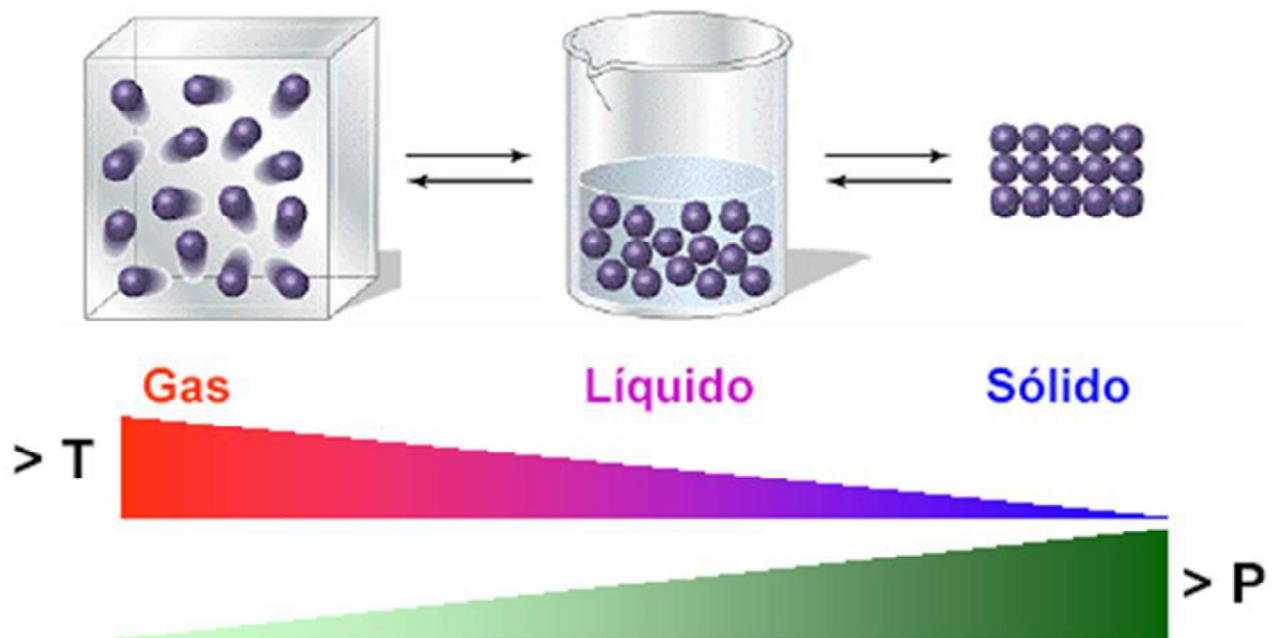


# GASES IDEALES

- \* Características generales, Presión
- \* Leyes de los gases: **Boyle** (P-V)  
**Charles** (T-V)  
**Amontons** (P-T)  
**Avogadro** (n-V)
- \* Ecuación general de estado (ecuac. del gas ideal)
- \* Ley de Gay-Lussac, Ley de Dalton (presiones parciales), Ley de Efusión de Graham
- \* Teoría cinético-molecular

Dra. Verónica Daier  
Com. 1 y 2

## Estados de la materia



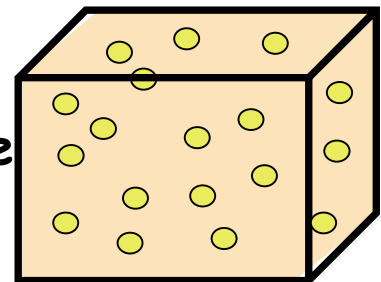
## Algunas propiedades de la materia

Propiedad	Estado		
	Sólido	Líquido	Gas
Densidad	alta	alta (similar solidos)	baja
Forma	fija	parte inf. recipiente	se expanden, llenan recip.
Compresibilidad	baja	baja	grande
Expansión térmica	muy peq.	muy peq.	moderada

## El estado gaseoso

\* En este estado las partículas tienen suficiente energía como para vencer las fuerzas atractivas entre ellas.

\* Cada partícula está completamente separada de las demás.



\* Esto resulta en bajas densidades y en el hecho que los gases llenan completamente el recipiente que los contiene.

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

# Estado de agregación de sustancias elementales a 25°C y 1 atm

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	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	

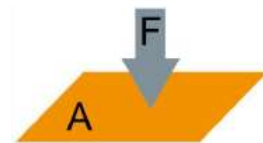
Para describir el estado o condición de un gas necesitamos 4 variables:

Variable	Unidad
Presión	Atm, torr, mmHg, Pa.
Volumen	Litros (L), aunque alguna otra unidad puede ser empleada
Temperatura	K (Kelvin). Debe ser expresada en escala absoluta
Cantidad de gas	Moles (n). 1 mol = $6,022 \times 10^{23}$ partículas.

Unidades de P de uso común:

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

$$760 \text{ torr} = 1,01 \times 10^5 \text{ Pa} = 1033 \text{ cm H}_2\text{O}$$



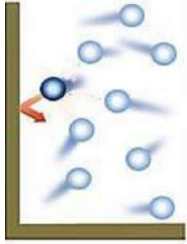
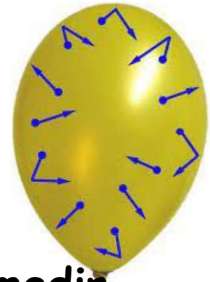
Temperatura (T), Kelvin: K (SI)

$$T(\text{k}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273 \quad \text{Ej.: } 0^{\circ}\text{C} = 273 \text{ K; } 25^{\circ}\text{C} = 298 \text{ K}$$

Las relaciones entre presión, volumen, temperatura, y moles se conocen como las **leyes de los gases**.

## Presión del Gas

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

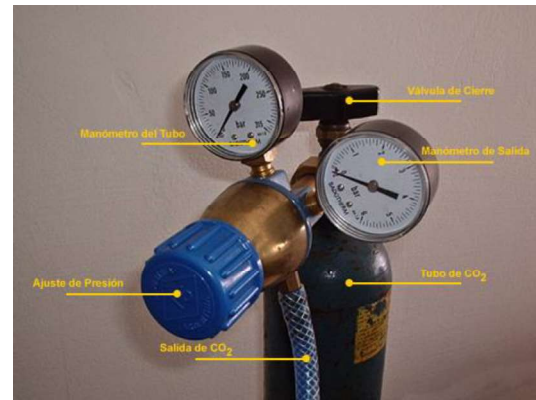


**Barómetro:** aparato usado para medir la presión atmosférica. Presión atmosférica estándar:  
P normal a nivel del mar: 760 mm Hg.

