

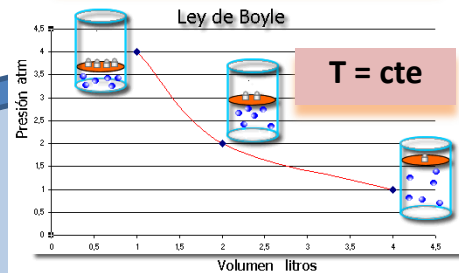
# **Leyes de los Gases**

12-02-21

# *Teoría cinética de los gases*

- Las moléculas de un gas están separadas por distancias mucho mayores que sus propias dimensiones. Las moléculas tienen un volumen despreciable.
- Las moléculas de los gases están en continuo movimiento en dirección aleatoria y con frecuencia chocan unas contra otras. Las colisiones entre las moléculas son perfectamente elásticas
- Las moléculas de los gases no ejercen entre sí fuerzas de atracción o de repulsión.
- La energía cinética promedio de las moléculas es proporcional a la temperatura del gas en kelvins. Dos gases a la misma temperatura tendrán la misma energía cinética.

## Ley de Boyle

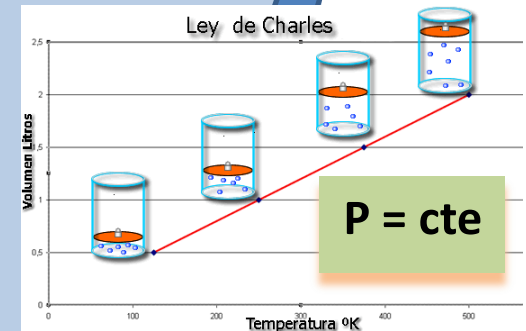


$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Ley combinada de los gases  
ideales,  $n = \text{cte}$

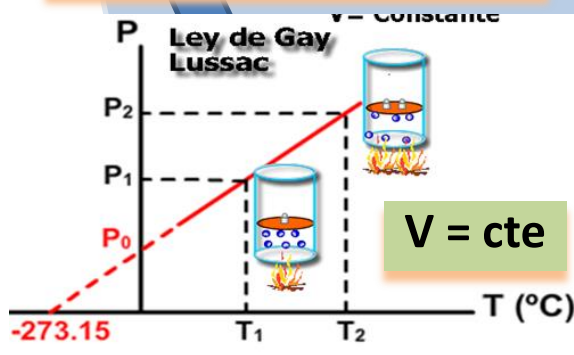
$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

## Ley de Charles



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

## Ley de Gay Lussac



$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

# Ley de los gases ideales

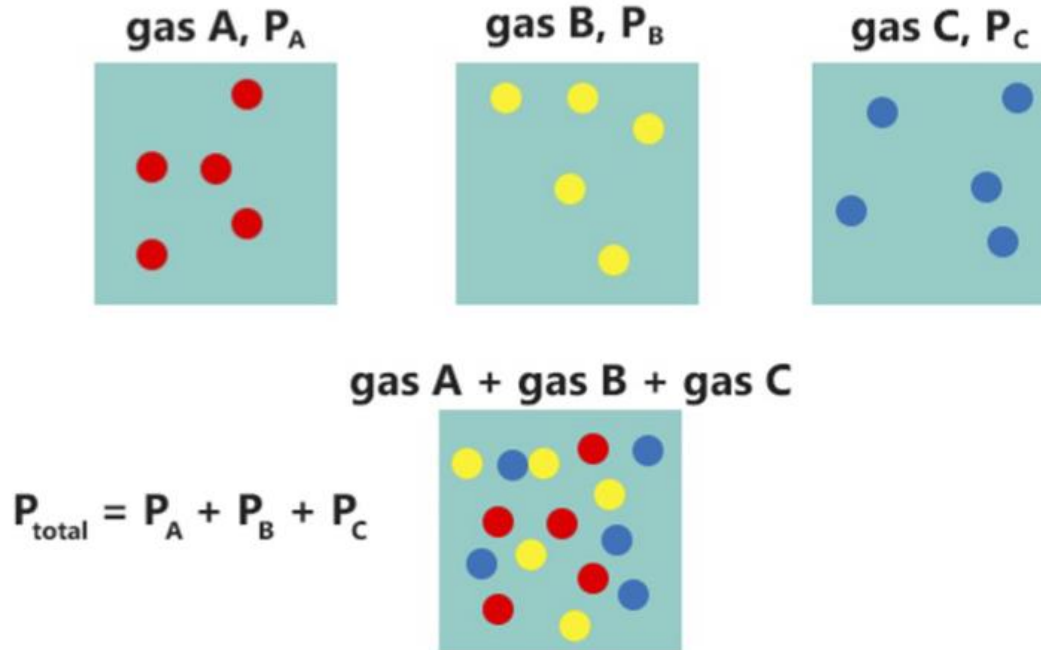
$$P = \frac{n R T}{V}$$

*$R = 0,082 \text{ atm L}/(\text{mol K})$ , constante de los gases*

## Las moléculas de un gas ideal

- **no se atraen o se repelen** entre sí,
- **volumen es despreciable** en comparación con el volumen del recipiente que lo contiene

# Ley de las presiones parciales



$$P_T = n_T \frac{RT}{V}$$

$$n_T = \sum n_i$$

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

$$P_i = x_i P_T$$

Fracción Molar de i

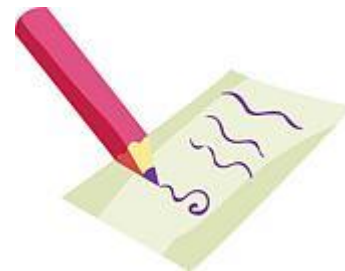
$$x_i = n_i / n_T$$

# Condiciones Normales de Presión y Temperatura (CNPT):

**1 atm y 273 K**

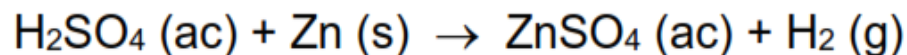
1 mol de gas = 22,4 L de gas

# Vamos a resolver!!



## Ejercicio 15 pag 69

El hidrógeno se forma por acción del ácido sulfúrico sobre el zinc:



- a) ¿Cuántos moles de hidrógeno se pueden formar de 50 g de Zn y 2,8 moles de ácido?;
- b) Si el hidrógeno generado va a ser almacenado a 5 atm y -50° C ¿Qué volumen deberá tener el recipiente?

