

TEMA 9

ESTADO GASEOSO

Link recomendado:

<http://www.educaplus.org/gases/index.html>

Atmósfera



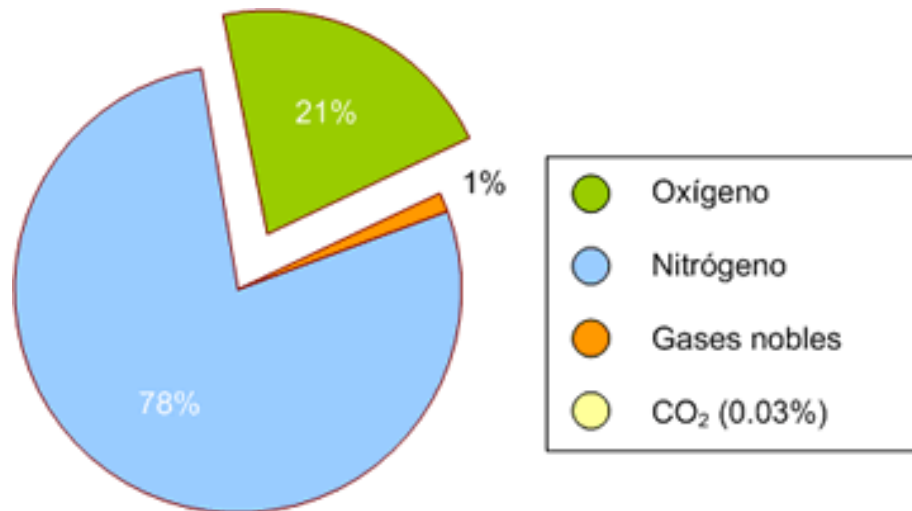
mezcla de gases (AIRE)

**Constituyentes
Mayoritarios del aire**

nitrógeno (N_2 ; 78%)

oxígeno (O_2 ; 21%)

Gases nobles (~1%)



Los siguientes son **elementos** que pueden existir como gases a una **temperatura de 25°C y 1 atm de presión**

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| 1A | | | | | | | | | | | | | | | | 8A | |
| H | 2A | | | | | | | | | | | 3A | 4A | 5A | 6A | 7A | 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 | | | | | | | |

Elementos que existen como gases a una temperatura de 25°C y 1 atm de presión

Elements

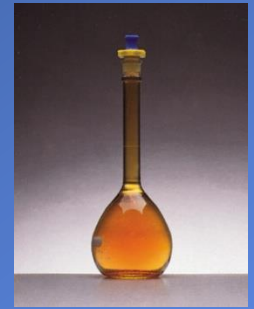
H₂ (molecular hydrogen)
N₂ (molecular nitrogen)
O₂ (molecular oxygen)
O₃ (ozone)
F₂ (molecular fluorine)
Cl₂ (molecular chlorine)
He (helium)
Ne (neon)
Ar (argon)
Kr (krypton)
Xe (xenon)
Rn (radon)

Compounds

HF (hydrogen fluoride)
HCl (hydrogen chloride)
HBr (hydrogen bromide)
HI (hydrogen iodide)
CO (carbon monoxide)
CO₂ (carbon dioxide)
NH₃ (ammonia)
NO (nitric oxide)
NO₂ (nitrogen dioxide)
N₂O (nitrous oxide)
SO₂ (sulfur dioxide)
H₂S (hydrogen sulfide)
HCN (hydrogen cyanide)*

*The boiling point of HCN is 26°C, but it is close enough to qualify as a gas at ordinary atmospheric conditions.

En condiciones apropiadas todas las sustancias sólidas o líquidas pueden existir como gases (vapores)



**C
A
R
A
C
T
E
R
Í
S
T
I
C
A
S**
**F
Í
S
I
C
A
S**

- * Son capaces de adquirir cualquier forma**
- * Todos los gases tienen fórmula molecular sencilla y por lo tanto tienen bajos pesos moleculares**
- * Los gases son compresibles y expansibles**
- * Forman mezclas homogéneas, cualquiera sea su identidad o proporción relativa.**
- * Tienen una densidad mucho menor que los sólidos y los líquidos.**



Variables que determinan el comportamiento de los gases

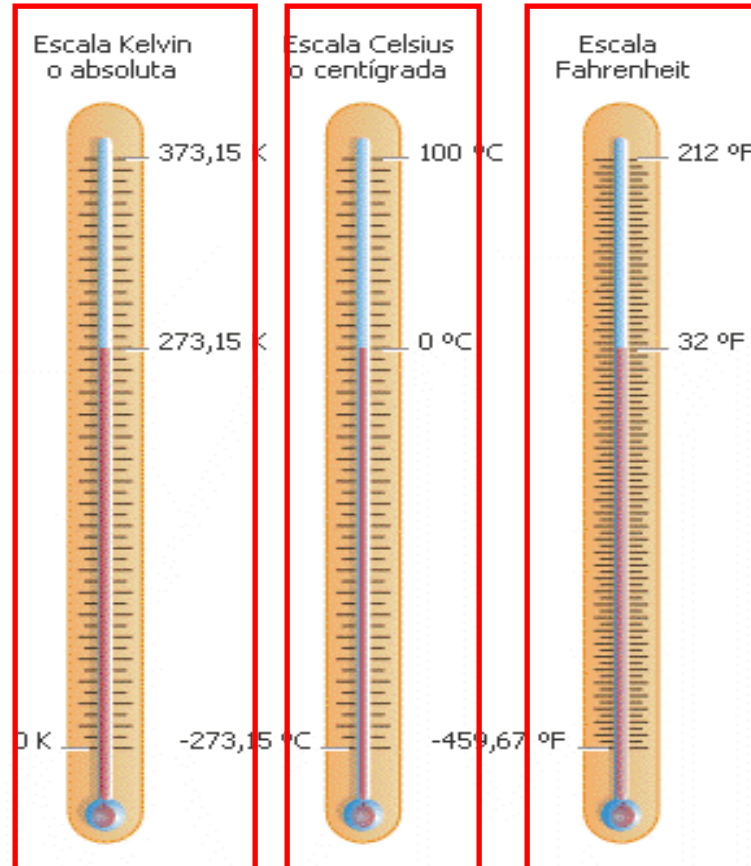
TEMPERATURA

VOLUMEN

PRESIÓN



Existen diferentes escalas de Temperatura y las mas comunes son:

