

# **TEMA 9**

# **ESTADO GASEOSO**

Links recomendados:

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

[https://phet.colorado.edu/sims/html/gas-properties/latest/gas-properties\\_es.html](https://phet.colorado.edu/sims/html/gas-properties/latest/gas-properties_es.html)

Atmósfera

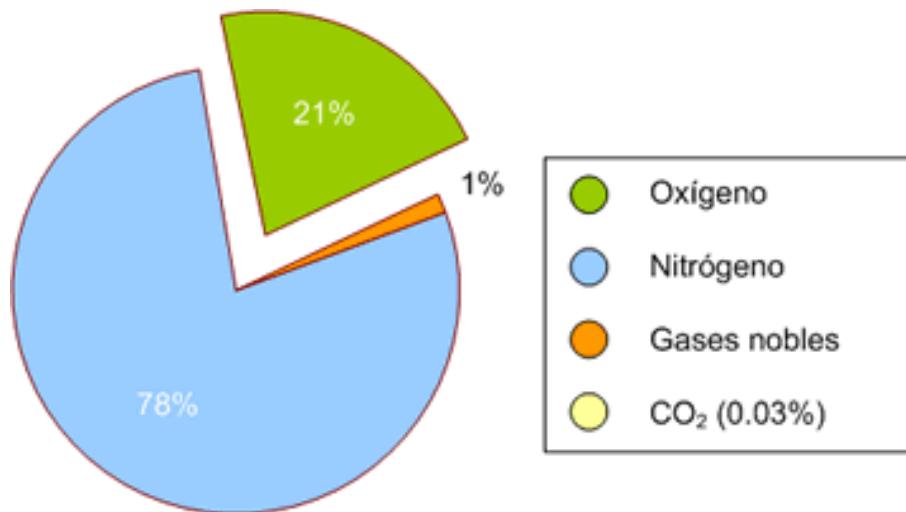


mezcla de gases (AIRE)

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															He	
Li	Be															B	C
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

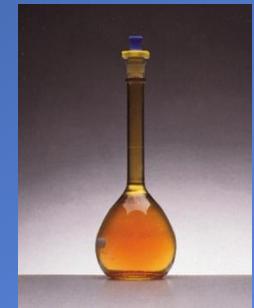
H<sub>2</sub> (molecular hydrogen)  
N<sub>2</sub> (molecular nitrogen)  
O<sub>2</sub> (molecular oxygen)  
O<sub>3</sub> (ozone)  
F<sub>2</sub> (molecular fluorine)  
Cl<sub>2</sub> (molecular chlorine)  
He (helium)  
Ne (neon)  
Ar (argon)  
Kr (krypton)  
Xe (xenon)  
Rn (radon)

### Compounds

HF (hydrogen fluoride)  
HCl (hydrogen chloride)  
HBr (hydrogen bromide)  
HI (hydrogen iodide)  
CO (carbon monoxide)  
CO<sub>2</sub> (carbon dioxide)  
NH<sub>3</sub> (ammonia)  
NO (nitric oxide)  
NO<sub>2</sub> (nitrogen dioxide)  
N<sub>2</sub>O (nitrous oxide)  
SO<sub>2</sub> (sulfur dioxide)  
H<sub>2</sub>S (hydrogen sulfide)  
HCN (hydrogen cyanide)\*

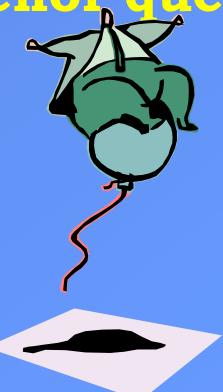
\*The boiling point of HCN is 26°C, but it is close enough to qualify as a gas at ordinary atmospheric conditions.

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



C  
A  
R  
A  
C  
T  
E  
R  
Í  
S  
S  
T  
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

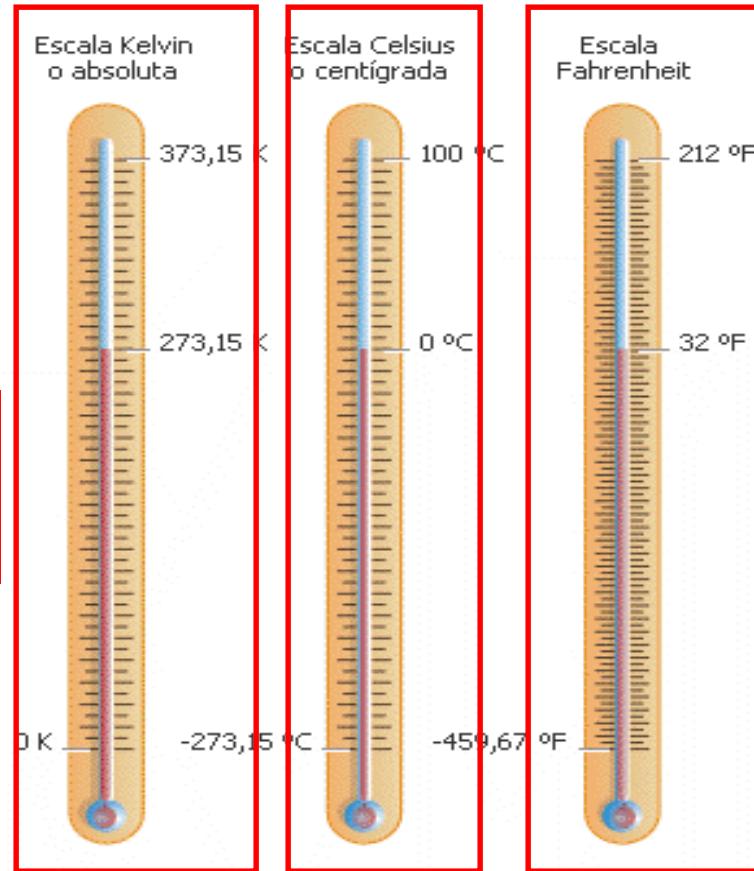


VOLUMEN

PRESIÓN

Existen diferentes escalas de Temperatura y las mas comunes son:

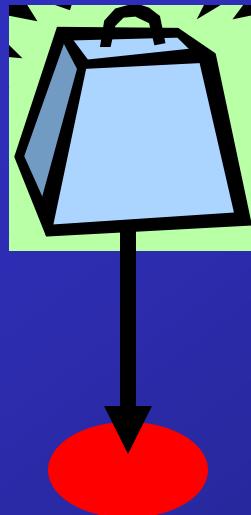
$$K = {}^\circ C + 273,15$$



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

# PRESIÓN

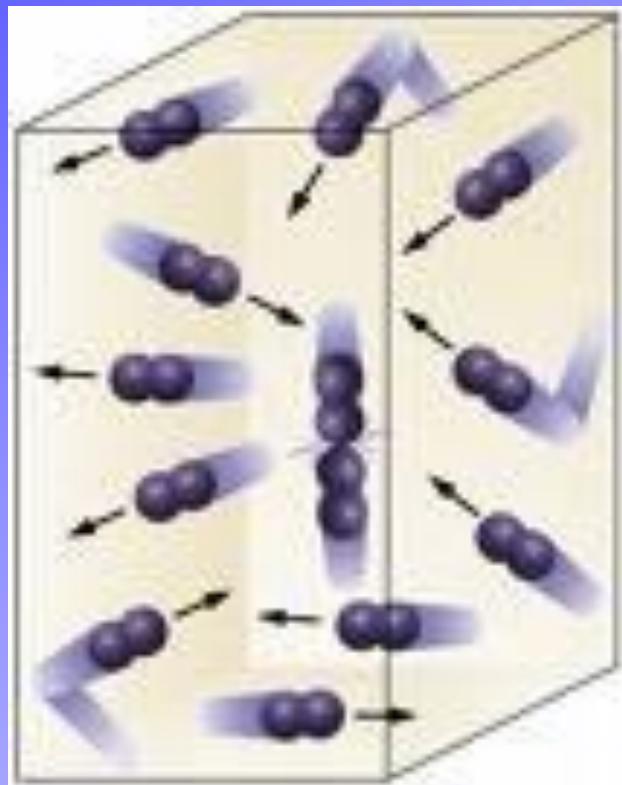
$$P = \frac{F}{A}$$



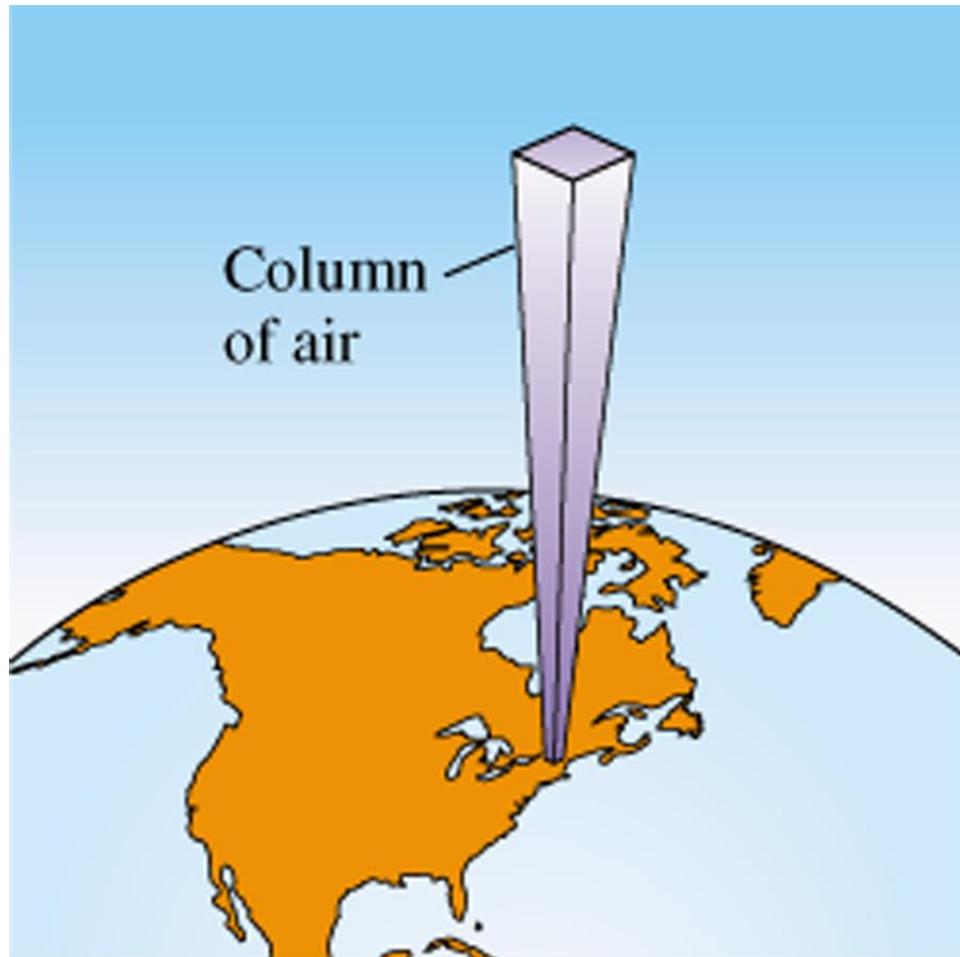
$$F = m \cdot a = m \cdot g$$

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

## Presión producida por un gas



## La presión atmosférica es:

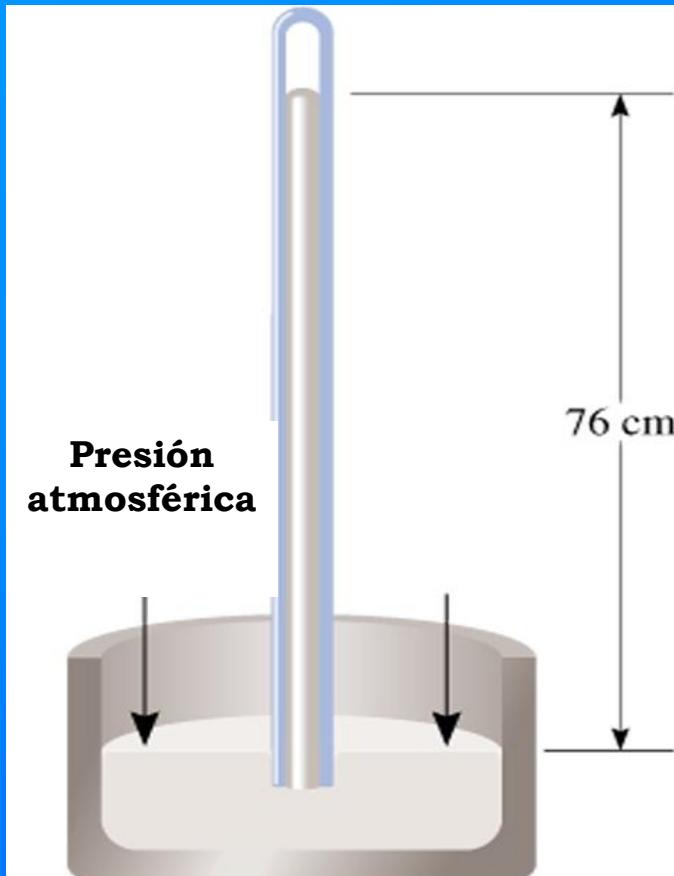


$$P = \frac{10.000 \text{ Kg} \ 9,81 \text{ m/s}^2}{1 \text{ m}^2}$$

$$= 1 \times 10^5 \text{ Pa} = 100 \text{ KPa}$$

# Unidades de presión

## Experiencia de Torricelli



Barómetro

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

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

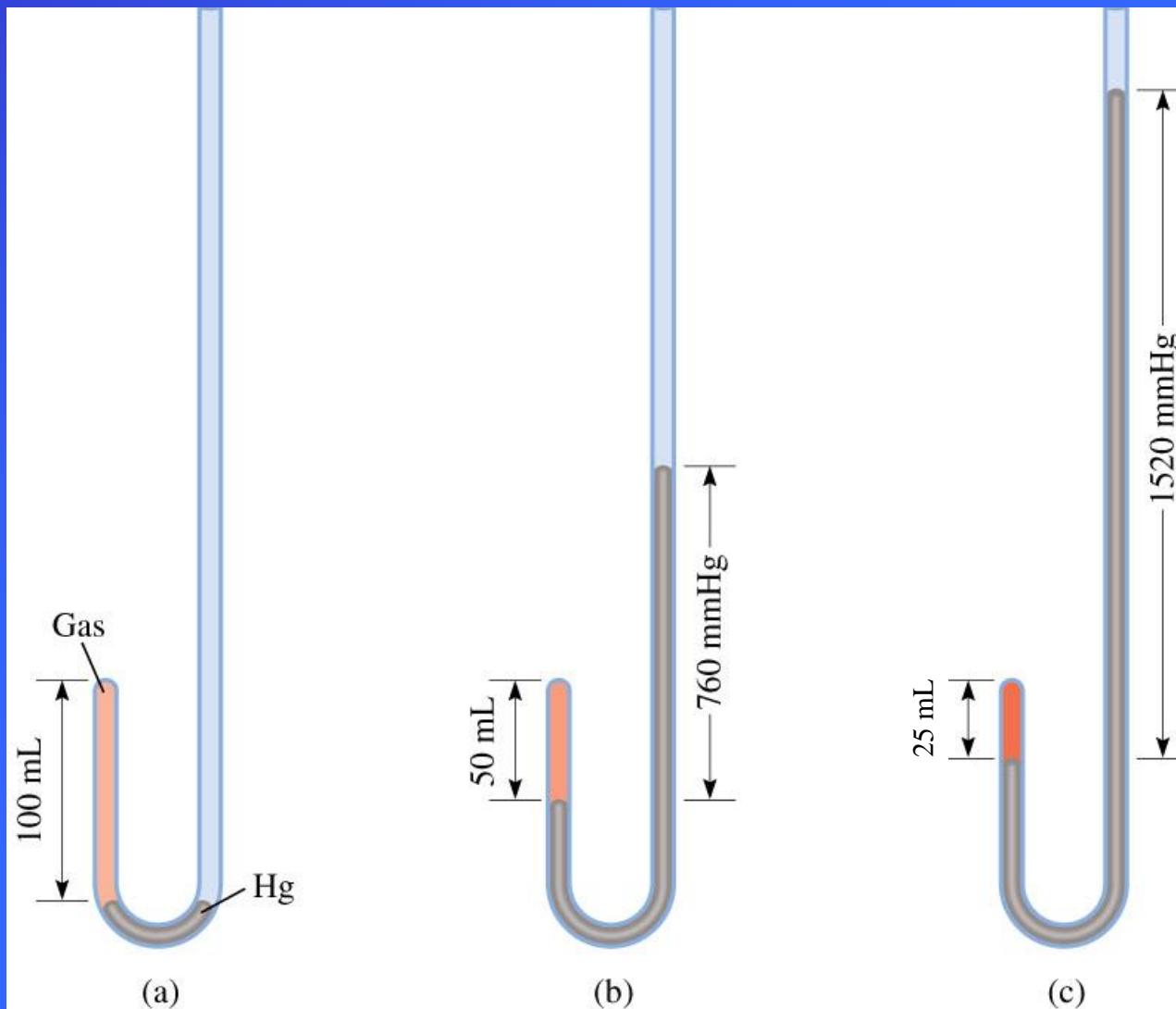
$$1 \text{ atm} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}$$

