

COLEGIO Dr. B. A. HOUSSAY

Laboratorio de Química

LEYES QUE RIGEN EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES

Un gas se encuentra en condiciones normales (c.n.) si se encuentra a una temperatura de  $0^{\circ} \text{C} = 273 \text{ K}$  y a una presión de  $760 \text{ mmHg.} = 1 \text{ atm.}$

La temperatura se suele expresar en K y la presión en atmósferas

$$\boxed{K = ^{\circ} \text{C} + 273}$$

El volumen de un gas coincide con el volumen del recipiente que lo contiene, ya que lo llena completamente.

Las leyes mas relevantes que rigen el comportamiento de los gases son las siguientes:

**1.- Ley de Boyle**

*“El volumen que ocupa un gas ideal cuando la  $T^{\circ}$  y el  $n^{\circ}$  de moles se mantienen constantes, es inversamente proporcional a la presión que se ejerce sobre ese gas”*

$$\boxed{P_i V_i = P_f V_f}$$

Donde  $V_i$  y  $P_i$  son las condiciones iniciales y  $P_f$  y  $V_f$  las condiciones finales.

**2.- Ley de Charles**

*“A presión cte., el volumen de una cantidad determinada de gas es directamente proporcional a la  $T^{\circ}$  absoluta”.*

$$\boxed{\frac{V}{T} = \text{cte.}} \quad \Rightarrow \quad \boxed{\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}}$$

### 3.- Ley de Gay-Lussac

“A volumen cte., la presión de un gas es directamente proporcional a la  $T^a$  absoluta”

$$\boxed{\frac{P}{T} = \text{cte.}} \quad \Rightarrow \quad \boxed{\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}}$$

### 4.- Ley Universal de los Gases

Dos cualesquiera de las tres leyes anteriores sirven para deducir la ley universal de los gases que se aplican a todas las combinaciones posibles de cambios:

$$\boxed{\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f}}$$

### 5.- Ley de los Gases Generalizadas

Se obtiene a partir de la combinación de las de Charles y Boyle:

$$\boxed{\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f}} \quad \Rightarrow \quad \boxed{\frac{P V}{T} = \text{cte.}}$$

En c.n. ( $P = 1 \text{ atm}$ ,  $T = 273 \text{ K}$ ) y para 1 mol de gas, la cte. vale  $0,082 \text{ atm.l / K.mol}$  y se representa por R.

$$R = \frac{P \cdot V}{N \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ litros}}{1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K}} = 0,082 \text{ 1 atm / mol K}$$

Para n moles de gas tendremos:

$$P V = n R T$$

Donde:  $P = \text{presión}$  (medida en atm)  
 $V = \text{volumen}$  (medido en litros)  
 $n = \text{n}^\circ \text{ de moles}$   
 $T = \text{temperatura}$  (medida en K)

## 6.- Mezcla de gases. Presiones parciales: Ley de Dalton

*“La presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales que cada uno de los gases ejercería si los otros no estuvieran presentes”*

La presión  $P_T = P_A + P_B + P_C$  parcial de cualquier componente en una mezcla se halla multiplicando la presión total por la fracción molar de ese componente:

$$P_A = X_A \cdot P_{\text{total}}$$

Donde  $X_A$  es la fracción molar del componente A, y que, como ya hemos visto, se calcularía dividiendo el n° de moles del componente A entre el n° total de moles.

## 7.- Volumen molar

En condiciones normales (273 K y 1 atm de presión), 1 mol de cualquier gas ocupa aproximadamente 22'4 litros.

Este valor, 22'4 litros por mol, se denomina volumen molar de un gas ideal en c.n.

$$1 \text{ mol de O}_2 = 32 \text{ g de O}_2 = 22'4 \text{ l de O}_2 = 6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$$