Para medir la P de gases en recipientes cerrados:  
**manómetro**

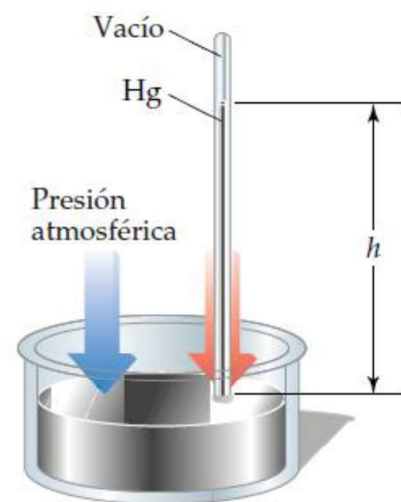
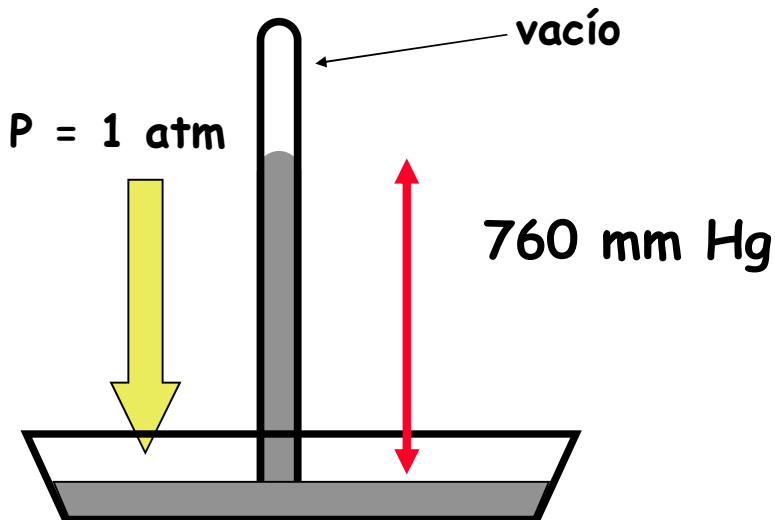


Manómetro digital



## Barómetro:

aparato usado para medir la presión atmosférica.



# Las leyes de los gases

El estado gaseoso es el más simple, por lo cual ha sido muy estudiado.

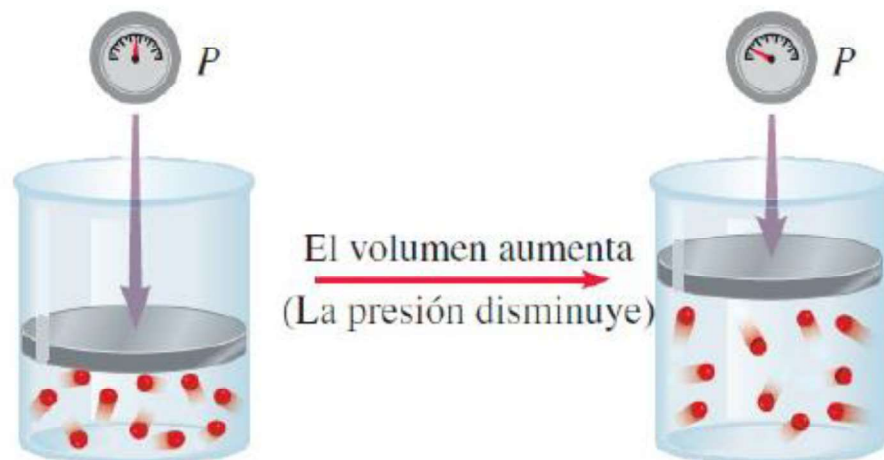
Las relaciones entre  $V$ ,  $P$ ,  $T$  y  $N^\circ$  de moles constituyen las leyes de los gases:

Boyle  
Charles  
Amontons  
Avogadro.

La combinación de todas estas leyes constituyen la **ECUACIÓN DEL GAS IDEAL**

## Relación P-V: Ley de Boyle

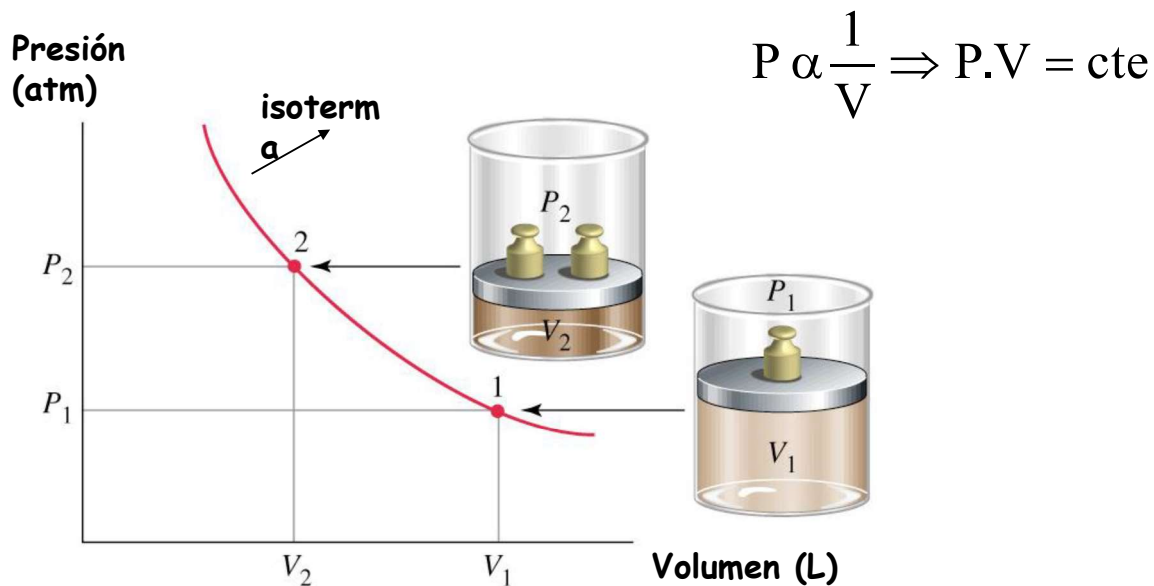
$$P \propto \frac{1}{V} \Rightarrow P \cdot V = \text{cte}$$



Incrementando la  $P$  sobre una dada masa de gas, a  $T$  constante, su volumen disminuye

# Ley Boyle (1662): relación presión-volumen (T y n ctes)

(Proceso isotérmico)



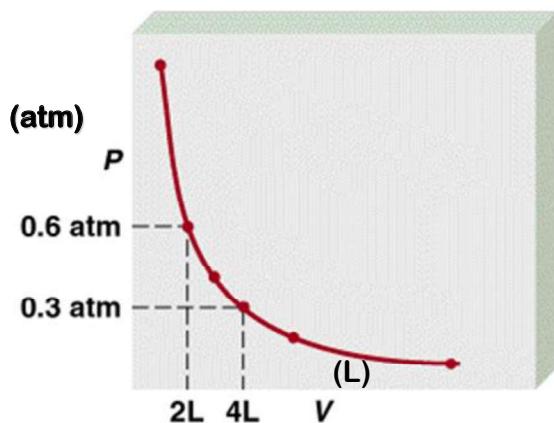
**V1 = volumen ocupado por el gas en el estado inicial;**  
**P1 = presión ejercida por el gas en el estado inicial.**  
**V2 = volumen ocupado por el gas en el estado final;**  
**P2 = presión ejercida por el gas en el estado final**

El volumen de un gas (a masa y temperatura constante) es inversamente proporcional a su presión

$$V = \text{constante} \times 1/P$$

$$PV = k$$

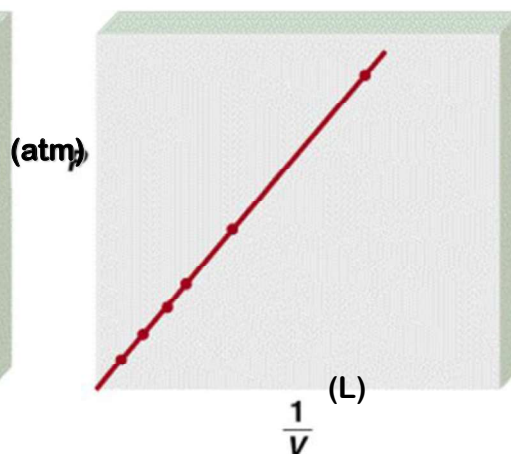
$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



Gráfica: P vs V

$$y = k/x$$

ecuación de una hipérbola



Gráfica: P vs 1/V

$$y = kx$$

ecuación de una recta

## Ejercicio de aplicación

Una muestra de  $N_2$  gaseoso contenida en una bolsa de aire protectora para autos (volumen de la bolsa de aire = 65 L) presenta un valor de presión de 745 torr.