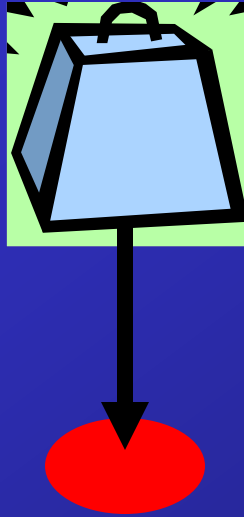


$$K = ^\circ C + 273,15$$

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

PRESION

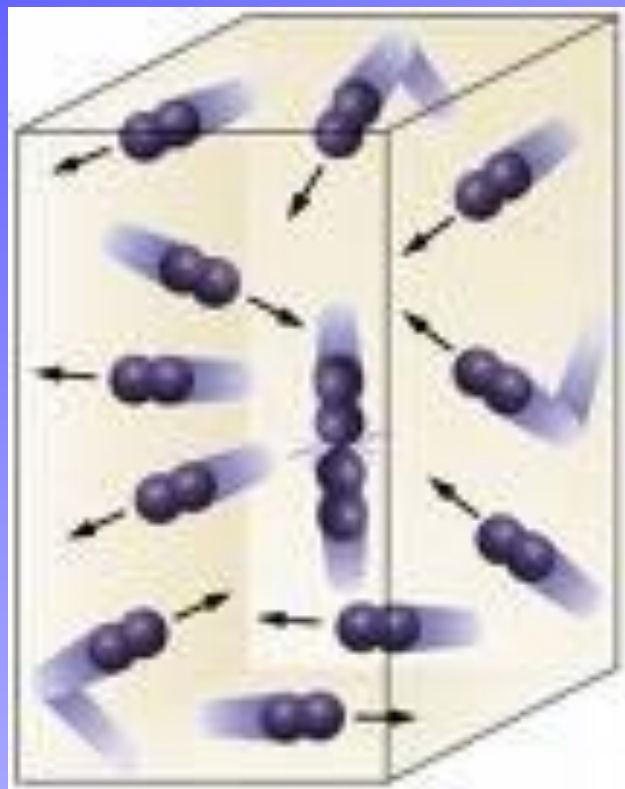
$$P = \frac{F}{A}$$



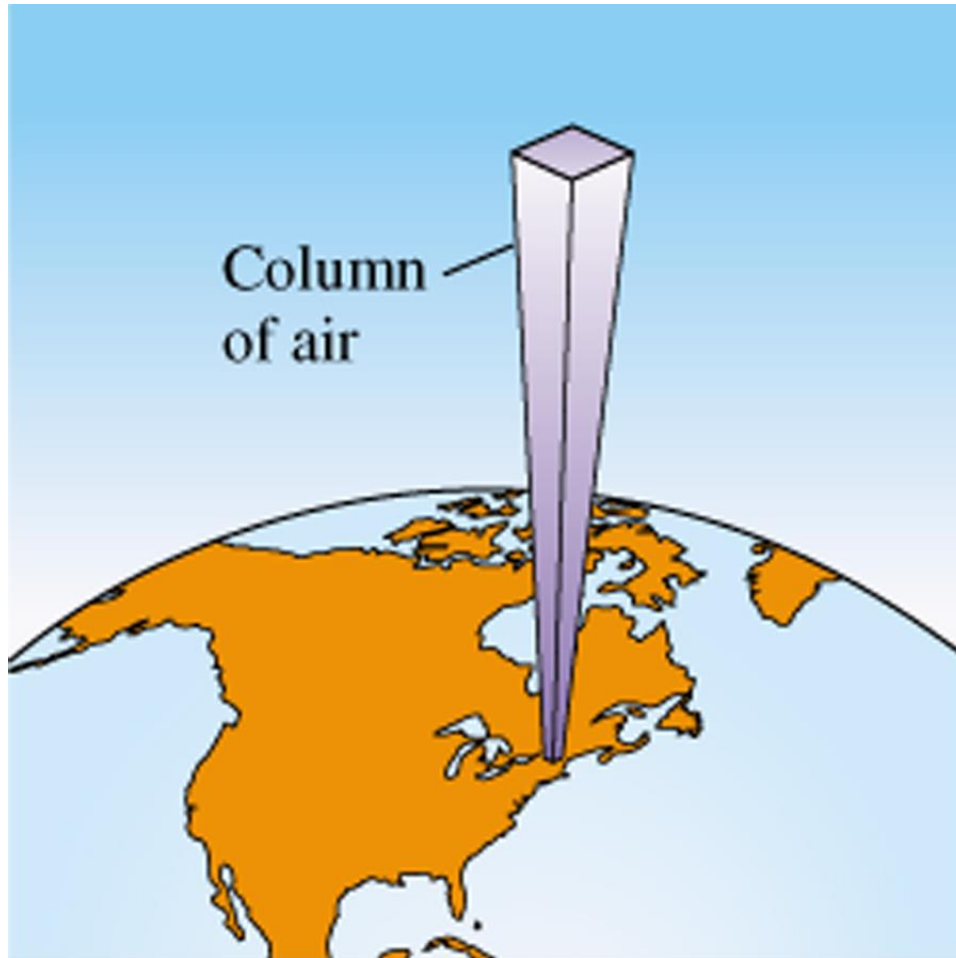
$$F = m a = m g$$

$$P = \frac{m g}{A} \xrightarrow[\text{SI}]{\text{Unidades}} = \left[\frac{\text{Kg} \cancel{\text{m}} / \text{s}^2}{\text{m}^2} \right] = \left[\frac{\text{N}}{\text{m}^2} \right] = [\text{Pa}]$$

Presión producida por un gas



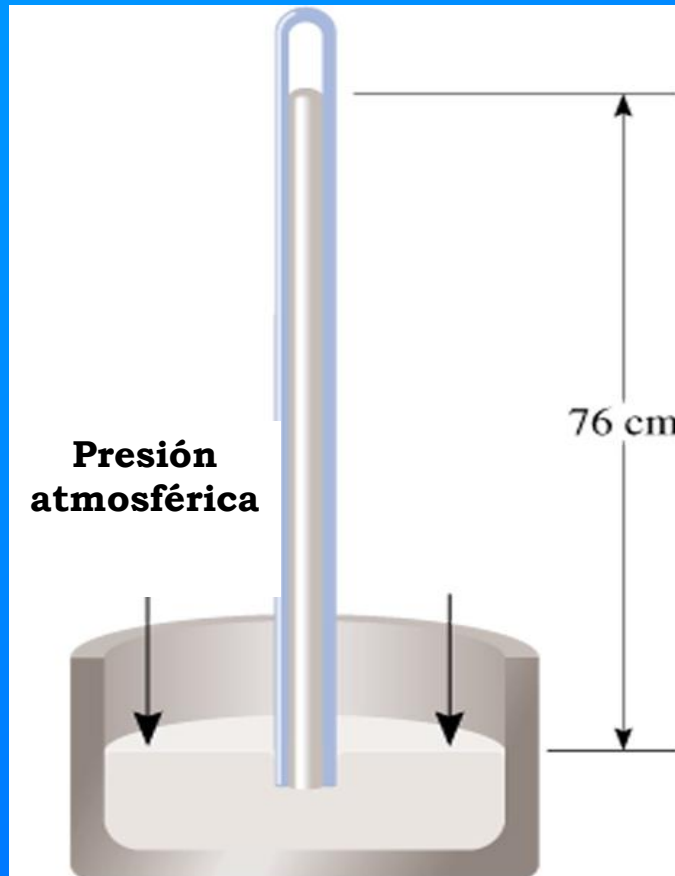
La presión atmosférica es:



$$P = \frac{10.000 \text{ Kg} \cdot 9,81 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}}{1 \text{ m}^2}$$
$$= 1 \times 10^5 \text{ Pa} = 100 \text{ KPa}$$

Unidades de presión

Experiencia de Torricelli



Barómetro

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

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$$

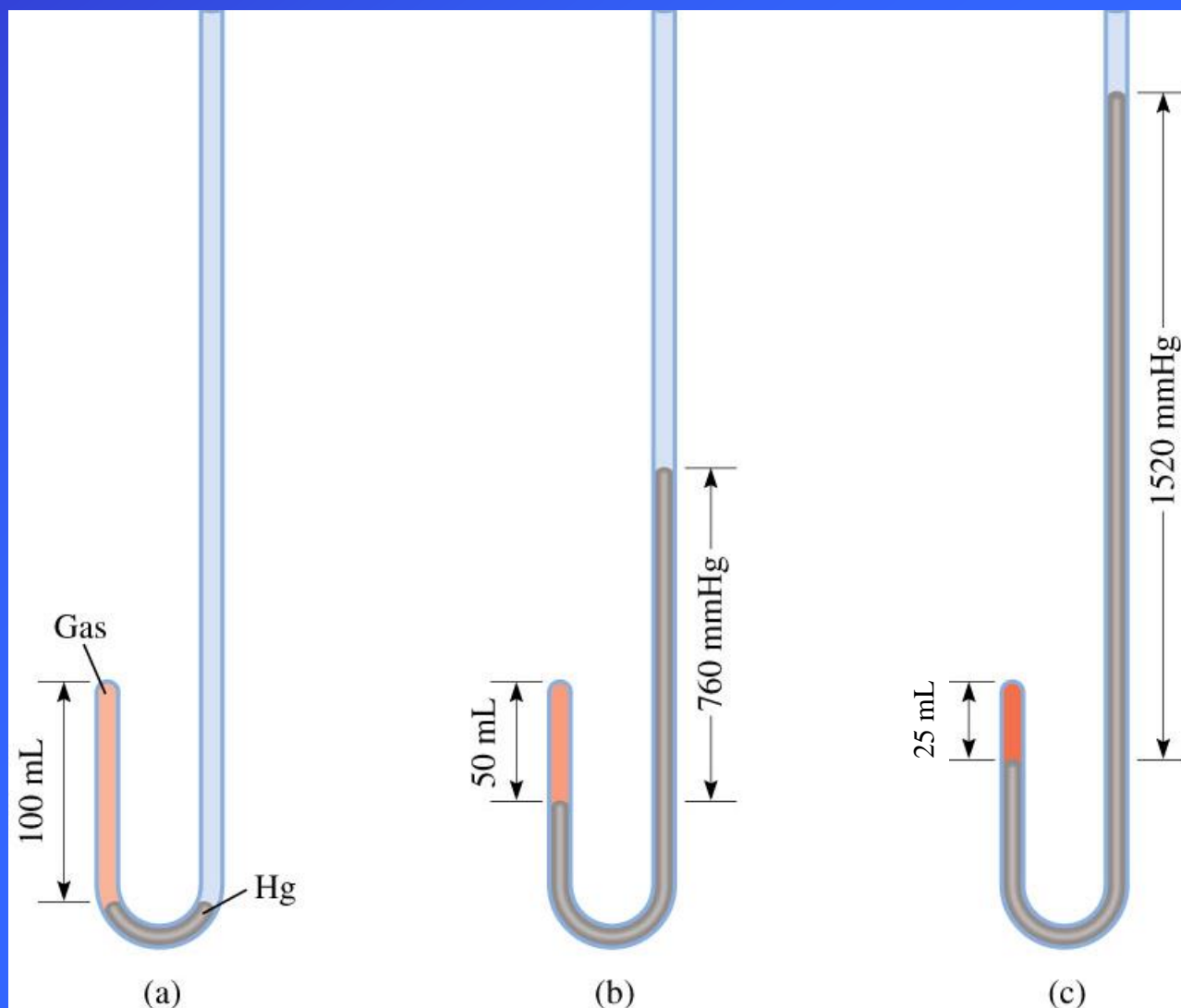
$$1 \text{ atm} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}$$

Para definir la condición física de un gas se necesitan cuatro variables:

- **Presión (P)**
- **Temperatura (T)**
- **Volumen (V)**
- **Número de moles (n)**

LAS LEYES DE LOS GASES : expresan la relación entre estas cuatro variables

Experiencia utilizada para estudiar la relación entre el volumen y la presión de un gas

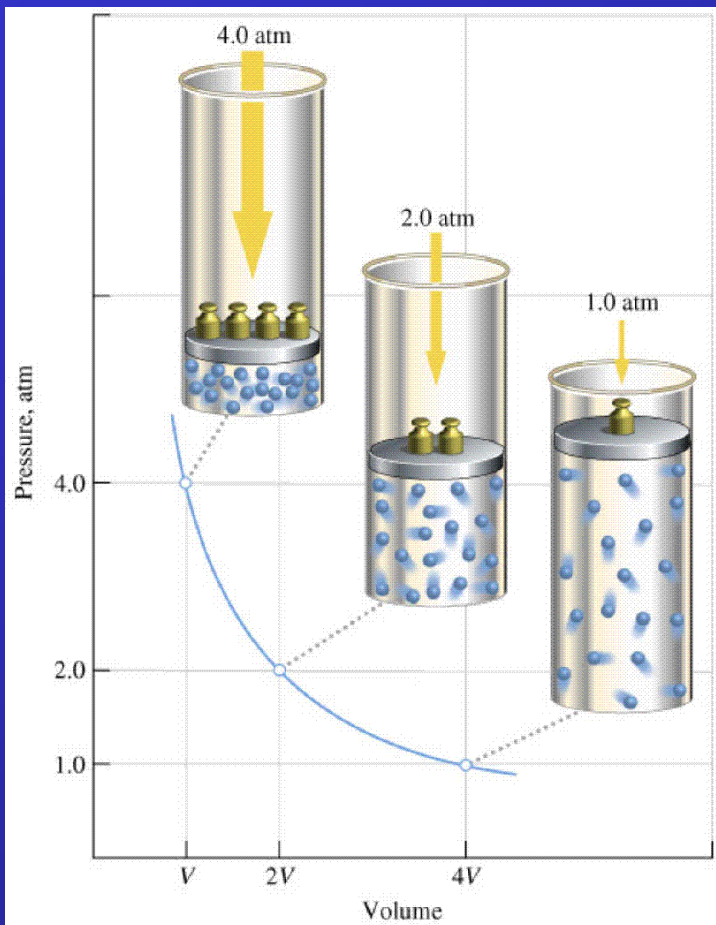


Si la presión aumenta entonces ... *el volumen decrece*

Ley de BOYLE

Relación entre Presión y Volumen $\left\{ \begin{array}{l} T \text{ y } n \text{ constantes} \end{array} \right.$

