



Universidad Nacional Autónoma de México Facultad de Química



Departamento de Fisicoquímica
Laboratorio de Termodinámica

“DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE UNIVERSAL DE LOS GASES ”

Profesores:
Gerardo Omar Hernández Segura
Ricardo Manuel Antonio Estrada Ramírez

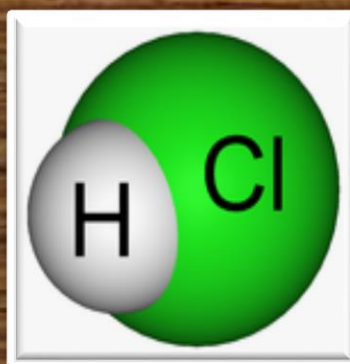
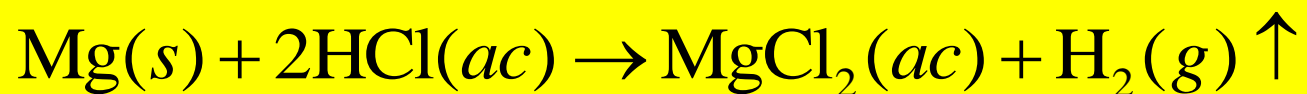
OBJETIVO GENERAL

Determinar experimentalmente el valor de la Constante Universal de los Gases R , así como el volumen molar del hidrógeno.

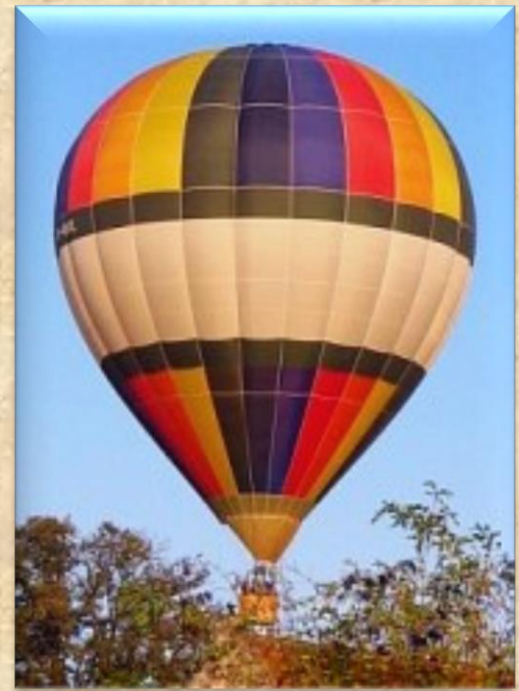
PROBLEMA:

Manteniendo constantes la cantidad de sustancia (n), presión (P), temperatura (T) y volumen (V), obtener la Constante Universal de los Gases R y el volumen molar del hidrógeno a condiciones ambientales a partir de la reacción entre Mg y HCl para producir H_2 .

Reacción de formación de hidrógeno:



LEYES EMPÍRICAS DE LOS GASES



La Ley de Boyle-Mariotte establece que la presión de una muestra de gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen del recipiente, cuando la temperatura y la cantidad de sustancia son constantes.