Si la misma muestra se transfiere a una nueva bolsa de volumen = 25 L a la misma temperatura ¿Cuál será la presión del gas en la nueva bolsa expresada en atm? **Rta : 2,55 atm**

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$745 \text{ torr} \cdot 65 \text{ L} = 25 \text{ L} \cdot P_2$$

$$P_2 = 1937 \text{ torr}$$

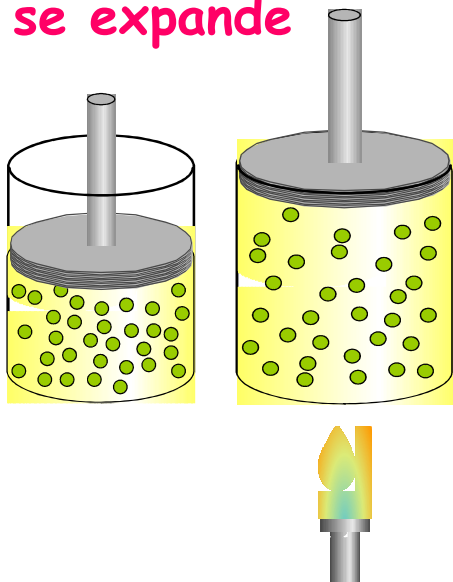
$$760 \text{ torr} \text{-----} 1 \text{ atm}$$

$$1937 \text{ torr} \text{-----} x = 2,55 \text{ atm}$$

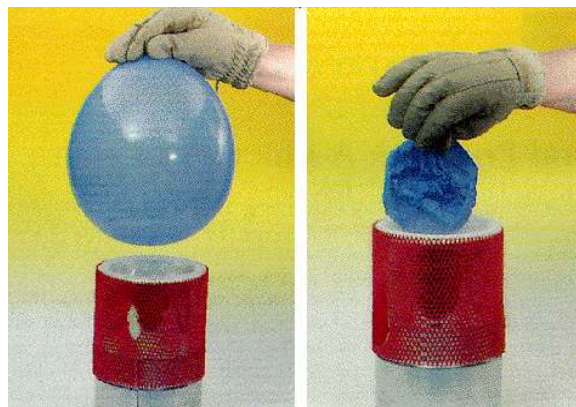
## Relación T-V: Ley de Charles

La presión y el  $N^\circ$  de moles se mantienen constantes

Si se calienta una muestra de gas, ésta se expande



Si se enfría una muestra de gas, su volumen se reduce



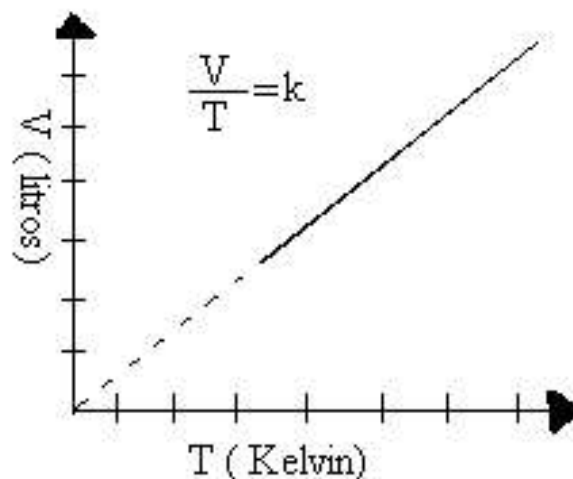
$N_2$  líquido (77 K)

El volumen de una dada masa de gas, a presión constante, es directamente proporcional a su temperatura absoluta (K).

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

$$V/T = k$$

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$



### Ejercicio de aplicación

Se infla un globo de hule con He gaseoso hasta lograr un volumen de  $45 \text{ cm}^3$  a una temperatura de  $25^\circ\text{C}$ . Luego se enfría el globo a  $-10^\circ\text{C}$  ¿Cuál es el nuevo valor de volumen que ocupará el globo si la presión se mantuvo constante? **Rta:  $39,7 \text{ cm}^3$**

$$V_1/T_1 = k = V_2/T_2$$

$$V_1 T_2 / T_1 = V_2$$

$$45 \text{ cm}^3 \cdot 263 \text{ K} / 298 \text{ K} = 39,7 \text{ cm}^3$$

## Ley de Amontons (P-T. n y V ctes)

A volumen constante, la presión de una dada masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

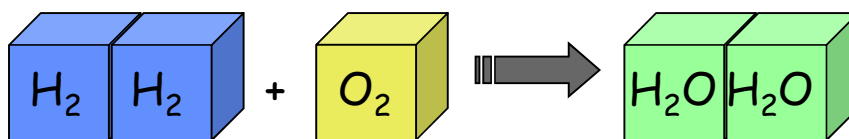
$$P = kT \text{ (n y V ctes)}$$

$$P/T = k$$

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

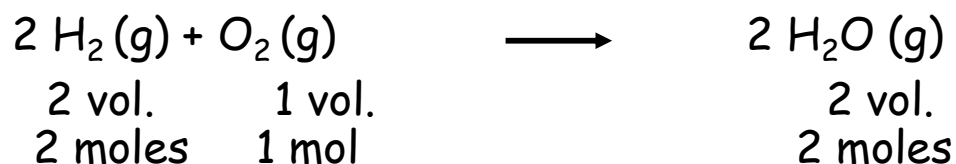
## Ley de Gay-Lussac o de combinación de volúmenes

Ej.: reacción entre hidrógeno gaseoso y oxígeno gaseoso



Dos "volúmenes" de  $H_2$  (g) se combinan con un "volumen" de  $O_2$  (g) para producir dos "volúmenes" de vapor de agua.

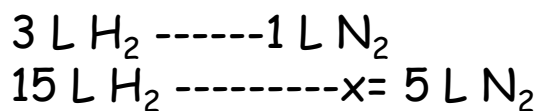
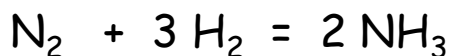
Ahora sabemos que la ecuación es:



A presión y temperatura constantes, los volúmenes de gases que reaccionan entre sí están en proporciones de números enteros y pequeños.

### Ejercicio de aplicación

El  $\text{NH}_3$  gaseoso puede prepararse a partir de  $\text{N}_2$  e  $\text{H}_2$ . Se hacen reaccionar 15 L de  $\text{H}_2$  gaseoso ¿Qué volumen de  $\text{N}_2$  gaseoso se requerirá para completar la reacción, si ambos gases están a la misma P y T? Rta : 5 L



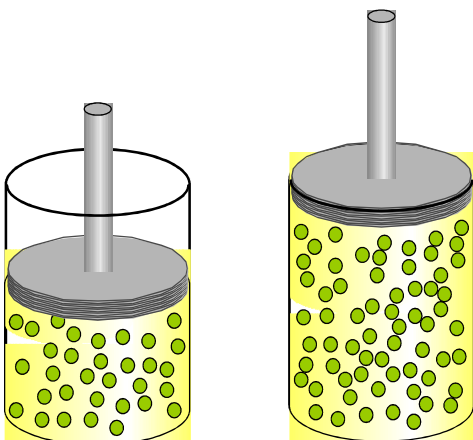
3 años después, Amadeo Avogadro interpretó la observación de Gay-Loussac, proponiendo lo que ahora se conoce como la "Hipótesis de Avogadro":

**AT y P constantes, los volúmenes de gases en una reacción química se encuentran en relación de números enteros.**

Por ej.: se puede comprobar experimentalmente que 22,4 L de cualquier gas, a  $0^\circ\text{C}$  y 1 atm contiene 1 mol ( $6,022 \times 10^{23}$ ) de moléculas.