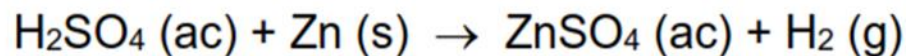
$$\text{PM}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$$

$$\text{PM}_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ g/mol}$$

$$\text{PM}_{\text{H}_2} = 2 \text{ g/mol}$$

### Ejercicio 15 pag 69

- Paso 1: Verificar que la reacción química esté balanceada



- Paso 2: Identificar los datos correspondientes a cada especie y la incógnita a averiguar.

$\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ac}) + \text{Zn} (\text{s}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 (\text{ac}) + \text{H}_2 (\text{g})$			
Datos	2,8 moles	50 g	
			a) Moles $\text{H}_2$ ??
			b) V? 5 atm -50 °C

Incógnitas

Paso 3. Calcular la magnitud requerida.



- Paso 3. Calcular la magnitud requerida: Reactivo limitante y en exceso

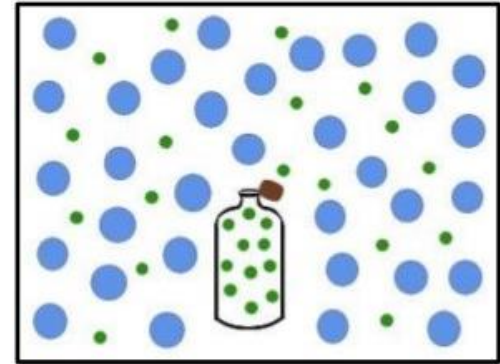
# Difusión- Efusión de los gases

## *ley de la difusión de Graham*

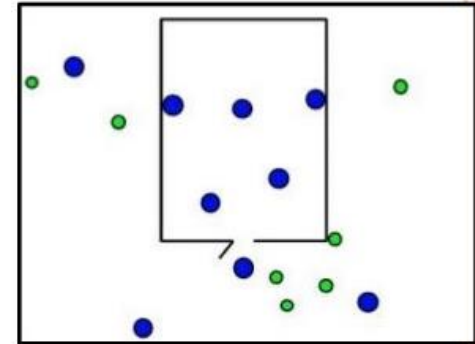
$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{\mathcal{M}_2}{\mathcal{M}_1}}$$

$r_1$  y  $r_2$ : velocidades de difusión de los gases 1 y 2, y

$m_1$  y  $m_2$ : masas molares de los gases 1 y 2.



Difusión



Efusión

# Gases reales: Desviación del comportamiento ideal

- las moléculas en estado gaseoso presentan alguna interacción entre ellas, ya sean de atracción o de repulsión.

Las atracciones intermoleculares ejercidas por las moléculas vecinas tienden a suavizar el impacto de esta molécula contra la pared lo que genera una disminución de la presión con respecto al gas ideal

- el volumen de las moléculas no es despreciable en comparación con el del recipiente que las contiene.

volumen ocupado por las moléculas del gas NO es despreciable. *nb representa el volumen ocupado por n moles del gas*

***Ecuación de van der Waals***

$$\underbrace{\left( P + \frac{an^2}{V^2} \right)}_{\text{presión corregida}} \underbrace{(V - nb)}_{\text{volumen corregido}} = nRT$$

# Ejercitamos!!

## Ejercicio gases reales



29.- Calcular la presión ejercida por 25 moles de gas metano contenidos en un cilindro de 8,2 L a 127° C utilizando la ecuación de Van der Waals. Comparar este valor con el obtenido utilizando la ecuación de estado. (Datos:  $a_{\text{CH}_4}=2,253 \text{ atm}\cdot\text{L}^2/\text{mol}^2$ ;  $b_{\text{CH}_4}=0,04278 \text{ L/mol}$ ).

$$(P_{\text{real}} + an^2/V^2) (V - nb) = nRT$$

**Datos:**

$n=25$  moles;  $V=8,2$  L;  $T=127^\circ\text{C}$ ;  
 $a=2,253 \text{ atm}\cdot\text{L}^2/(\text{mol}^2)$ ;  $b=0,04278 \text{ L/mol}$

Despejamos la presión de la ecuación de Van der Waals

$$P_{\text{real}} = \frac{n \cdot R \cdot T}{(V - n \cdot b)} - \frac{a \cdot n^2}{V^2}$$

Reemplazamos los datos en la ecuación:

$$P_{\text{real}} = \frac{25 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L}/(\text{mol K}) \cdot 400 \text{ K}}{(8,2 \text{ L} - 25 \text{ mol} \cdot 0,04278 \text{ L/mol})} - \frac{2,253 \text{ atm}\cdot\text{L}^2/(\text{mol}^2) \cdot (25 \text{ mol})^2}{(8,2 \text{ L})^2}$$

$$P_{\text{real}} = 5,49 \text{ atm}$$