La experiencia de Boyle :



$$P \propto \frac{1}{V}$$

Su valor depende de T y n

ó

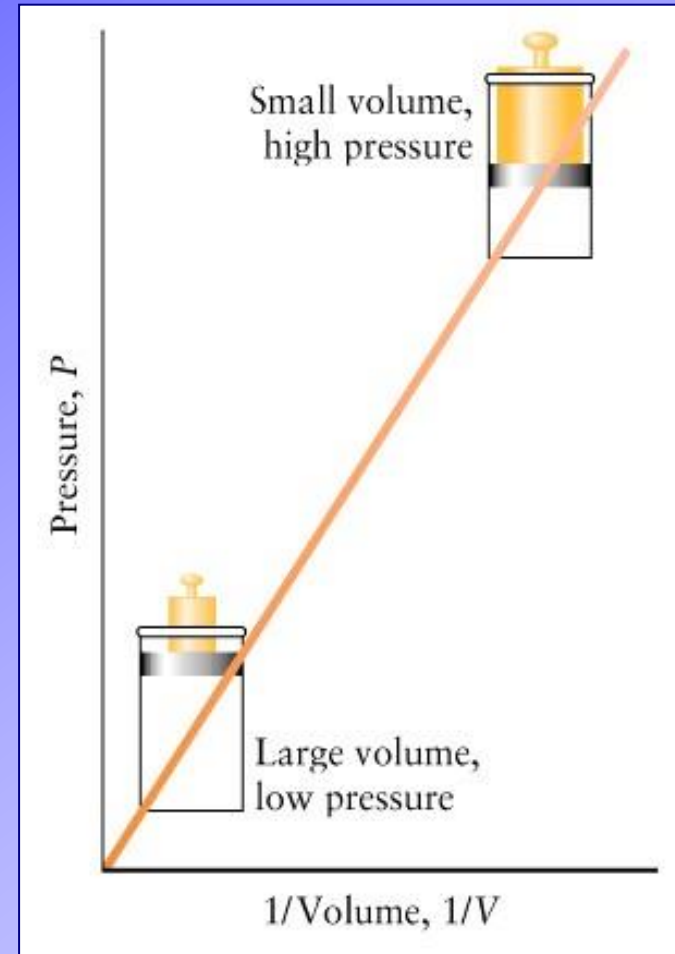
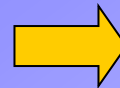
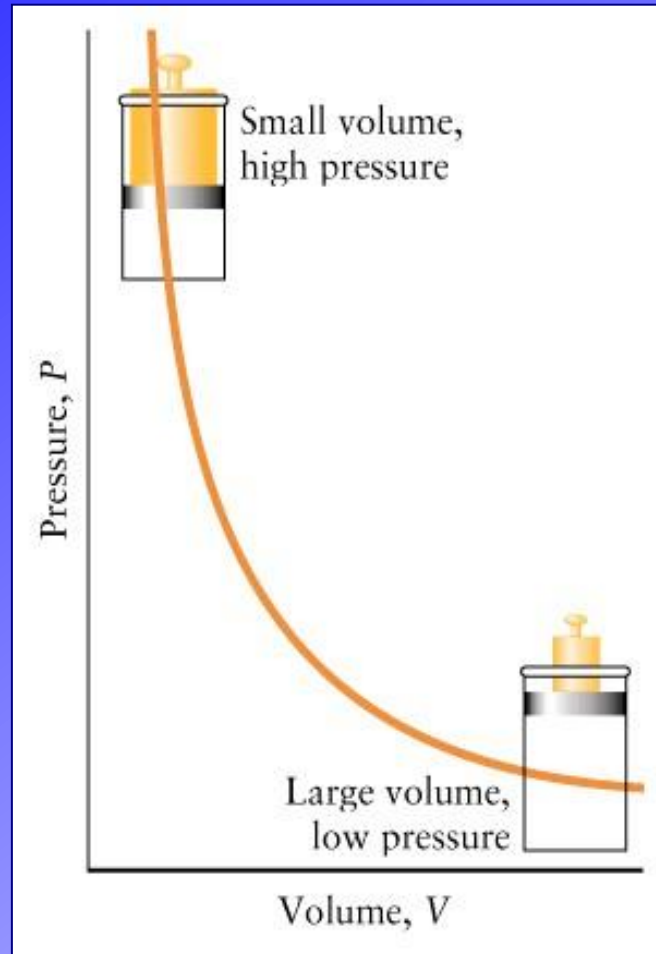
$$P V = \text{constante}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Leyes de los gases

Ley de Boyle y

Mariotte



- La temperatura [K]
- La P en [atm]
- El volumen en [L]



Se desea comprimir 10 litros de oxígeno, a temperatura ambiente y una presión de 30 kPa, hasta un volumen de 500 mL. ¿Qué presión en atmósferas hay que aplicar?

$$P_1 = 30 \text{ kPa} (1 \text{ atm} / 101,3 \text{ kPa}) = 0,3 \text{ atm}$$

$$P V = \text{constante}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$P_1 = 0,3 \text{ atm}$$

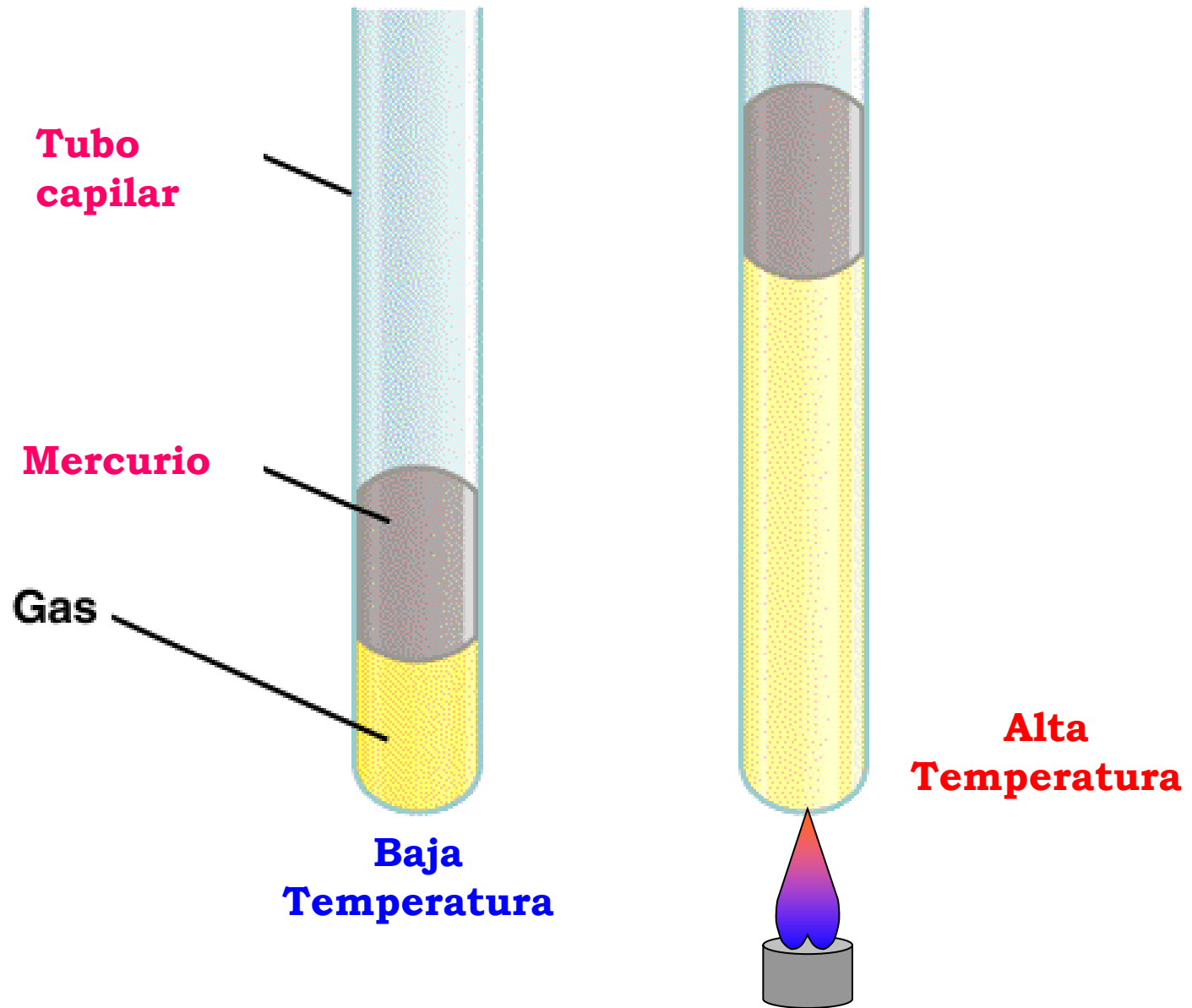
$$P_2 = ?$$

$$V_1 = 10 \text{ L}$$

$$V_2 = 0,50 \text{ L}$$

$$P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{0,3 \text{ atm} \times 10 \cancel{\text{ L}}}{0,50 \cancel{\text{ L}}} = 6 \text{ atm}$$