**1 mol de gas en CNPT ( $0^\circ\text{C}$  y 1 atm) ocupa 22,4 L**

## Ley de Avogadro



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

$$V = k n$$

$$V_1/n_1 = V_2/n_2$$

Un volumen de gas, a **T** y **P** constantes, es directamente proporcional al N° de moles de gas contenidos en dicho volumen

### Condiciones normales de P y T (CNPT)

Para gases, se denominan condiciones normales a las siguientes:

Temperatura normal = 273,15 K (0°C)

Presión normal = 1 atm

En estas condiciones, 1 mol de gas tiene un volumen de **22,4** litros (volumen molar de gases)

# LA ECUACIÓN DEL GAS IDEAL

Ley de Boyle:  $V \propto 1/P$  (n y T ctes)

Ley de Charles:  $V \propto T$  (n y P ctes)

Ley de Avogadro:  $V \propto n$  (P y T ctes)

Combinando estas relaciones:

$$V \propto nT/P$$

Llamando R a la constante de proporcionalidad:

$$V = R(nT/P)$$

Reacomodando, tenemos esta relación en su forma más conocida:

$$PV = nRT$$

$$R = PV/nT$$

$$R = 0,082 \text{ L.atm/K.mol} = 8,31 \text{ J/K.mol} = 8,314 \text{ m}^3 \cdot \text{Pa/K.mol} = 2 \text{ cal / K mol}$$

Variables	Variables Constantes	Relación	Ley
P, V	n, T	$P_1V_1 = P_2V_2$	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		$P_1V_1/n_1T_1 = P_2V_2/n_2T_2$	Gas Ideal

$$\frac{P_1V_1}{n_1T_1} = R = \frac{P_2V_2}{n_2T_2}$$

## Ejercicio de aplicación

El  $N_2$  gaseoso contenido en una bolsa de aire cuyo volumen es de 65 L, ejerce una presión de 829 mmHg a 25 °C ¿Cuál es la cantidad de gas  $N_2$  expresada en gramos contenida en la bolsa de aire?

**Rta : 81,2 g**

V: 65 L

P: 829 mmHg: 1,09 atm

760 mmHg ... 1 atm  
829 mmHg ...x: 1,09 atm

T: 25° C : (273 + 25) K : 298 K

$$PV = nRT$$

$$n = PV/RT$$

$$R = 0,082 \text{ atm L/K mol}$$

$$829 \text{ mmHg} \quad a \text{ atm} \quad 1 \text{ atm} \text{-----} 760 \text{ mmHg} = 1,09 \text{ atm}$$

$$n = \frac{1,09 \text{ atm} \quad 65L}{0,082 \text{ atm L/K mol} \quad 298K}$$

$$n = 2,9 \text{ moles}$$

$$1 \text{ mol } N_2 \text{-----} 28 \text{ g}$$

$$2,9 \text{ moles} \text{-----} x = 81,2 \text{ g}$$

## Ley del gas ideal

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

Esta sola ecuación  
lo dice todo

Cualquier factor constante en ambos  
miembros se cancelará

Ej.: si  $n$  y  $T$  permanecen ctes:

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

Nos lleva a:

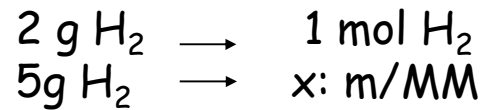
$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad \text{Ley de Boyle}$$

# APLICACIONES DE LA ECUACIÓN DEL GAS IDEAL: DENSIDADES DE LOS GASES Y MASA MOLAR

$$PV = nRT$$

Sabiendo que el número de moles es igual a la masa en gramos dividido la masa molar:

$$n = \frac{m}{MM}$$



por lo tanto:  $PV = \frac{m RT}{MM}$

Reordenando:  $P MM = \frac{m RT}{V}$

Sabiendo que :  $d = m/V$

Reemplazando:  $P MM = d RT$

## Ejercicio de aplicación

¿Cuál es la masa molar de una sustancia, si una muestra gaseosa de 455 cm<sup>3</sup> de la misma, en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT), pesan 2,48 g?

Rta : 122 g/mol

V: 455 mL: 455 cm<sup>3</sup>: 0,455 L    masa: 2,48 g

T: 0°C: 273 K    P: 1 atm

$$MM = \frac{mRT}{PV} = \frac{2,48 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ (atm. L)} \cdot 273\text{K}}{1 \text{ atm} \cdot \text{K mol} \cdot 0,455 \text{ L}}$$

## Ley de Dalton de las presiones parciales

La presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de cada gas.

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

*Esta ecuación implica que el comportamiento de cada gas es independiente del resto*

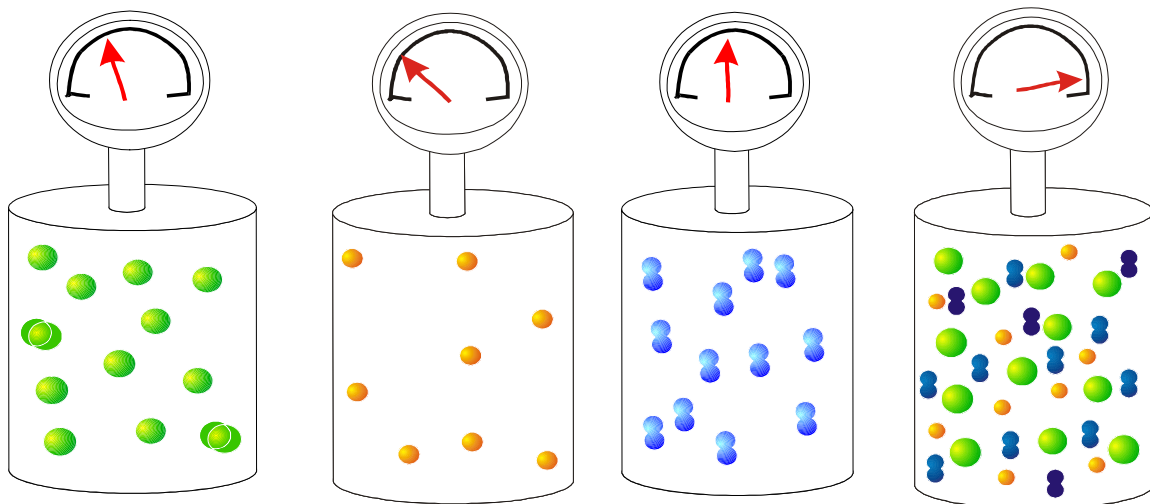
**Presión parcial de un gas en una mezcla gaseosa:**

es la P que dicho gas ejercería si estuviese solo en las mismas condiciones.

