

PRINCIPIO DE AVOGADRO (opcional)

Volúmenes V iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión P y temperatura T , contienen el mismo número de partículas.

Si esos gases poseen el mismo número de partículas, también poseen el mismo número de moles.

ECUACIÓN DE ESTADO DE UN GAS (opcional)

De la ley de Boyle-Mariotte se deduce que el volumen de un gas es proporcional a su presión:

$$P \cdot V = k_1 \quad k_1 = \text{constante} \quad V = k_1 \cdot \frac{1}{P}$$



De la ley de Charles se deduce que el volumen de un gas es proporcional a su temperatura:

$$\frac{V}{T} = k_2 \quad k_2 = \text{constante} \quad V = k_2 \cdot T$$



Por el principio de Avogadro se deduce que el volumen de un gas también es proporcional a su número de moles:

$$V = k_3 \cdot n \quad k_3 = \text{constante}$$



Por lo tanto, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles y a su temperatura e inversamente proporcional a su presión:

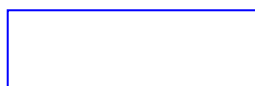
$$V = k_4 \cdot \frac{T \cdot n}{P} \quad k_4 = \text{constante}$$

La constante de proporcionalidad k_4 se representa por la letra R y se llama **constante universal de los gases**. Su valor es:

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

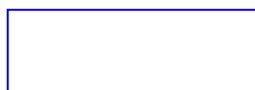
De todas estas consideraciones obtenemos la **ecuación de estado** de un gas:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

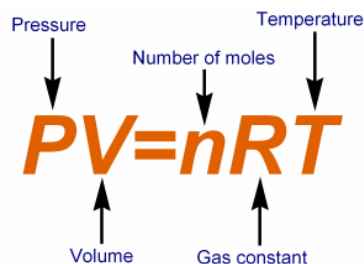
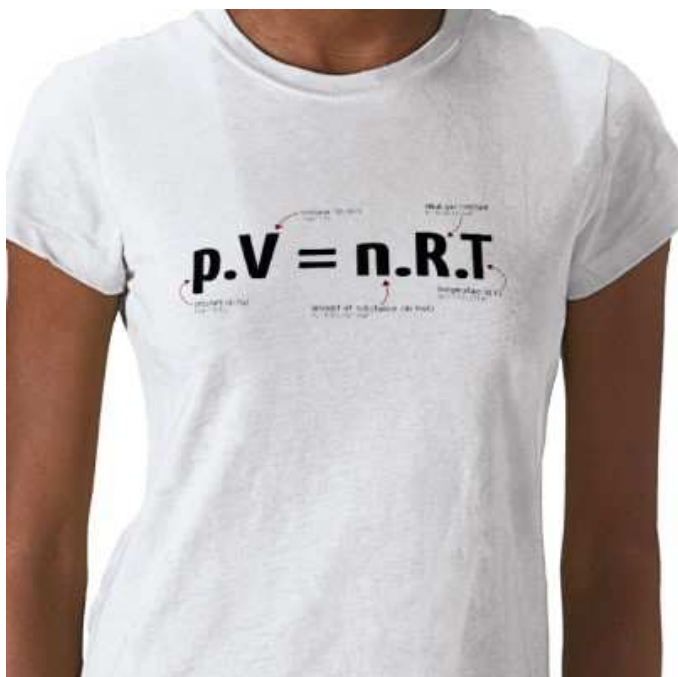


Teniendo en cuenta que el número de moles n se puede calcular como *masa/masa molar*:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$



donde m es la masa de gas contenido en el recipiente y M la masa molar de dicho gas.



VOLUMEN MOLAR DE UNA GAS EN CONDICIONES NORMALES (opcional)

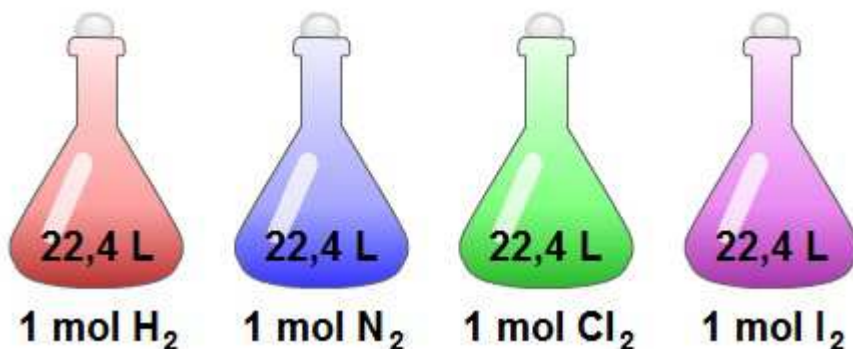
Volumen molar = volumen de 1 mol de gas

Calculemos el volumen V que ocupa 1 mol de una gas cualquiera (volumen molar) en condiciones normales ($P = 1 \text{ atm}$ y $T = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$).

Utilizando la ecuación de estado:

$$1 \text{ atm} \cdot V = 1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K} \quad V = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 22,4 \text{ L}$$

El volumen molar de cualquier gas en condiciones normales siempre es 22,4 L.



EJERCICIOS

1. ¿Cuántos moles contienen 70 litros de oxígeno medidos a 0,95 atm y 25 °C?
Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.
Sol: 2,72 moles O₂.
2. Calcule el número de moléculas contenido en 89,6 litros de un gas medido en condiciones normales.
Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$, $N_A = 6,023\cdot 10^{23}$.
Sol: $2,4\cdot 10^{24}$ moléculas.
3. ¿A qué temperatura ocupa un volumen de 10 litros un mol de gas ideal, si se desea que ejerza una presión de 1 atmósfera? Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.
Sol: 121,9 K.
4. Halle cuántos gramos de sulfuro de hidrógeno gaseoso habrá en 15 litros del mismo, medidos a 20 °C y 780 mm de Hg. Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1 u, S = 32 u.
Sol: 21,8 g.
5. Un gas ocupa 3 litros en C. N. Halle qué volumen ocuparía si estuviese a 700 mm de Hg y 20 °C. ¿Cuántos moles de gas hay? Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.
Sol: 3,5 litros, 0,134 moles de gas.
6. Un recipiente de 3,470 litros de capacidad está lleno de gas acetileno, C₂H₂, a la temperatura de 21 °C y presión de 723 mm. Calcule la masa de acetileno contenida en este recipiente. Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas H = 1 u, C = 12 u.
Sol: 3,56 g.
- 7.Cuál es la masa molecular de un gas si su densidad en C.N. es de 2,01 g L⁻¹?
Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.
Sol: 45 g mol⁻¹.
8. ¿Cuál es la masa molecular de una sustancia gaseosa de la que 425 cm³ a 175 °C y 800 mm de mercurio tienen una masa de 3,67 g? Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.
Sol: 301,36 g mol⁻¹.
9. 2,04 gramos de una sustancia pura se convierten en vapor a 55 °C y 780 mm de presión. El volumen obtenido en esas condiciones es de 230 cm³. Calcule la masa molecular de dicha sustancia.
Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.
Sol: 232,5 g mol⁻¹.