**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



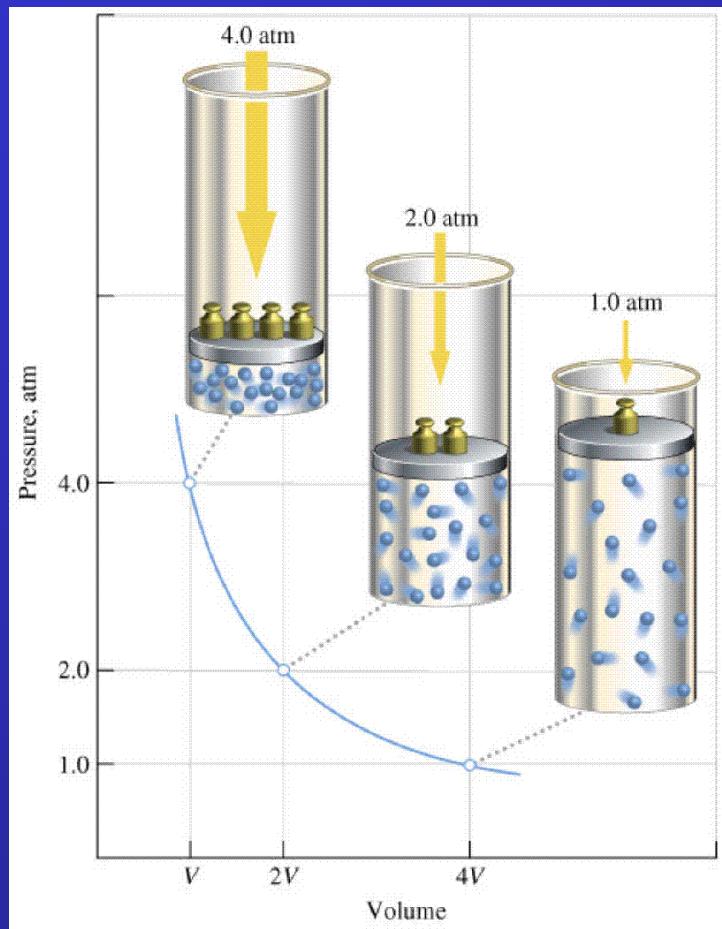
**Si la presión aumenta entonces ... el volumen decrece**

# Ley de BOYLE

Relación entre Presión y Volumen

T y n constantes

La experiencia de Boyle :



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

Su valor depende de T y n

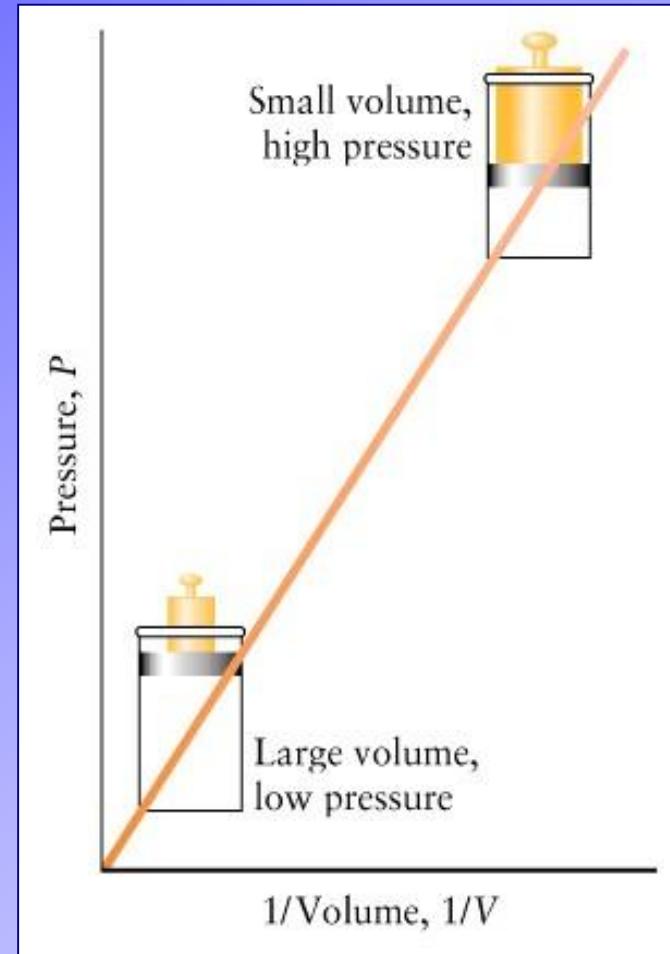
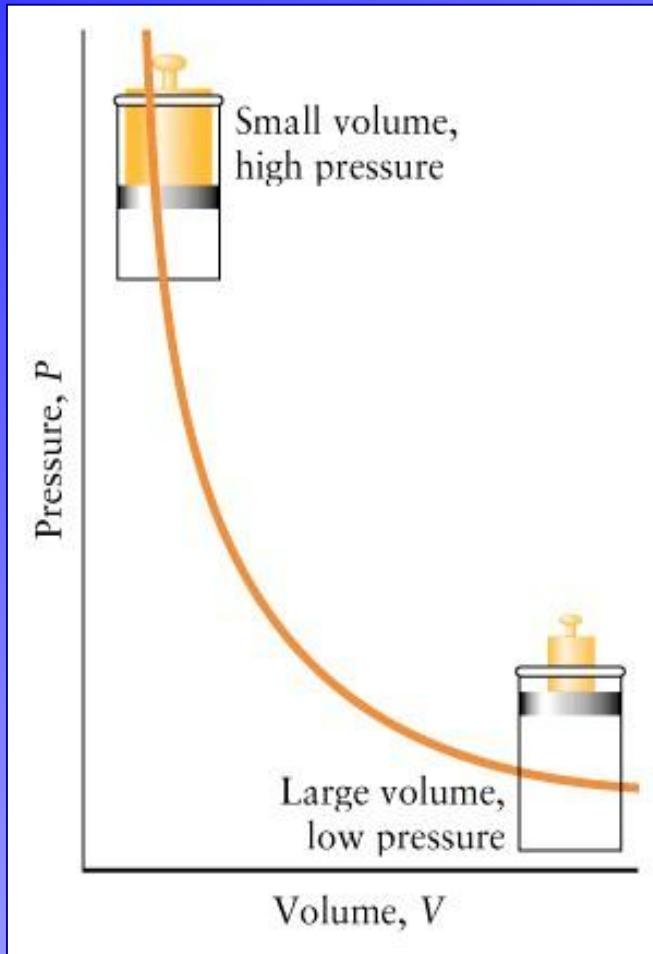
$$P V = \text{constante}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

