros y su densidad es 1,41 g/litro a una temperatura y presión particular. ¿Cuál es su peso molecular? ¿Qué densidad tendría el gas en CNPT?

$$\frac{? \text{ g}}{\text{mol}} = \frac{1.41 \text{ g}}{\text{L}} \times \frac{27.0 \text{ L}}{\text{mol}} = 38.1 \text{ g/mol}$$

1.00 mol of the gas, 38.1 g, would occupy 22.4 L, and its density would be

$$\text{Density} = \frac{38.1 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \times \frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ L}} = 1.70 \text{ g/L at STP}$$





Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Las leyes de los gases ideales

### Ecuación del gas ideal

Combinación de las leyes de los gases:  
**Ecuación de los gases ideales.**

■ Ley de Boyle	$V \propto 1/P$	}	$V \propto \frac{nT}{P}$
■ Ley de Charles	$V \propto T$		
■ Ley de Avogadro	$V \propto n$		

$$PV = nRT$$

**Ecuación del gas ideal**, explica la relación entre las cuatro variables P, V, T y n.

Un **gas ideal** es un gas hipotético cuyo comportamiento de presión, volumen y temperatura se puede describir completamente con la ecuación del gas ideal.



Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

**Las leyes de los gases ideales**

Constante universal de los gases (R)

**Constante universal de los gases (R)**

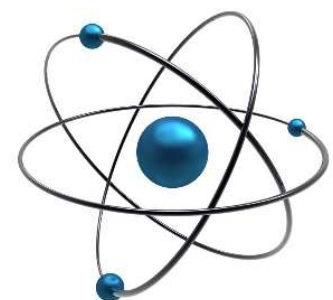
$$PV = nRT$$

$$R = \frac{PV}{nT} = (1\text{atm}).(22,4\text{L}) / (1\text{mol}).(273,15\text{K})$$

$$= 0,082057 \text{ atm L/ mol K}$$

$$= 8,3145 \text{ m}^3 \text{ Pa/ mol K}$$

$$= 8,3145 \text{ J / mol K}$$



Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Las leyes de los gases ideales

Constante universal de los gases (R)

**¿Qué presión, en atm, tendrá 54,0 g de Xe en un frasco de 1 litro de volumen, a 20°C?**

$$V = 1.00 \text{ L} \qquad n = 54.0 \text{ g Xe} \times \frac{1 \text{ mol}}{131.3 \text{ g Xe}} = 0.411 \text{ mol}$$

$$T = 20.^{\circ}\text{C} + 273^{\circ} = 293 \text{ K} \quad P = \underline{?}$$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{(0.411 \text{ mol}) \left( \frac{0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) (293 \text{ K})}{1.00 \text{ L}} = 9.89 \text{ atm}$$

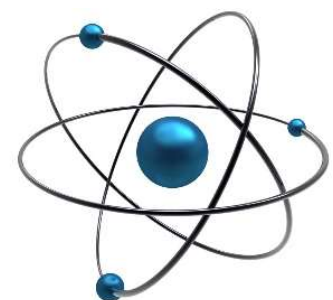
**¿Cuál es el volumen de un globo de gas llenado con 4,00 moles de He cuando la presión atmosférica es de 748 torr y la temperatura de 30°C?**

$$P = 748 \text{ torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 0.984 \text{ atm} \qquad n = 4.00 \text{ mol}$$

$$T = 30.^{\circ}\text{C} + 273^{\circ} = 303 \text{ K}$$

$$V = \underline{?}$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(4.00 \text{ mol}) \left( 0.0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) (303 \text{ K})}{0.984 \text{ atm}} = 101 \text{ L}$$



Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

**Las leyes de los gases ideales**

Constante universal de los gases (R)

