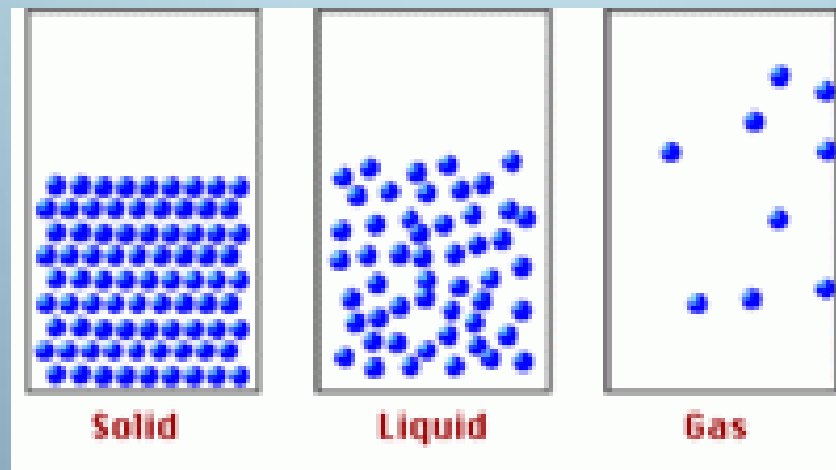




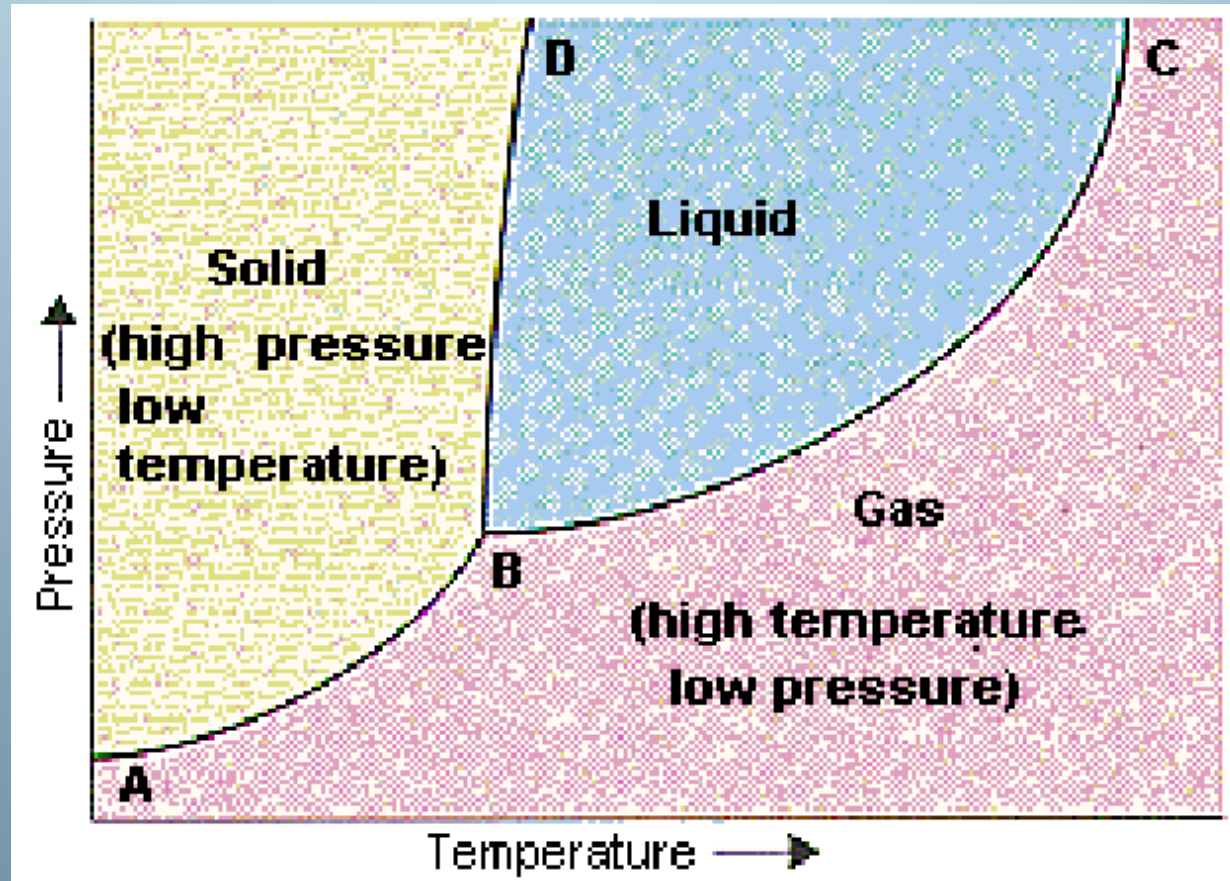
ESTADO GASEOSO

El estado de la materia depende de la manifestación e intensidad de las fuerzas de atracción entre las partículas que la componen.

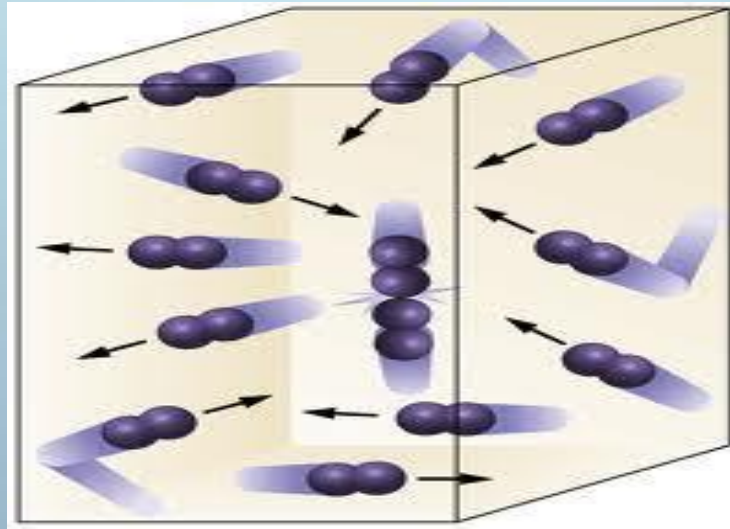


Se denomina **gas** al estado no agregado de la materia en el cual las sustancias no tienen forma ni volumen propio, adoptando el de los recipientes que las contienen.

## De las condiciones física: Presión y Temperatura.



Las moléculas que constituyen un gas casi no son atraídas unas por otras, por lo que se mueven en el vacío a gran velocidad y muy separadas unas de otras. Esta condición explica sus propiedades:

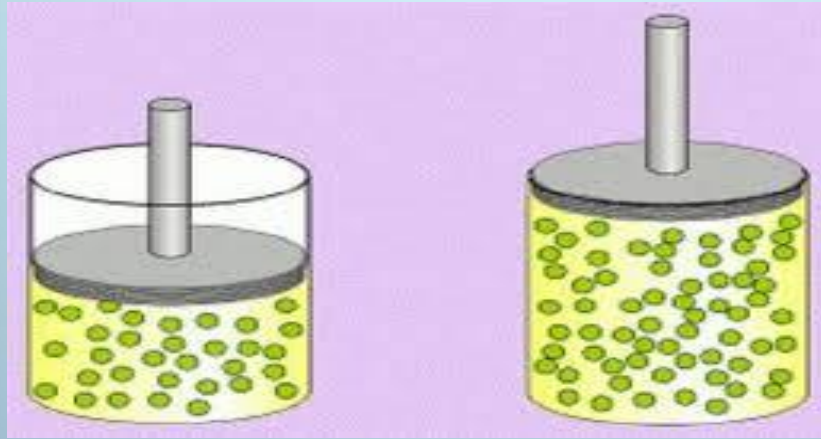


## PROPIEDADES

### •SE EXPANDE.

Las moléculas de un gas se encuentran prácticamente libres, de modo que son capaces de distribuirse por todo el espacio en el cual son contenidos. Las fuerzas gravitatorias y de atracción entre las moléculas son despreciables, en comparación con la velocidad a que se mueven las moléculas.

