



GASES



- Presión
- Ley de Boyle ($P;V$)
- Ley de Charles($V;T$)
- Ley de Gay-Lussac ($P;T$)
- Ley de Avogadro($V;n$)
- Ley de los gases combinada (PVT)
- Ecuación de los gases Ideales ($PV = nRT$)
- Ley de Dalton (ley de las presiones parciales)
 - Difusión y Efusión (ley de Graham)
 - Teoría cinética Molecular

ESTADOS DE LA MATERIA



Estados de agregación de los Elementos a 25°C

H	Sólido																He																									
Li	Be	Líquido										B	C	N	O	F	Ne																									
Na	Mg	Gaseoso										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	Ls	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																									
Fr	Ra	Ac	<table border="1"> <tr> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table>												Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																													
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																													



$\text{Cl}_2(\text{g})$

$\text{Br}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{Br}_2(\text{l})$

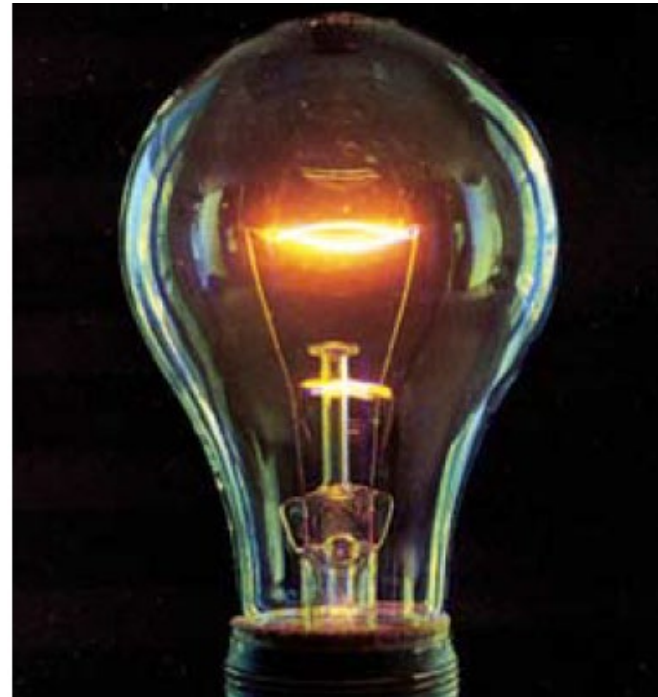
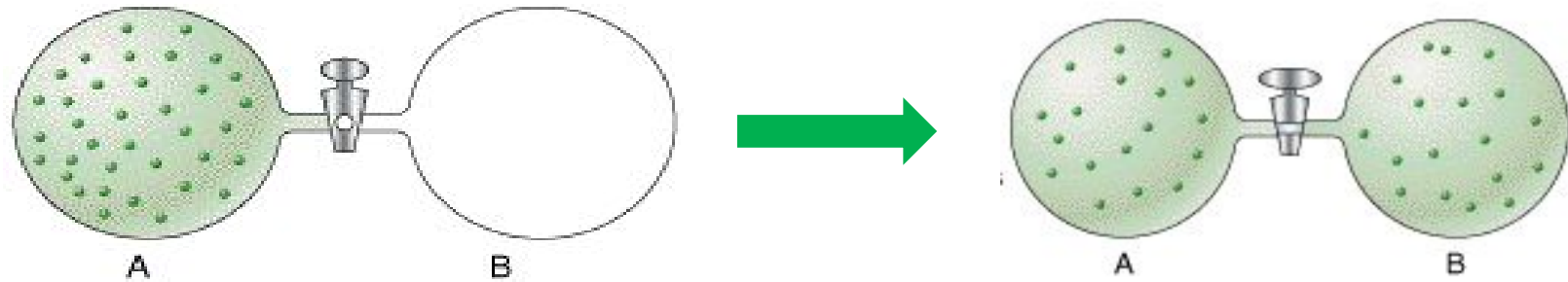
$\text{I}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{I}_2(\text{s})$

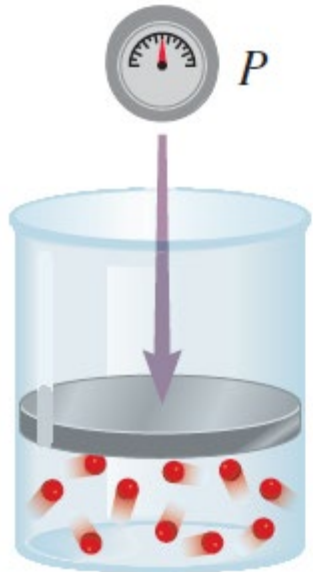
ESTADO GASEOSO

- En este estado, las partículas tienen la suficiente energía para superar todas las fuerza de atracción entre ellas.
- Estado desordenado, con partículas moviéndose de manera caótica
- Cada partícula está completamente separada una de otra.
- Tienen bajas densidades (fácilmente compresibles)
- Llenan completamente el recipiente que los contiene
- Malos conductores del calor y la electricidad

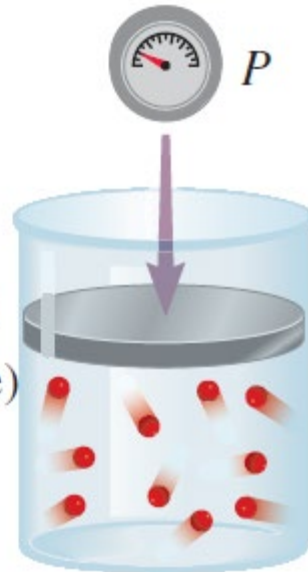


LOS GASES OCUPAN EL VOLUMEN DEL RECIPIENTE QUE LOS CONTIENE



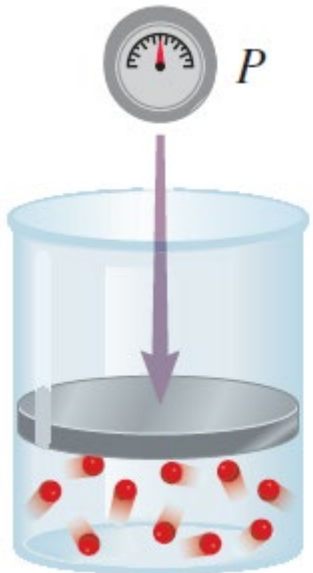


El volumen aumenta
(La presión disminuye)

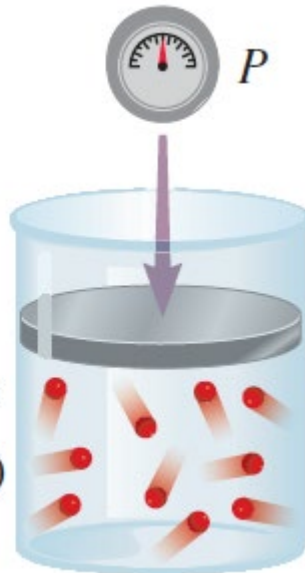


El volumen en sí de las moléculas gaseosas es despreciable respecto al volumen del recipiente

Alta temperatura
Baja presión
Moléculas de bajo peso molecular

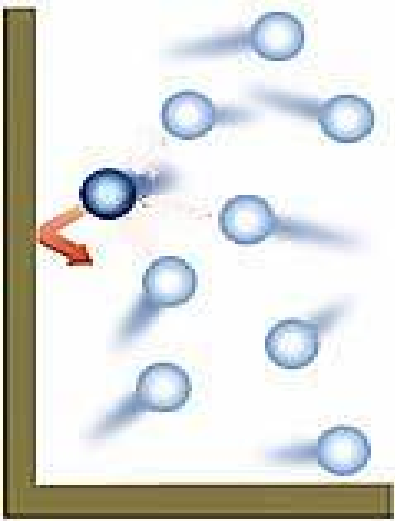
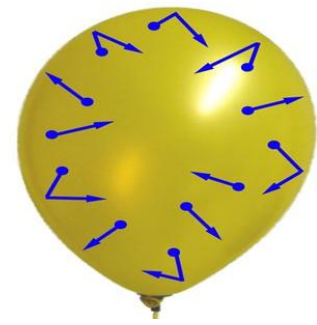


Temperatura más alta
(El volumen aumenta)



Favorecen el comportamiento **IDEAL** de un gas

Presión del Gas



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

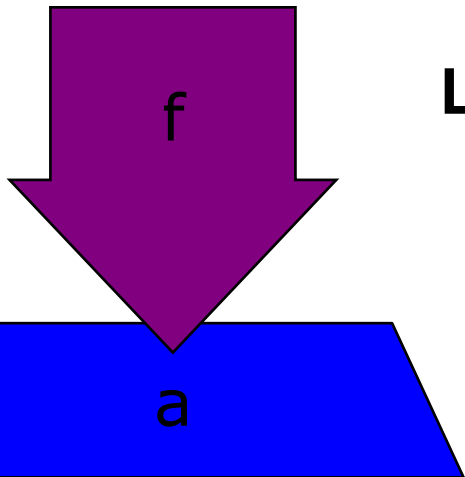
La presión se define como la fuerza aplicada por unidad de área.