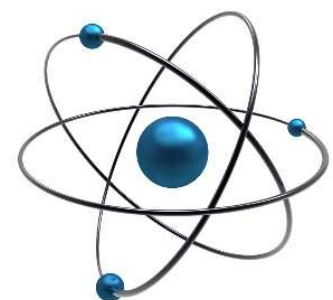
**Un globo meteorológico lleno de helio tiene un volumen de 7240 pie cúbicos. ¿Cuántos gramos de helio se requerirían para inflar al globo hasta una presión de 745 torr a 21°C? (1 ft<sup>3</sup> = 28,3 litros)**

$$P = 745 \text{ torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 0.980 \text{ atm} \quad T = 21^\circ\text{C} + 273^\circ = 294 \text{ K}$$

$$V = 7240 \text{ ft}^3 \times \frac{28.3 \text{ L}}{1 \text{ ft}^3} = 2.05 \times 10^5 \text{ L} \quad n = \underline{\hspace{1cm}}$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(0.980 \text{ atm})(2.05 \times 10^5 \text{ L})}{\left(0.0821 \frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}}\right)(294 \text{ K})} = 8.32 \times 10^3 \text{ mol He}$$

$$\underline{\hspace{1cm}} \text{ g He} = (8.32 \times 10^3 \text{ mol He})\left(4.00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) = 3.33 \times 10^4 \text{ g He}$$



Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Las leyes de los gases ideales

### Ley generalizada de los gases ideales

Para 2 estados diferentes se cumple:

Estado 1:

$$P_1 V_1 = nRT_1$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = nR$$

Estado 2:

$$P_2 V_2 = nRT_2$$

$$\frac{P_2 V_2}{T_2} = nR$$

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





Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

**Las leyes de los gases ideales**  
Determinación de las propiedades de un gas

**Determinación de la Masa Molar**

$$PV = nRT \quad \text{y} \quad n = m / M$$

$$PV = \frac{m}{M} \times RT$$

$$M = \frac{m \times RT}{PV}$$

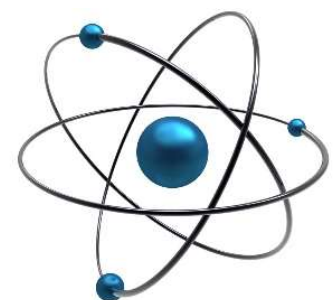
**Determinación de la Densidad**

$$PV = nRT \quad \text{y} \quad d = m / V, \quad n = m / M$$

$$PV = \frac{m}{M} \times RT$$

$$\frac{m}{V} = d = \frac{MP}{RT}$$





Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Las leyes de los gases ideales

Determinación de las propiedades de un gas

### Cálculo del peso molecular

Una muestra de 109 g de un gas puro ocupa 112 ml a 100°C y 750 torr. ¿Cuál es el peso molecular del gas?

$$V = 0.112 \text{ L} \quad T = 100.^{\circ}\text{C} + 273^{\circ} = 373 \text{ K} \quad P = 750. \text{ torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760. \text{ torr}} = 0.987 \text{ atm}$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(0.987 \text{ atm})(0.112 \text{ L})}{\left(0.0821 \frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}}\right)(373 \text{ K})} = 0.00361 \text{ mol}$$