$$P \propto 1/V$$

$$P = K/V$$

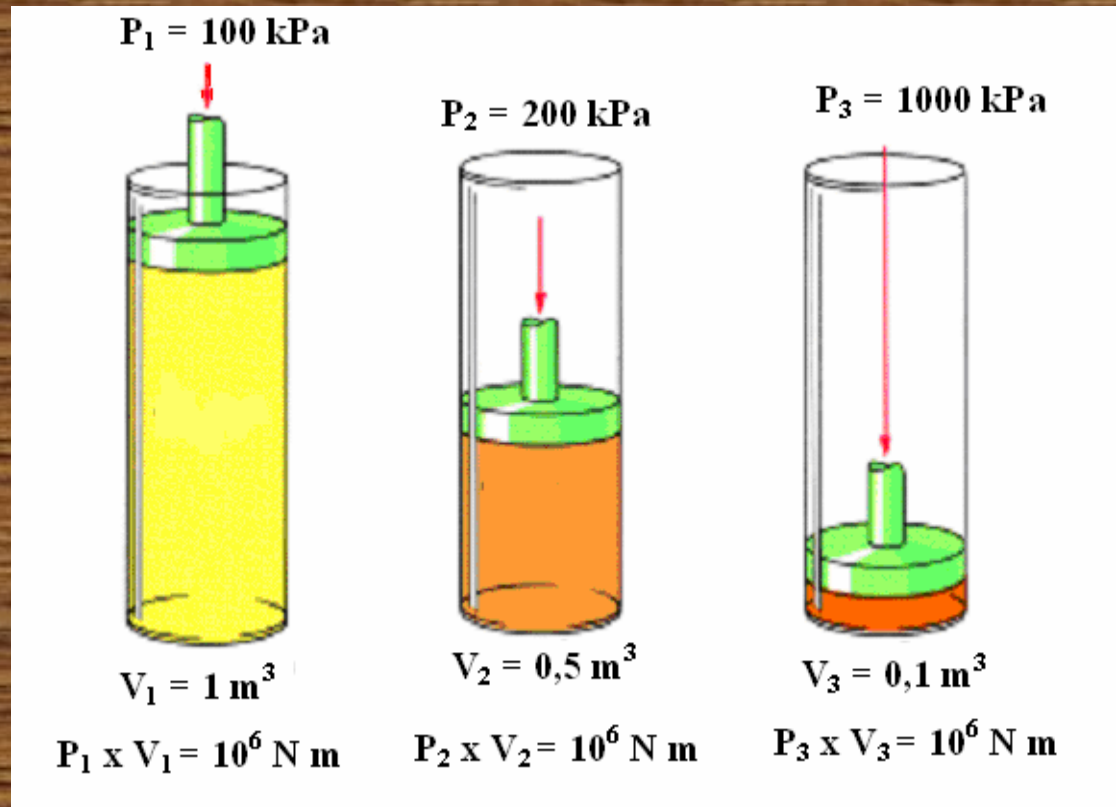
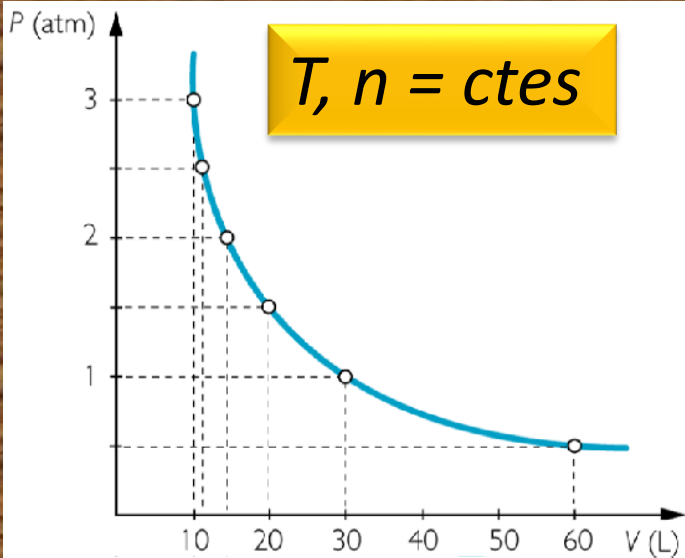


Ecuación de proceso:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Ecuación de estado:

$$PV = K$$



La **Ley de Charles** establece que cuando se aumenta la temperatura el volumen de un gas aumenta directamente proporcional, **cuando la cantidad de sustancia y la presión permanecen constantes.**