# 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?

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

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

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

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

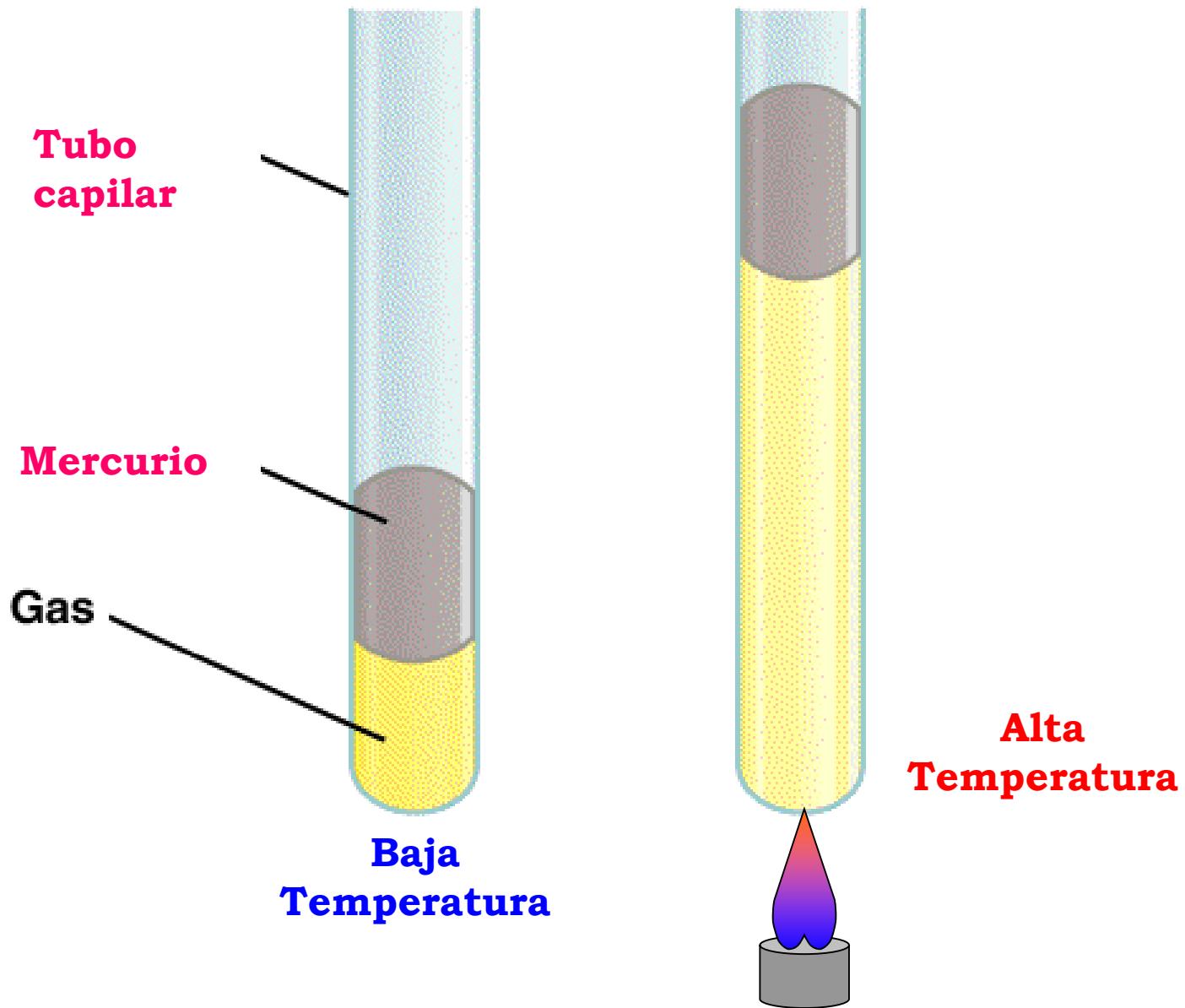
$$P_2 = ?$$

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

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

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

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

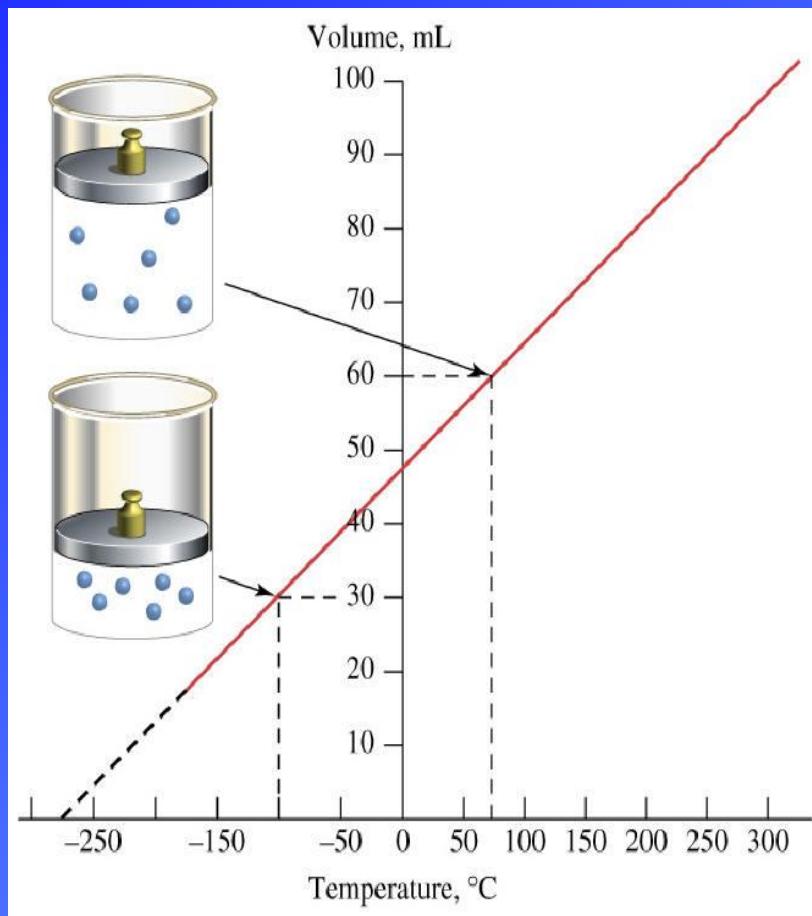


# Ley de CHARLES y GAY-LUSSAC

Relación entre Volumen y Temperatura

$P$  y  $n$   
constantes

La experiencia de Charles:



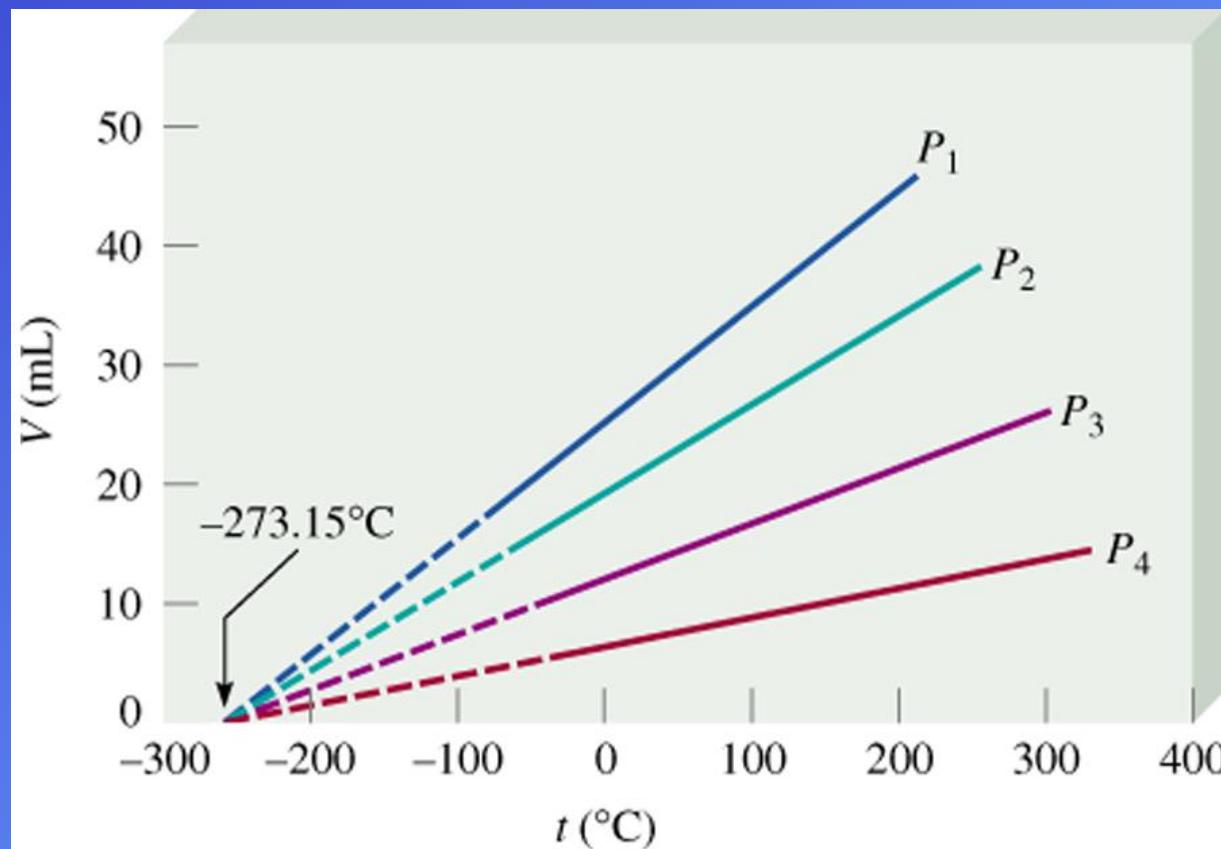
$$V \propto T$$

ó

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

Su valor  
depende  
de  $P$  y  $n$

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



## Ley de CHARLES y GAY-LUSSAC

### **EXPERIMENTO LOCO CON NITRÓGENO**





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?

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

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

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

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

$$T_2 = ?$$

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

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

## Relación entre Presión y Temperatura

$\left\{ \begin{array}{l} V \text{ y } n \\ \text{constantes} \end{array} \right.$

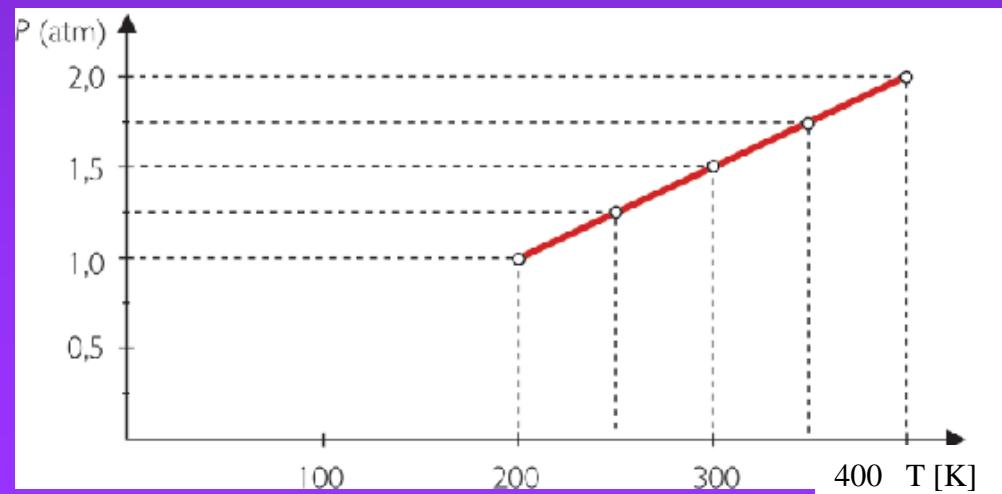
$$P \propto T$$

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?