## Características del Estado Gaseoso



- NO TIENEN VOLUMEN PROPIO

Los gases ocupan completamente el volumen del recipiente que los contiene.

- LOS GASES NO TIENEN FORMA PROPIA

**Las fuerzas gravitatorias y de atracción entre las moléculas son despreciable** por lo tanto adoptan la forma de los recipientes que las contiene.

- SE COMPRIMEN FACILMENTE

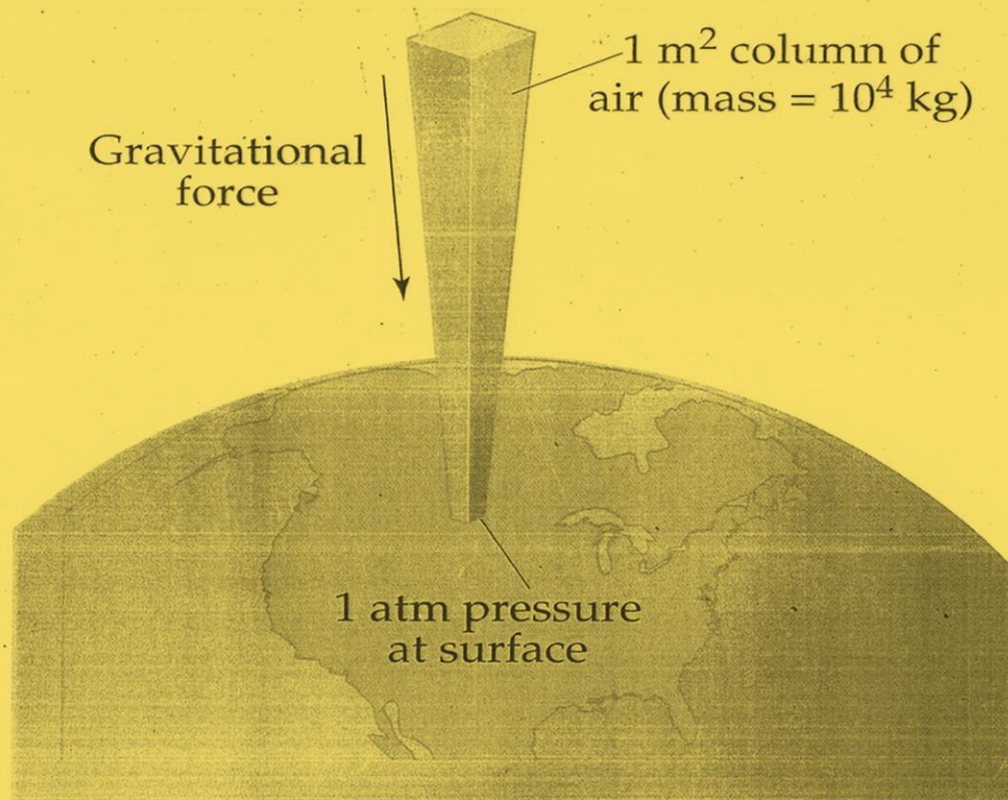
Pues existen enormes espacios vacíos entre unas moléculas y otras.