$$V \propto T$$

$$V = K'T$$



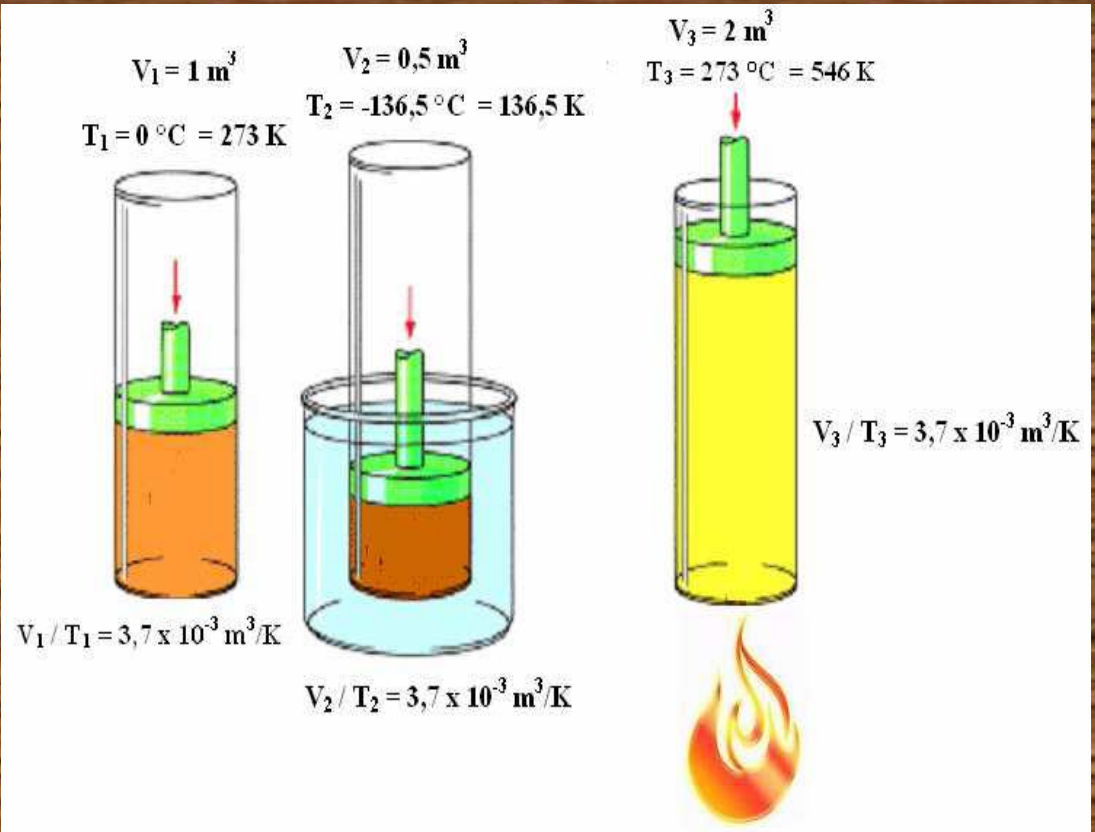
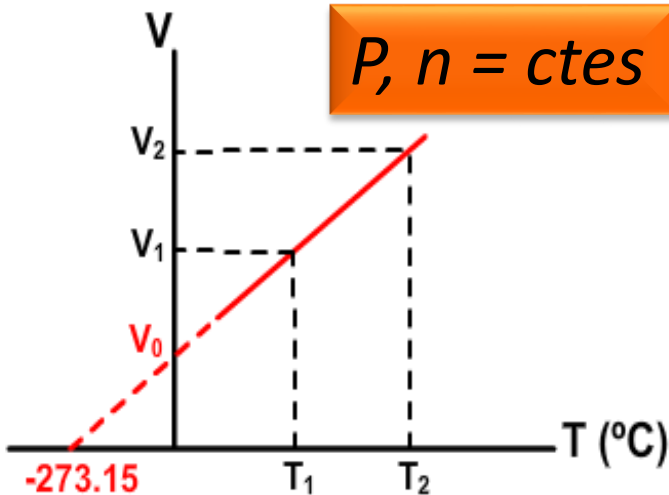
Ecuación de proceso:

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

Ecuación de estado:

$$V / T = K'$$

P, n = ctes



La Ley de Gay Lussac establece que cuando se aumenta la temperatura, la presión de un gas aumenta directamente proporcional, cuando la cantidad de sustancia (n) y el volumen permanecen constantes.

$$P \propto T$$

$$P = K''T$$



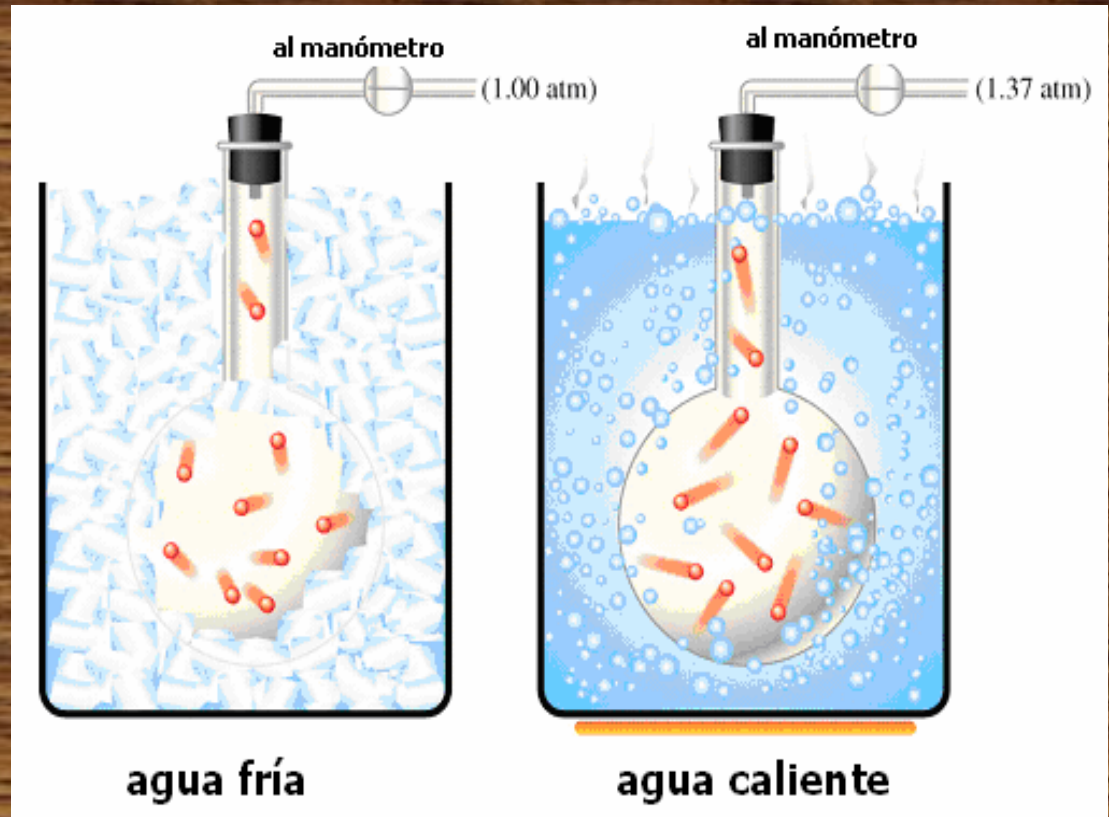
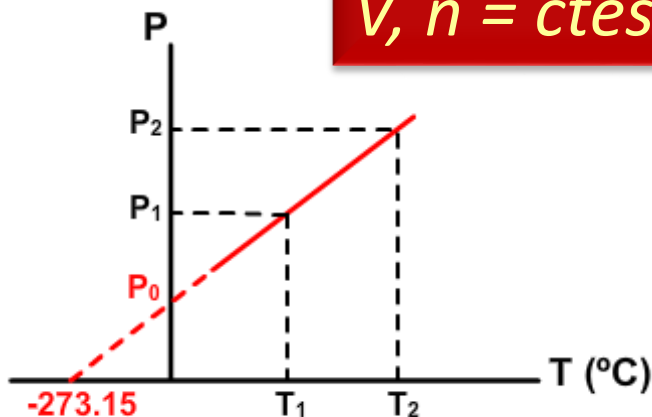
Ecuación de proceso:

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$$

Ecuación de estado:

$$P/T = K''$$

$V, n = ctes$



La Ley de Avogadro establece que el volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad de sustancia (n), cuando la temperatura y la presión permanecen constantes.

$$V \propto n$$

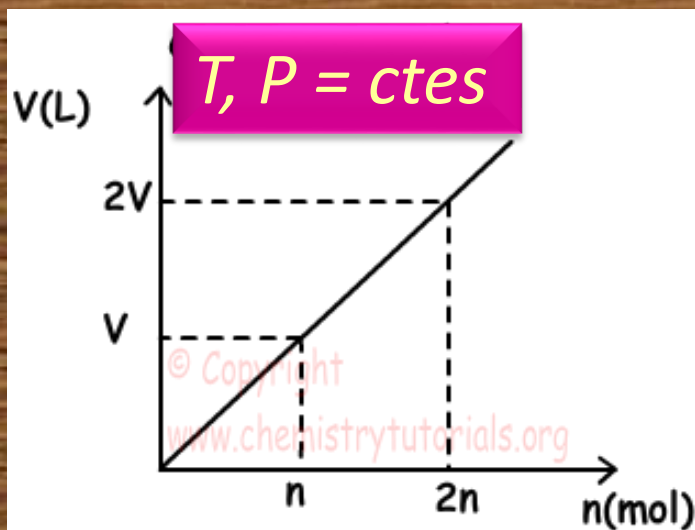
$$V = V_m n$$

Ecuación de estado:

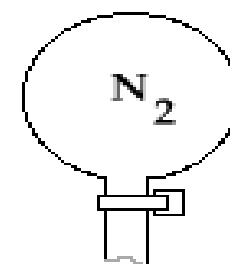
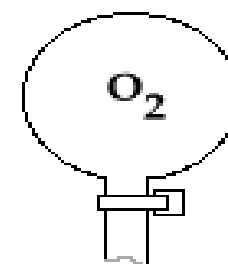
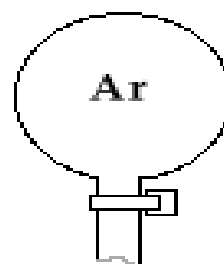
$$V / n = V_m$$

Ecuación de proceso:

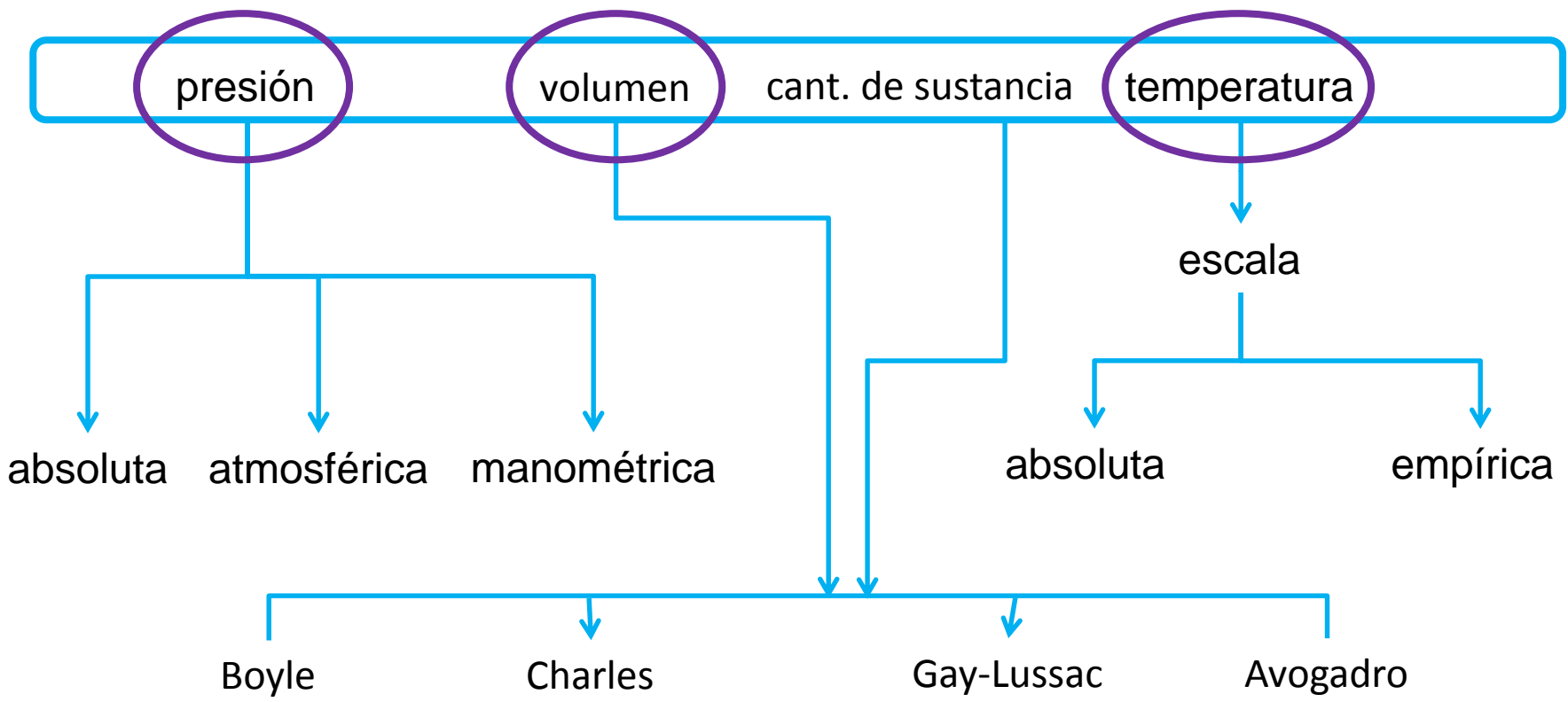
$$V_1 / n_1 = V_2 / n_2$$



Hipótesis de Avogadro: Dos volúmenes iguales de gases distintos, a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas.



Volume:	22.4 L	22.4 L	22.4 L
Mass:	40 g	32 g	28 g
Quantity:	1 mol	1 mol	1 mol
Pressure:	1 atm	1 atm	1 atm
Temperature:	273 K	273 K	273 K



$$PV = K$$

T y n ctes

$$V/T = K'$$

P y n ctes

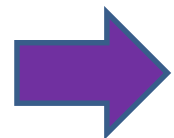
$$P/T = K''$$

V y n ctes

$$V/n = V_m$$

P y T ctes

$$\frac{PV}{nT} = K \cdot K' \cdot K'' \cdot V_m$$



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

MODELO IDEAL DE LOS GASES

$$PV = nRT$$

Presión absoluta

Temperatura absoluta

Manejo de unidades en P, T y V congruentes a las unidades de R

De acuerdo con la hipótesis de Avogadro:

$$P = 1 \text{ atm}; n = 1 \text{ mol}; T = 273.15 \text{ K}; V = 22.4 \text{ L}$$