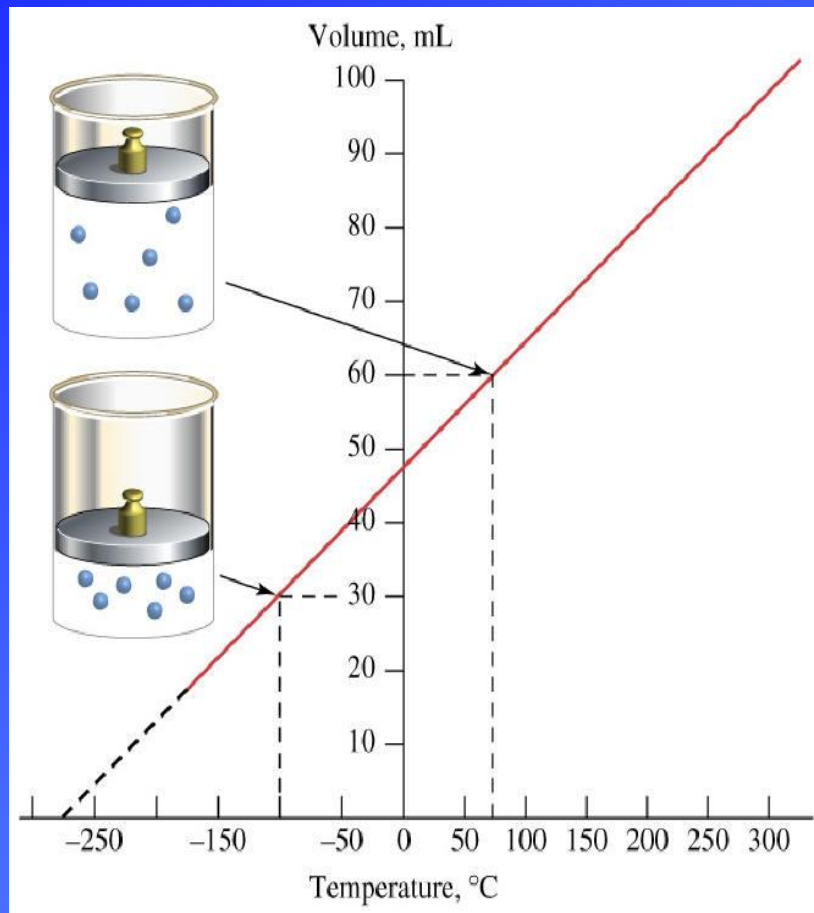
Experiencia utilizada para estudiar la relación entre el volumen y la Temperatura de un gas



Ley de CHARLES y GAY-LUSSAC

Relación entre Volumen y Temperatura { **P y n**
constantes

La experiencia de Charles:



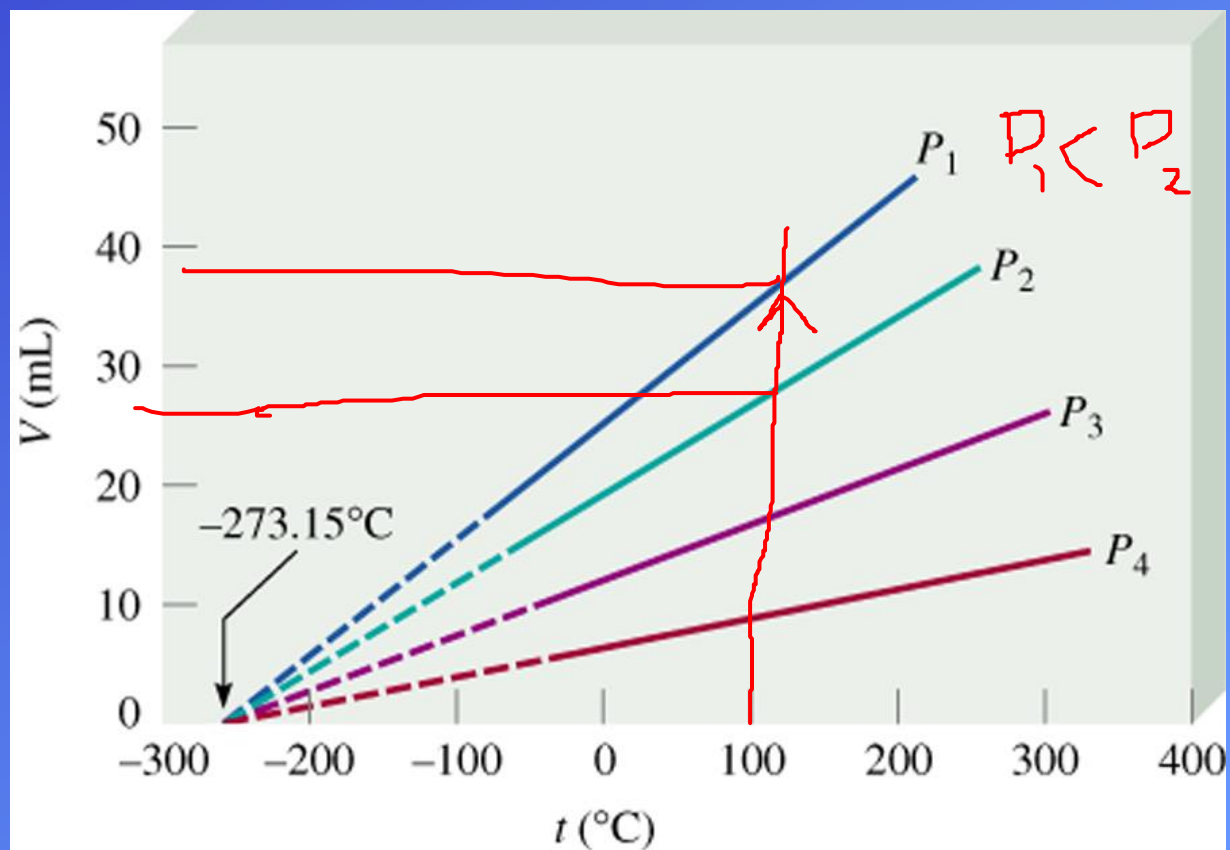
$$V \propto T$$

ó

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

Su valor
depende
de **P y n**

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





Una muestra de monóxido de carbono en estado gaseoso se encuentra a una temperatura de 125°C. Si el volumen inicial de la muestra es de 3,2 litros, ¿Qué temperatura debe tener el sistema si se quiere reducir el volumen a 1,54 litros?

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

$$V_1 = 3,20 \text{ L}$$

$$V_2 = 1,54 \text{ L}$$

$$T_1 = 398,15 \text{ K}$$

$$T_2 = ?$$

$$T_1 = 125 + 273,15 = 398,15 \text{ K}$$

$$T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1} = \frac{1,54 \cancel{\text{ L}} \times 398,15 \text{ K}}{3,20 \cancel{\text{ L}}} = 192 \text{ K}$$

Relación entre Presión y Temperatura

V y n
constantes

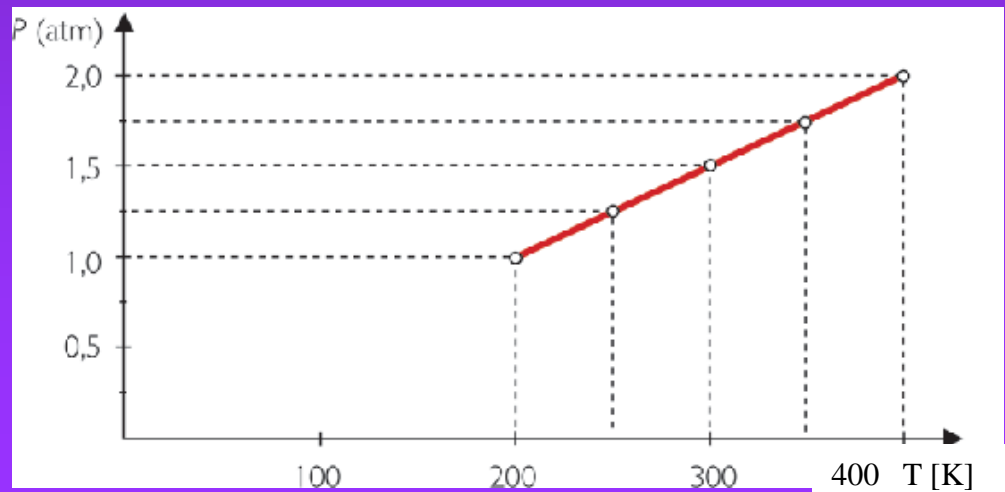
$$P \propto T$$

Su valor
depende
de **V y n**

ó

$$\frac{P}{T} = \text{constante}$$

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





El argón es un gas inerte que se usa en algunas bombillas para retrasar la vaporización del filamento. Si un foco contiene argón a 1,2 atm de presión y cambia de temperatura desde 18°C hasta 85°C. ¿Cuál es la presión final del argón en atm si el volumen del sistema es constante?