$$\text{Presión} = \text{Fuerza} / \text{Area}$$

Unidades de Presión

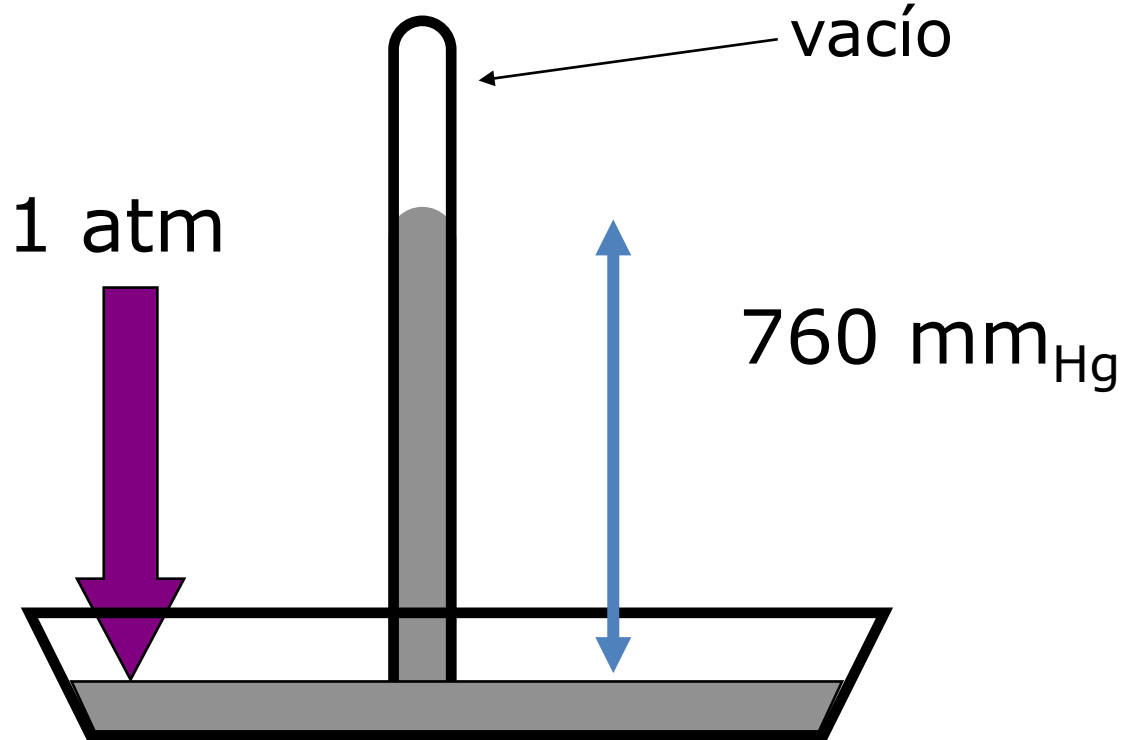
$$1,00 \text{ atm} = 760 \text{ torr} = 760 \text{ mm Hg}$$

$$1,01 \times 10^5 \text{ Pa} = 1,01325 \text{ bar} = 1013,25 \text{ mbar}$$



BARÓMETRO

Equipo empleado para medir la presión atmosférica



LAS LEYES DE LOS GASES

- Debido a que los gases son **altamente compresibles** y **se expanden cuando se los calienta** vamos a estudiar estas propiedades en forma exhaustiva
- Las relaciones entre volumen, presión , temperatura y moles se conocen como las **leyes de los gases.**

UNIDADES A EMPLEAR

Volumen (V)

litros, aunque alguna otra unidad puede ser empleada

Temperatura (T)

Debe ser expresada en escala absoluta: **K (Kelvin)**

Presión (P)

atm, torr, mm_{Hg}, Pa.

Moles (n)

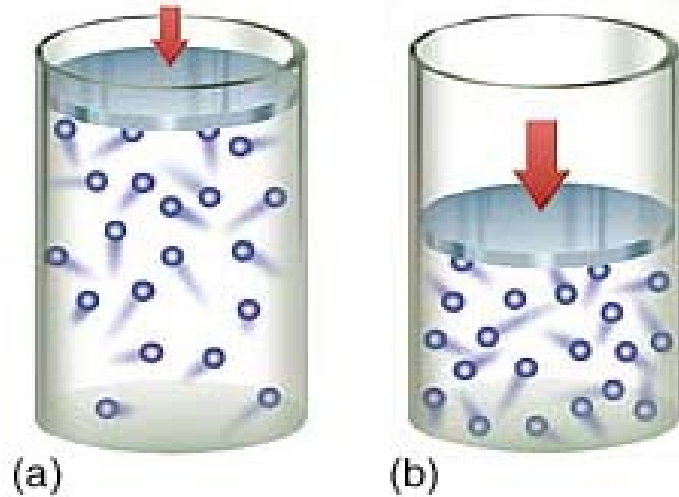
1 mol = 6,022 x 10²³ partículas

Leyes de los gases

- Ley de Boyle
- Ley de Charles
- Ley de Gay-Lussac
- Ley de Avogadro

La **ecuación GENERAL de los gases ideales** combina estas leyes en una sola relación

Ley de Boyle



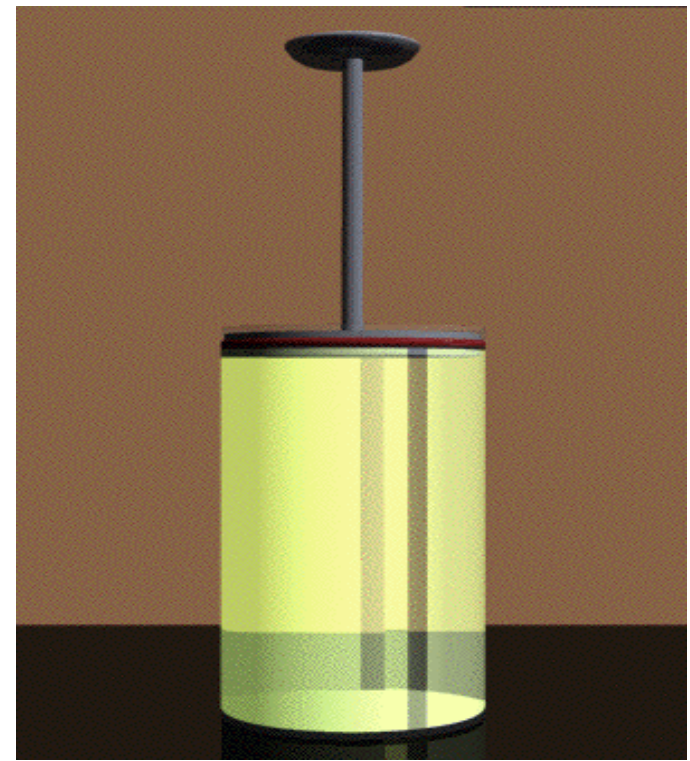
El volumen de un gas es inversamente proporcional a su presión.

$$PV = k$$

ó

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

T, n deben ser constantes!

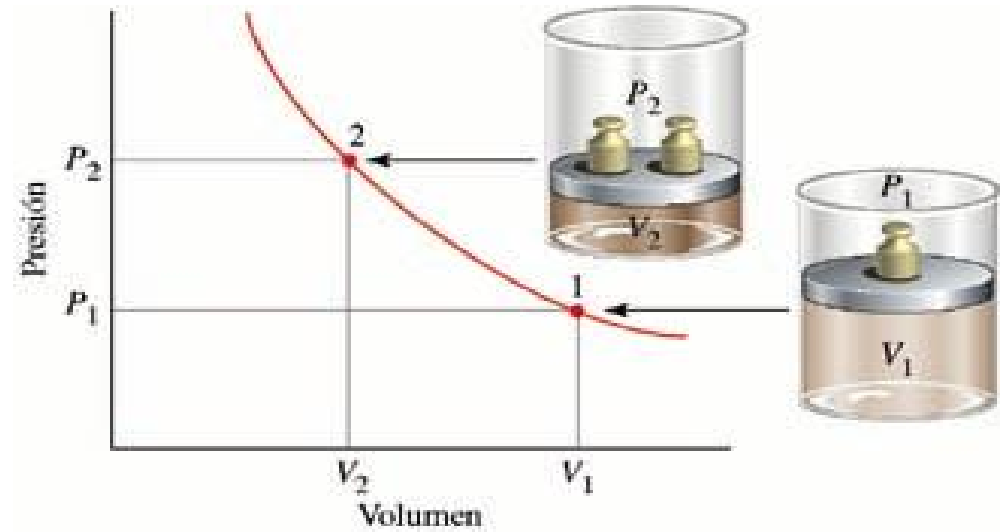


Al aumentar la presión en una muestra de gas el volumen disminuye, cuando la temperatura se mantiene constante .

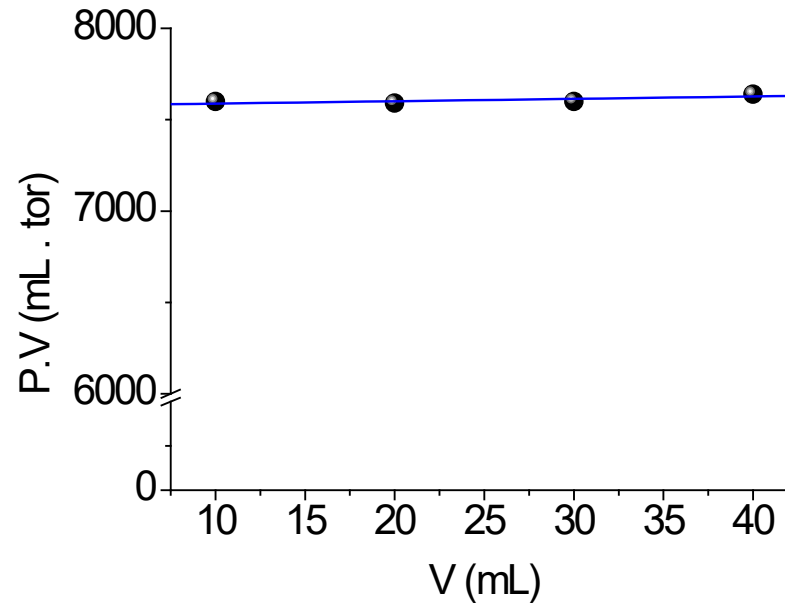
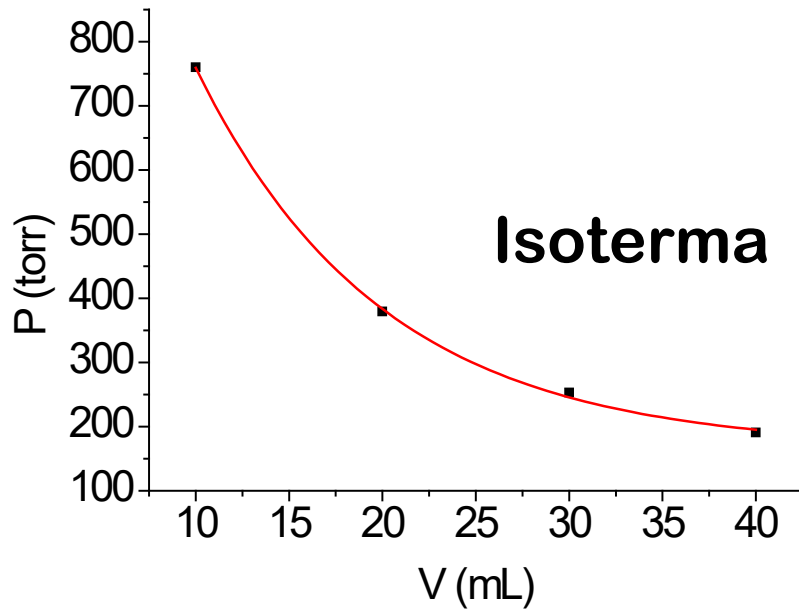
LEY DE BOYLE (1662)- MARIOTTE (1676)