$$R = PV/nT = 0.082 \text{ Latm/mol K}$$

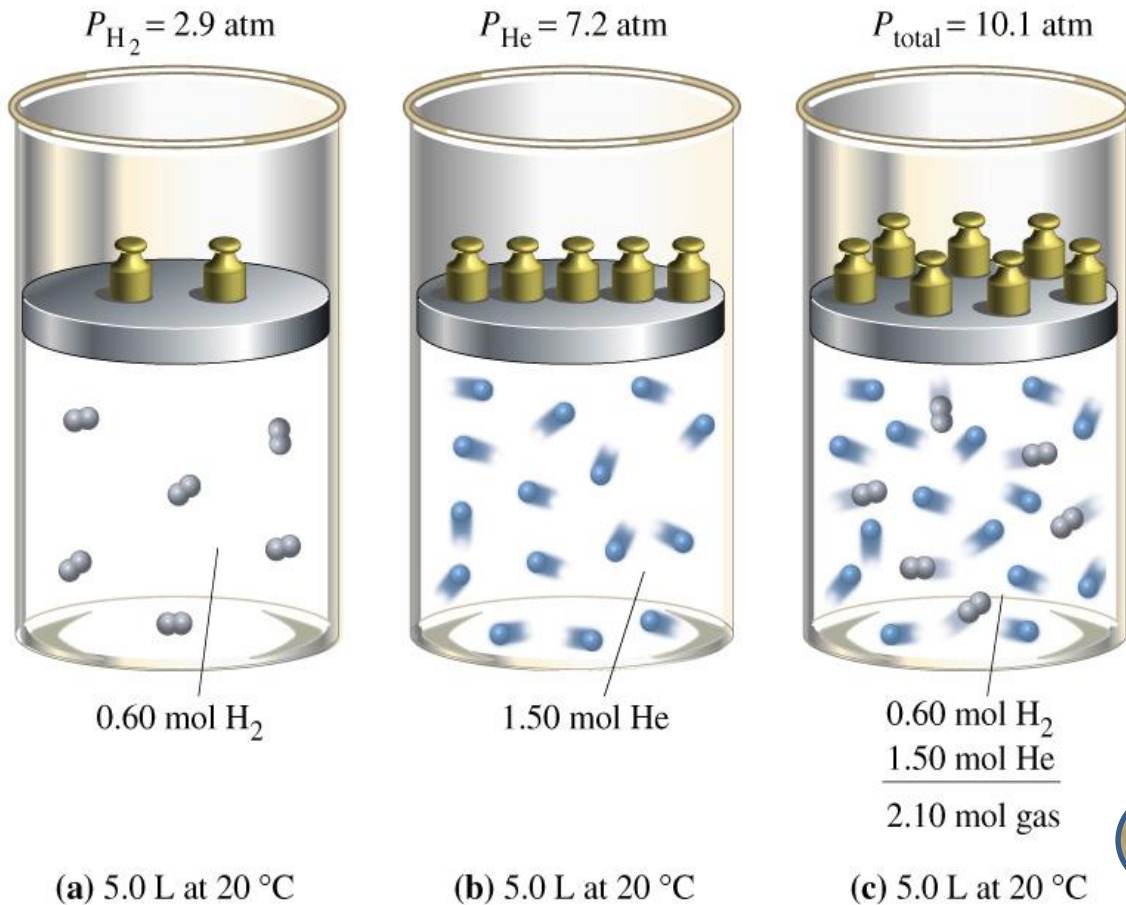
¿QUÉ ES UN GAS IDEAL?

Un gas ideal es un gas hipotético que cumple la ecuación de estado:

$$PV = nRT$$

Los gases reales obedecen esta ley sólo en el límite de densidad cero, donde las fuerzas intermoleculares son despreciables (P bajas y T altas)