$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad (n \text{ y } V \text{ son constantes})$$

$$P_1 = 1,20 \text{ atm}$$

$$P_2 = ?$$

$$T_1 = 291 \text{ K}$$

$$T_2 = 358 \text{ K}$$

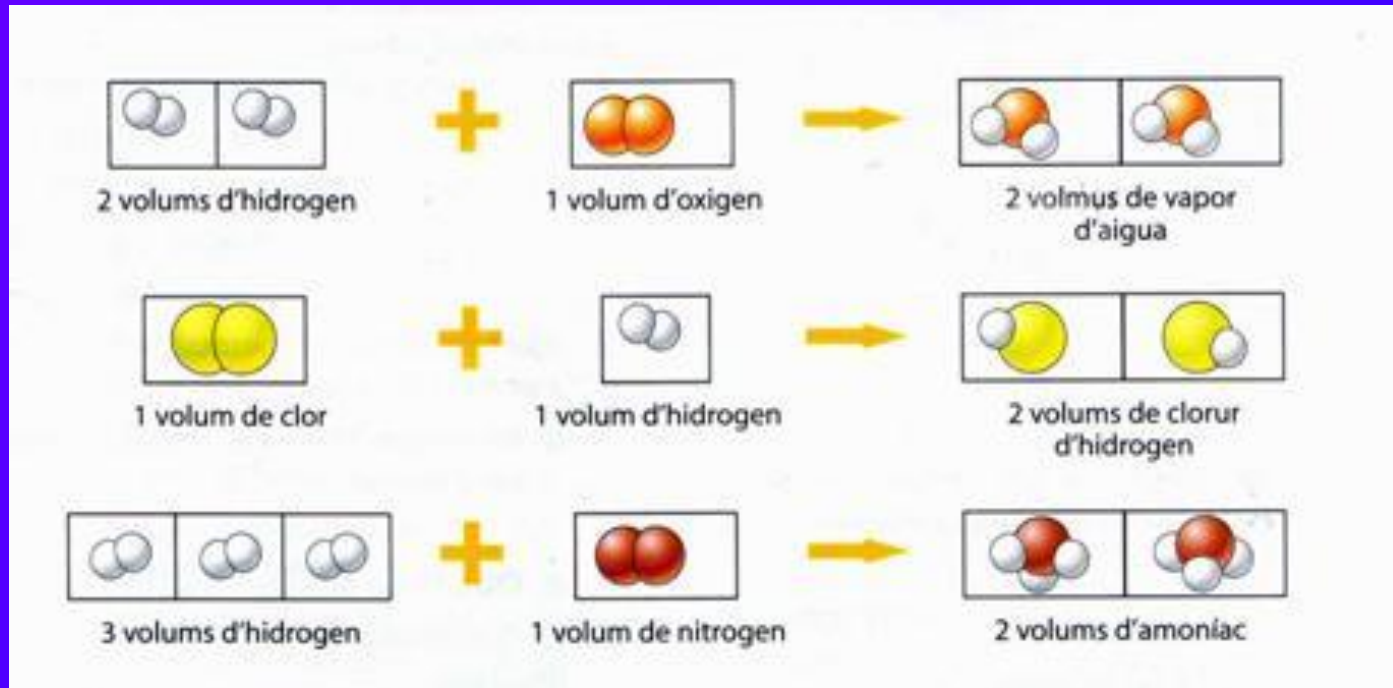
$$P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1} = 1,20 \text{ atm} \times \frac{358 \text{ K}}{291 \text{ K}} = 1,48 \text{ atm}$$

Ley de AVOGADRO

Relación entre Volumen y cantidad de sustancia

T y P constante

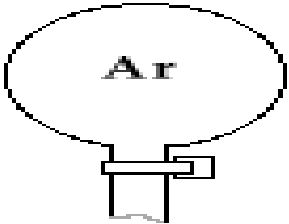
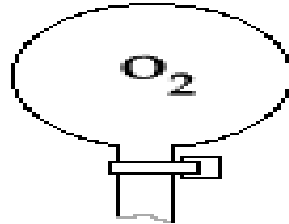
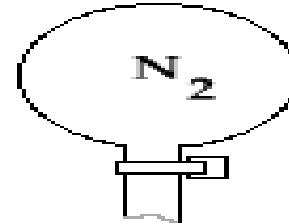
$V \propto$ número de moles (n)



$$\frac{V}{n} = \text{constante}$$




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

Bajo las mismas condiciones de P y T, igual número de moléculas de gases diferentes ocupan el mismo volumen

| | | | |
|-----------------|---|---|---|
| |  |  |  |
| Volumen | 1 L | 1 L | 1 L |
| Presión | 1 atm | 1 atm | 1 atm |
| Temperatura | 0 °C | 0 °C | 0 °C |
| Masa de gas | 1,783 g | 1,250 g | 0,0899 g |
| n° de moléculas | 2,688x10 ²² | 2,688x10 ²² | 2,688x10 ²² |
| (átomos) de gas | | | |

$$\frac{V}{n} = \text{constante} = \text{Volumen molar} = V_m$$

El volumen ocupado por un mol de moléculas (n=1) de cualquier gas a
P= 1 atm y T= 273 K

| | | |
|-----------------|---|---------|
| Gas ideal |  | 22,41 L |
| Cl ₂ |  | 22,06 L |
| CO ₂ |  | 22,31 L |
| H ₂ |  | 22,42 L |
| NH ₃ |  | 22,40 L |

Ley de los GASES IDEALES

Boyle $P \propto \frac{1}{V}$ ó $V \propto \frac{1}{P}$ (n y T constantes)

Charles $V \propto T$ (P y n constantes)

Avogadro $V \propto n$ (P y T constantes)

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

$$PV = nRT$$

R = Constante de los gases
= 0,082057 L atm / (K mol)



¿Cuál es el volumen en litros que ocupan 49,8 gramos de ácido clorhídrico (HCL) a presión y temperatura normales?

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

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

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$36,45\text{ g HCl} \rightarrow 1\text{ mol HCl}$$

$$49,8\text{ g HCl} \rightarrow x = 1,37\text{ mol}$$

$$V = \frac{1,37\text{ mol} \times 0,0821 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}} \times 273,15\text{ K}}{1\text{ atm}}$$

$$V = 30,6\text{ L}$$

DENSIDAD DE UN GAS

$$\delta = \frac{m}{V} \quad \frac{[g]}{[L]}$$

$$m = nPM$$

$$\delta = \frac{nPM}{V}$$

PM : peso molecular $\frac{n}{V}$: concentración molar

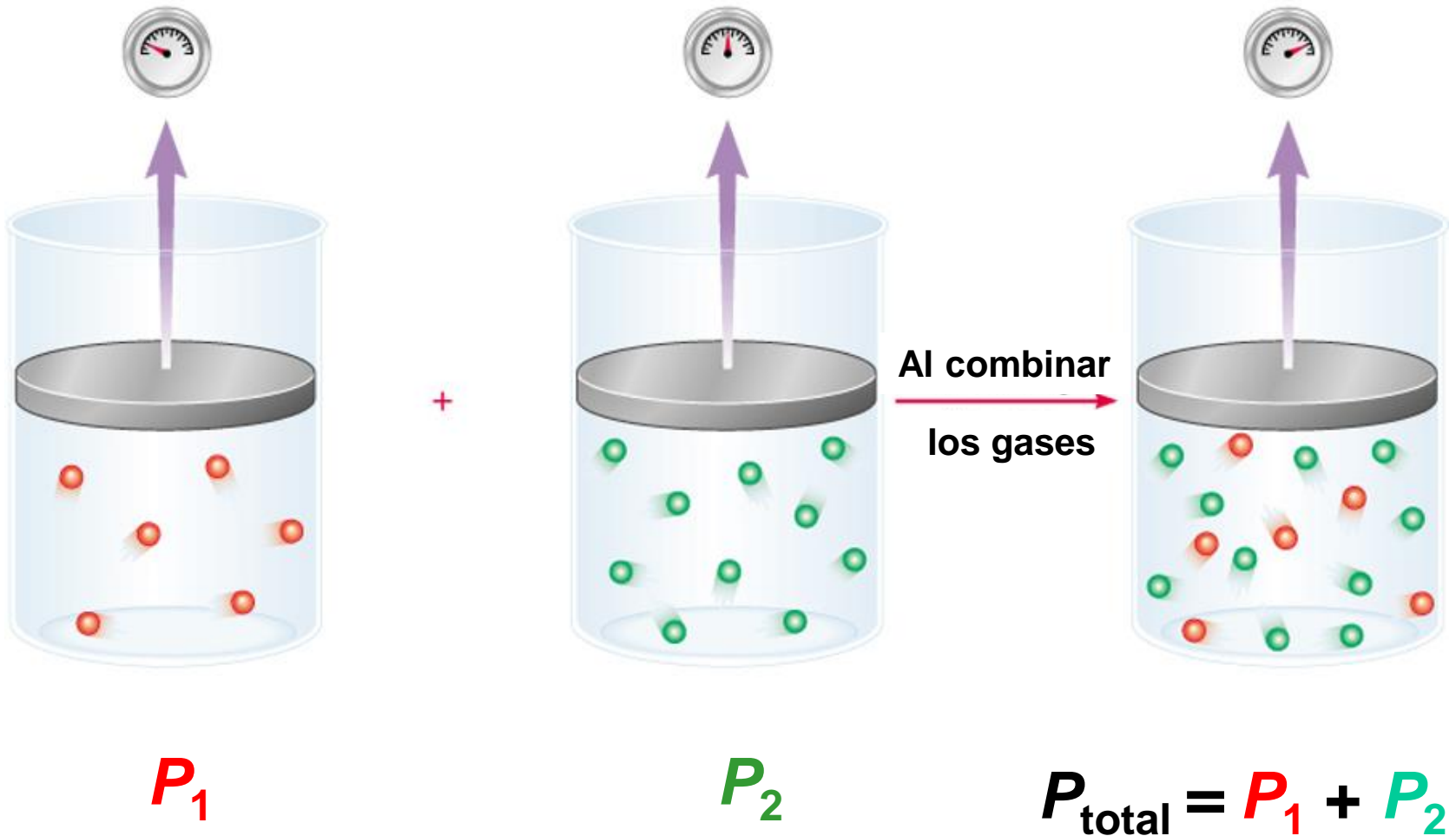
$$PV = nRT$$

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

$$\delta = \frac{PM P}{RT}$$

MEZCLA DE GASES

Si **V** y **T** son constantes



Ley de DALTON de las presiones parciales

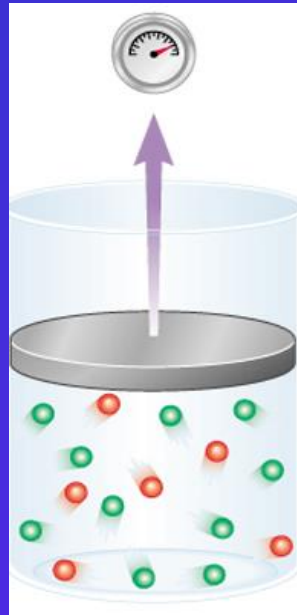
$$P = \left(\frac{RT}{V} \right) n \quad \text{si } T \text{ y } V \text{ son constantes}$$