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

$$P_1 = 1,20 \text{ atm} \quad P_2 = ?$$

$$T_1 = 291 \text{ K} \quad T_2 = 358 \text{ K}$$

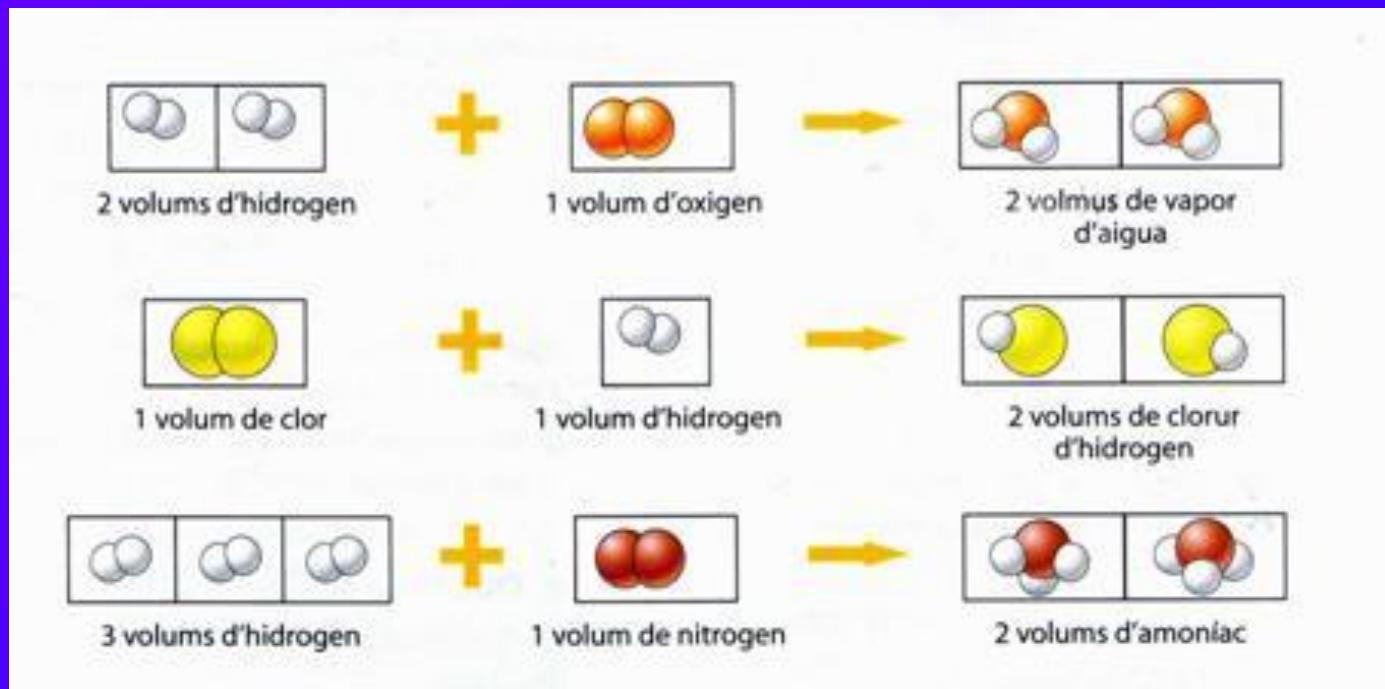
$$P_2 = P_1 \cdot \frac{T_2}{T_1} = 1,20 \text{ atm} \times \frac{358 \text{ K}}{291 \text{ K}} = 1,48 \text{ atm}$$

# Ley de AVOGADRO

Relación entre Volumen y cantidad  
de sustancia

T y P constante

$$V \propto \text{número de moles (}n\text{)}$$



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

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

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

	Ar	O <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>
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 (átomos) de gas	2,688x10 <sup>22</sup>	2,688x10 <sup>22</sup>	2,688x10 <sup>22</sup>

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

**El volumen ocupado por un mol de moléculas ( $n=1$ ) de cualquier gas a  $P= 1 \text{ atm}$  y  $T= 273 \text{ K}$**



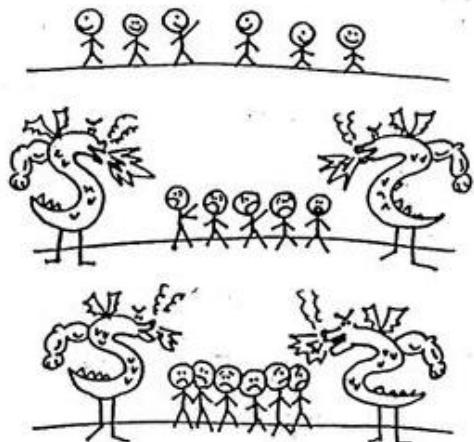
# Estado Gaseoso

## Resumiendo...

### BOYLE'S LAW

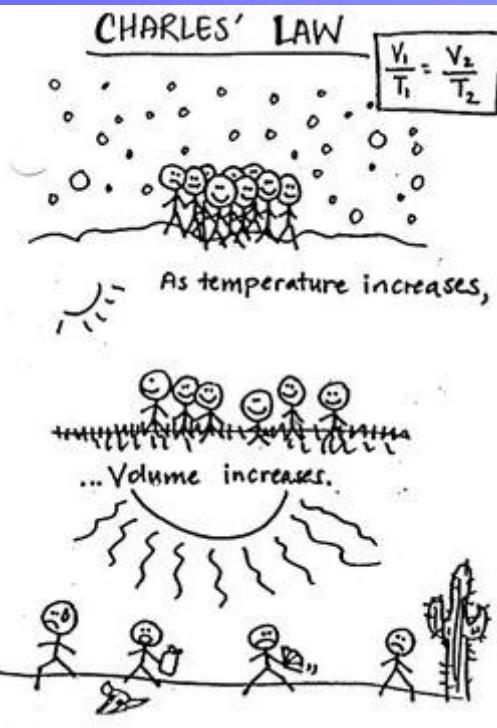
As pressure increases, volume decreases;

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



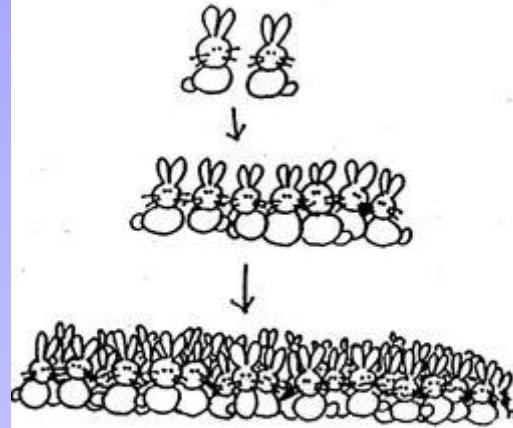
### CHARLES' LAW

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



### AVOGADRO'S LAW

As the number of particles increases,



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

# Ley de los GASES IDEALES

**Boyle**

$$P \propto \frac{1}{V} \quad \text{y} \quad V \propto \frac{1}{P} \quad (\text{n y T constantes})$$

**Charles**

$$V \propto T$$

(P y n constantes)

**Avogadro**

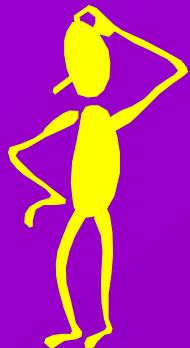
$$V \propto n$$

(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?

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

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

$$PV = nRT$$

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

$$\begin{aligned} 36,45 \text{ g HCl} &\rightarrow 1 \text{ mol HCl} \\ 49,8 \text{ g HCl} &\rightarrow x = 1,37 \text{ mol} \end{aligned}$$