Presión = Fuerza aplicada sobre un área

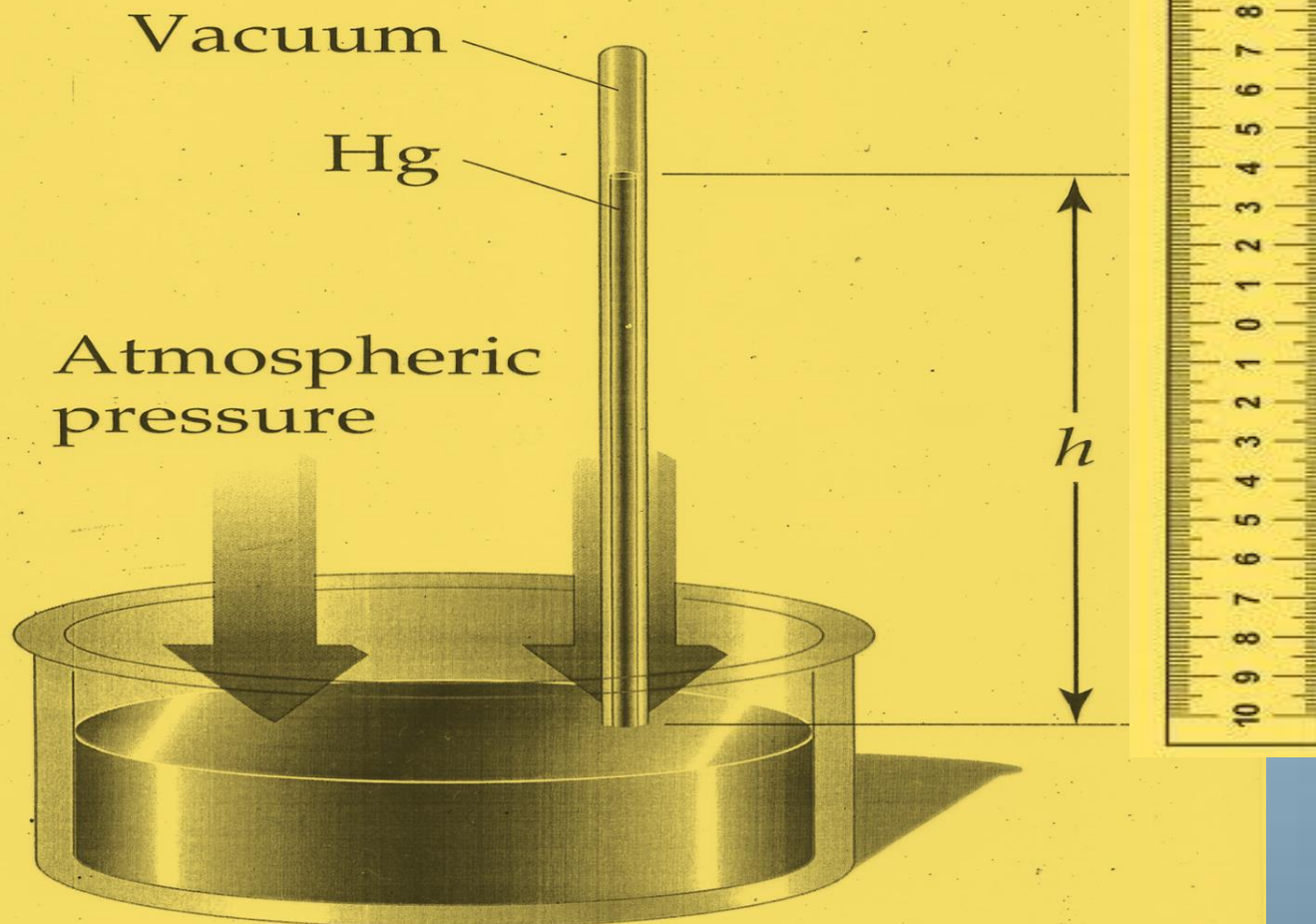
T-100

Figure 10.1 Pressure of Earth's Atmosphere



T-101

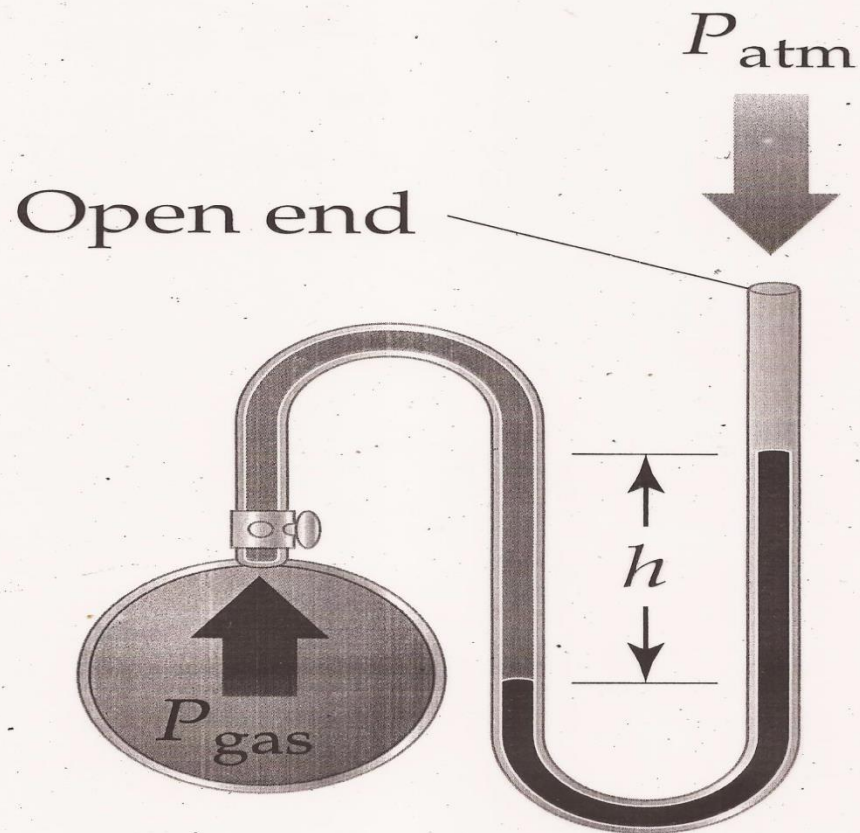
Figure 10.2 Mercury Barometer



# MEDIDAS DE PRESIÓN DE UN GAS

P-102

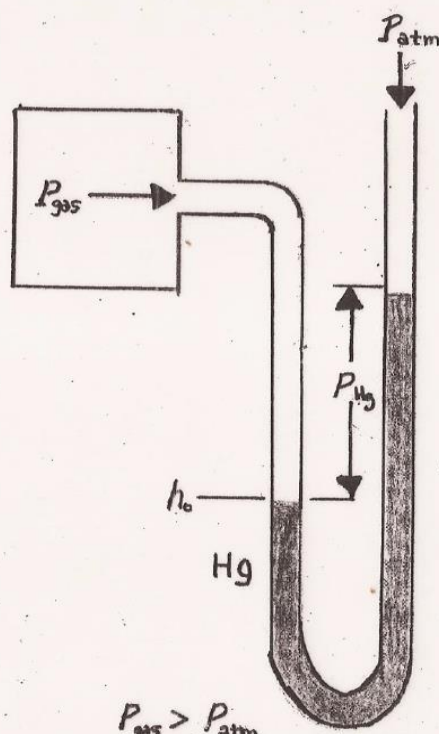
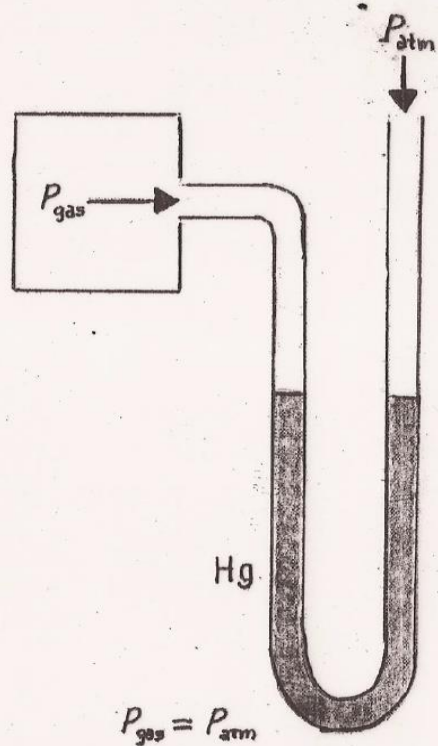
Figure 10.3 Manometer



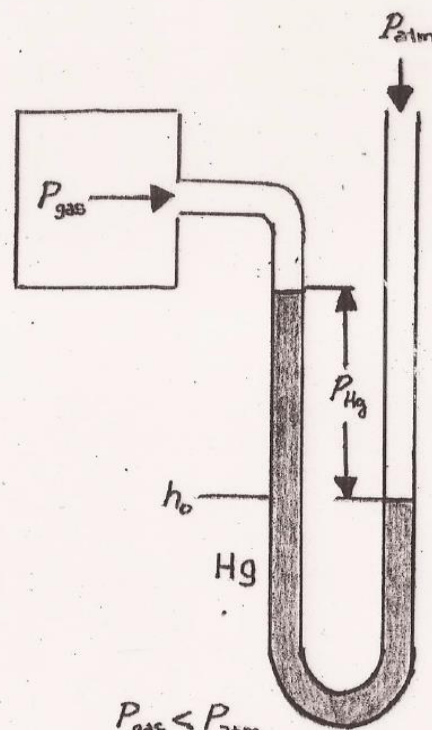
$$P_{\text{gas}} = P_{\text{atm}} + P_h$$



# MANÓMETRO DE EXTREMO ABIERTO



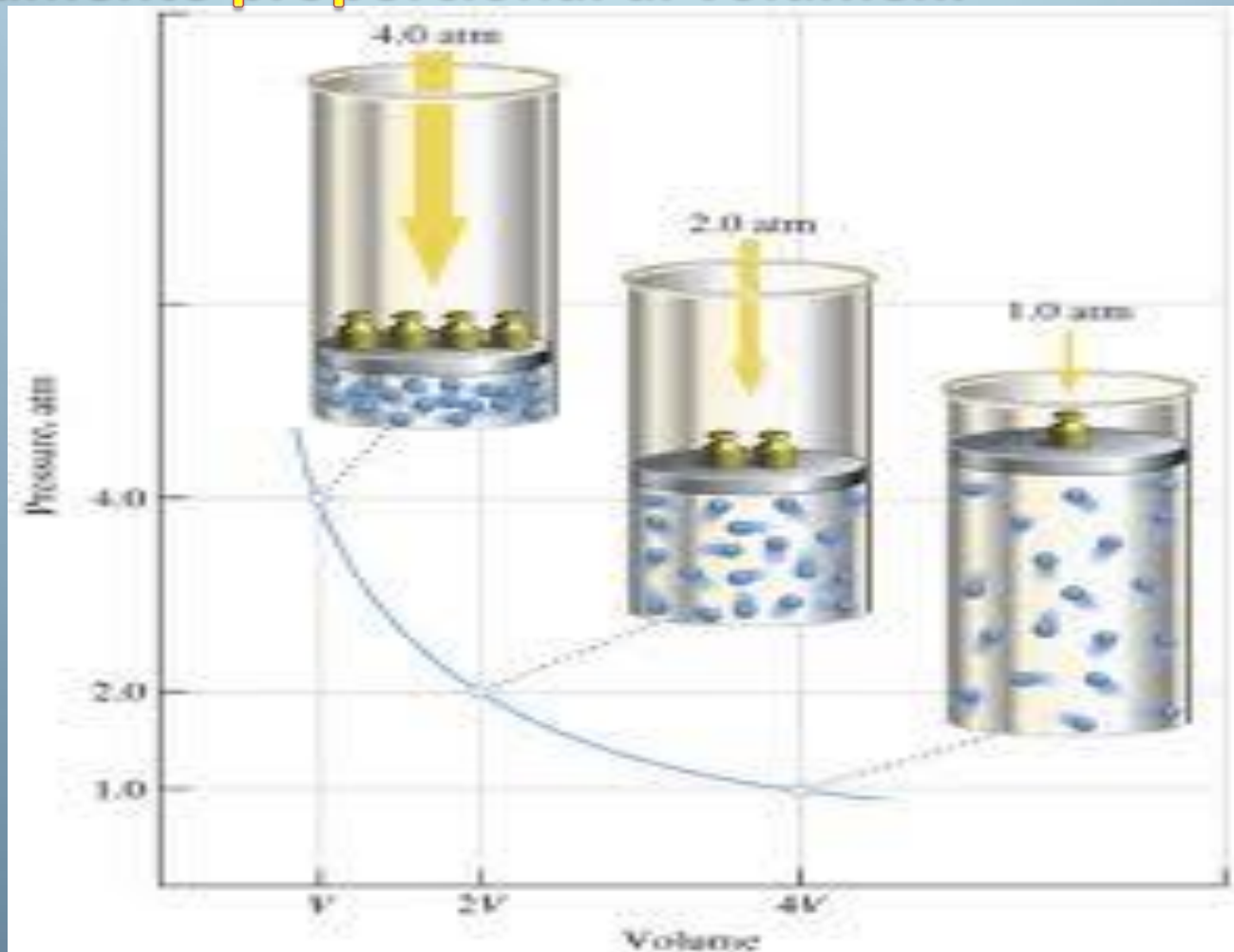
$$P_{\text{gas}} = P_{\text{atm}} + \Delta h$$