$$P V = k$$

$$P = k / V$$

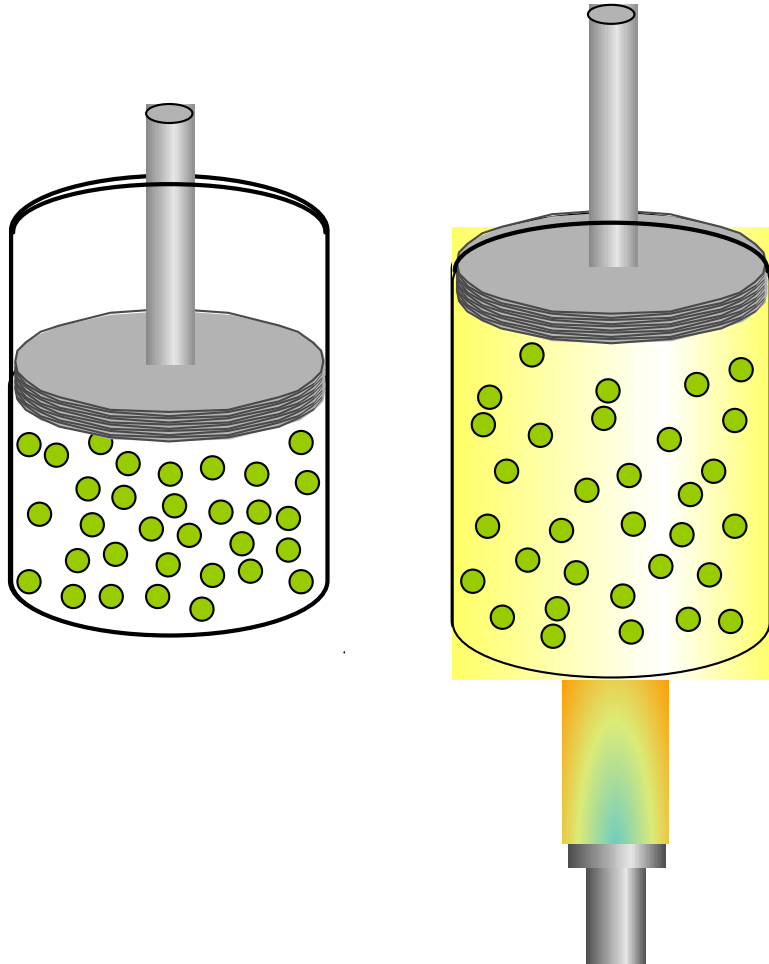


a temperatura y n constantes

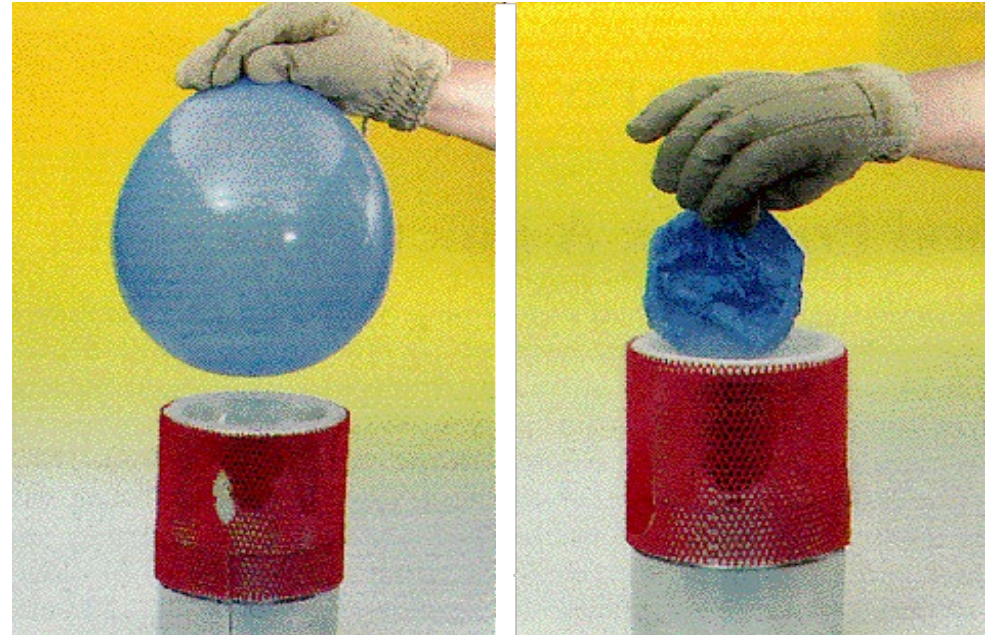


P, n constantes!

Cuando se calienta una muestra de gas, su volumen aumenta



Ley de Charles (1787)



LEY DE CHARLES

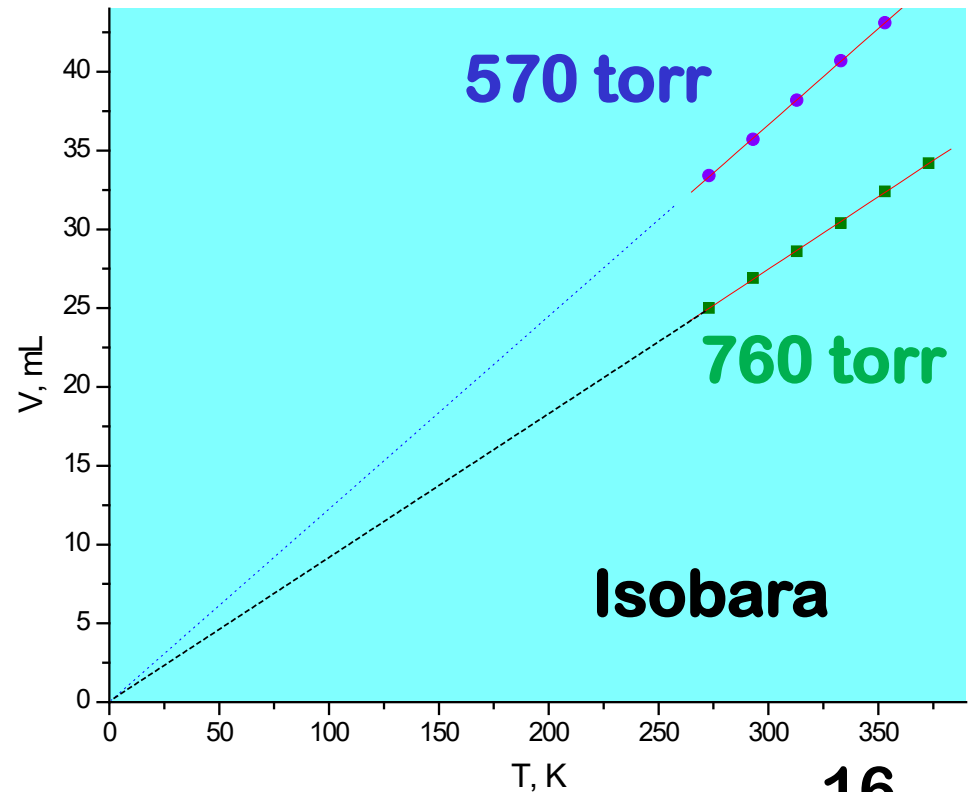
$$V = k T$$

P, n constantes!

$$\frac{V}{T} = k \quad \text{o} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

El volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta (K).

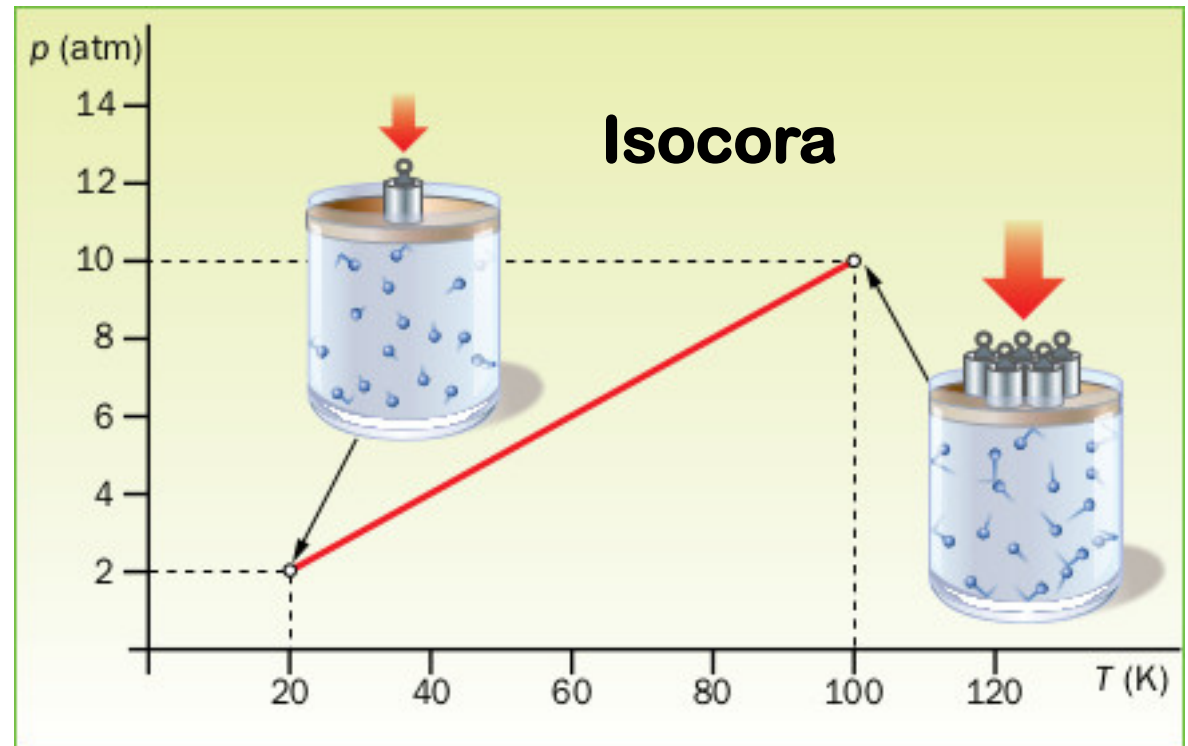
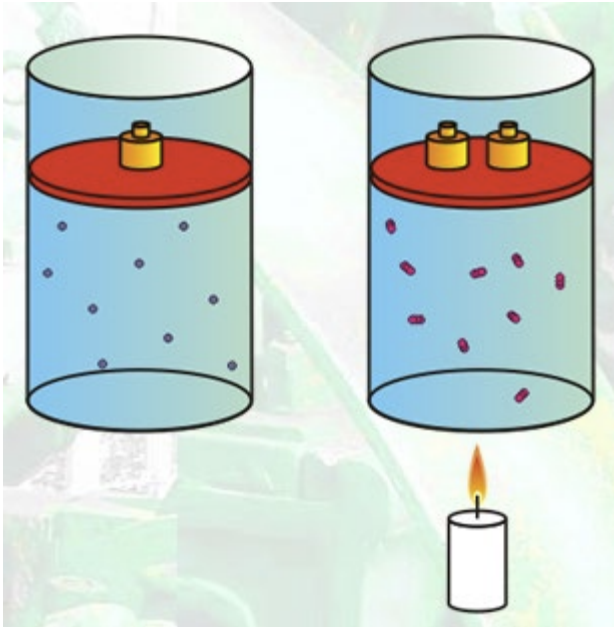
T, °C	760	570 (mmHg)
	V ₁	V ₂
0	25	33.4
20	26.9	35.7
40	28.6	38.2
60	30.4	40.7
80	32.4	43.1
100	34.2	