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

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

# 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

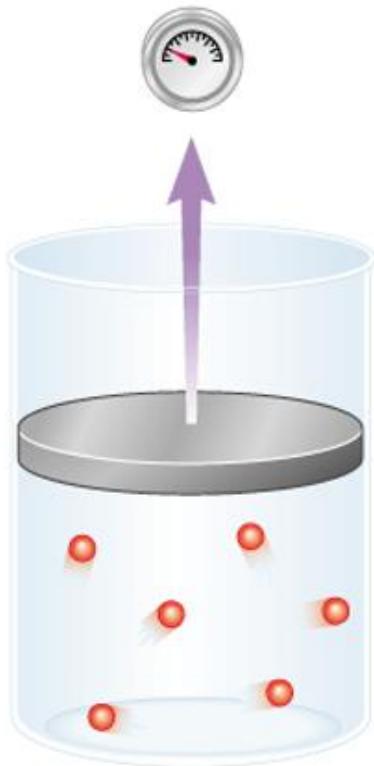
$$PV = nRT$$

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

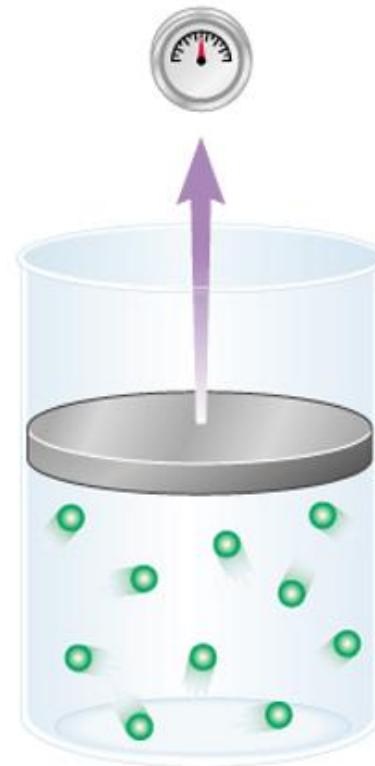
$$\delta = \frac{PM \ P}{RT}$$

# MEZCLA DE GASES

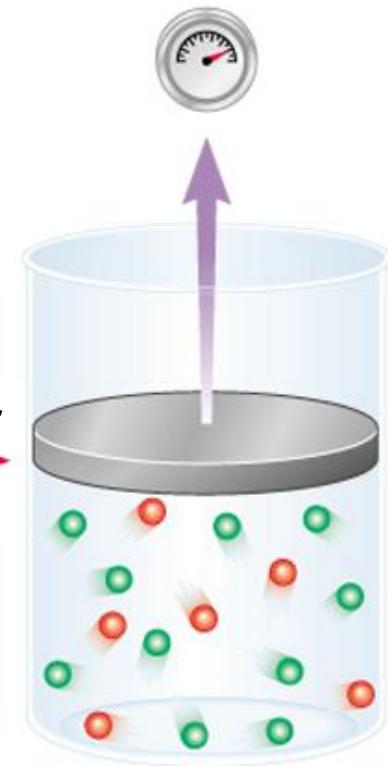
Si  $V$  y  $T$  son constantes



+



Al combinar  
los gases



$$P_1$$

$$P_2$$

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2$$

## Ley de DALTON de las presiones parciales

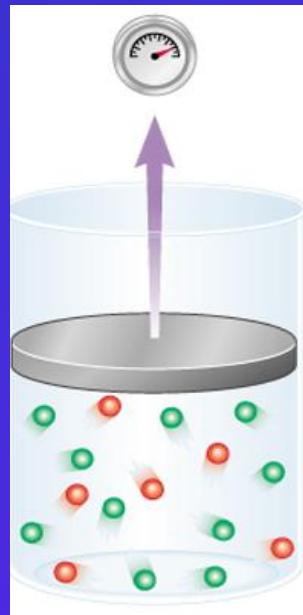
$$P = \left( \frac{RT}{V} \right) n \quad \text{si } T \text{ y } V \text{ son constantes}$$

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

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

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

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



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

si T y V son constantes

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

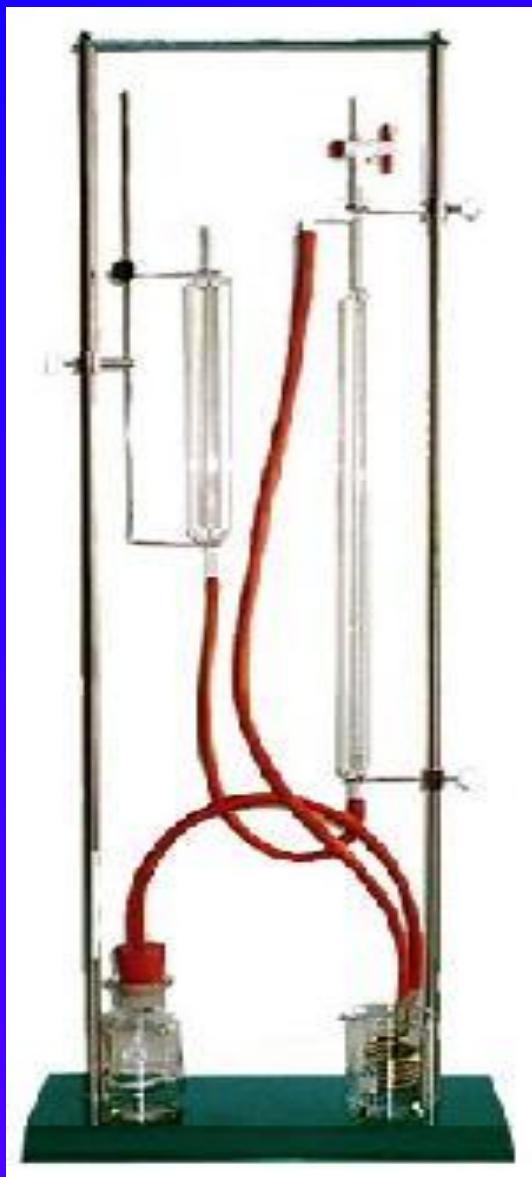
$$P_A = \frac{n_A}{n_T} P_T$$

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

$$P_A = x_A P_T$$

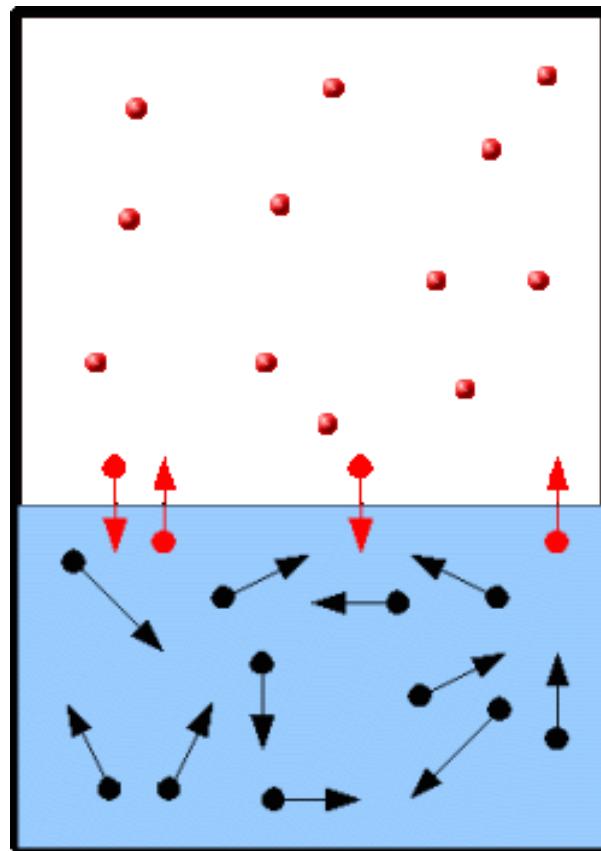
$$P_i = x_i P_T$$

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:



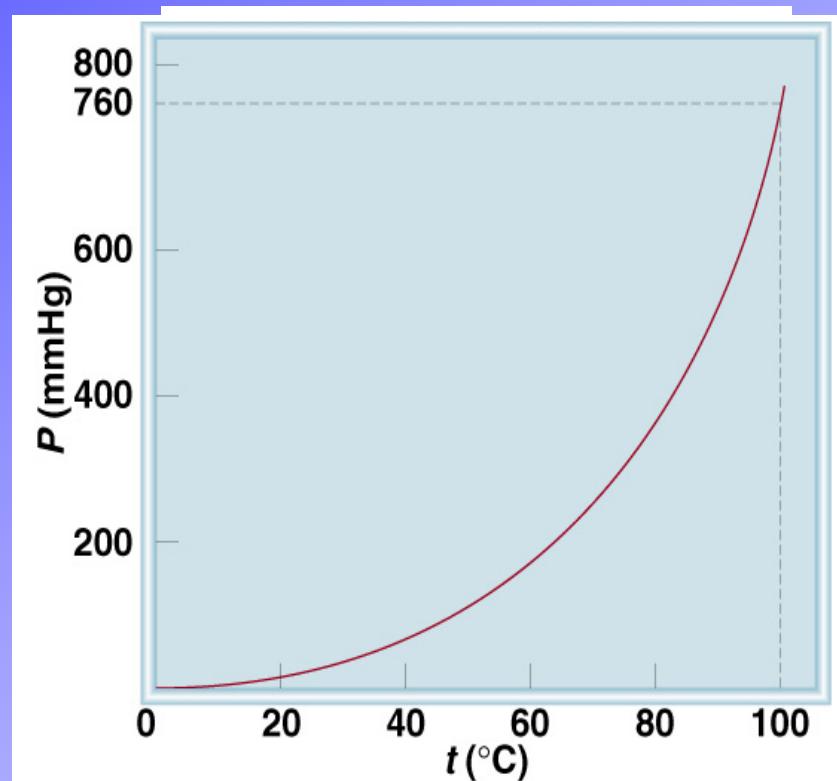
$$P_T = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