El aire es una mezcla de gases; cada uno contribuye con su propia presión a la presión total

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

$$2 \text{ atm} + 1 \text{ atm} + 3 \text{ atm} = 6 \text{ atm}$$



## Ley de Dalton

El comportamiento de cada gas es independiente del resto: sean  $n_1, n_2, n_3$ , etc. los N° de moles de cada uno de los gases de la mezcla, y  $n_T$  el N° total de moles gaseosos

$$n_T = n_1 + n_2 + n_3 + \dots$$

Si c/u de los gases cumple la ecuación del gas ideal:

$$P_1 = n_1 RT/V$$

$$P_2 = n_2 RT/V$$

$$P_3 = n_3 RT/V, \text{ etc.}$$

Todos los gases de la mezcla experimentan las mismas condiciones de T y V. Sustituyendo:

$$P_T = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots) RT/V = n_T (RT/V)$$

## PRESIONES PARCIALES Y FRACCIONES MOLARES

Si dividimos  $P_1 = n_1 RT/V$  por  $P_T$

$$P_T = n_T (RT/V)$$

$$\frac{P_1}{P_T} = \frac{n_1 (RT/V)}{n_T (RT/V)} = \frac{n_1}{n_T}$$

$n_1/n_T$ : fracción molar del gas 1:  $X_1$

La fracción molar del componente  $i$ ,  $X_i$ , es un número adimensional que expresa la relación entre el N° de moles de dicho componente y el N° total de moles de la mezcla.

$$X_i = n \text{ moles } i / \text{ numero total de moles}$$

Reacomodando:

$$P_1 = X_1 \cdot P_T$$

$$P_1 / P_T = X_1$$



# FRACCIONES MOLARES

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

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

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

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

$$p_A = x_A p_T$$

$$p_B = x_B p_T$$

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

## Ejercicio de aplicación:

Un recipiente de 2 litros contiene, a 27°C, una mezcla de gases formada por 0,8 gramos de monóxido de carbono, 1,6 gramos de dióxido de carbono y 1,4 gramos de metano (CH<sub>4</sub>) Calcular:

a) El número de moles de cada gas.

Rta: 0,0286 mol CO; 0,0364 mol CO<sub>2</sub> y 0,0875 mol CH<sub>4</sub>.

b) La fracción molar de cada gas.

Rta: X<sub>CO</sub> = 0,19; X<sub>CO<sub>2</sub></sub> = 0,24 y X<sub>CH<sub>4</sub></sub> = 0,57

c) La presión parcial de cada gas y la presión total del sistema.

Rta:

p<sub>CO</sub> = 0,356 atm; p<sub>CO<sub>2</sub></sub> = 0,45 atm; p<sub>CH<sub>4</sub></sub> = 1,07 atm y P<sub>T</sub> = 1,876 atm

Un recipiente de 2 litros contiene, a 27°C, una mezcla de gases formada por 0,8 gramos de monóxido de carbono, 1,6 gramos de dióxido de carbono y 1,4 gramos de metano (CH<sub>4</sub>) Calcular:

a) El número de moles de cada gas.

$$n = m/MM$$

$$28 \text{ g} \text{-----} 1 \text{ mol CO}$$

$$0,8 \text{ g} \text{-----} x: 0,0286 \text{ moles}$$

0,0286 mol CO; 0,0364 mol CO<sub>2</sub> y 0,0875 mol CH<sub>4</sub>.

b) La fracción molar de cada gas.

X: n gas / n total de moles

$$X_{CO} : 0,0286 \text{ mol} / (0,0286 \text{ mol CO} + 0,0364 \text{ mol CO}_2 + 0,0875 \text{ mol CH}_4): 0,19$$

$$X_{CO} + X_{CO_2} + X_{CH_4} = 1$$

c) La presión parcial de cada gas y la presión total del sistema.

$$P_{CO} = n_{CO} R T / V = 0,0286 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L} \cdot 300\text{K} / 2 \text{ L K mol}$$

$$P_{CO} = 0,356 \text{ atm}$$

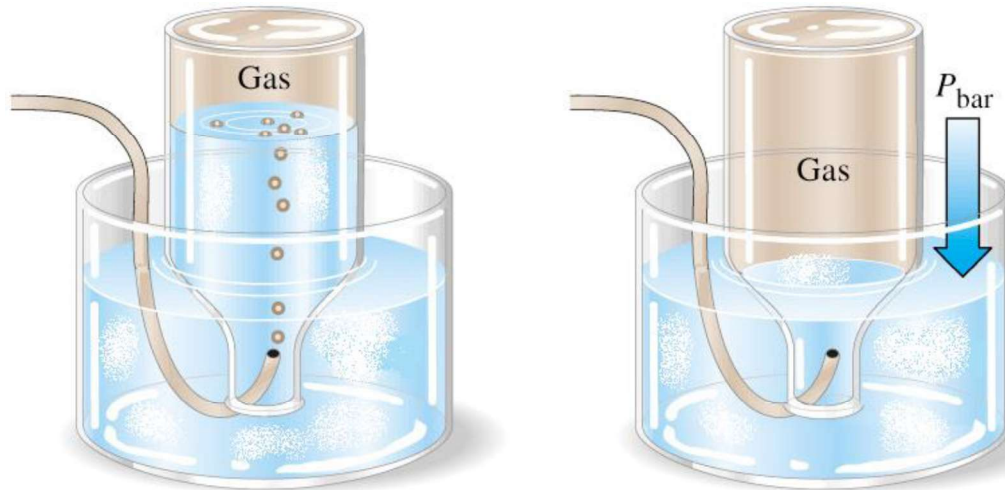
$$p_{CO} = 0,356 \text{ atm}; p_{CO_2} = 0,45 \text{ atm}; p_{CH_4} = 1,07 \text{ atm}$$

$$P_T = (0,356 + 0,45 + 1,07) = 1,876 \text{ atm}$$

$$P_T = n_T RT/V = 0,1525 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L} \cdot 300\text{K} / 2\text{L K mol}$$

$$P_{CO} = X_{CO} \cdot P_T$$

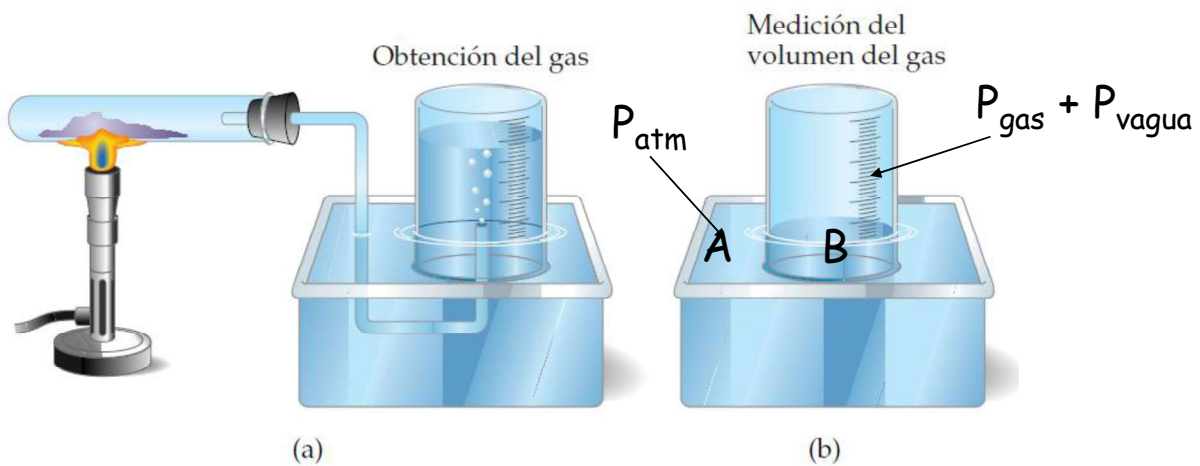
# OBTENCIÓN DE GASES SOBRE AGUA



$$P_{\text{total}} = P_{\text{atm}} = P_{\text{gas}} + P_{\text{vapor del agua}}$$

$$1033 \text{ cm H}_2\text{O} = 760 \text{ mmHg}$$

$$d_{\text{H}_2\text{O}} \cdot h_{\text{H}_2\text{O}} = d_{\text{Hg}} \cdot h_{\text{Hg}}$$