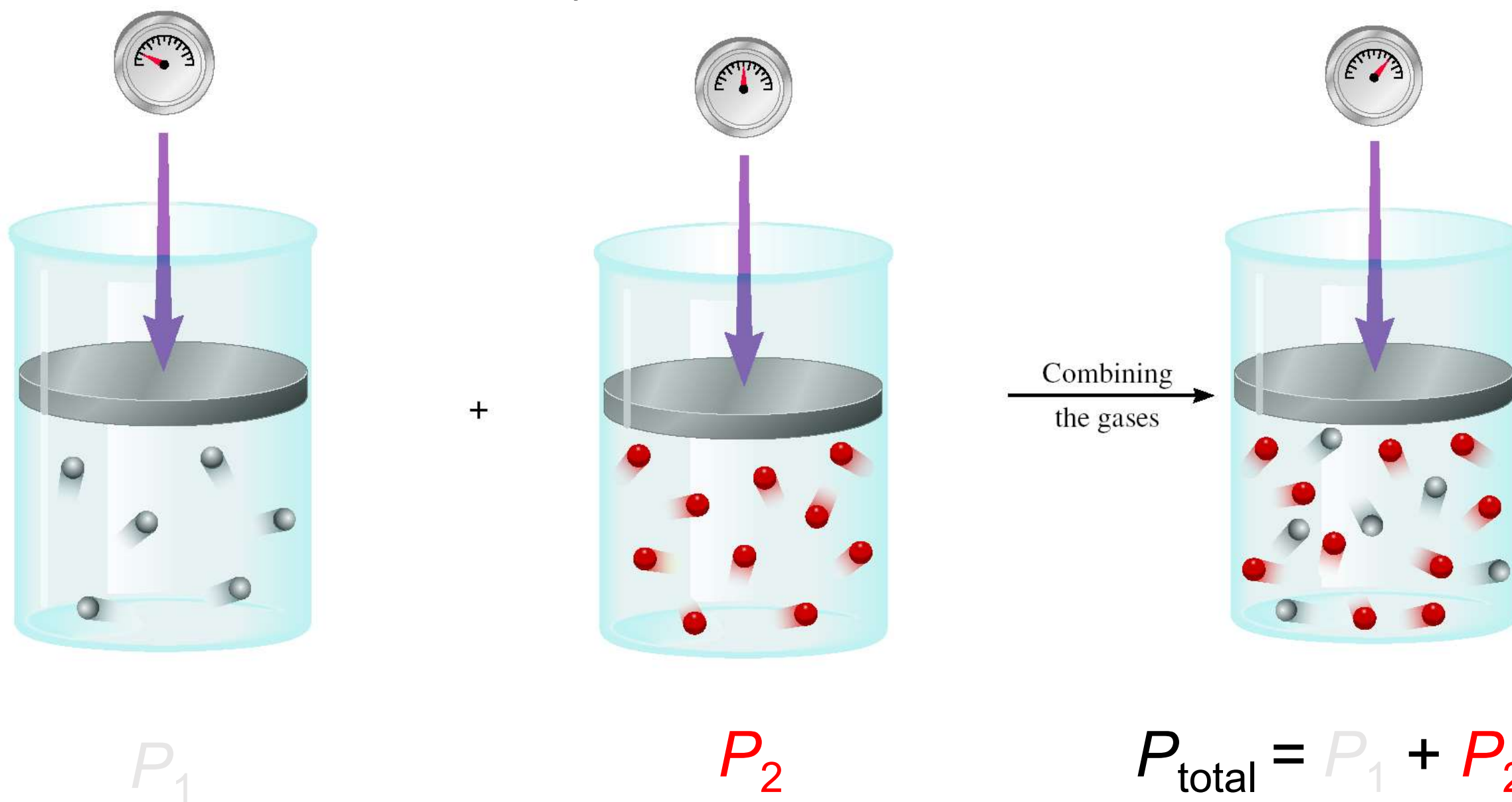
$$\frac{? \text{ g}}{\text{mol}} = \frac{0.109 \text{ g}}{0.00361 \text{ mol}} = 30.2 \text{ g/mol}$$