$$P = \text{constante} \times n \quad \left\{ \begin{array}{l} P_A = \text{constante} \times n_A \\ P_B = \text{constante} \times n_B \\ P_x = \text{constante} \times n_x \end{array} \right.$$

$$P = P_A + P_B + \dots\dots\dots P_x$$

$$P_A = \left(\frac{RT}{V} \right) n_A$$

$$P_B = \left(\frac{RT}{V} \right) n_B$$



$$P_T = \left(\frac{RT}{V} \right) n_T$$

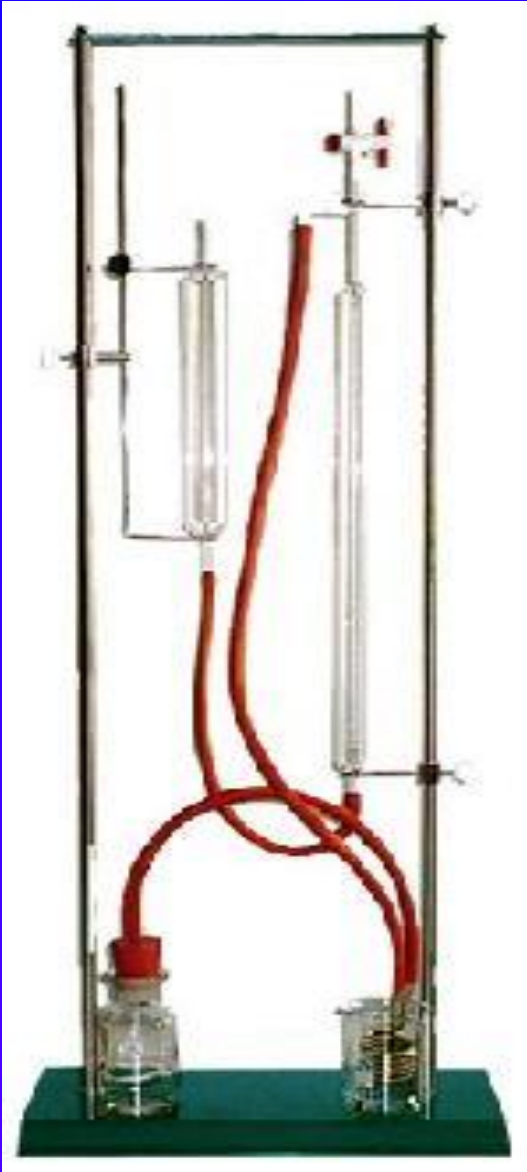
si T y V son constantes

$$\frac{P_A}{n_A} = \frac{P_B}{n_B} = \frac{P_T}{n_T} \quad \therefore \quad \text{para A} \quad P_A = \frac{n_A}{n_T} P_T$$

$$\frac{n_A}{n_T} = \frac{n_A}{n_A + n_B + \dots} = x_A \quad P_A = x_A P_T$$

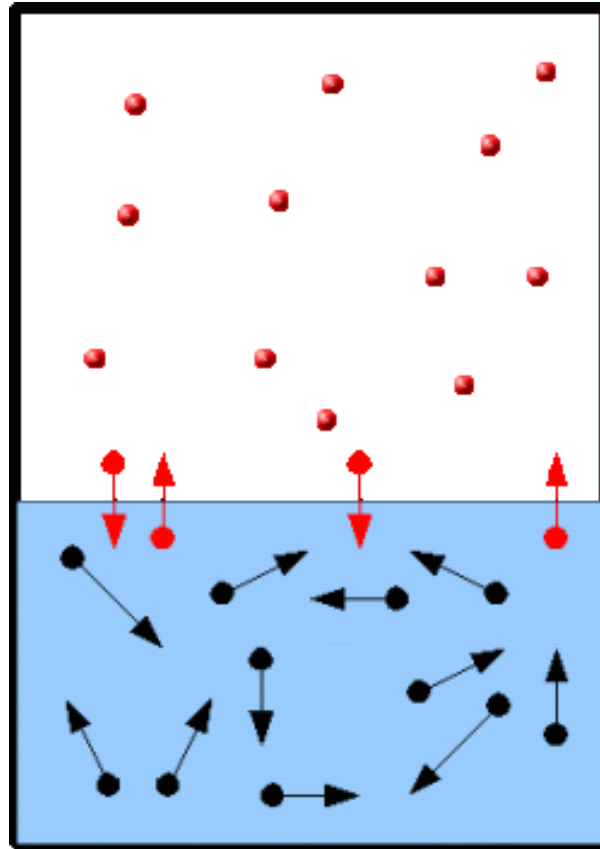
$$P_i = x_i P_T$$

Para determinar el número de moles de gas producido en una reacción y el volumen que este ocupa, se utiliza un arreglo como el de la siguiente figura:



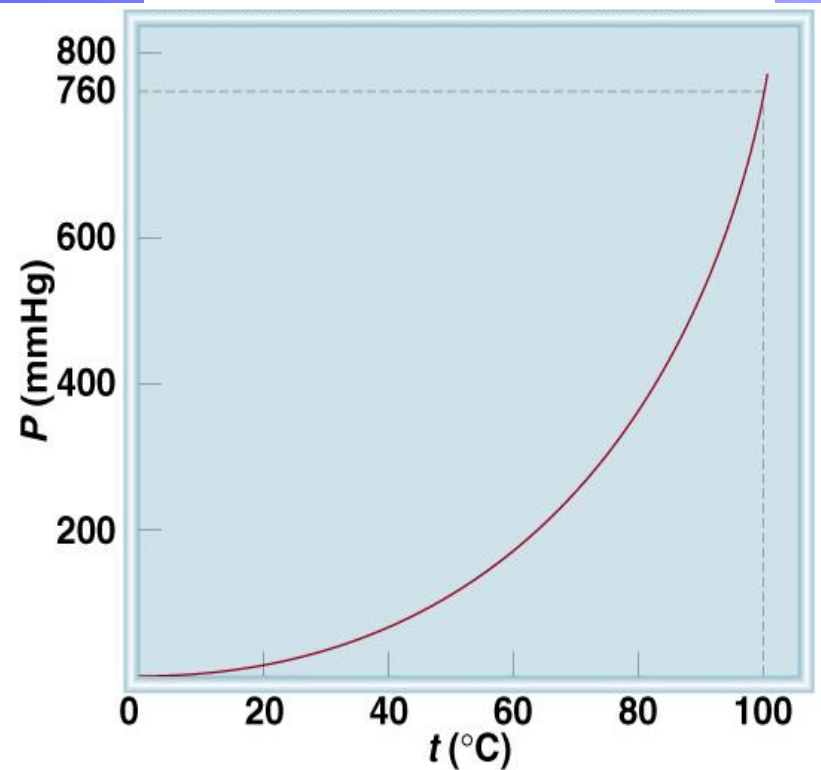
$$P_T = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

PRESION DE VAPOR



Pressure of Water Vapor at Various Temperatures

| Temperature (°C) | Water Vapor Pressure (mmHg) |
|---------------------|--------------------------------------|
| 0 | 4.58 |
| 5 | 6.54 |
| 10 | 9.21 |
| 15 | 12.79 |
| 20 | 17.54 |
| 25 | 23.76 |
| 30 | 31.82 |
| 35 | 42.18 |
| 40 | 55.32 |
| 45 | 71.88 |
| 50 | 92.51 |
| 55 | 118.04 |
| 60 | 149.38 |
| 65 | 187.54 |
| 70 | 233.7 |
| 75 | 289.1 |
| 80 | 355.1 |
| 85 | 433.6 |
| 90 | 525.76 |
| 95 | 633.90 |
| 100 | 760.00 |



TEORIA CINETICO MOLECULAR

1) Las moléculas (átomos) de los gases están en continuo movimiento y al azar, chocando en todas direcciones unas con otras. Las colisiones son elásticas.