LEY DE GAY-LUSSAC (1802)

V y n constantes

$$\frac{P}{T} = k \quad \text{o} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



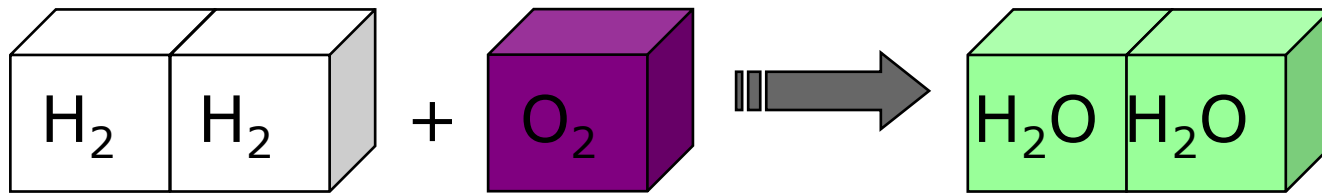
Ley de la combinación de volúmenes de Gay-Lussac (1808)

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

Ley de Combinación de volúmenes

- Ejemplo

Reacción entre hidrógeno y oxígeno gaseoso.

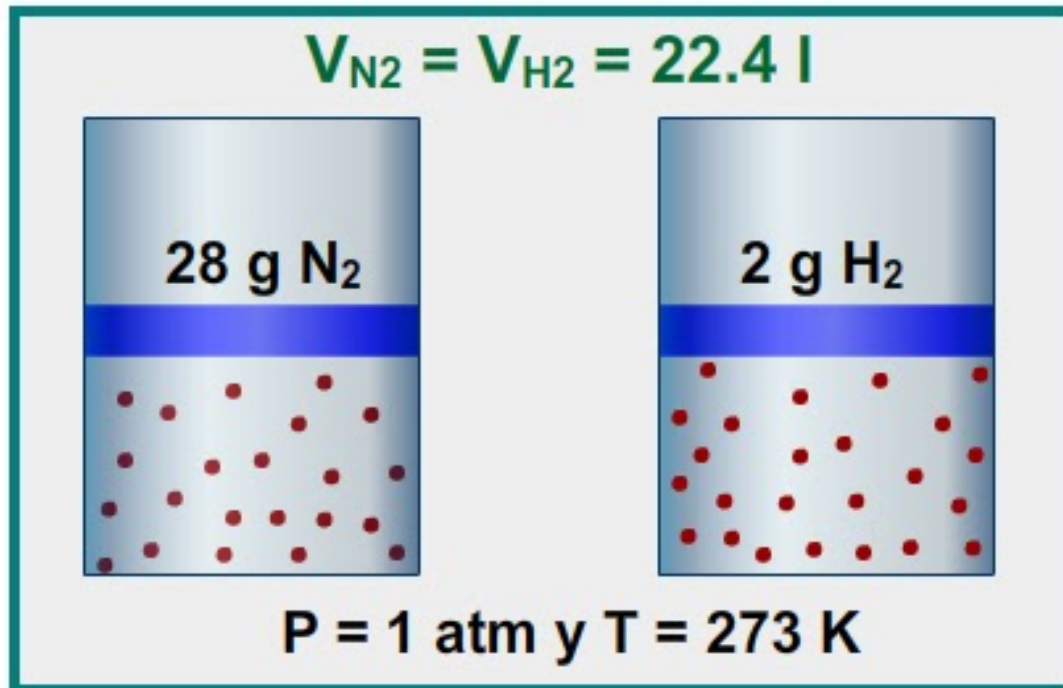


2 "volúmenes" de hidrógeno(g) se combinan con 1 "volumen" de oxígeno(g) para producir dos volúmenes de agua(g).



Hipótesis de Avogadro (1811)

Volúmenes iguales de cualquier gas a una misma temperatura y presión contienen igual número de moléculas



**1 mol = $6,02 \times 10^{23}$
moléculas de
cualquier gas
ocupa 22,4 L a 1
atm y 0°C**

Ley de Avogadro

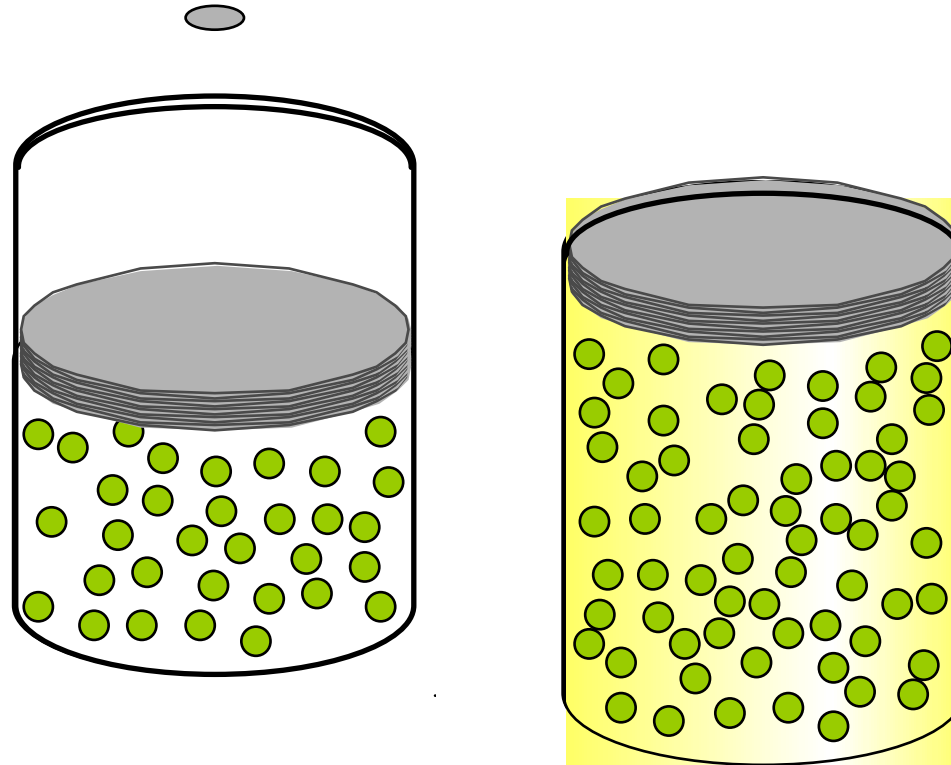
A presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas

$$V = k n$$

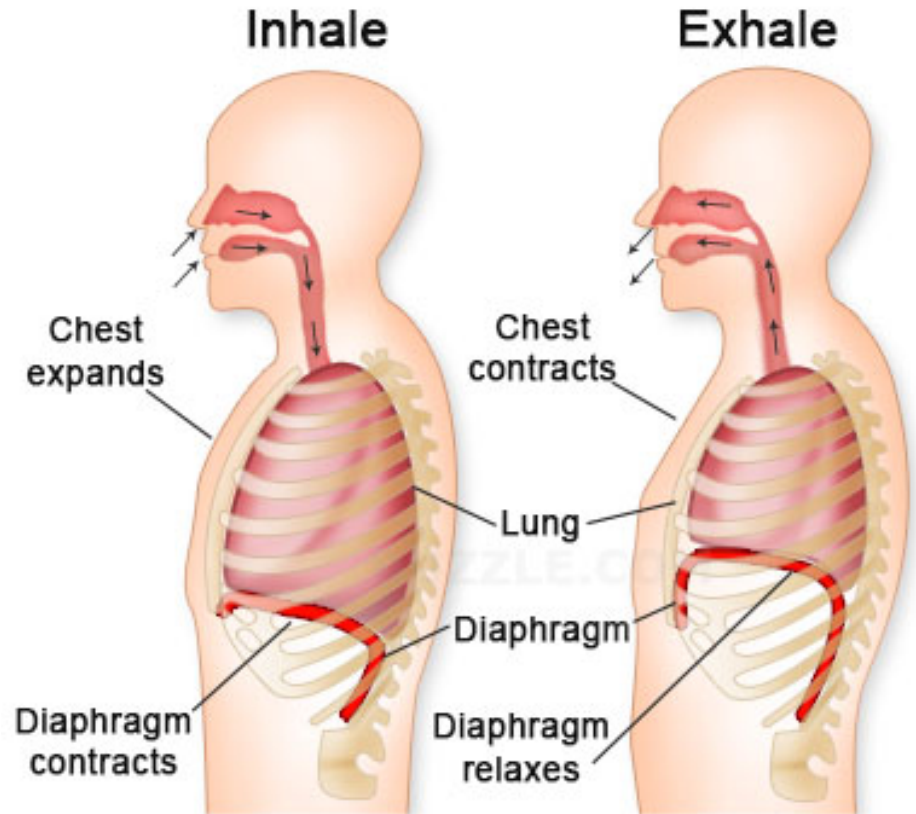
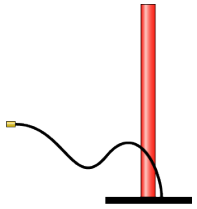
$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Ley de Avogadro