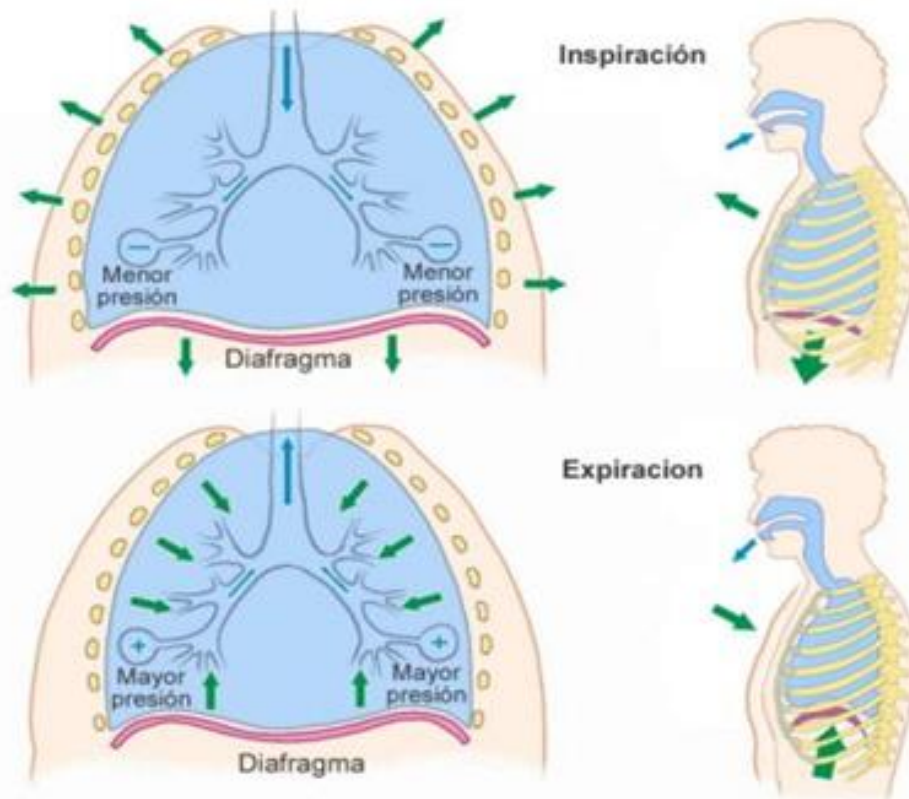
$$P_{\text{gas}} = P_{\text{atm}} - \Delta h$$

# LEY BOYLE ( # n y temperatura constante)

La presión del gas es producida por los choques de las partículas contra las paredes del recipiente y es inversamente proporcional al volumen.



Altura (km)	% en volumen		
	H <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>
0	0,01	20,94	78,09
20	0,04	18,10	81,24
60	10,69	7,70	81,33
100	96,31	0,11	2,97
140	99,63	—	0,01

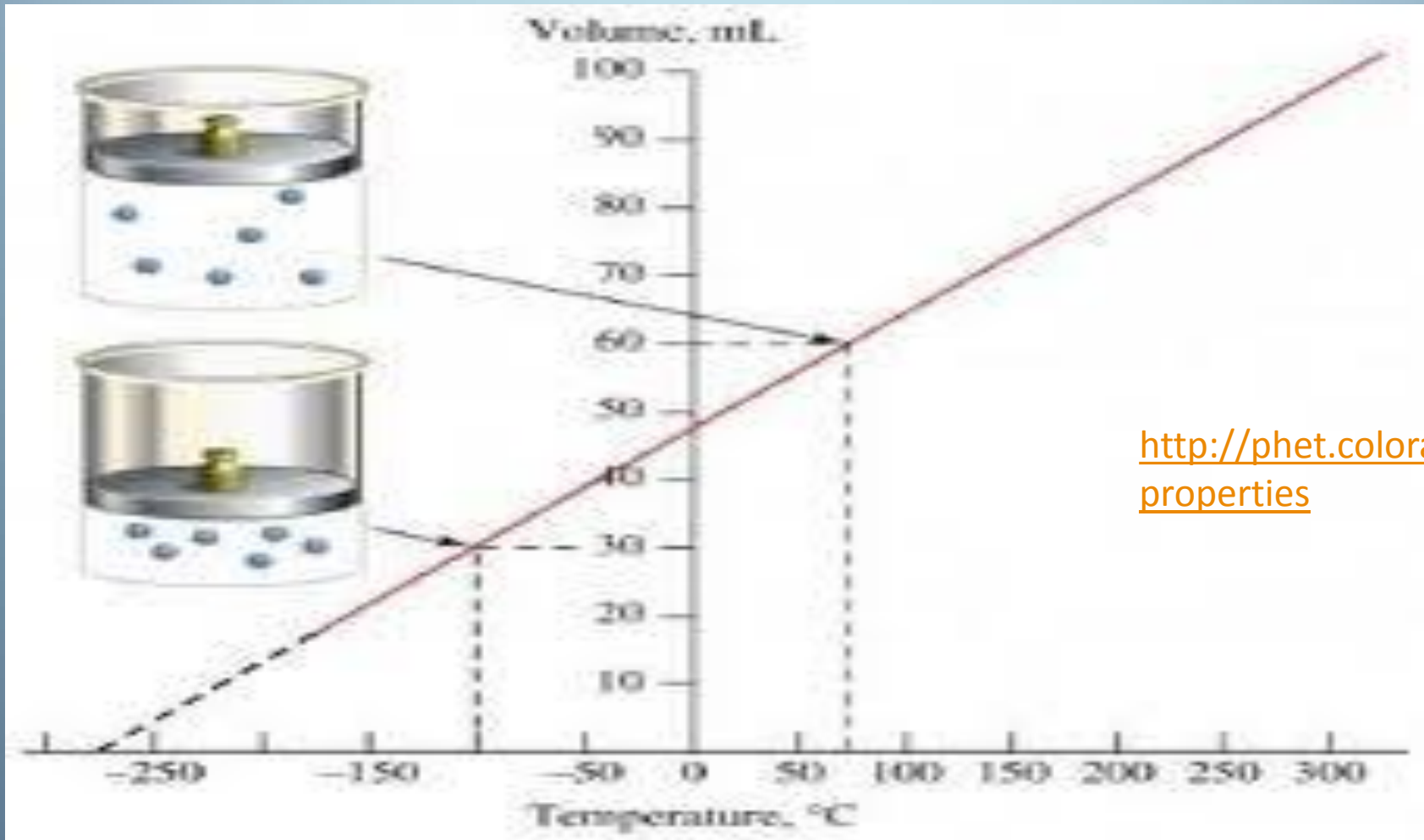


EXPANSIÓN PULMONES  
AUMENTA VOLUMEN  
MENOR PRESIÓN

COMPRESIÓN PULMONES  
MENOR VOLUMEN  
MAYOR PRESIÓN

## LEY DE CHARLES ( $n$ y presión constante)

El volumen es directamente proporcional a la temperatura.