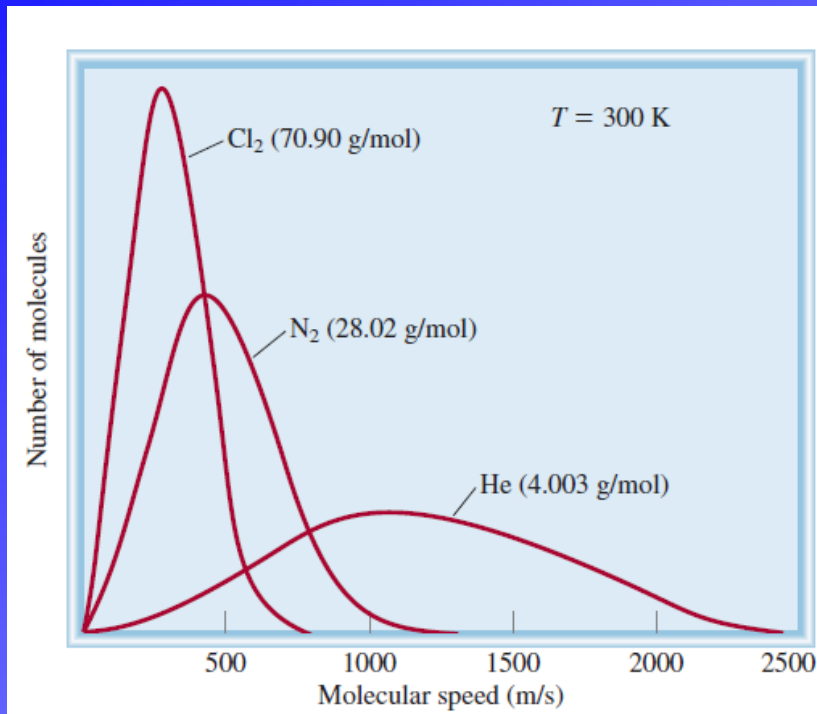
2) El volumen ocupado por las moléculas es despreciable frente al volumen en el que está contenido el gas.

3) Las fuerzas de atracción y repulsión entre moléculas de un gas son despreciables.

4) Si bien pueden existir choques entre moléculas del gas, la energía cinética promedio se mantiene constante en el tiempo, a T constante.

5) La energía cinética promedio es proporcional a la T absoluta. A cualquier T las moléculas de cualquier gas tienen la misma energía cinética promedio

$$\overline{KE} = \frac{3}{2} RT \quad (\text{del conjunto de moléculas})$$

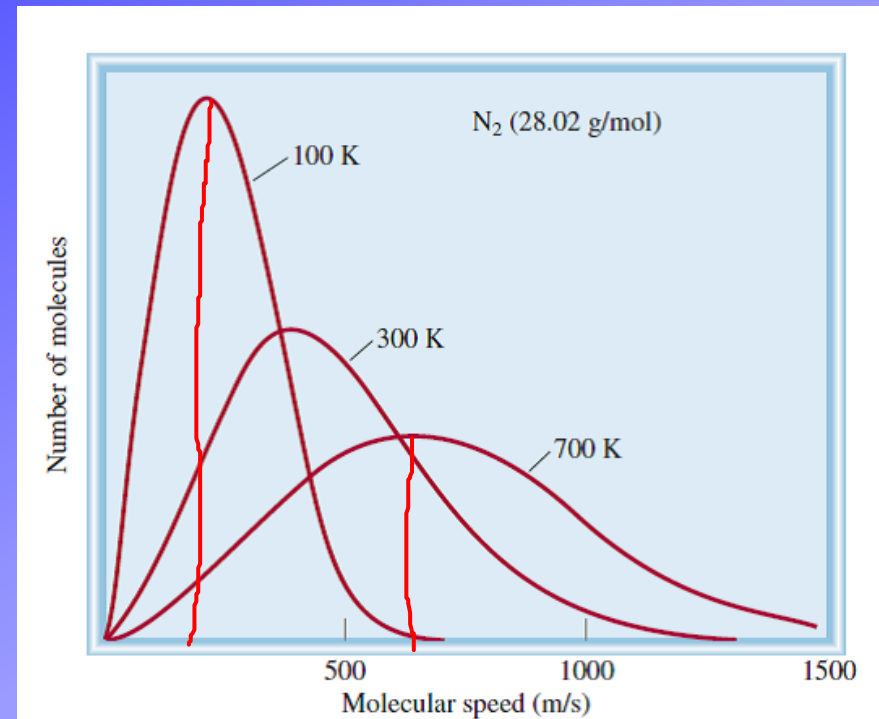


Distribución de las velocidades de las moléculas de tres gases a la misma temperatura

$$\overline{KE} = \frac{1}{2} m \overline{u^2}$$

$$\text{Na} \cdot \frac{1}{2} m \overline{u^2} = \frac{3}{2} RT$$

$$u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{\mathcal{M}}}$$



Distribución de las velocidades de las moléculas de N₂ a tres temperaturas diferentes

Energía cinética promedio de una molécula

$$\text{Na} \cdot m = \mathcal{M}$$

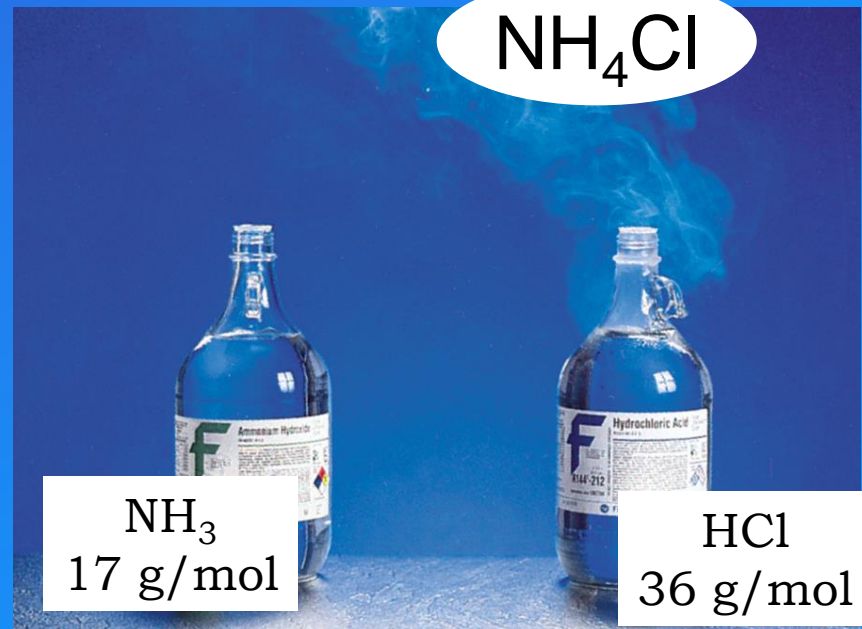
Difusión de gas

Mezcla gradual de las moléculas de dos gases distintos propiciada por las propiedades cinéticas de los mismos.



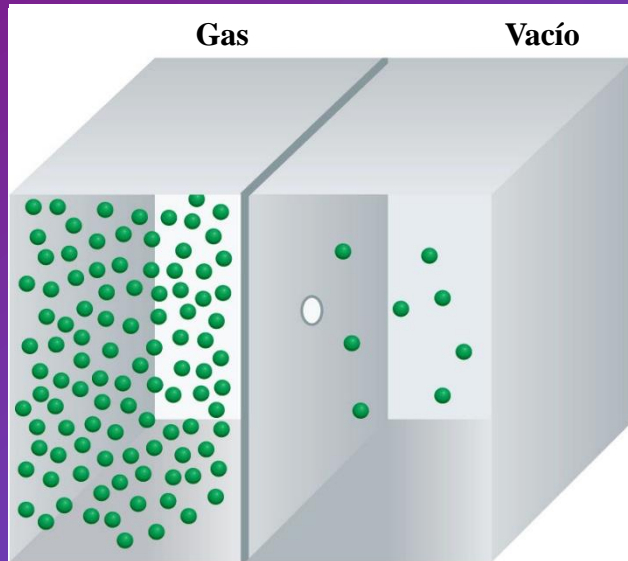
Ley de Graham

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{\mathcal{M}_2}{\mathcal{M}_1}}$$



Efusión de gas

Proceso por el cual un gas a cierta presión escapa de un contenedor a otro por medio de una pequeña abertura.



Ley de Graham

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{t_2}{t_1} = \sqrt{\frac{\mathcal{M}_2}{\mathcal{M}_1}}$$

El níquel forma un compuesto gaseoso de fórmula $\text{Ni}(\text{CO})_x$. ¿Cuál es el valor de x dado que bajo las mismas condiciones el metano (CH_4) efunde 3.3 veces más rápido que el compuesto de níquel?

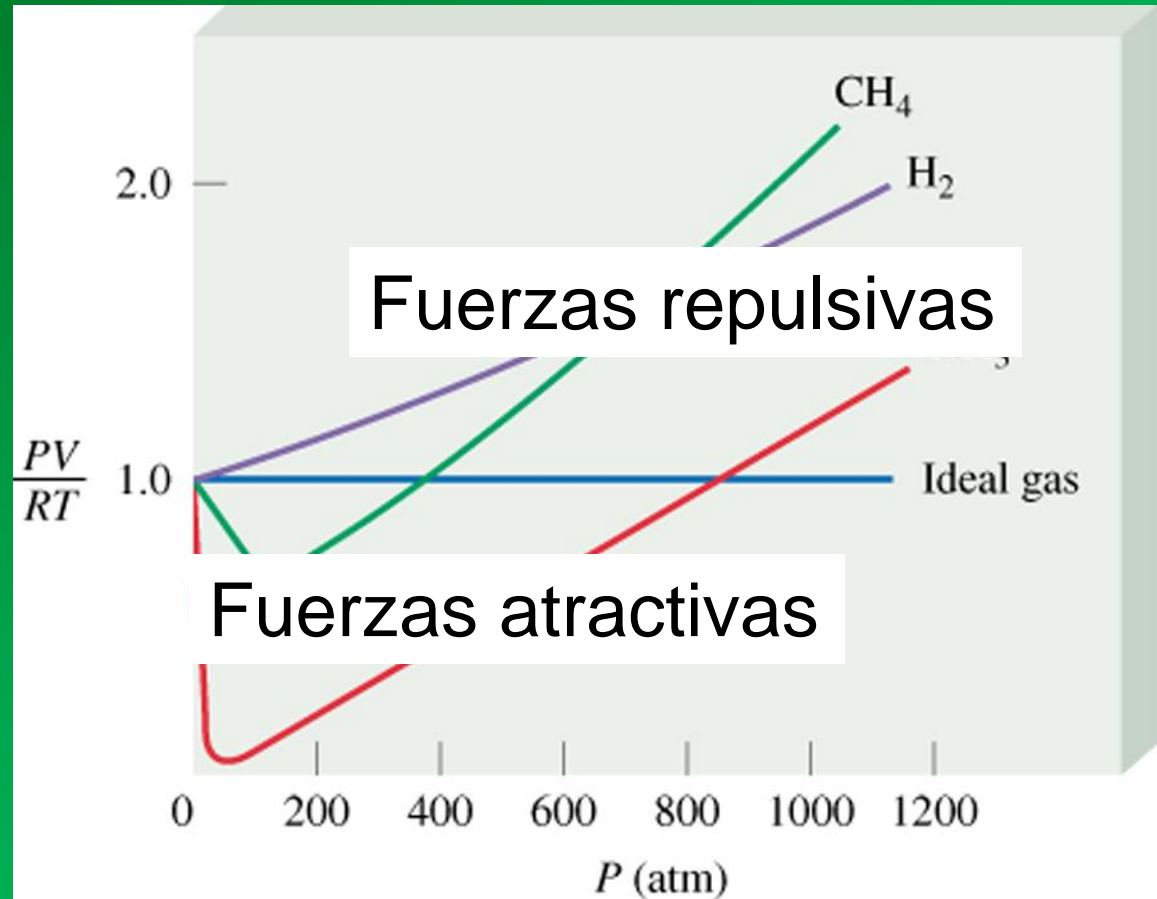
$$r_1 = 3.3 \times r_2 \quad \mathcal{M}_2 = \left(\frac{r_1}{r_2}\right)^2 \times \mathcal{M}_1 = (3.3)^2 \times 16 = 174.2$$
$$\mathcal{M}_1 = 16 \text{ g/mol} \quad 58.7 + x \cdot 28 = 174.2 \quad x = 4.1 \sim 4$$