MEZCLAS DE GASES IDEALES: LEY DE DALTON

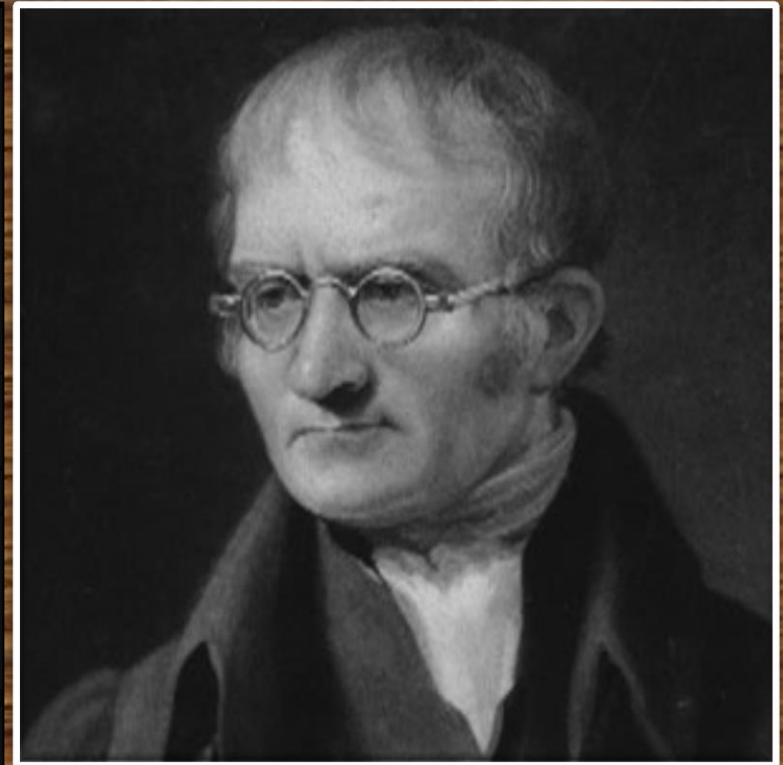
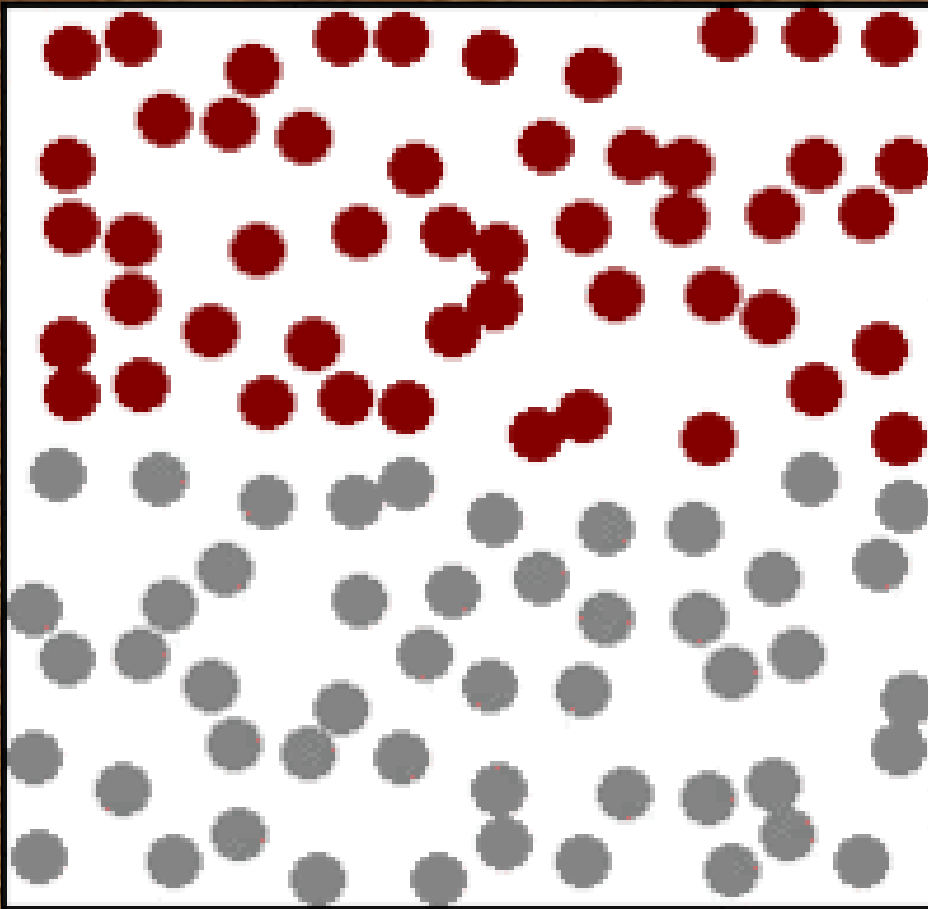


Presión parcial es la presión que ejerce uno de los componentes en una mezcla gaseosa de comportamiento ideal como si ocupara todo el volumen del recipiente a T y V constantes