<http://phet.colorado.edu/en/properties>

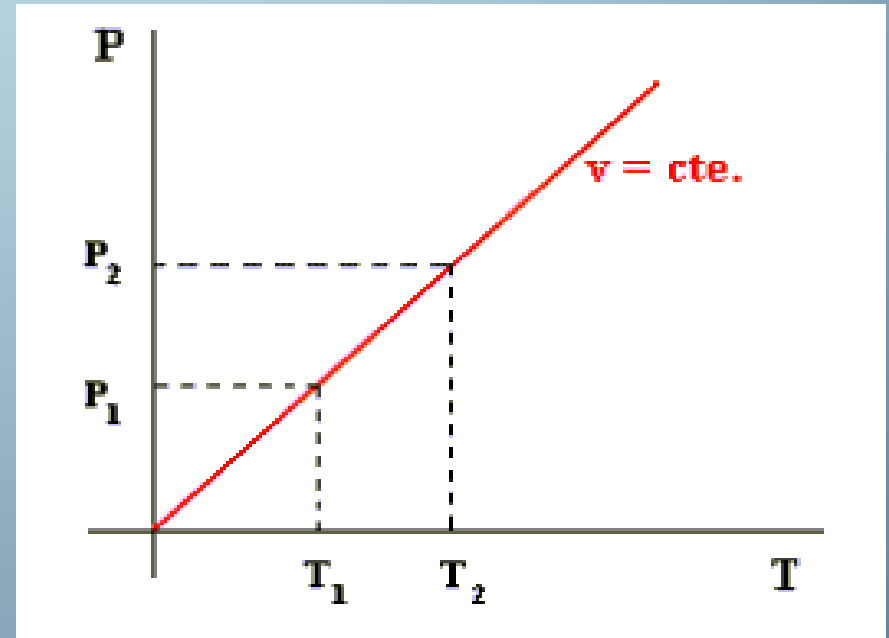
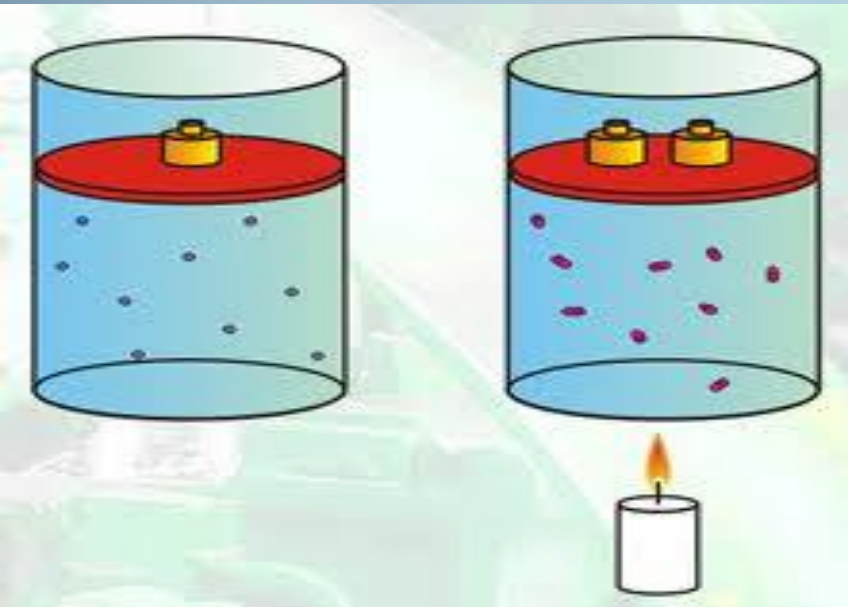


# LEY DE GAY- LUSSAC(AMONTON)(# n y volumen constante)

$P = K T$ , donde  $P$  es presión,  $K$  es una constante

$T$  es temperatura

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$$

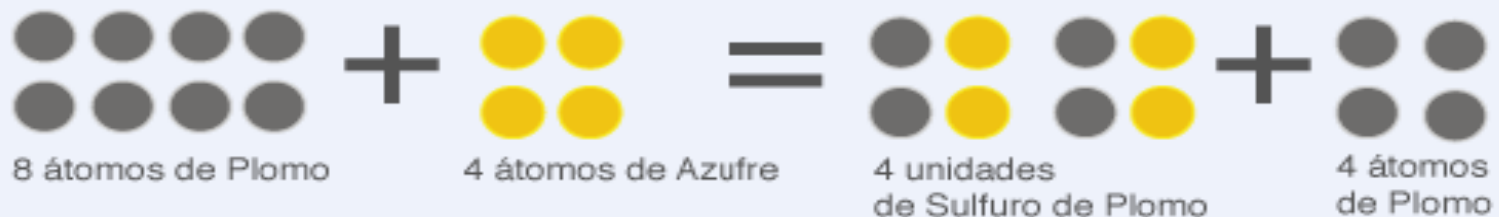


[http://www.profesorenlinea.cl/imagenfisica/GasesLeyes\\_image036.jpg](http://www.profesorenlinea.cl/imagenfisica/GasesLeyes_image036.jpg)

<http://leyesdelosgases.files.wordpress.com/2011/02/captura-de-pantalla-2011-02-15-a-las-18-34-321.png>

# Ley de las Proporciones Definidas o Constante (PROUST)

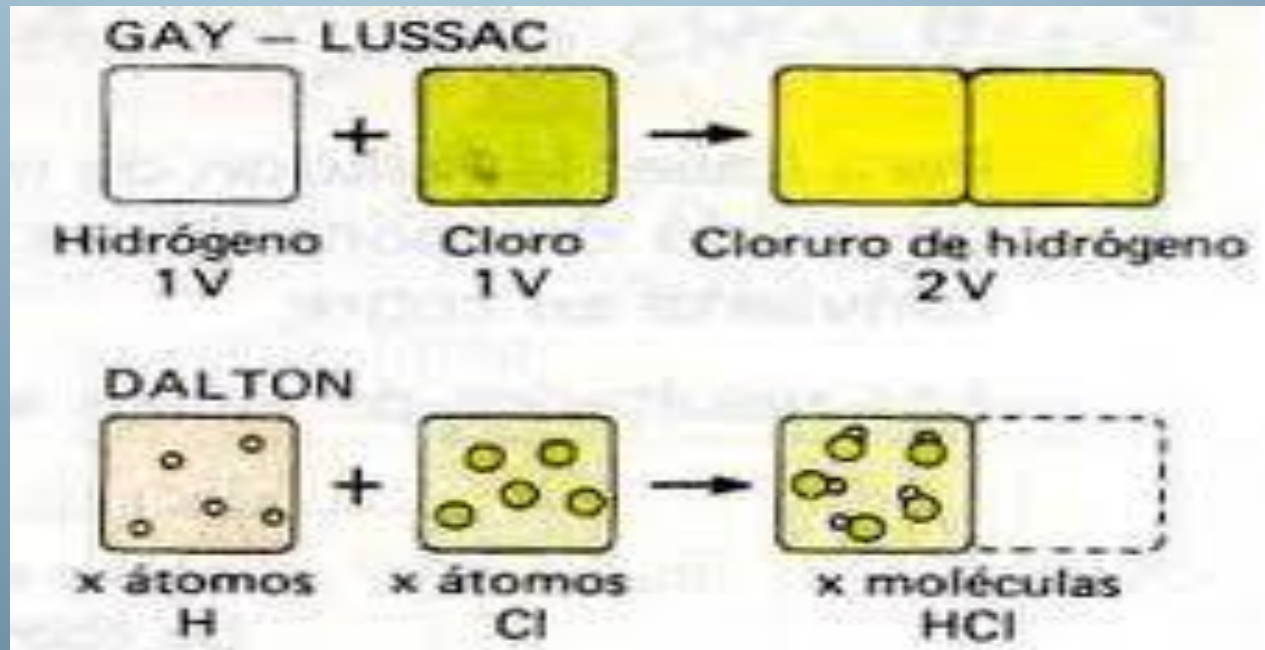
En un compuesto siempre contiene los mismos elementos en las mismas proporciones.