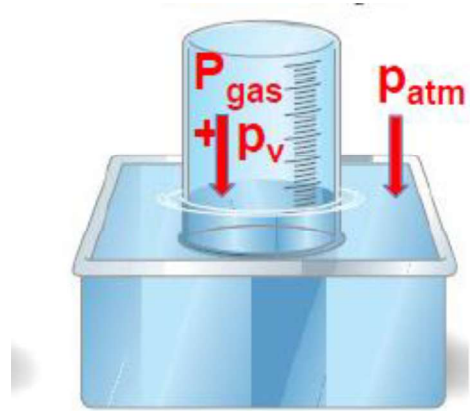
$$P_A = P_{\text{atm}} = P_B = P_{\text{v agua}} + P_{\text{gas}}$$

$$P_{\text{gas}} = P_{\text{atm}} - P_{\text{v agua}}$$

$P_{\text{v agua}}$  = Tabla constantes pag 73

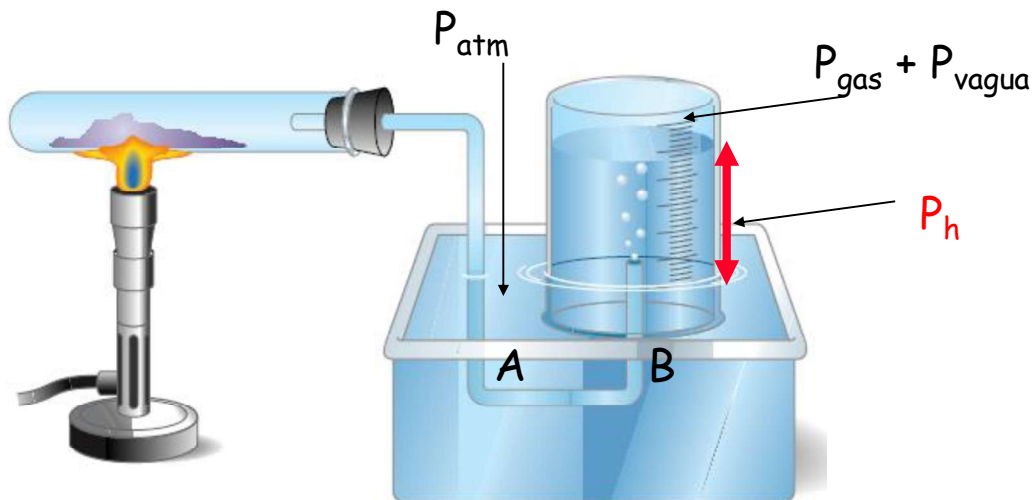
## Cálculo de la P del gas (caso b)

$$(b) P_{atm} = P_{gas} + P_{vagua}$$



Igual nivel de agua dentro y fuera del vaso graduado

$$P_{gas} = P_{atm} - P_{vagua}$$



$$P_A = P_{atm}$$

$$1033 \text{ cm H}_2\text{O}: 1 \text{ atm}: 760 \text{ mmHg}$$

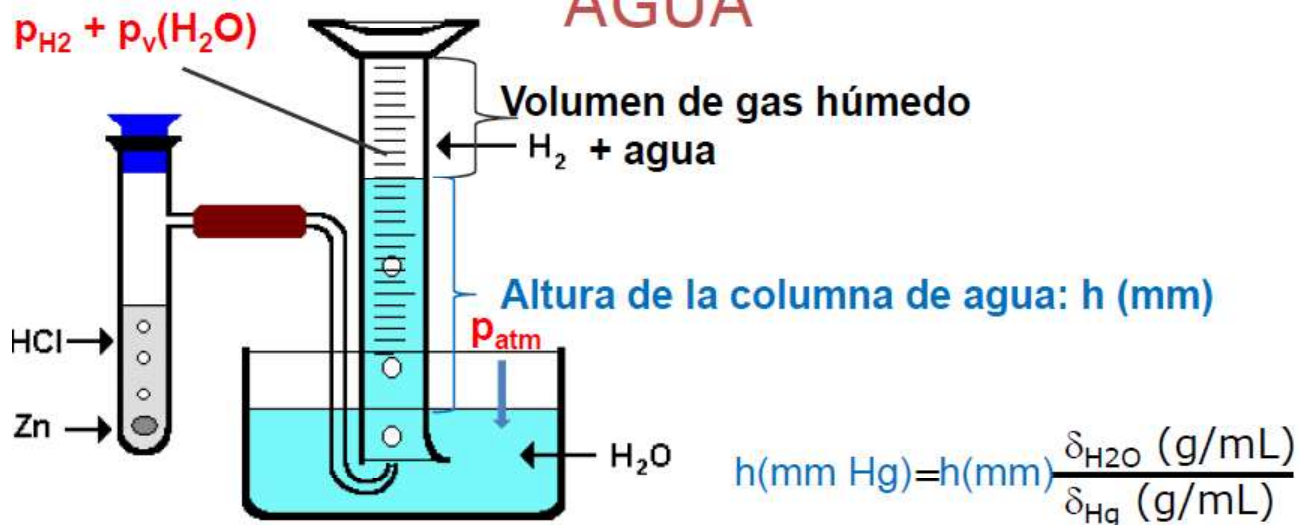
$$P_B = P_{vagua} + P_{gas} + P_h$$

## Cálculo de la P del gas

$$P_{atm} = P_{gas} + P_{vagua} + P_h$$

$$P_{gas} = P_{atm} - (P_h + P_{vagua})$$

# OBTENCIÓN DE GASES SOBRE AGUA



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

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

Sustancia	Densidad Kg./m <sup>3</sup>	en	Densidad g/cm <sup>3</sup>	en
Agua	1000		1	
Aceite	920		0,92	
Gasolina	680		0,68	
Plomo	11300		11,3	
Acero	7800		7,8	
Mercurio	13600		13,6	
Madera	900		0,9	
Aire	1,3		0,0013	
Butano	2,6		0,026	
Dióxido de carbono	1,8		0,018	

## DENSIDAD ABSOLUTA DEL AGUA

Temperatura	Densidad (g/ml)	Temperatura	Densidad (g/ml)
0°C (Hielo)	0,91700	5°C (Agua)	0,99999
-10°C (Agua)	0,99815	6°C »	0,99997
-5°C »	0,99930	7°C »	0,99993
0°C »	0,99987	10°C »	0,99973
1°C »	0,99993	15°C »	0,99913
2°C »	0,99997	20°C »	0,99823
3°C »	0,99999	50°C »	0,98807
4°C »	1,00000	100°C »	0,95838

Ejercicio:

El H<sub>2</sub> producido por reacción de HCl con Zn se recoge sobre agua registrándose los siguientes datos:

V = 285 cm<sup>3</sup> 0,285L; T = 10 °C;

h de la columna de agua = 407 mm sobre el nivel exterior;

Patm= 760 mmHg

Cuántos moles de H<sub>2</sub> se produjeron?