**Si se tienen más moles de un gas,
estos ocupan mayor espacio
a la misma presión y temperatura**



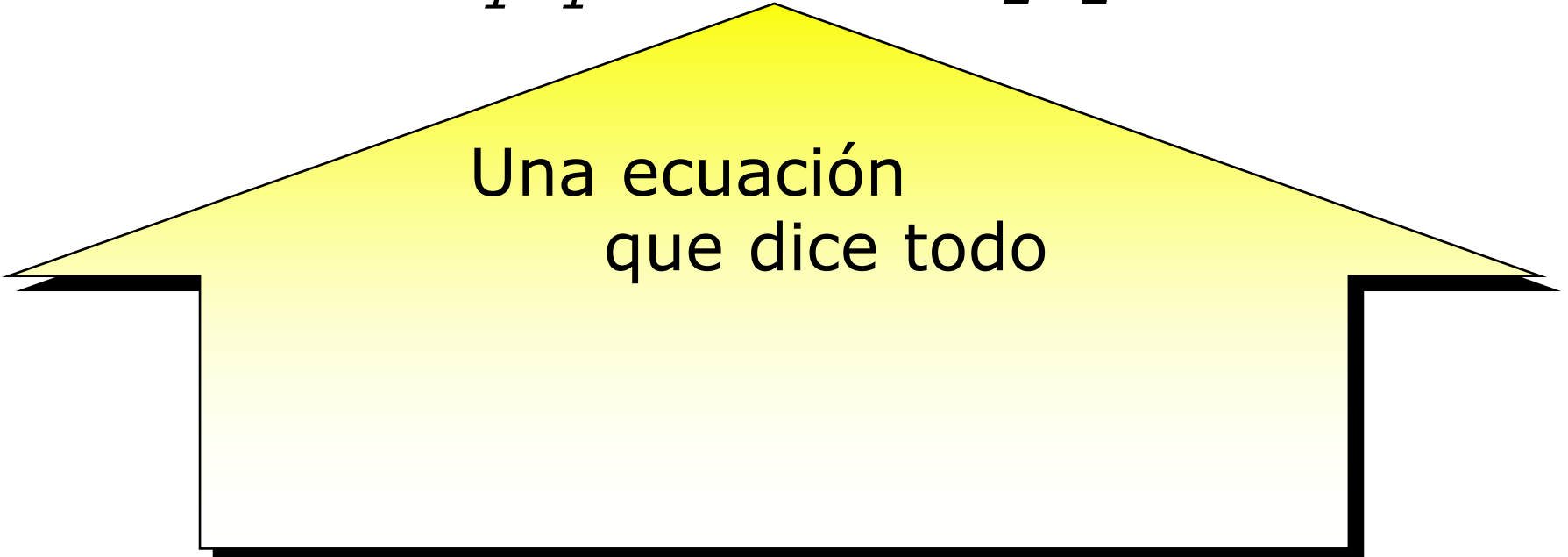
Aplicación cotidiana de la Ley de Avogadro



variables	variables constantes..	...relación:	Ley
P, V	n, T	$P_1 V_1 = P_2 V_2$	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	$P_1 V_1/T_1 = P_2 V_2/T_2$	Combinado
P, V, T, n	$P_1 V_1/n_1 T_1 = P_2 V_2/n_2 T_2$		Gas Ideal

ley de los gases ideales

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



Una ecuación
que dice todo

La ley de los gases ideales (ecuación general de estado)

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

$V \propto 1 / P$, si T , n son ctes.

Charles: $V / T = \text{constante}$

$V \propto T$, si P y n son ctes.

Avogadro: $V / n = \text{constante}$

$V \propto n$, si P y T son ctes.

$$\therefore V \propto n T / P$$

$$\text{ó } P V \propto n T$$

$$PV = nRT$$

**combinación de las leyes
de Boyle, Charles y
Avogadro**

$P = \text{atm}$

$V = \text{L}$

$n = \text{moles}$

$T = \text{K}$

**R (constante de los
gases) = **0,082** L atm/K
mol**

ley de los gases ideales

Ejemplo : si n y T constantes

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

Nos conduce a:

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

Ejemplo

Si un gas tiene un volumen de 3.0 L a 250 K,
Cuál será el V a 450 K si la presión se mantuvo
constante?

Simplificamos
P y n

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

**Tenemos la expresión
De la ley de Charles**

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

Ejemplo

Si un gas tiene un volumen de 3.0 L a 250 K,
Cuál será el V a 450 K ?

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

$$V_2 = \frac{(3.0 \text{ L}) (450 \text{ K})}{(250 \text{ K})}$$

$$= 5.4 \text{ L}$$

Condiciones Normales (CNPT)

- Recordemos las condiciones normales
 - Temperatura = 273,15 K (273 K)
 - Presión = 1 atm
- Bajo estas condiciones:

Un mol de un gas ocupa un volumen de 22,4 litros.

CÁLCULO DE LA CONSTANTE R A PARTIR DE CNPT

$$R = \frac{PV}{nT}$$

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

$$= 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Ejemplo

Cuál es el volumen de 2,00 moles de un gas a 3,50 atm y 310,0 K?

$$PV = nRT$$

$$V = nRT / P$$

$$= \frac{(2,00 \text{ mol})(0,08206 \text{ L atm K}^{-1}\text{mol}^{-1})(310,0 \text{ K})}{(3,50 \text{ atm})}$$

$$= 14,5 \text{ L}$$

DETERMINACIÓN DE LA MASA MOLAR

$$PV = nRT \quad \text{y} \quad n = \frac{m}{MM}$$


masa

Masa Molar

$$PV = \frac{m}{MM} RT$$

$$MM = \frac{m RT}{PV}$$

DENSIDAD DE LOS GASES

$$PV = nRT \quad \text{y} \quad \delta = \frac{m}{V} \quad n = \frac{m}{MM}$$

$$PV = \frac{m}{MM} RT$$

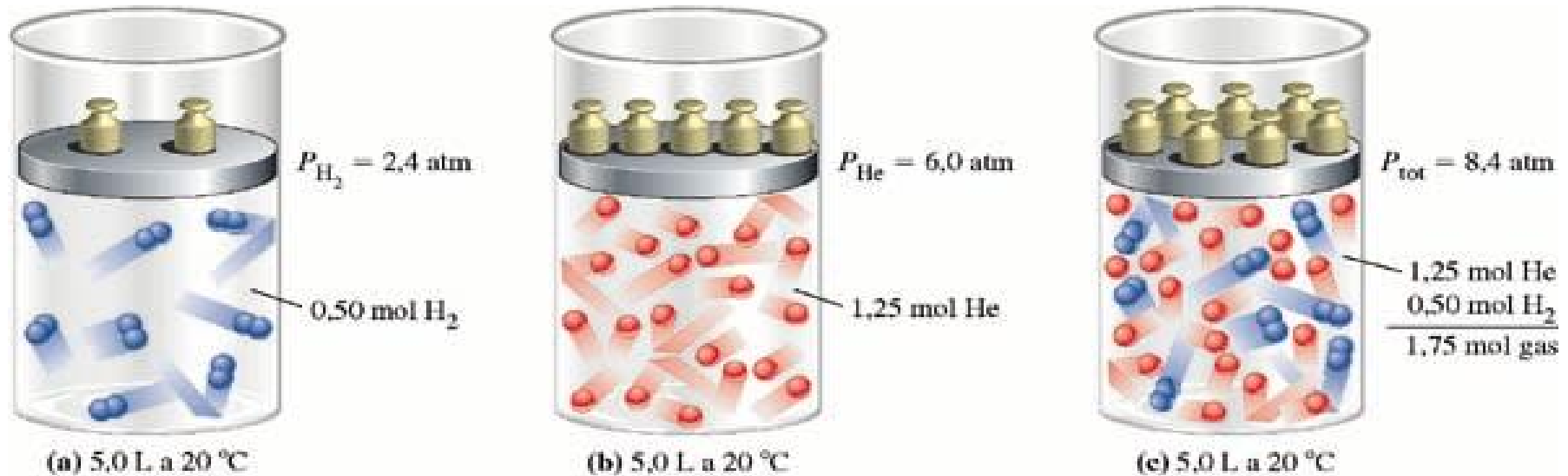
$$\frac{m}{V} = \delta = \frac{MM P}{RT}$$

Ley de las presiones parciales de Dalton (1801)

La presión total de una mezcla gaseosa es la suma de las presiones parciales de cada uno de los gases de la mezcla.

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots P_n$$

LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES



- 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.

Ejemplo de presiones parciales

- Las mezclas de He y O₂ se utilizan para llenar los tanques de buceo.”
- Para una zambullida particular, se bombean 46 L de O₂ y 12 L de He a un tanque de 5 L. Ambos gases fueron agregados a una presión de 1,0 atm a 25°C.
- Determinar la presión total de los gases en el tanque de buceo a 25°C.

Ejemplo de presiones parciales

Primero calcular el número de moles de cada gas empleando $PV = nRT$.

$$n_{\text{O}_2} = \frac{(1,0 \text{ atm}) (46 \text{ l})}{(0,082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(298,15\text{K})} = 1,9 \text{ mol}$$

$$n_{\text{He}} = \frac{(1,0 \text{ atm}) (12 \text{ l})}{(0,08206 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(298,15\text{K})} = 0,49 \text{ mol}$$

Ejemplo de presiones parciales

Ahora calcular la presión parcial de cada uno

$$P_{\text{O}_2} = \frac{(1,9 \text{ mol}) (298,15 \text{ K}) (0,082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1})}{(5,0 \text{ L})} = 9,3 \text{ atm}$$

$$P_{\text{He}} = \frac{(0,49 \text{ mol}) (298,15 \text{ K}) (0,082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1})}{(5,0 \text{ l})} = 2,4 \text{ atm}$$

$$P_{\text{T}} = 11,7 \text{ atm}$$

FRACCIONES MOLARES

$$p_A + p_B = p_T ; \quad p_A = \frac{n_A R T}{V} \quad \text{y} \quad p_B = \frac{n_B R T}{V}$$

$$\frac{n_A R T}{V} + \frac{n_B R T}{V} = \frac{(n_A + n_B) R T}{V} = \frac{n_T R T}{V} = p_T$$

$$\frac{p_A}{p_T} = \frac{\frac{n_A R T}{V}}{\frac{n_T R T}{V}} = \frac{n_A}{n_T} = x_A$$

$$\frac{p_B}{p_T} = \frac{\frac{n_B R T}{V}}{\frac{n_T R T}{V}} = \frac{n_B}{n_T} = x_B$$

$$p_A = x_A p_T$$

$$p_B = x_B p_T$$

Las fracciones molares varían entre cero y uno. La suma de las fracciones molares de los gases de una mezcla es igual a uno 40

El aire es una mezcla de gases

-cada uno contribuye con su propia presión al total.

$$P_{\text{aire}} = P_{\text{N}_2} + P_{\text{O}_2} + P_{\text{Ar}} + P_{\text{CO}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