# PRESION DE VAPOR



### Pressure of Water Vapor at Various Temperatures

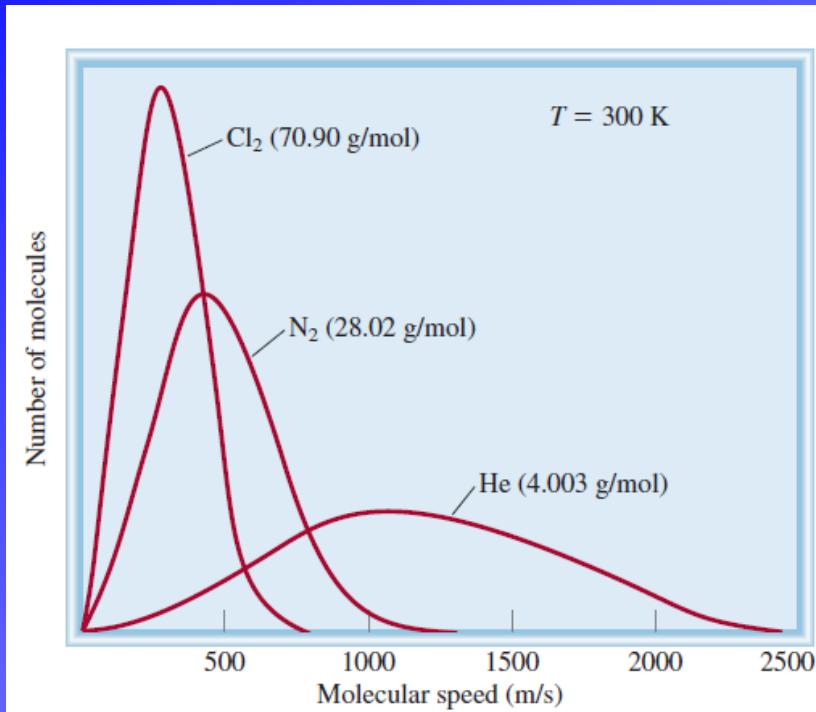
Temperature (°C)	Water Vapor Pressure (mmHg)
0	4.58
5	6.54
10	9.21
15	12.79
20	17.54
25	23.76
30	31.82
35	42.18
40	55.32
45	71.88
50	92.51
55	118.04
60	149.38
65	187.54
70	233.7
75	289.1
80	355.1
85	433.6
90	525.76
95	633.90
100	760.00



# 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

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

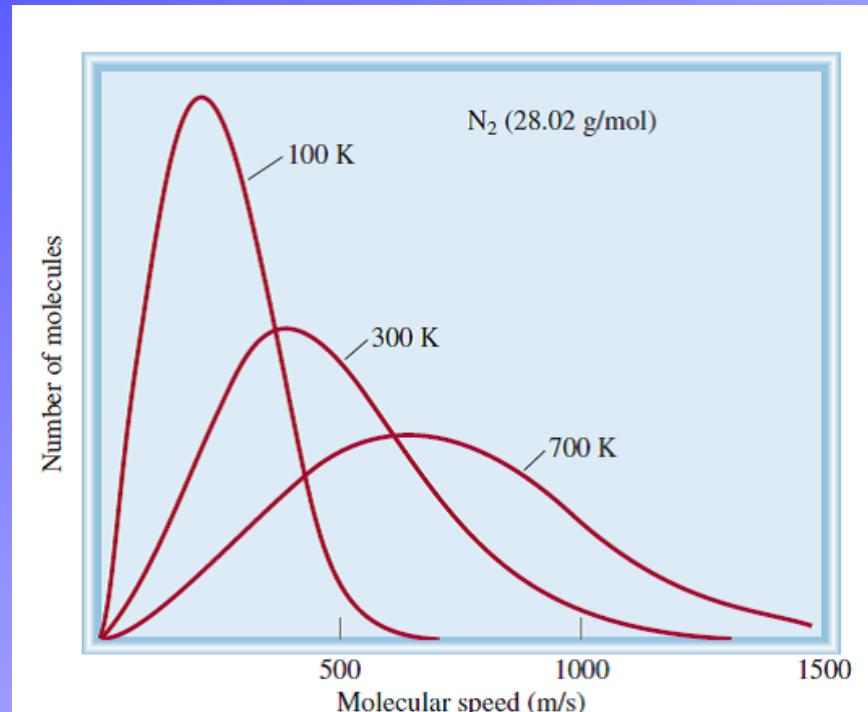


Distribución de las velocidades de las moléculas de tres gases a la misma temperatura

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

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

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



Distribución de las velocidades de las moléculas de  $\text{N}_2$  a tres temperaturas diferentes

Energía cinética promedio de una molécula

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

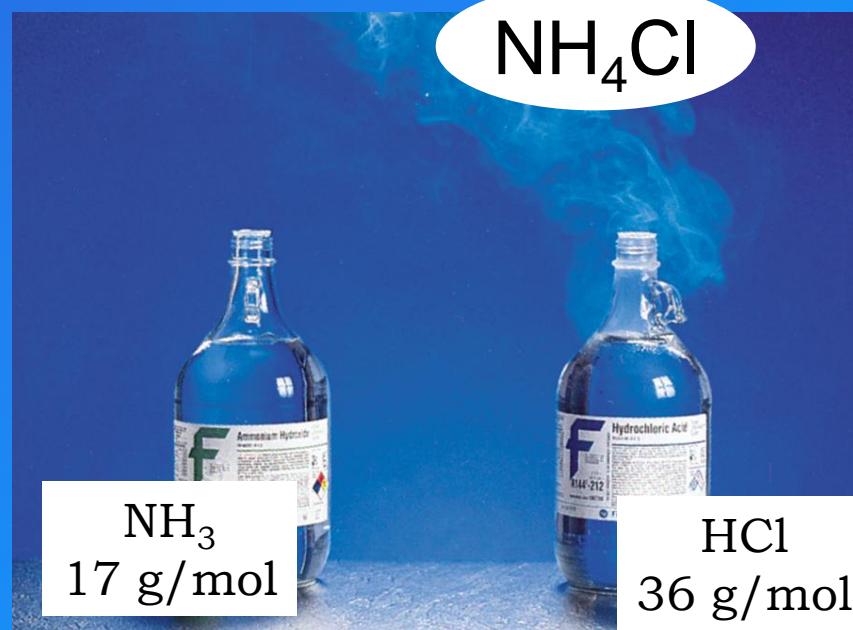
# Difusión de gas

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



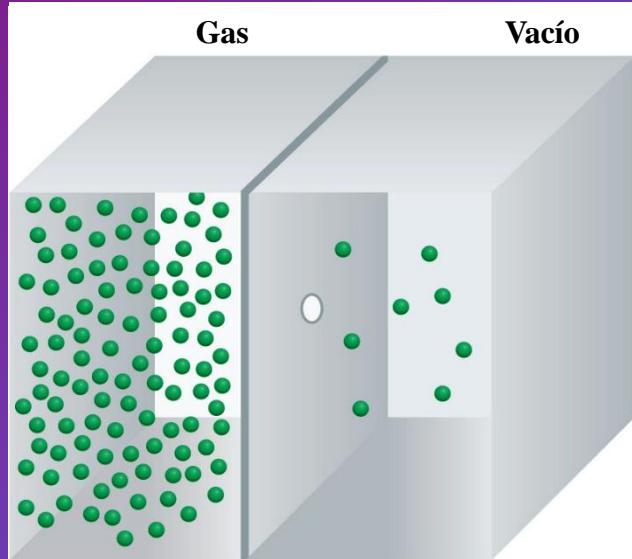
## Ley de Graham

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



# 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

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{t_2}{t_1} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

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 ( $\text{CH}_4$ ) efunde 3.3 veces más rápido que el compuesto de níquel?

$$r_1 = 3.3 \times r_2$$

$$M_2 = \left(\frac{r_1}{r_2}\right)^2 \times M_1 = (3.3)^2 \times 16 = 174.2$$

$$M_1 = 16 \text{ g/mol}$$

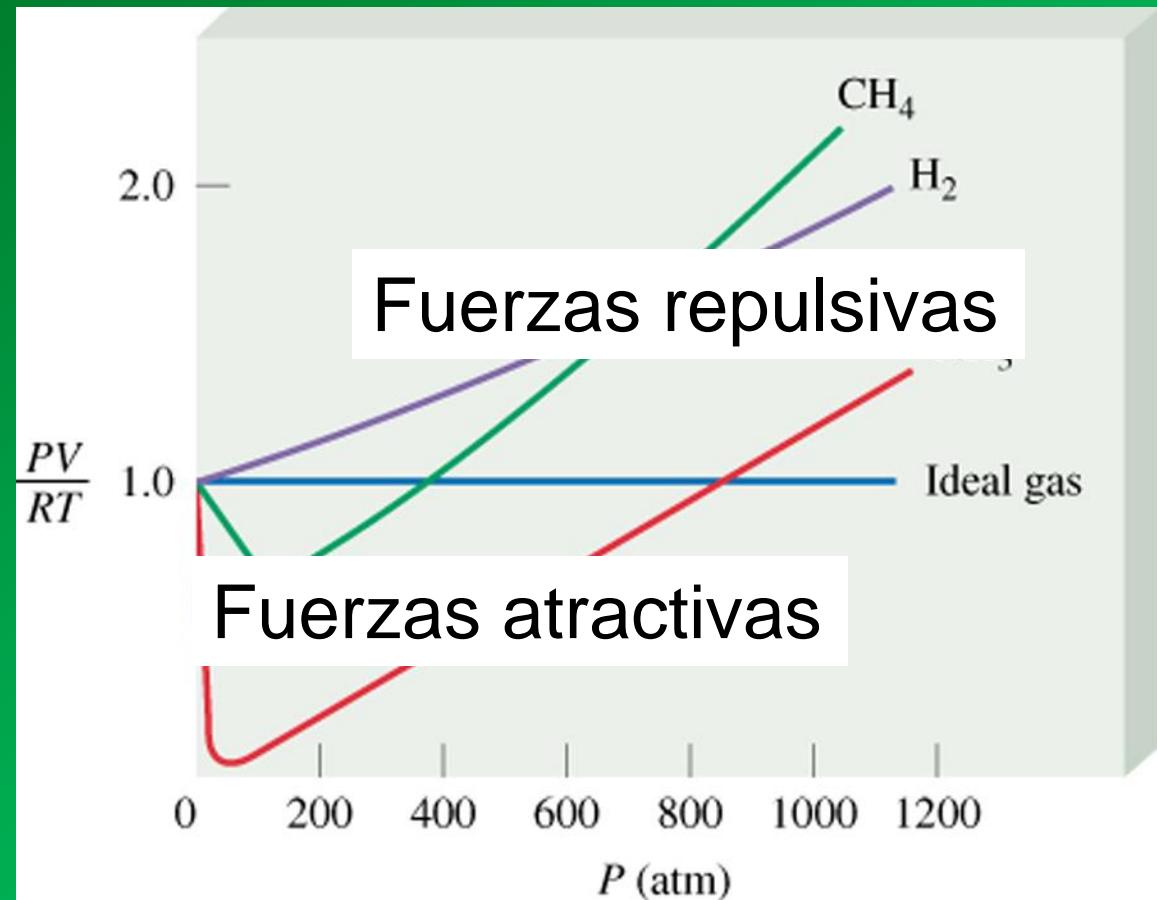
$$58.7 + x \cdot 28 = 174.2 \quad x = 4.1 \sim 4$$