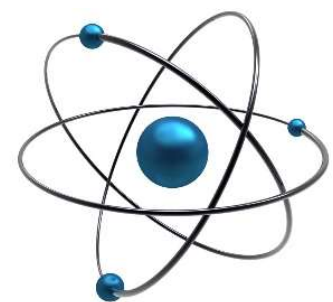


Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

**Ley de Dalton de las presiones parciales**

*V y T son constantes*



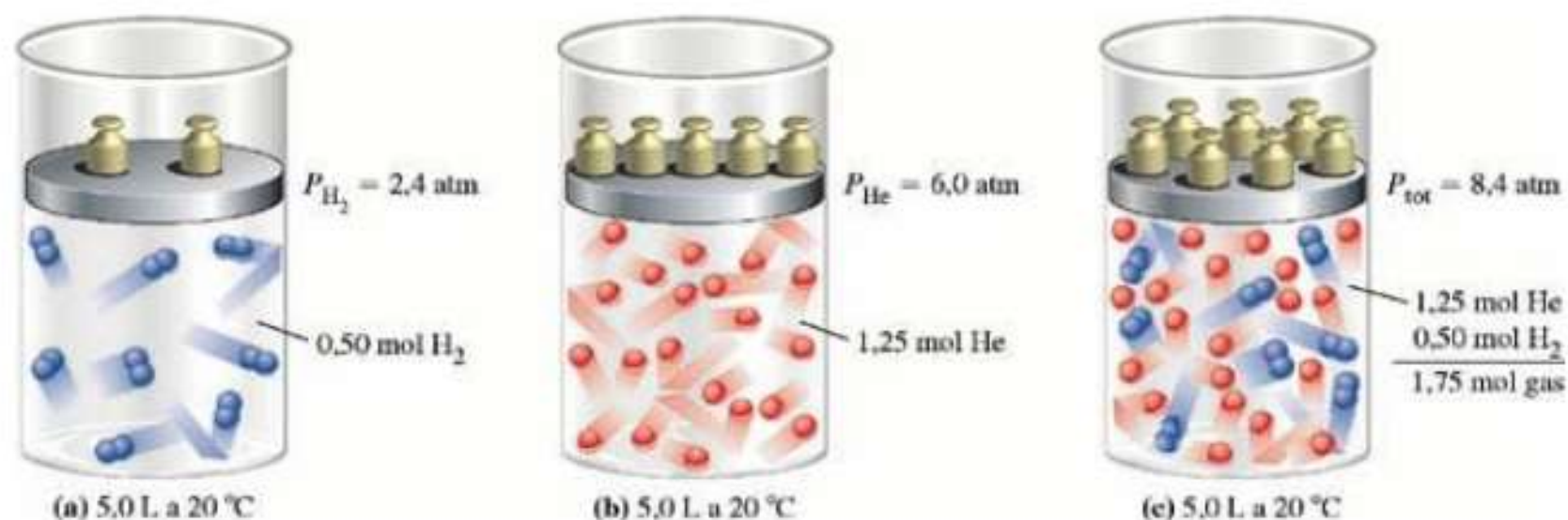


Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

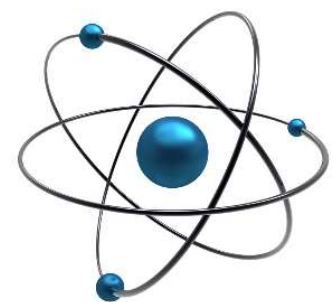
## Ley de Dalton de las presiones parciales

**Ley de Dalton de las presiones parciales:** la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera solo.

*(Para una mezcla de gases, la presión total depende solo del número total de moles de gas presente, y no de la naturaleza de las moléculas del gas).*



- Las leyes de los gases se aplican a las **mezclas** de gases.
- Presión parcial:
  - Cada componente de una **mezcla** de gases ejerce una **presión igual** a la que ejercería si estuviese él **sólo** en el recipiente.



## Ley de Dalton de las presiones parciales

Considere un caso en el cual dos gases, **A** y **B**, están en un contenedor de volumen  $V$

$$P_A = \frac{n_A RT}{V}$$

$n_A$  es el número de moles de **A**

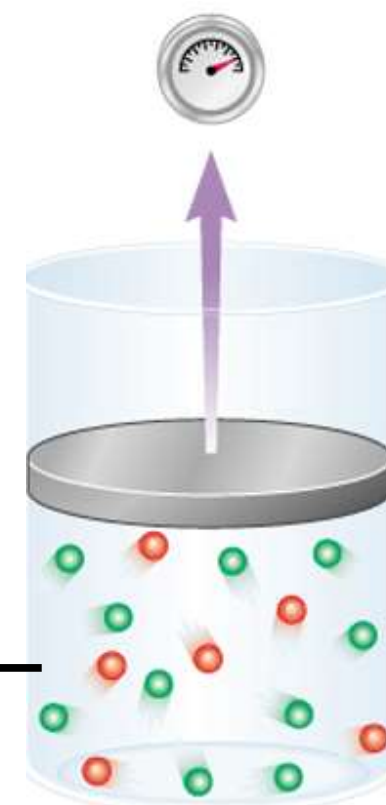
$$P_B = \frac{n_B RT}{V}$$

$n_B$  es el número de moles de **B**

$$P_T = P_A + P_B$$

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$



$$P_A = X_A P_T$$

$$P_B = X_B P_T$$

La **fracción molar** es una cantidad adimensional que expresa la relación del número de moles de un componente con el número de moles de todos los componentes presentes

$$\text{fracción molar } (X_i) = \frac{n_i}{n_T}$$

$$P_i = X_i P_T$$





Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

**Ley de Dalton de las presiones parciales**

**Ley de Dalton (Ley de las Presiones parciales)**

$$P_{\text{tot}} = P_A + P_B + P_C + \dots$$

**La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las Presiones parciales.**

$$P_i = X_i P_T$$

$$X_i = \frac{n_i}{n_T} = \frac{n_i}{n_A + n_B + n_C + \dots}$$



Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Ley de Dalton de las presiones parciales

### Cálculo de mezcla de gases

Un frasco de 10,0 litros contiene 0,200 moles de metano, 0,300 moles de hidrógeno y 0,400 moles de nitrógeno a 25°C. a) ¿Cuál es la presión, en atm, en el frasco? b) ¿Cuál es la presión parcial de cada componente de la mezcla?