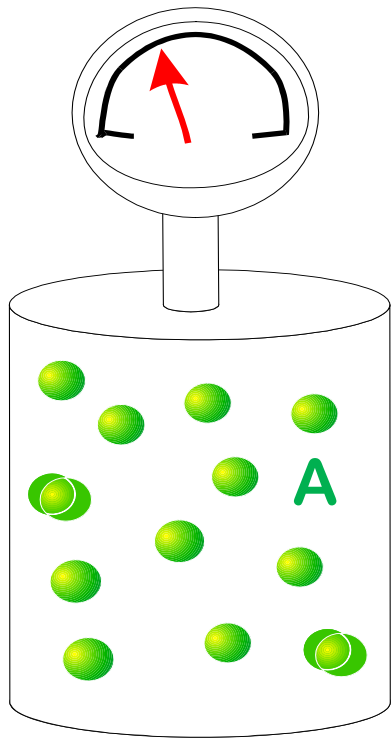
$$P_{\text{T}} = 760 \text{ mm Hg}; p_{\text{N}_2} = 593 \text{ mm Hg}$$

$$p_{\text{N}_2} = x_{\text{N}_2} p_{\text{T}}$$

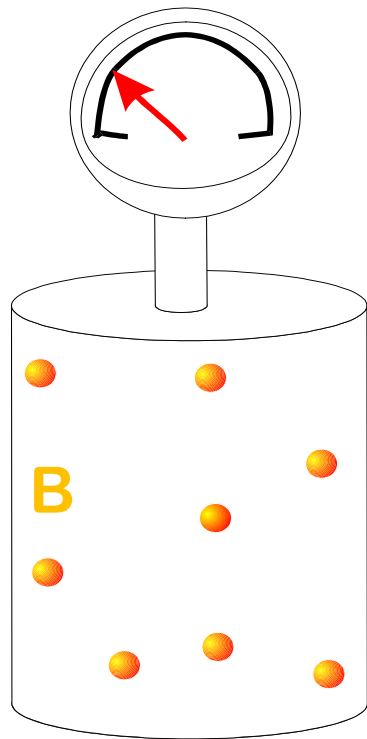
$$x_{\text{N}_2} = \frac{p_{\text{N}_2}}{p_{\text{T}}} = \frac{593 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}}$$

$$x_{\text{N}_2} = 0,78$$

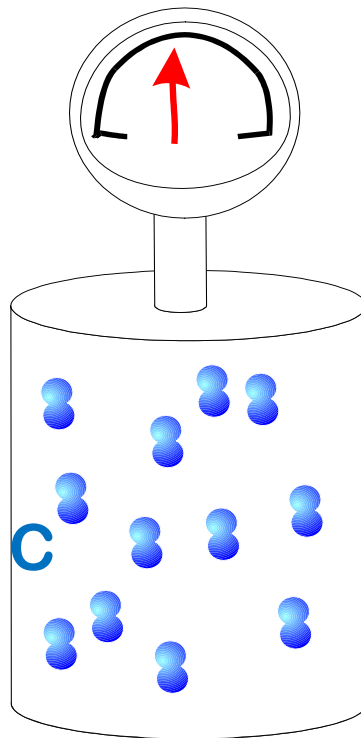
2 atm



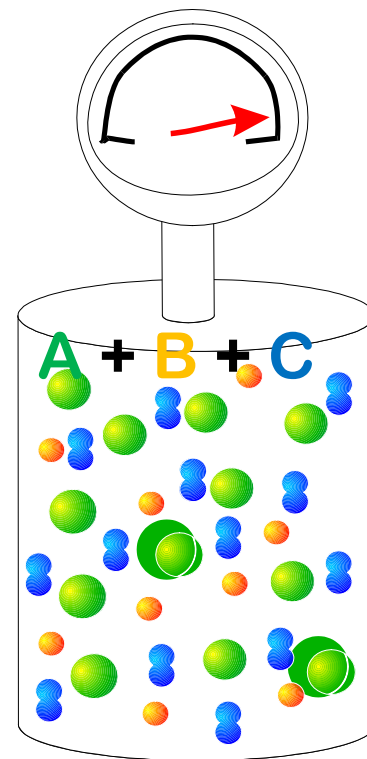
+ 1 atm



+ 3 atm



= 6 atm



$$p_A = x_A p_T$$

$$x_A = \frac{p_A}{p_T} = \frac{2 \text{ atm}}{6 \text{ atm}} = 0,33$$

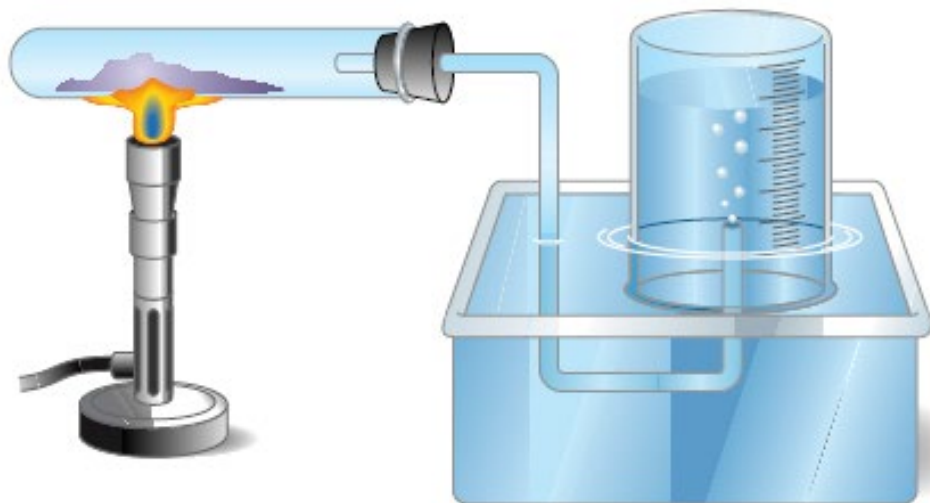
OBTENCIÓN DE GASES SOBRE AGUA

Presión de vapor
de agua

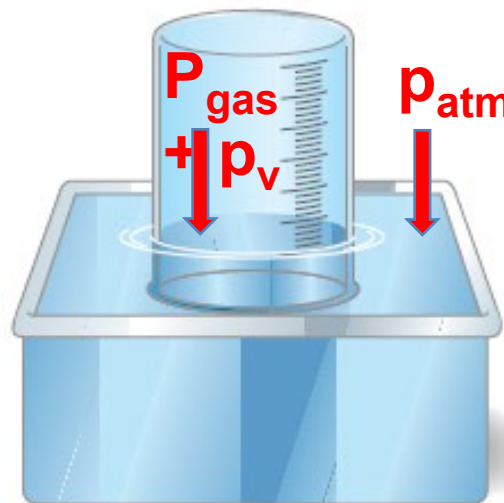
T (°C) P_v (mm Hg)

$$p_{\text{gas}} + p_v(\text{H}_2\text{O}) = p_{\text{atm}}$$

Obtención del gas



Medición del
volumen del gas



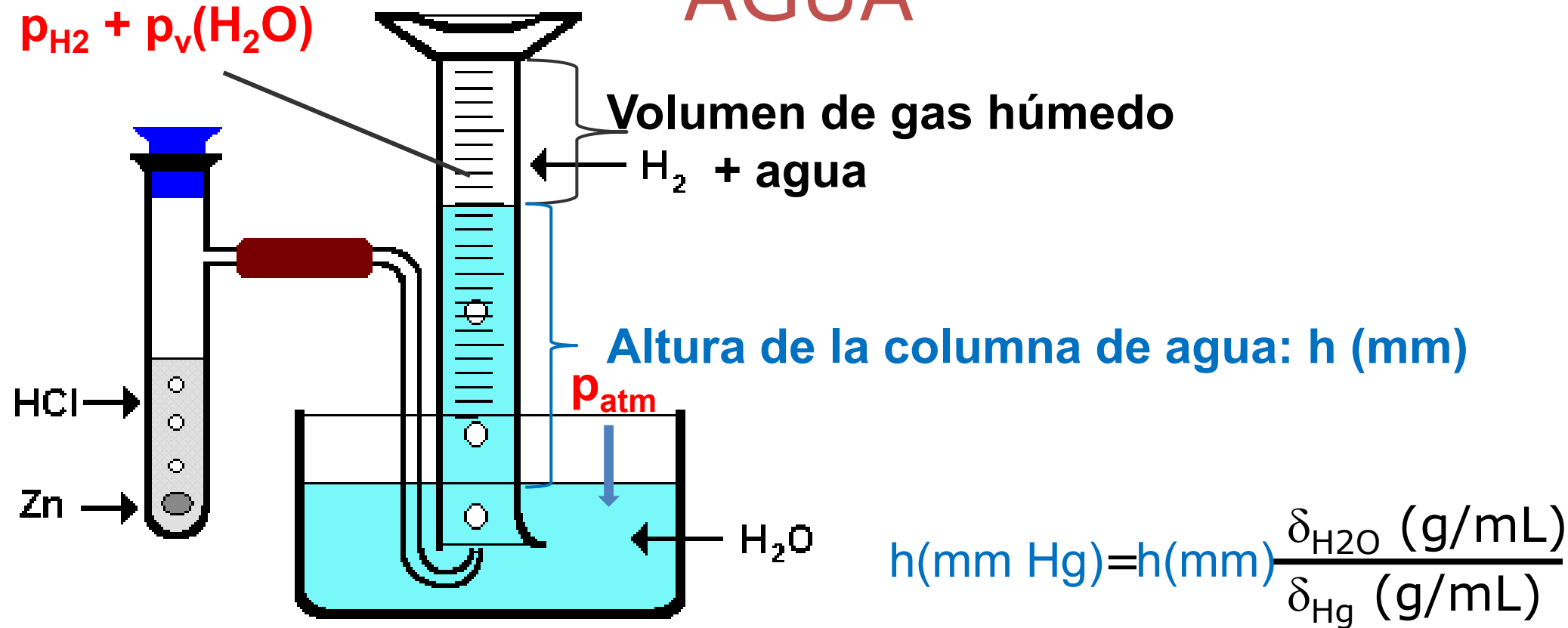
$$p_{\text{gas}} = p_{\text{atm}} - p_v(\text{H}_2\text{O})$$

Igual nivel de agua
dentro y fuera del
vaso graduado

$$n_{\text{gas}} = \frac{p_{\text{gas}} (\text{atm}) V (\text{L})}{0,082 (\text{L atm/mol K}) T (\text{K})}$$

0	4.6
10	9.2
15	12.8
17	14.5
19	16.5
21	18.7
23	21.1
25	23.8
27	26.7
30	31.8
40	55.3
60	149.4
80	355.1
100	760.0

OBTENCIÓN DE GASES SOBRE AGUA



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

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

EJERCICIO

El H₂ producido por reacción de HCl con Zn se recoge sobre agua registrándose los siguientes datos:

V = 285 cm³; T = 10 °C; h de la columna de agua = 407 mm sobre el nivel exterior; P_{atm} = 760 mmHg

Cuántos moles de H₂ se produjeron?

$$h(\text{mm Hg}) = \frac{407 \text{ mm} \times 0,99973 \text{ g/mL}}{13,57 \text{ g/mL}} = 30 \text{ mm Hg}$$

$$p_{\text{H}_2} = p_{\text{atm}} - p_{\text{v}}(\text{H}_2\text{O}) - h (\text{mmHg}) = (760 - 9,2 - 30) \text{ mmHg} = 720,8 \text{ mmHg}$$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{p_{\text{H}_2} V}{R T} = \frac{720,8 \text{ mmHg} (1 \text{ atm}/760 \text{ mmHg}) 285 \text{ cc} (1 \text{ L}/1000 \text{ cc})}{0,082 (\text{L atm} / \text{mol K}) 283 \text{ K}}$$

$$n_{\text{H}_2} = 0,1165 \text{ mol}$$

Densidad del Hg

Temperatura (°C)	Densidad (g/cm ³)
0	13,596
2	13,591
3	13,588
4	13,586
5	13,583
6	13,581
7	13,578
8	13,576
9	13,573
10	13,571
11	13,568
12	13,566
13	13,563
14	13,561
15	13,559
16	13,556
17	13,554
18	13,551
19	13,549
20	13,546
21	13,544
22	13,541
23	13,539
24	13,536
25	13,534

t (°C)	d (g/cm ³)
0	0.99987
4	1.00000
10	0.99973
20	0.99823
30	0.99568
40	0.99225

t (°C)	d (g/cm ³)
50	0.98807
60	0.98324
70	0.97781
80	0.97183
90	0.96534
100	0.95838

Tabla 6.- Densidad del agua entre 0°C y 100°C.

Teoría Cinética Molecular

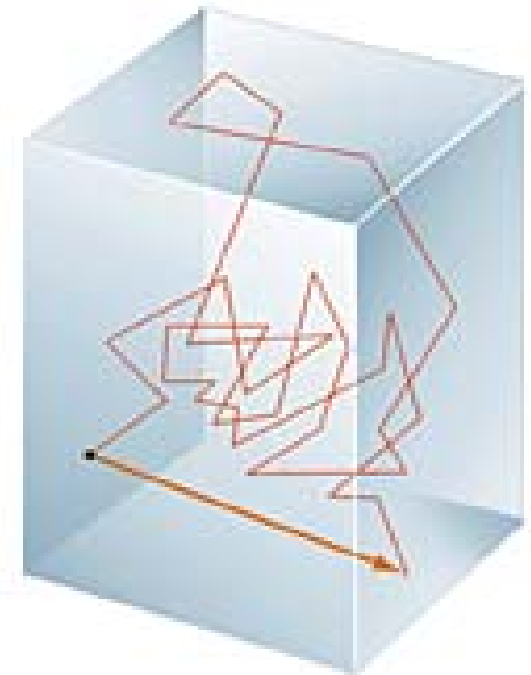
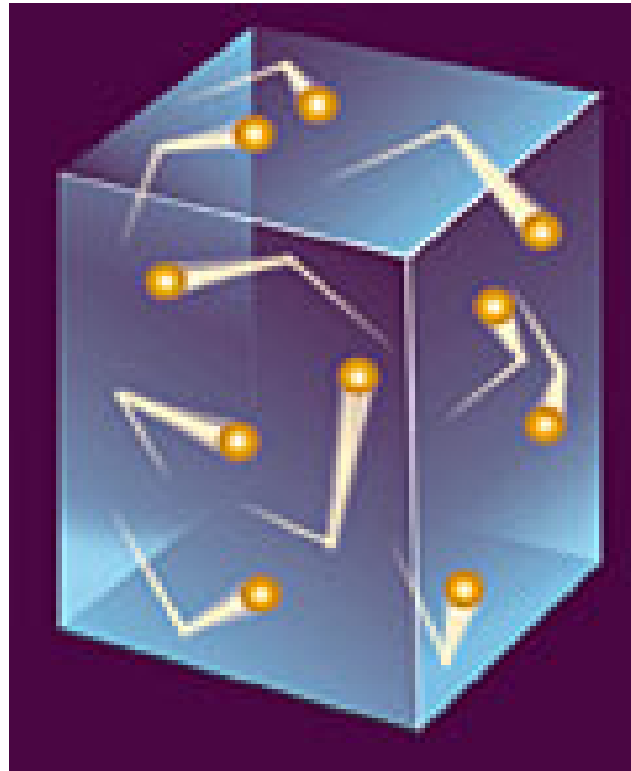
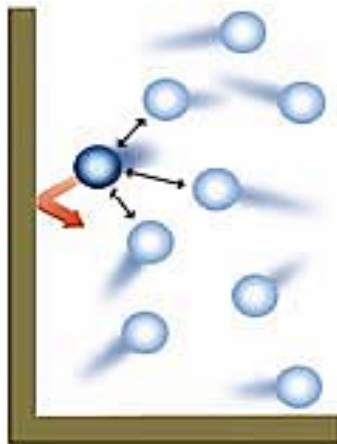
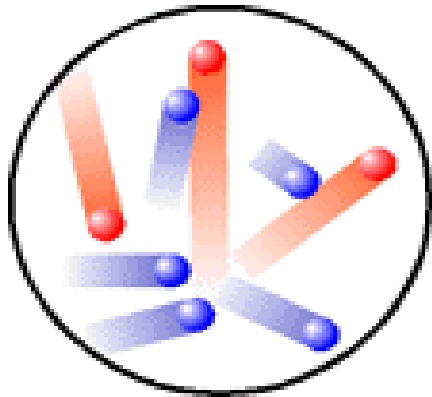
- Esta teoría explica el comportamiento de los gases.
- Los Gases están formados por partículas muy pequeñas (moléculas) que están separadas por grandes distancias.
- Las moléculas de los Gases se mueven con una velocidad alta – ej. las moléculas de hidrógeno viajan casi a 4000 mph (6437 km/h) a 25°C.
- La Presión 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 10^{10} veces/sec.

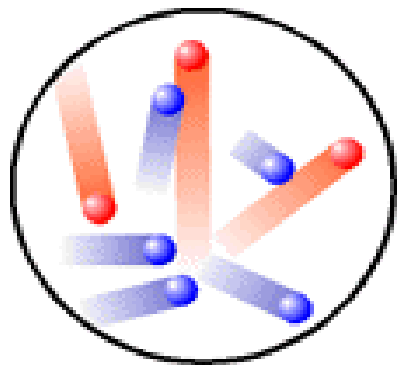
Teoría Cinética Molecular

- No existen fuerzas de atracción entre las moléculas de los gases ideales o con el recipiente que las contiene.
- La energía del movimiento se denomina energía cinética.
 - Energía cinética promedio = $\frac{1}{2} m v^2$
- La energía cinética promedio de las moléculas es proporcional a la temperatura absoluta.