1033 cm H<sub>2</sub>O-----760 mmHg  
40,7 cm H<sub>2</sub>O----- x = 30 mm Hg

1033 cm H<sub>2</sub>O-----1atm  
40,7 cm H<sub>2</sub>O-----X:0,0394 atm

$$P_{\text{gas H}_2} = P_{\text{atm}} - (P_h + P_{\text{vagua}}) = (760 - 9,2 - 30) \text{ mmHg} = 720,8 \text{ mmHg}$$

Tabla de constantes Pag 75

760 mmHg -----1atm  
720,8 mmHg -----X: 0,95 atm

$$n: PV/RT = 0,95 \text{ atm} \cdot 0,285 \text{ L} / (0,082 \text{ atm L} / \text{mol K} \cdot 283 \text{ K}) = 0,1165$$

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

### 31. PRESIÓN DE VAPOR DE AGUA EN EL RANGO DE TEMPERATURAS DE -10 A 120°C

Los valores de la table corresponden al agua en contacto con su vapor. Cuando el agua está en contacto con el aire a la temperature T en °C, la siguiente corrección debe aplicarse:

Corrección (cuando T < 40°C) = Pv (0,775 - 0,000313 T)/100; corrección (cuando T > 50°C) = Pv (0,0652 - 0,0000875 T)/100.

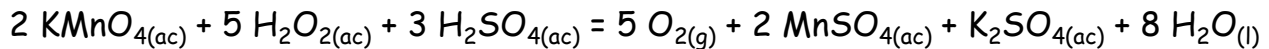
T, °C	Pv, mm Hg	T, °C	Pv, mm Hg	T, °C	Pv, mm Hg	T, °C	Pv, mmHg
-10.0	2.149	13.0	11.231	23.4	21.583	32.6	36.891
-9.5	2.236	13.5	11.604	23.6	21.845	32.8	37.308
-9.0	2.326	14.0	11.987	23.8	22.110	33.0	37.729
-8.5	2.418	14.5	12.382	24.0	22.387	33.2	38.155
-8.0	2.514	15.0	12.788	24.2	22.648	33.4	38.584
-7.5	2.613	15.2	12.953	24.4	22.922	33.6	39.018
-7.0	2.715	15.4	13.121	24.6	23.198	33.8	39.457

9.0	8.609
9.5	8.905
10.0	9.209
10.5	9.521
11.0	9.844
11.5	10.176
12.0	10.518
12.5	10.870

Tabla de constantes  
Pag 75

## Ejercicio de aplicación: Tarea

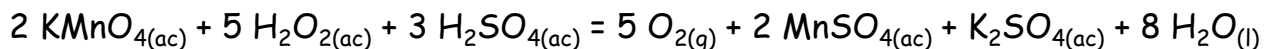
Se desea determinar la concentración de una solución de peróxido de hidrógeno. Para ello se hacen reaccionar 10 mL de dicha solución con un exceso de permanganato de potasio en medio ácido, según la siguiente reacción:



El  $\text{O}_2$  desprendido se recoge en una cuba neumática, en las siguientes condiciones experimentales:

$T = 20^\circ\text{C}$  ,  $P_{\text{atm}} = 755 \text{ mmHg}$  ,  $P_v = 17,5 \text{ mmHg}$  ,  
 $h = 10,2 \text{ cm}$  ,  $V_{\text{O}_2} = 180 \text{ mL}$  . líquido confinante : agua

Calcule los moles de  $\text{H}_2\text{O}_2$  que reaccionaron



$T = 20^\circ\text{C}$  ,  $P_{\text{atm}} = 755 \text{ mmHg}$  ,  $P_v = 17,5 \text{ mmHg}$  ,  
 $h = 10,2 \text{ cm}$   $\text{H}_2\text{O} = 7,5 \text{ mmHg}$   
 $V_{\text{O}_2} = 180 \text{ mL}$  .

$$p_g = p_{\text{atm}} - p_v - p_h = (755 - 17,5 - 7,5) \text{ mmHg} = 730 \text{ mmHg} = 0,96 \text{ atm}$$

$$PV = nRT \quad n = PV/RT$$

$$n = 0,96 \text{ atm} \cdot 0,180 \text{ L} / 0,082 \text{ atm L} / 293 \text{ K}$$
$$n = 0,0072 \text{ moles}$$

5 moles  $\text{O}_2$  ----- 5 moles  $\text{H}_2\text{O}_2$

Rta: 0,0072 moles  $\text{H}_2\text{O}_2$

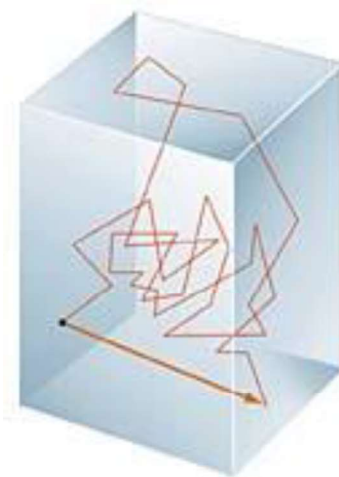
# TEORÍA CINÉTICA-MOLECULAR (TCM)

Explica las propiedades de un gas ideal en términos de una serie de supuestos (postulados) acerca de la naturaleza de los gases:

- \* Las moléculas de gas están en movimiento caótico continuo.
- \* El volumen de las moléculas de gas es insignificante en comparación con el volumen del recipiente.
- \* Las moléculas de gas no se atraen mutuamente.
- \* Los choques de las moléculas son elásticos (la  $E_c$  media de las moléculas no cambia con el tiempo si  $T = cte$ )

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

Las moléculas de los gases se mueven con una alta velocidad  
- las moléculas de hidrógeno viajan casi a 6437 km/h a 25°C.



La Presión de un gas 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  $1 \times 10^{10}$  veces/s.

La energía del movimiento se denomina energía cinética.

$$\text{Energía cinética promedio} = \frac{1}{2} m v^2$$

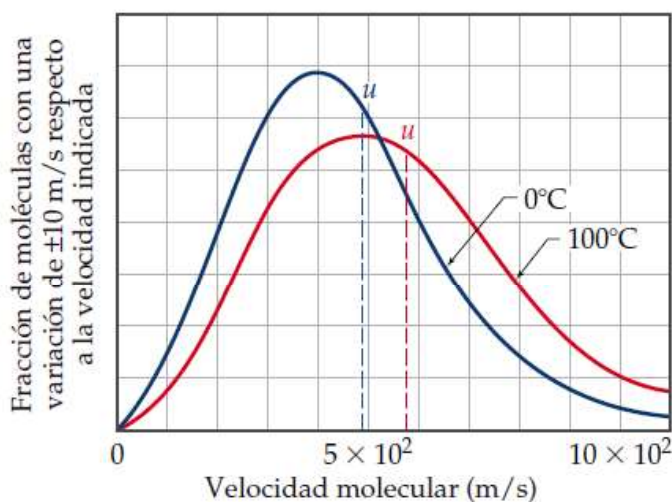
La energía cinética promedio de las moléculas es proporcional a la temperatura absoluta.

La T absoluta de un gas es una medida de la energía cinética ( $E_c$ ) media de sus moléculas. Si dos gases distintos están a la misma temperatura, sus moléculas tienen la misma  $E_c$  promedio.

$E_c$  media  $\rightarrow$  velocidad media, pero las moléculas individuales se mueven con muy diversas veloc.

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

El resultado es que, en cualquier instante, las moléculas tienen una gama muy amplia de velocidades.



Distribución de las velocidades moleculares para el nitrógeno gaseoso a  $0^\circ\text{C}$  (línea azul) y a  $100^\circ\text{C}$  (línea roja).