# LEY DE LOS VOLUMENES DE COMBINACIÓN DE LOS GASES - GAY- LUSSAC




Para estudiar la estequiometría de las sustancias gaseosas es más sencillo medir su volumen que su masa, por ende se utilizan las relaciones de volumen para las reacciones de los gases.

*Los volúmenes de las sustancias gaseosas que reaccionan, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en una relación de números enteros sencillos.*



**HIPÓTESIS DE AVOGADRO**( explica la estequiometría de los volúmenes de los gases que reaccionan)

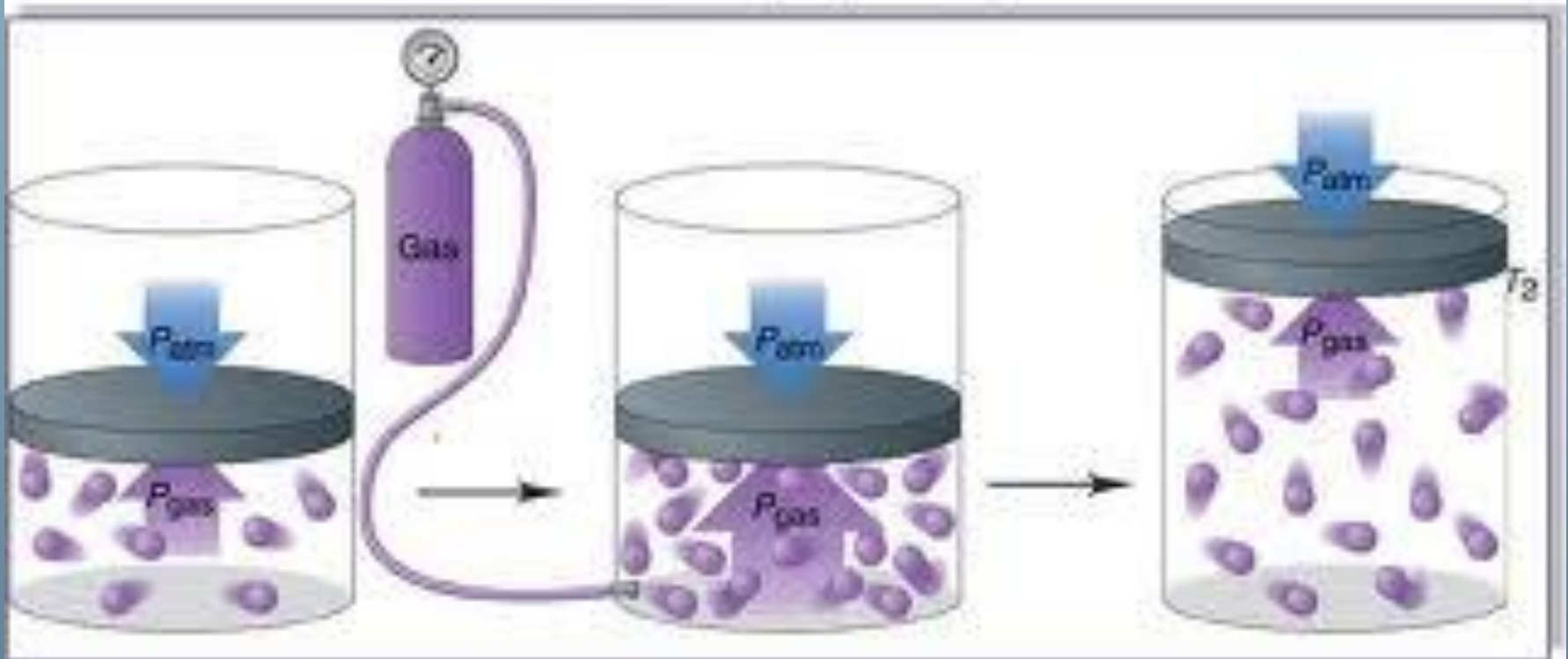
**Volumen iguales de gases que están a igual temperatura y presión, contienen igual cantidad de moles (moléculas).**

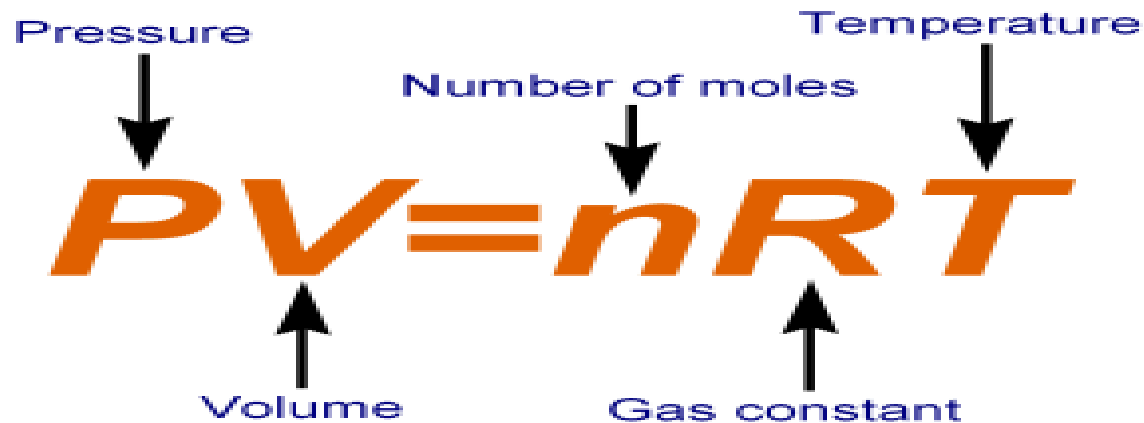
			
Volumen	22.4 L	22.4 L	22.4 L
Presión	1 atm	1 atm	1 atm
Temperatura	0°C	0°C	0°C
Masa del gas	4.00 g	28.0 g	16.0 g
Número de moléculas del gas	$6.02 \times 10^{23}$	$6.02 \times 10^{23}$	$6.02 \times 10^{23}$



## LEY DE AVOGADRO

$$V = K n \text{ (a } T \text{ y } P \text{ ctes)}$$





Units	Numerical Value
L-atm/mol-K	0.08206
J/mol-K*	8.314
cal/mol-K	1.987
m <sup>3</sup> -Pa/mol-K*	8.314
L-torr/mol-K	62.36