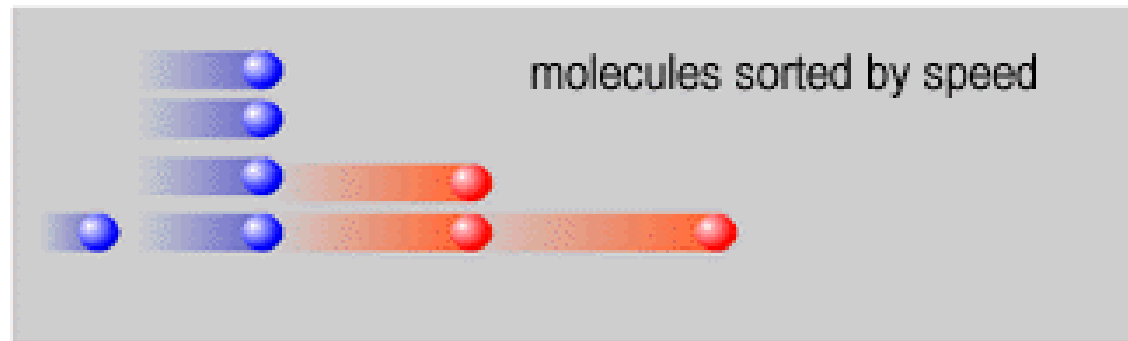
Teoría Cinética Molecular

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

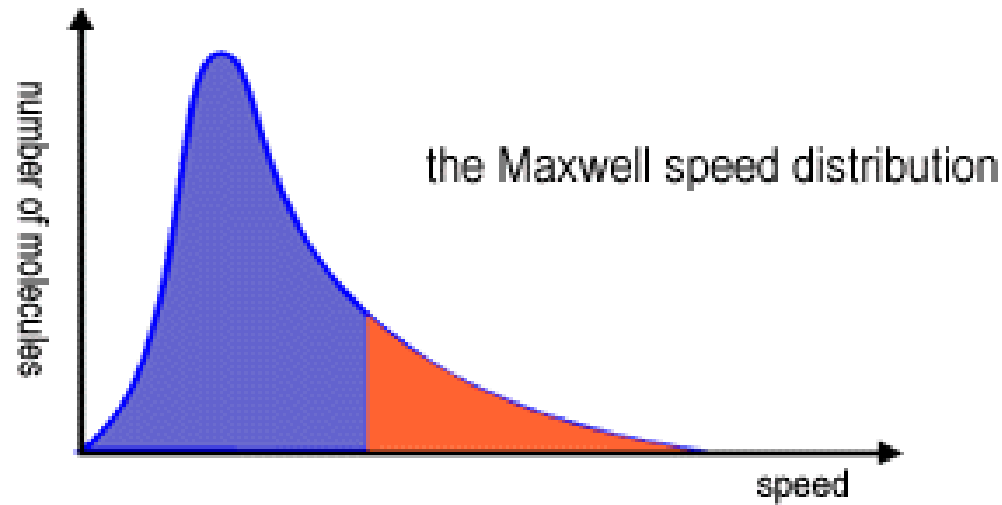




many different molecular speeds



molecules sorted by speed



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

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

unidades

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

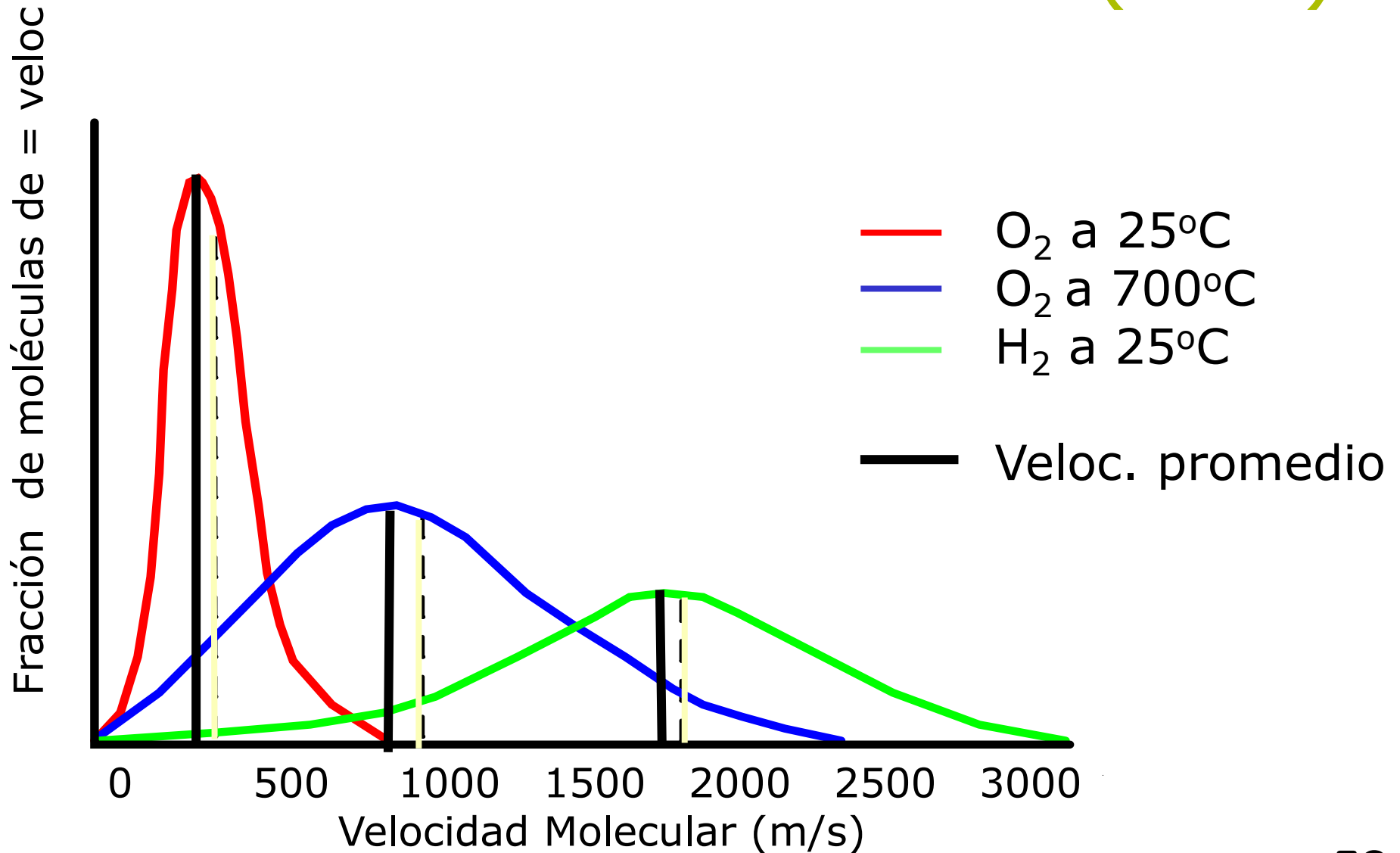


$$v_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{MM}}$$

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

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

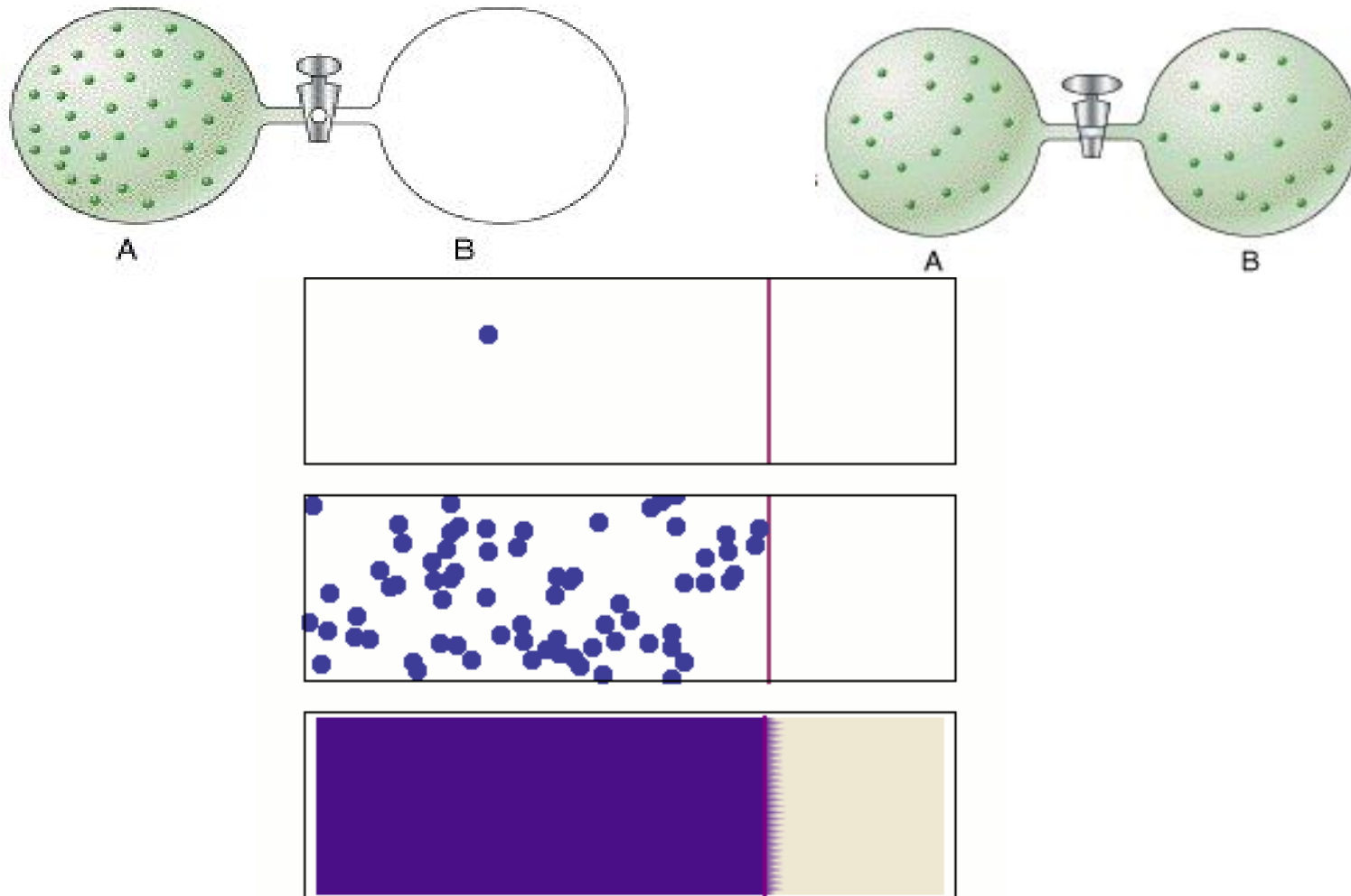
Teoría cinética-molecular (TCM)



Difusión y efusión

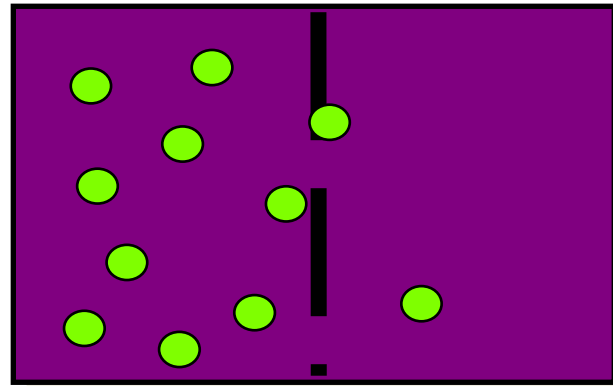
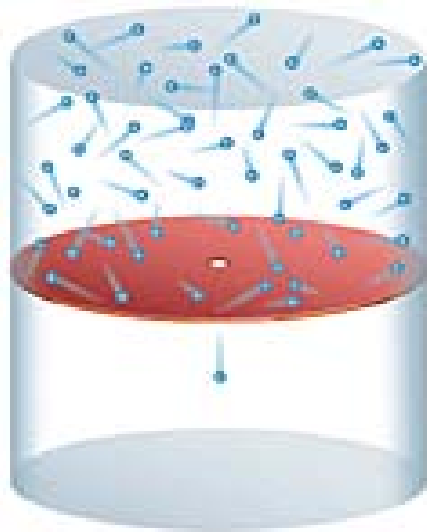
Difusión

Mezcla espontánea y al azar de las moléculas.



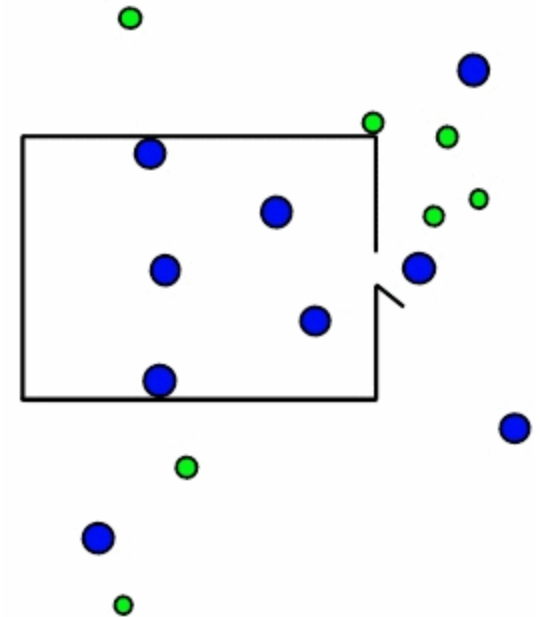
Efusión

Es el escape de las moléculas a través de pequeños poros presentes en el recipiente contenedor del gas.



5 min

24 hs



Azul= aire
Verde= helio



Ley de Graham (1846)

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

$$\frac{\text{Vel A}}{\text{Vel B}} = \frac{v_{\text{rms A}}}{v_{\text{rms B}}} = \sqrt{\frac{3RT/MM_A}{3RT/MM_B}}$$

$$\frac{\text{Vel. A}}{\text{Vel. B}} = \sqrt{\frac{MM_B}{MM_A}}$$

- Las moléculas más pesadas se mueven mas lentamente.