(a)  $n = 0.200 \text{ mol CH}_4 + 0.300 \text{ mol H}_2 + 0.400 \text{ mol N}_2 = 0.900 \text{ mol of gas}$

$V = 10.0 \text{ L} \quad T = 25^\circ\text{C} + 273^\circ = 298 \text{ K}$

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{(0.900 \text{ mol}) \left( 0.0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) (298 \text{ K})}{10.0 \text{ L}} = 2.20 \text{ atm}$$

(b)

$$P_{\text{CH}_4} = \frac{(n_{\text{CH}_4})RT}{V} = \frac{(0.200 \text{ mol}) \left( 0.0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) (298 \text{ K})}{10.0 \text{ L}} = 0.489 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = 0.734 \text{ atm} \quad \text{and} \quad P_{\text{N}_2} = 0.979 \text{ atm} \quad P_{\text{total}} = P_{\text{CH}_4} + P_{\text{H}_2} + P_{\text{N}_2} = (0.489 + 0.734 + 0.979) \text{ atm} = 2.20 \text{ atm}$$

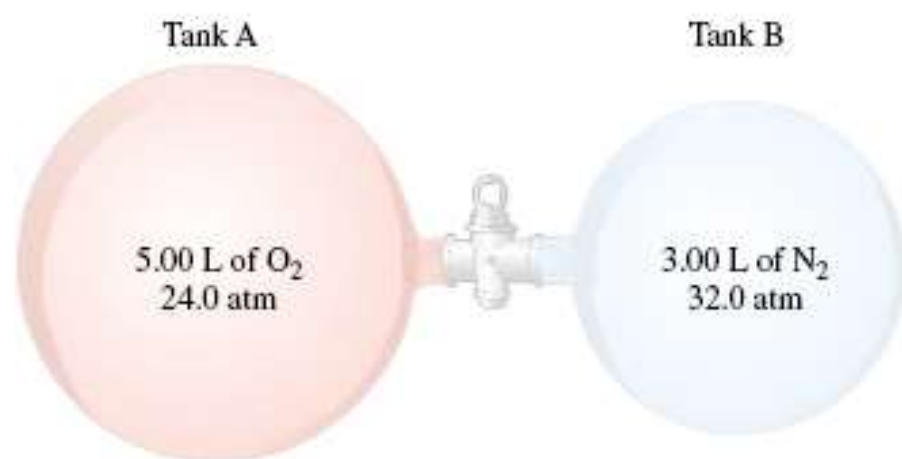




Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Ley de Dalton de las presiones parciales

Dos tanques están conectados por una válvula de cierre. Cada tanque está lleno con un gas y ambos están a la misma temperatura. Se abre la válvula y se deja que los gases se mezclen. a) ¿Después de la mezcla de los gases, cuál es la presión parcial de cada gas y cuál es la presión total? b) ¿Cuál es la fracción molar de cada gas en la mezcla?



(a) For O<sub>2</sub>,

$$P_1V_1 = P_2V_2 \quad \text{or} \quad P_{2,\text{O}_2} = \frac{P_1V_1}{V_2} = \frac{24.0 \text{ atm} \times 5.00 \text{ L}}{8.00 \text{ L}} = 15.0 \text{ atm}$$

For N<sub>2</sub>,

$$P_1V_1 = P_2V_2 \quad \text{or} \quad P_{2,\text{N}_2} = \frac{P_1V_1}{V_2} = \frac{32.0 \text{ atm} \times 3.00 \text{ L}}{8.00 \text{ L}} = 12.0 \text{ atm}$$

The total pressure is the sum of the partial pressures.

$$P_{\text{total}} = P_{2,\text{O}_2} + P_{2,\text{N}_2} = 15.0 \text{ atm} + 12.0 \text{ atm} = 27.0 \text{ atm}$$

(b) 
$$X_{\text{O}_2} = \frac{P_{2,\text{O}_2}}{P_{\text{total}}} = \frac{15.0 \text{ atm}}{27.0 \text{ atm}} = 0.556$$

$$X_{\text{N}_2} = \frac{P_{2,\text{N}_2}}{P_{\text{total}}} = \frac{12.0 \text{ atm}}{27.0 \text{ atm}} = 0.444$$

As a check, the sum of the mole fractions is 1.