# APLICACIONES LEY DE LOS GASES IDEALES

## 1- DENSIDAD( D ) DEL GAS IDEAL

$$PV = n RT$$

$$P / RT = n / V$$

$$n = g / M(\text{masa molar})$$

$$P / RT = g / M(\text{masa molar}) V$$

$$P M / RT = g / V$$

$$D = g / V$$

$$D = P M / RT$$

## 2 - Masa Molar ( M )

$$P M / R T = g / V$$

$$D = g / V$$

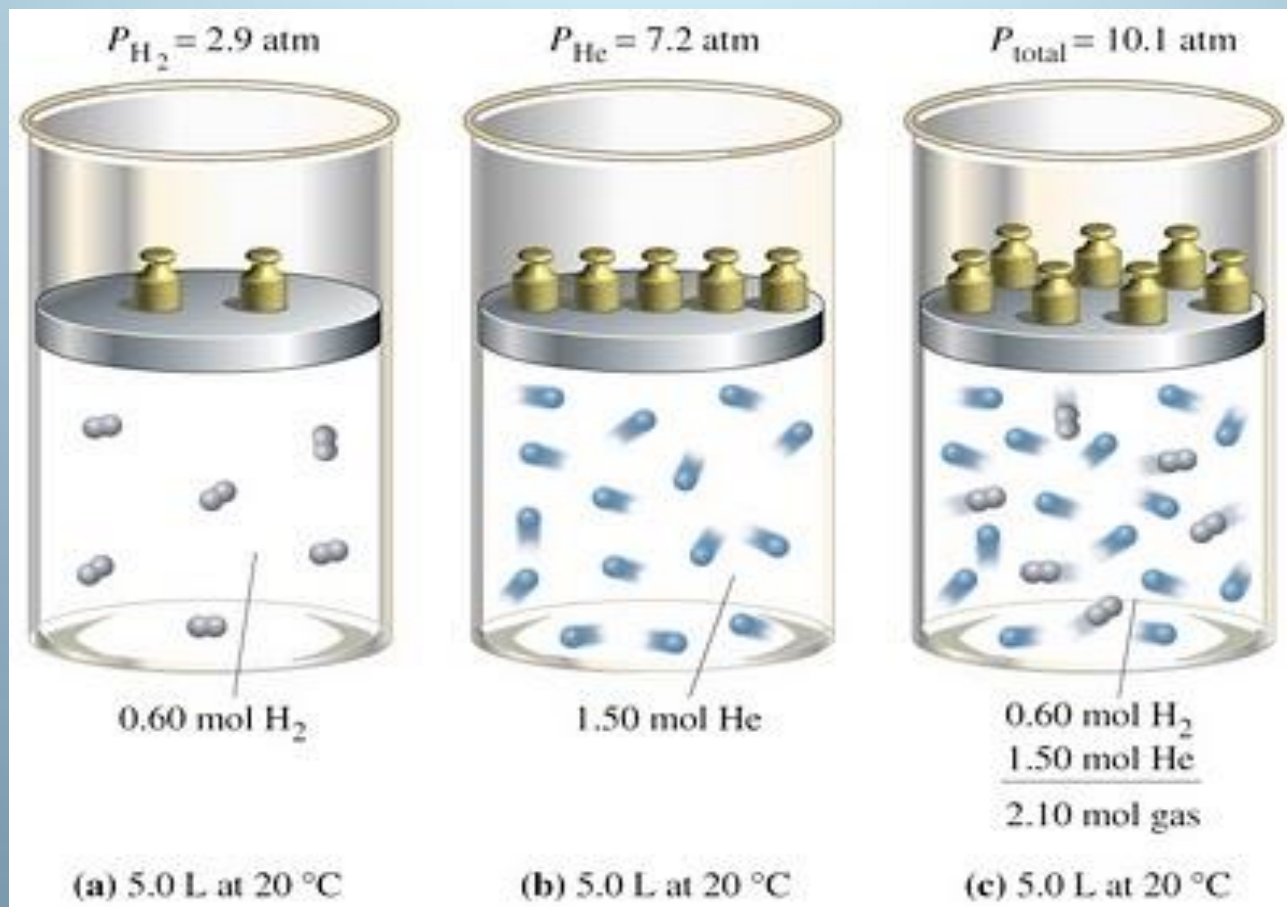
$$D = P M / R T$$

$$M = D R T / P$$



# MEZCLA DE GASES

## LEY DE DALTON PRESIONES PARCIALES



# PRESIÓN PARCIAL Y FRACCIÓN MOLAR

## MEZCLAS GASEOSAS

LEY DE DALTON ( o de las presiones parciales )

$$P = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$$

**Fracción molar** : es la relación del número de moles del gas entre el número de moles de la mezcla.

$$X_1 = \frac{n_1}{n}$$

Entonces :

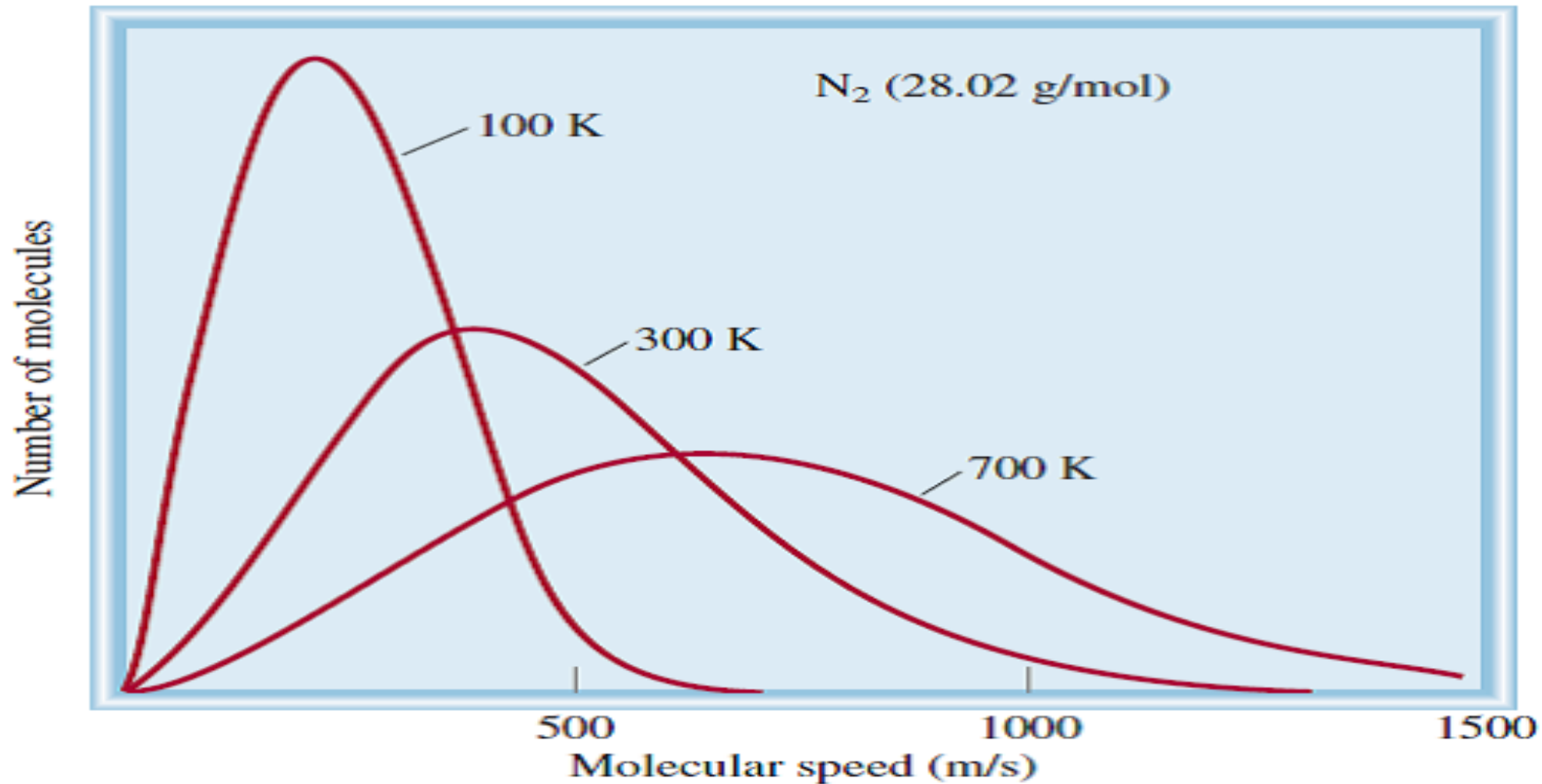
$$p_1 = \frac{n_1}{n} \cdot P$$

donde :