$$P_{total} = P_{H_2} + P_{He} \quad T, V = ctes$$

$$P_{total} = \sum_i P_i$$

Mezcla de gases ideales de dos componentes



John Dalton

$$P_{total} = P_A + P_B$$

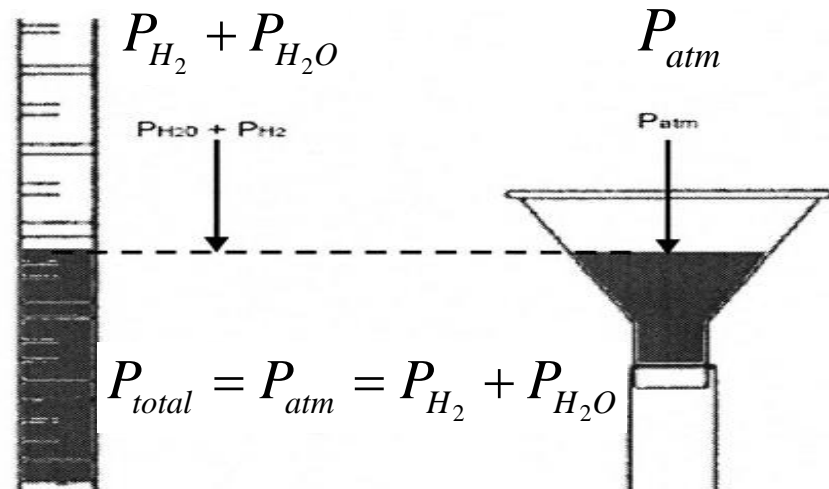
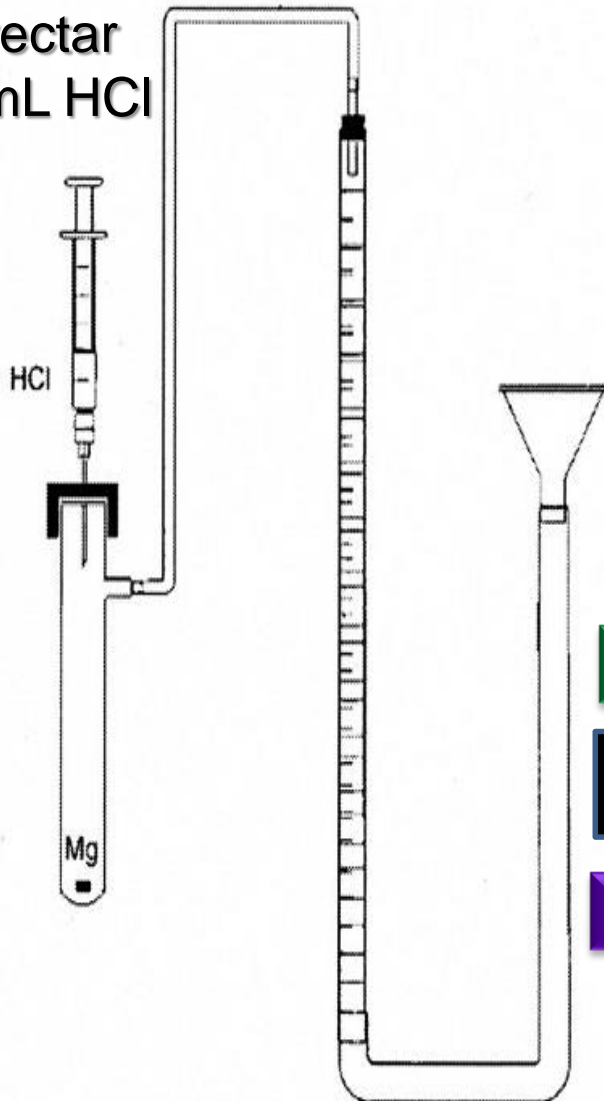
$$T, V = ctes$$

DISPOSITIVO EXPERIMENTAL:



METODOLOGÍA EXPERIMENTAL

Inyectar
0.5 mL HCl



$$P_{H_2} = P_{total} - P_{H_2O}$$

REACCIÓN QUÍMICA ESTUDIADA:



Volumen molar:

$$V_m = \frac{V}{n}$$

Constante Universal:

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

TABLA DE DATOS EXPERIMENTALES:

Temperatura ambiente (°C)			
Temperatura ambiente (K)			
Presión atmosférica (hPa)			
Presión atmosférica (atm)			
Masa de Mg antes de la reacción (g)			
Volumen inicial antes de la reacción (mL)			
Volumen final después de la reacción (mL)			
Volumen de gas desprendido (mL)			
Volumen de gas desprendido (L)			
Masa de Mg después de la reacción (g)			
Masa de Mg que reaccionó (g)			
Cantidad de sustancia de Mg que reaccionó (mol)			
Cantidad de sustancia de H ₂ que se formó (mol)			
Presión de vapor del agua a la <i>T</i> de trabajo (kPa)			
Presión de vapor del agua a la <i>T</i> de trabajo (atm)			
Presión parcial del H ₂ (atm)			
Constante Universal R experimental (Latm/molK)			
Volumen molar del H ₂ (L/mol)			

TABLA DE PRESIONES DE VAPOR DEL AGUA

t (°C)	P / (kPa)	t (°C)	P / (kPa)
4	0.81359	18	2.0644
5	0.87260	19	2.1978
6	0.93537	20	2.3388
7	1.0021	21	2.4877
8	1.0730	22	2.6447
9	1.1482	23	2.8104
10	1.2281	24	2.9850
11	1.3129	25	3.1690
12	1.4027	26	3.3629
13	1.4979	27	3.5670
14	1.5988	28	3.7818
15	1.7056	29	4.0078
16	1.8185	30	4.2455
17	1.9380	31	4.4953

Realizar el experimento por triplicado ($n = 3$)



Calcular el valor promedio y la desviación estándar para la Constante Universal R y el volumen molar del hidrógeno V_m como:

PROMEDIO:

$$\bar{x} = \frac{\sum_i x_i}{n}$$

DESVIACIÓN ESTÁNDAR:

$$s = \sqrt{\frac{(x_i - \bar{x})^2}{n-1}}$$

Comparar el valor promedio de la Constante Universal de los Gases R determinado experimentalmente, con el valor teórico.

Calcular el % Error:

$$\% \text{ Error} = \left| \frac{R_{TEO} - R_{EXP}}{R_{TEO}} \right| \times 100$$

$$R_{TEO} = 0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}}$$