A mayor T  $\rightarrow$  una fracción mayor de moléculas se mueve a mayor velocidad.

La velocidad cuadrática media (**velocidad rms**, por sus siglas en inglés),  $u$ , de las moléculas a cada temperatura.

Es la velocidad de una molécula que posee la energía cinética promedio. La velocidad rms es importante porque la energía cinética promedio de las moléculas de gas, está relacionada directamente con  $u^2$ :

$$\text{Energía cinética promedio} = \frac{1}{2} m u^2$$

donde  $m$  es la masa de la molécula.

La masa no cambia con la temperatura; por tanto, el incremento en la energía cinética promedio cuando aumenta la temperatura implica que la velocidad rms de las moléculas debe aumentar al aumentar la temperatura.

↑ T----- ↑ Ec-----como masa es igual----- ↑ vcm

$$u = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

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



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

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

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

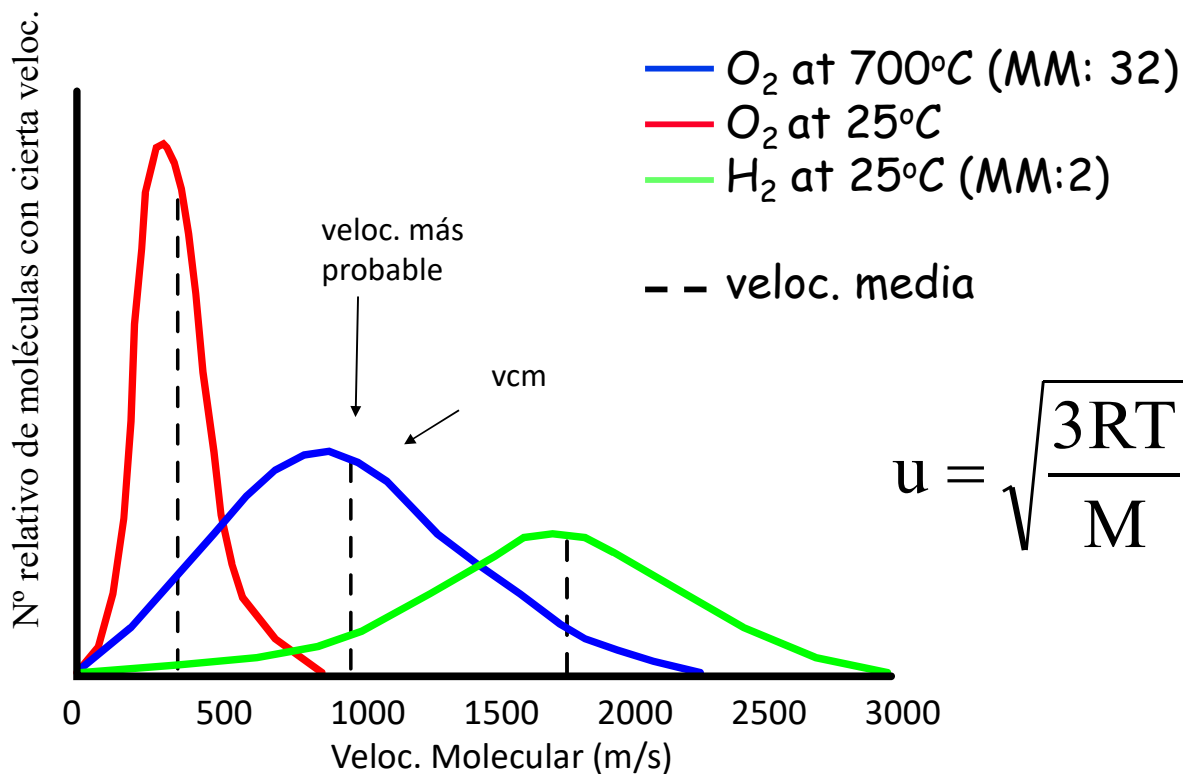
Calcular la vcm para moléculas de N<sub>2</sub> a 25 C

$$u = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

$$u = \sqrt{3 \frac{8,314 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2} \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{28 \cdot 10^{-3} \text{ kg/mol}}}$$

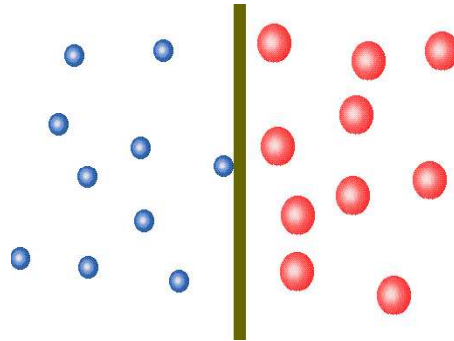
$$u = 515 \text{ m/s}$$

La energía cinética media de las moléculas de un gas,  $E_c$ , está relacionada directamente con la vcm:  $E_c = \frac{1}{2}(mv^2)$



# DIFUSIÓN

Mezcla espontánea y al azar de las moléculas



$\text{KMnO}_4$  (ac) en agua

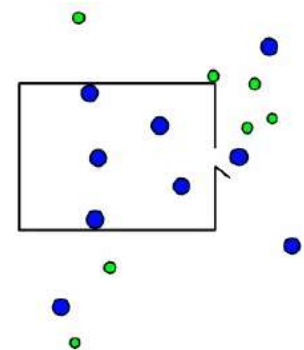
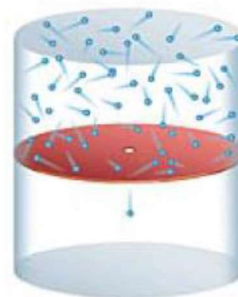
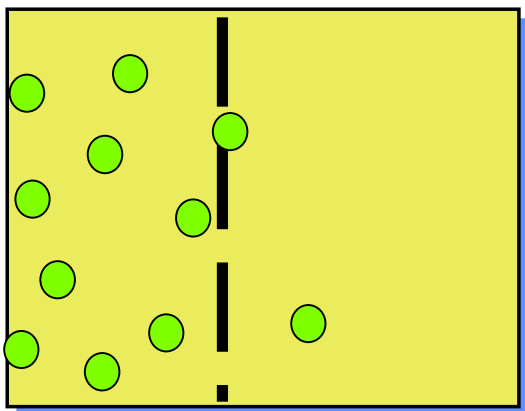


antibiograma



# EFUSIÓN

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



# Ley de efusión de Graham

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

Las moléculas mas pesadas se mueven más lentamente

$$\frac{\text{velocidad de efusión de A}}{\text{velocidad de efusión de B}} = \frac{(u)_A}{(u)_B} = \sqrt{\frac{3RT/M_A}{3RT/M_B}} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} = \frac{t_B}{t_A}$$

Esta relación se puede usar para calcular masas molares

A mayor velocidad de efusion, menor tiempo efusion

## Ejercicio de aplicación

Una muestra de gas  $\text{CH}_4$  pura efusiona a través de una barrera porosa en un tiempo de 1,5 min. Bajo las mismas condiciones un número equivalente de moléculas de un gas desconocido efusiona a través de la barrera en 4,73 min ¿Cuál es el valor de masa molecular del gas desconocido?

**Rta : 159 uma**

$$\frac{t_B}{t_{\text{CH}_4}} = \frac{4,73 \text{ min}}{1,5 \text{ min}} = \sqrt{\frac{M_B}{16 \text{ uma}}}$$

$$\left(\frac{4,73 \text{ min}}{1,5 \text{ min}}\right)^2 = \frac{M_B}{16 \text{ uma}}$$

$$M_B = 159 \text{ uma}$$