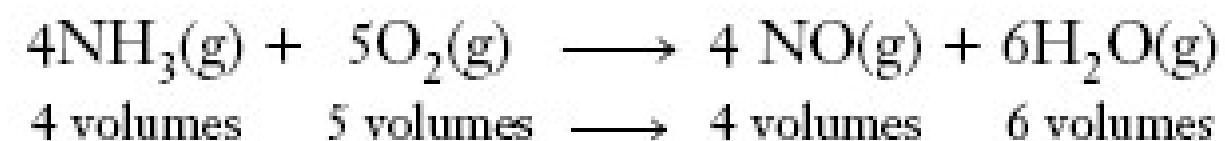
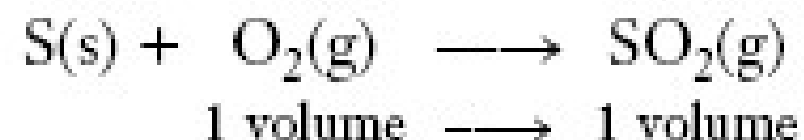
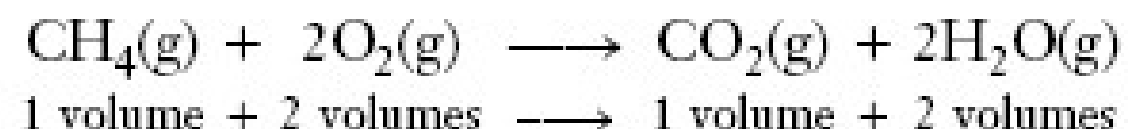
Tema Nº 8 – Gases

## Química General

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

A una temperatura y presión constante, los volúmenes de gases que reaccionan pueden ser expresados como relación de números simples y enteros

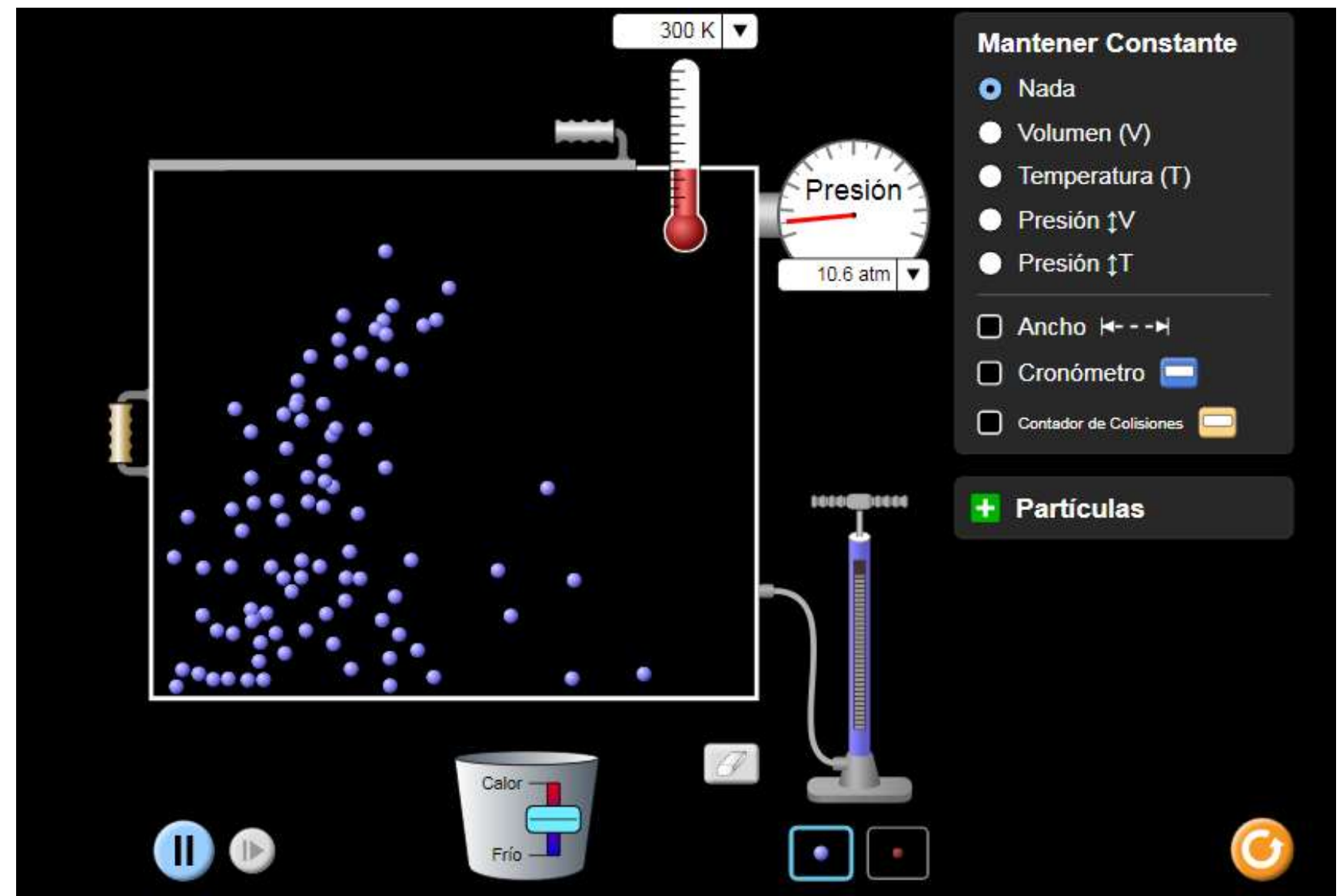
Ejemplos:

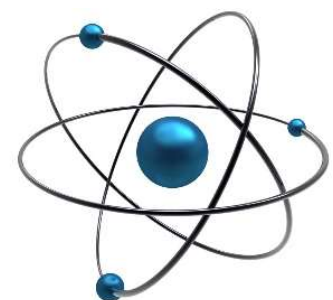


# Comportamiento de los gases

## Simulador

Simulador online





Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

## Ecuación de los gases reales: Ecuación de Van de Waals

$$\left(P + \frac{a \cdot n^2}{V^2}\right) \cdot (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$

Donde:

**P:** presión del gas

**V:** volumen del gas

**n:** número de moles del gas

**R:** constante universal de los gases ideales

**T:** temperatura del gas

**a y b** son constantes determinadas por la naturaleza del gas con el fin de que haya la mayor congruencia posible entre la ecuación de los gases reales y el comportamiento observado experimentalmente.

Sustancia	a (litros <sup>2</sup> .atm.mol <sup>-1</sup> )	b (litro.mol <sup>-1</sup> )
He	0.03412	0.02370
Ne	0.21070	0.01709
H <sub>2</sub>	0.24440	0.02661
O <sub>2</sub>	1.36000	0.03183
N <sub>2</sub>	1.39000	0.03913
Cl <sub>2</sub>	6.49300	0.05622
CO	1.48500	0.03985
NO	1.34000	0.02789
CO <sub>2</sub>	3.59200	0.04267
H <sub>2</sub> O	5.46400	0.03049
NH <sub>3</sub>	4.17000	0.03707
CH <sub>4</sub>	2.25300	0.04278
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	4.39000	0.05136
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	4.47100	0.05714
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	5.48900	0.06380
CH <sub>3</sub> OH	9.52300	0.06702





Tema Nº 8 – Gases  
**Química General**

**Resumen**

**GAS LAWS**  
AS EASY AS ABCD!

**A**vogadro's Law:  
 $V = an$ , or  $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$

**B**oyle's Law:  
 $PV = k$ , or  $P_1V_1 = P_2V_2$

**C**harles' Law:  
 $V = bT$ , or  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

**D**alton's Law:  
 $P_{TOTAL} = P_1 + P_2 + P_3 \dots$

**IDEAL GAS LAW:**  
 $PV = nRT$   
 $R = \frac{0.08206 \text{ L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

**Conversion Factors**  
1 atm  
= 760 mm Hg  
= 760 torr  
= 101325 Pa  
= 101.325 kPa  
= 1.01325 bar  
= 29.92 in Hg  
= 14.7 lb/in<sup>2</sup>  
= 101325 N/m<sup>2</sup>  
= pressure at sea level

cationdesigns.blogspot.com