Comportamiento real de los gases

para un mol de gas ideal

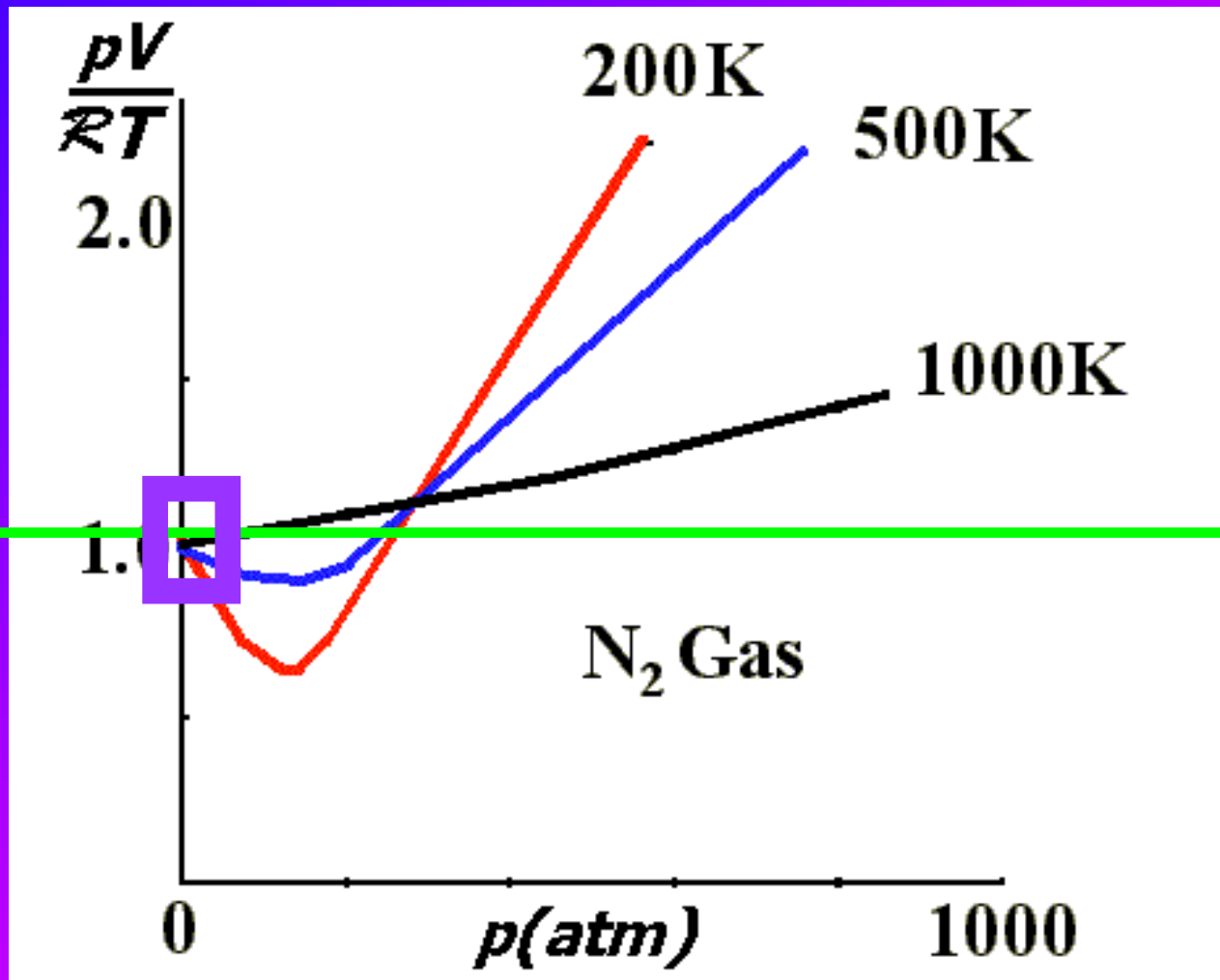
$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT} = 1.0$$



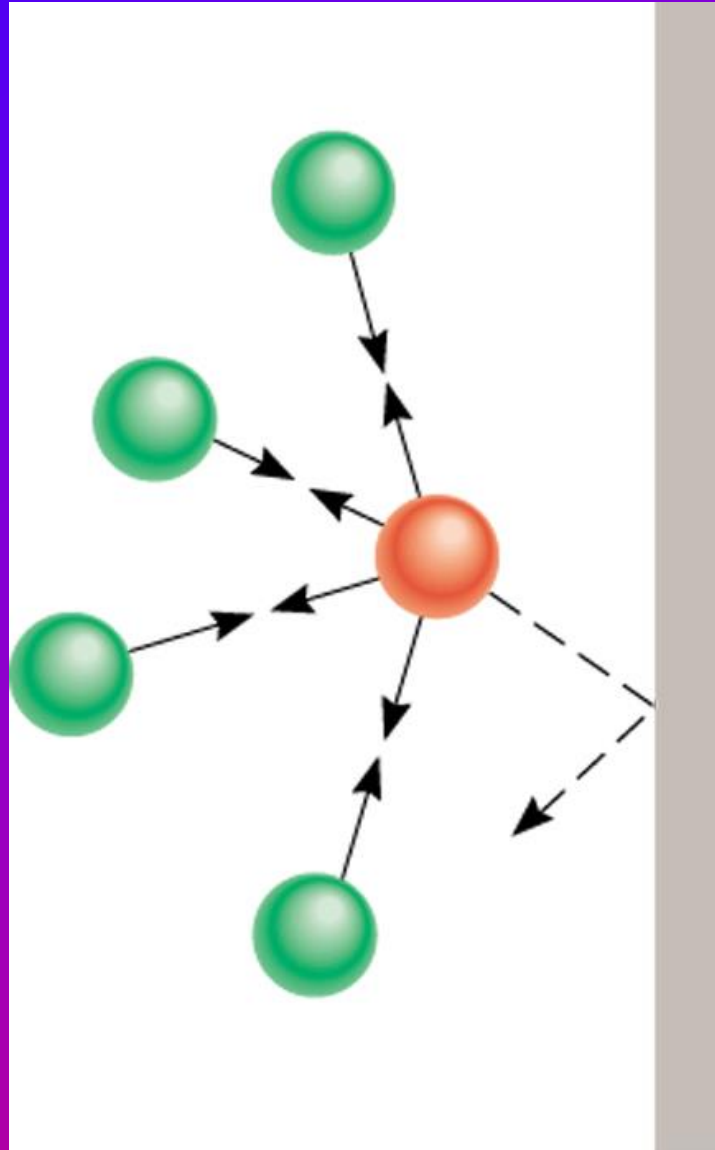
**Comportamiento de distintos gases
respecto de la presión**

Comportamiento de un gas real en función de la temperatura



$$Z = V_{\text{m real}} / V_{\text{m ideal}}$$

Demostración del efecto de las fuerzas de presión producidas por un gas



Ecuación de **VAN DER WAALS** para gases no ideales

$$\underbrace{\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)}_{\text{Presión corregida}} \underbrace{(V - nb)}_{\text{Volumen corregido}} = nRT$$

van der Waals Constants
of Some Common Gases

| Gas | <i>a</i> | <i>b</i> |
|------------------|--|---------------------------------|
| | $a \frac{\text{atm} \cdot \text{L}^2}{\text{mol}^2}$ | $b \frac{\text{L}}{\text{mol}}$ |
| He | 0.034 | 0.0237 |
| Ne | 0.211 | 0.0171 |
| Ar | 1.34 | 0.0322 |
| Kr | 2.32 | 0.0398 |
| Xe | 4.19 | 0.0266 |
| H ₂ | 0.244 | 0.0266 |
| N ₂ | 1.39 | 0.0391 |
| O ₂ | 1.36 | 0.0318 |
| Cl ₂ | 6.49 | 0.0562 |
| CO ₂ | 3.59 | 0.0427 |
| CH ₄ | 2.25 | 0.0428 |
| CCl ₄ | 20.4 | 0.138 |
| NH ₃ | 4.17 | 0.0371 |
| H ₂ O | 5.46 | 0.0305 |