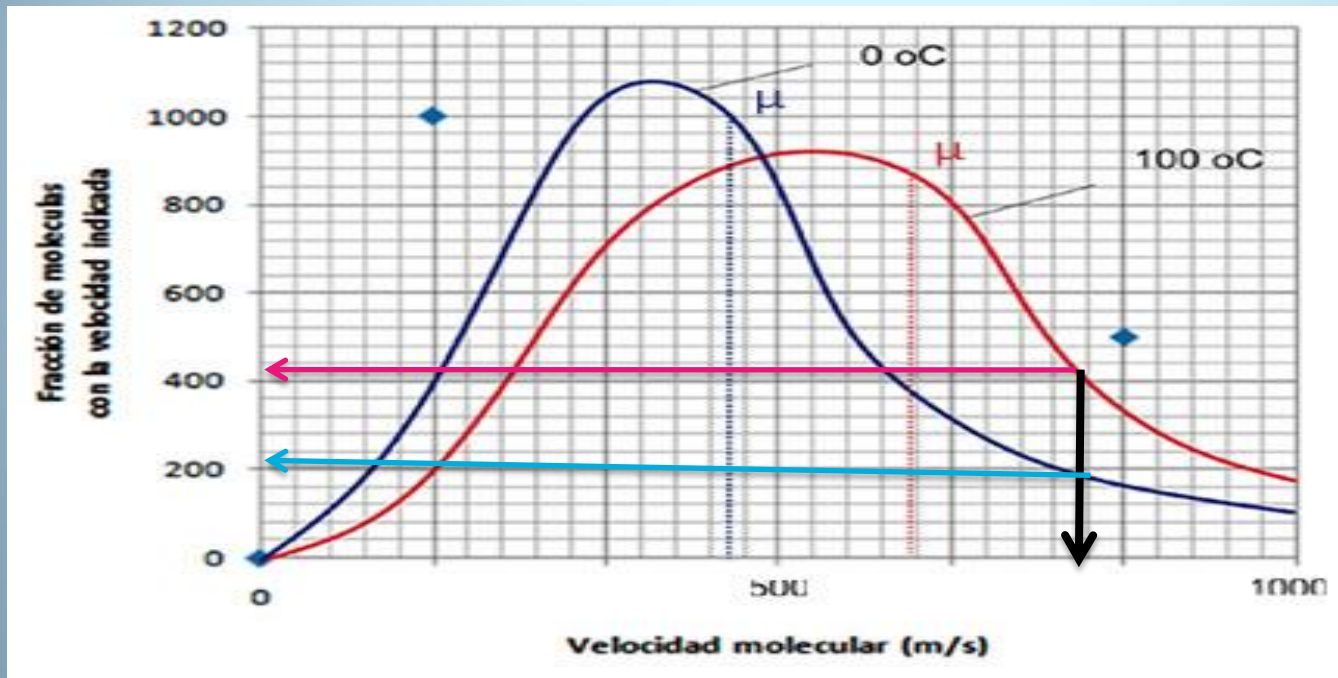
$$n = n_1 + n_2 + n_3$$

Finalmente:

$$p_1 = x_1 \cdot P$$

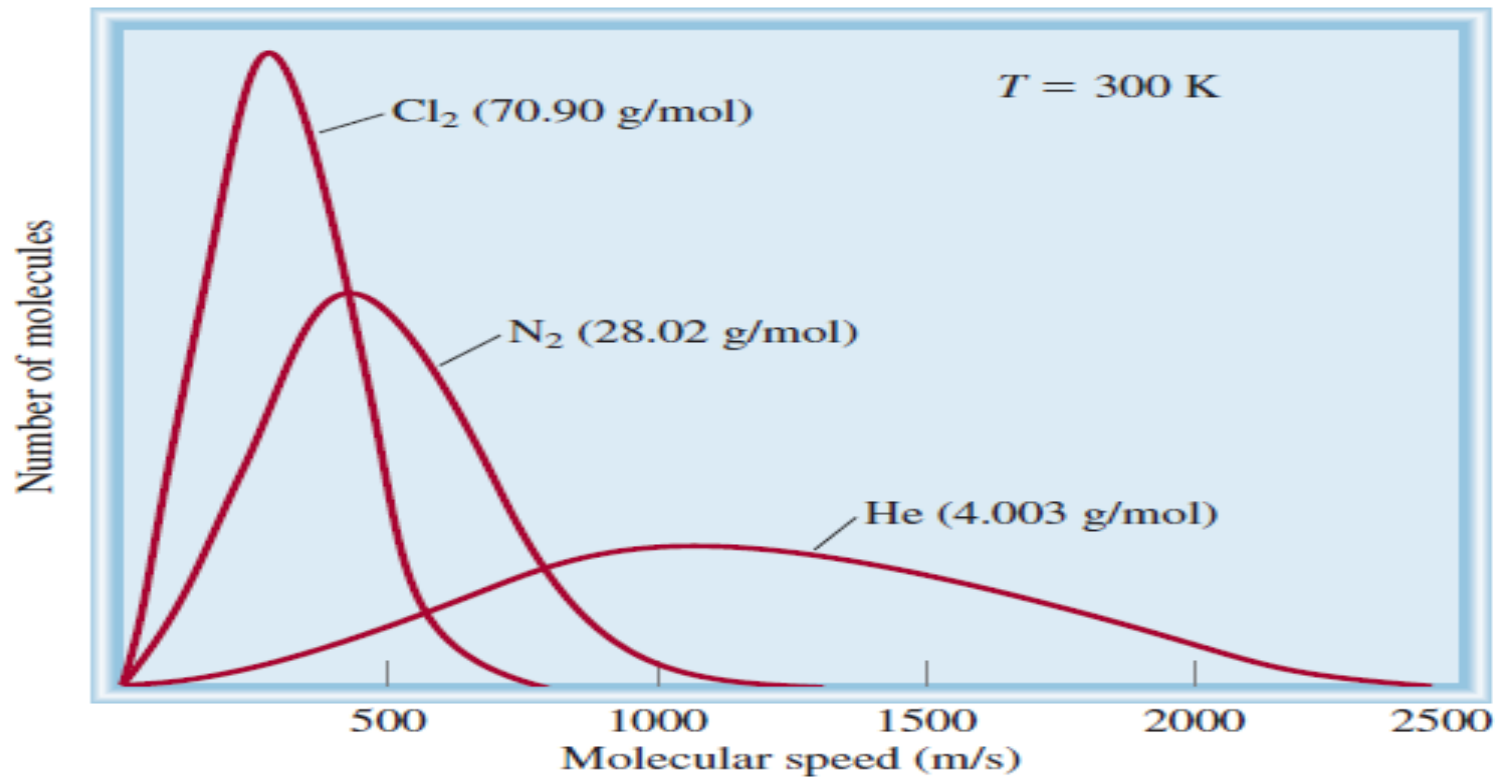


- Las partículas que forman el gases se mueven a diferentes velocidades.
- Pero la mayoría, **se mueven a un valor promedio a una temperatura**
- dada. A medida que **aumenta la temperatura**, la cantidad de las moléculas que se mueven a mayor velocidades aumenta



- . A 100°C hay mayor cantidad de moléculas (Fracción=400) moviéndose a mayor velocidad que a 0°C(200).Por ende la velocidad del Gas aumenta con la **temperatura**.
- La energía cinética ( $\frac{1}{2} m v^2$ ),por ende es directamente proporcional a la **temperatura**. **Gases diferentes, a igual T tienen igual EC promedio.**
- $E.C_{\text{promedio molecular}} = \frac{3}{2}(KT) = \frac{1}{2} m v_{\text{molecular}}^2$ .





- La velocidad promedio de un gas, es inversamente proporcional a su **masa molar**. El máximo en la gráfica representa la velocidad promedio de las moléculas, la velocidad a las cual se mueven la mayoría de las moléculas.
- La velocidad( $u$ ) del gas es :  $u_{\text{vcm}} \propto T / \text{masa molar}$

# Teoría cinético-molecular de los gases

<http://www.youtube.com/watch?v=0QqHe2U1g7k>

- Las sustancias están constituidas por moléculas pequeñísimas ubicadas a gran distancia entre sí.
- Las moléculas de un gas son totalmente independientes unas de otras, de modo que no existe atracción intermolecular alguna.
- Las moléculas se encuentran en movimiento continuo, en forma desordenada, chocan entre sí y contra las paredes del recipiente dando lugar a la presión del gas
- Los choques son elásticos no hay pérdida ni ganancia de energía cinética.
- La energía cinética media es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

[//1.bp.blogspot.com/](http://1.bp.blogspot.com/)

[79zano/UByGHKmjIHl/AAAAAAAAABKM/\\_gEvZYLCUr0/s1600/teor%25C3%25ADa+cin%25C3%25A9tica+molecular+](http://79zano/UByGHKmjIHl/AAAAAAAAABKM/_gEvZYLCUr0/s1600/teor%25C3%25ADa+cin%25C3%25A9tica+molecular+)

es gases.jpg