# Comportamiento real de los gases

para un mol de gas ideal

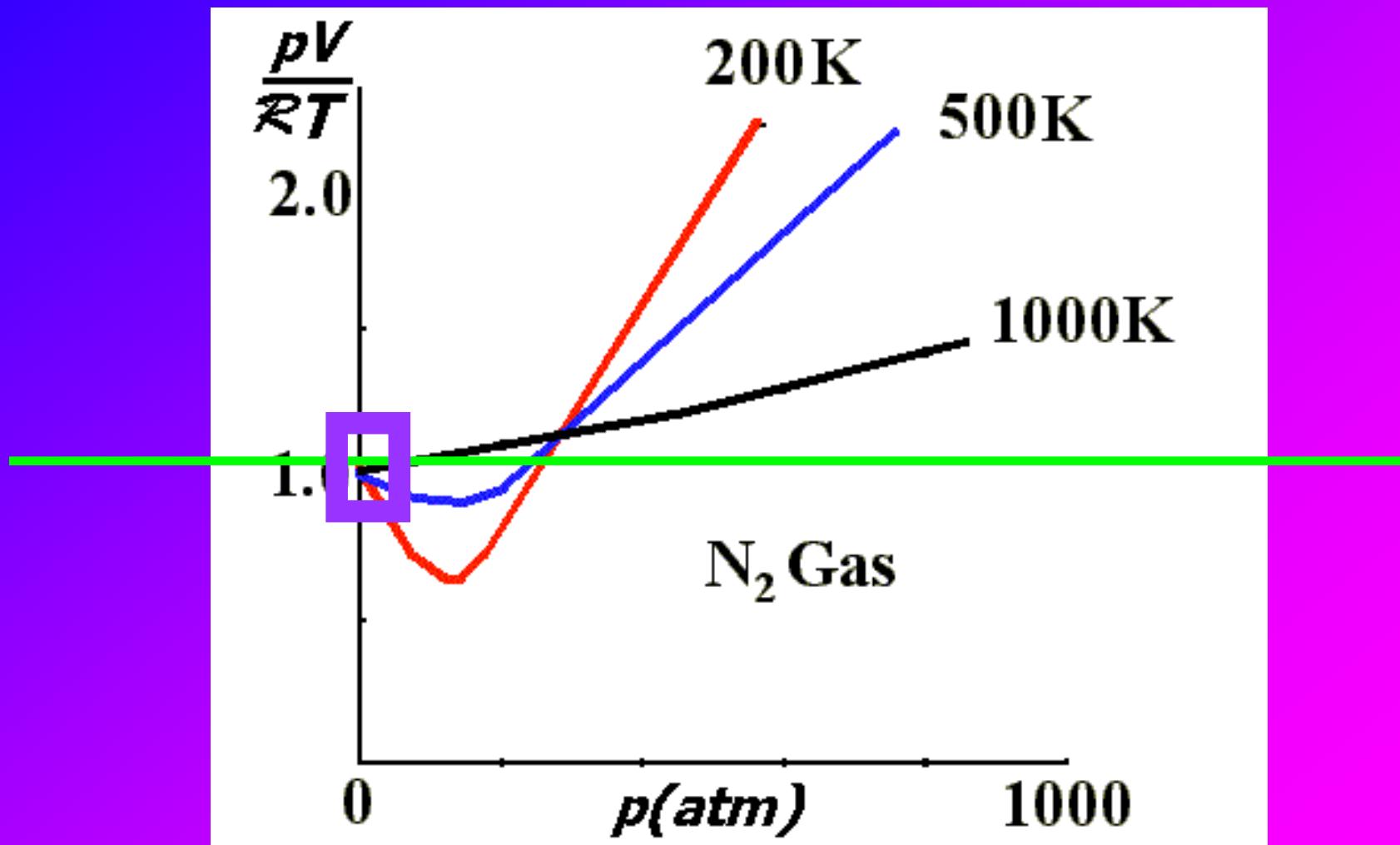
$$PV = nRT$$

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



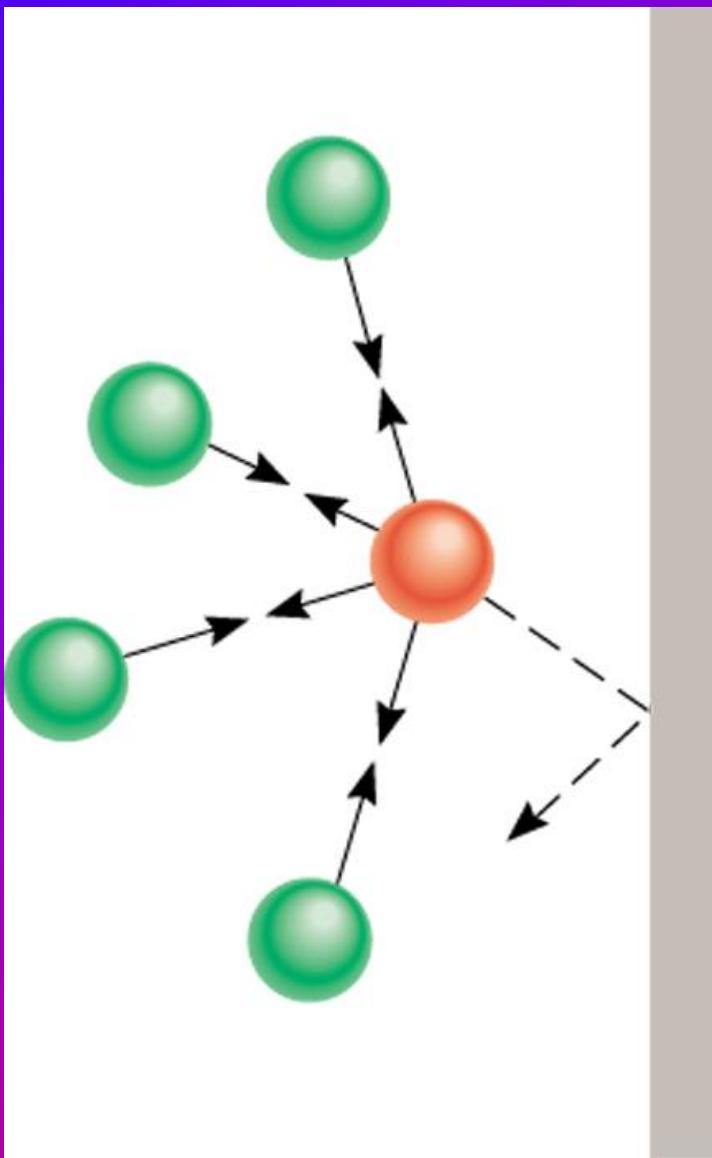
Comportamiento de distintos gases respecto de la presión

## Comportamiento de un gas real en función de la temperatura



$$Z = V_m \text{ real} / V_m \text{ ideal}$$

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



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

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

van der Waals Constants  
of Some Common Gases

Gas	$a \frac{\text{atm} \cdot \text{L}^2}{\text{mol}^2} b$	$a \frac{\text{L}}{\text{mol}} b$
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 <sub>2</sub>	0.244	0.0266
N <sub>2</sub>	1.39	0.0391
O <sub>2</sub>	1.36	0.0318
Cl <sub>2</sub>	6.49	0.0562
CO <sub>2</sub>	3.59	0.0427
CH <sub>4</sub>	2.25	0.0428
CCl <sub>4</sub>	20.4	0.138
NH <sub>3</sub>	4.17	0.0371
H <sub>2</sub> O	5.46	0.0305