
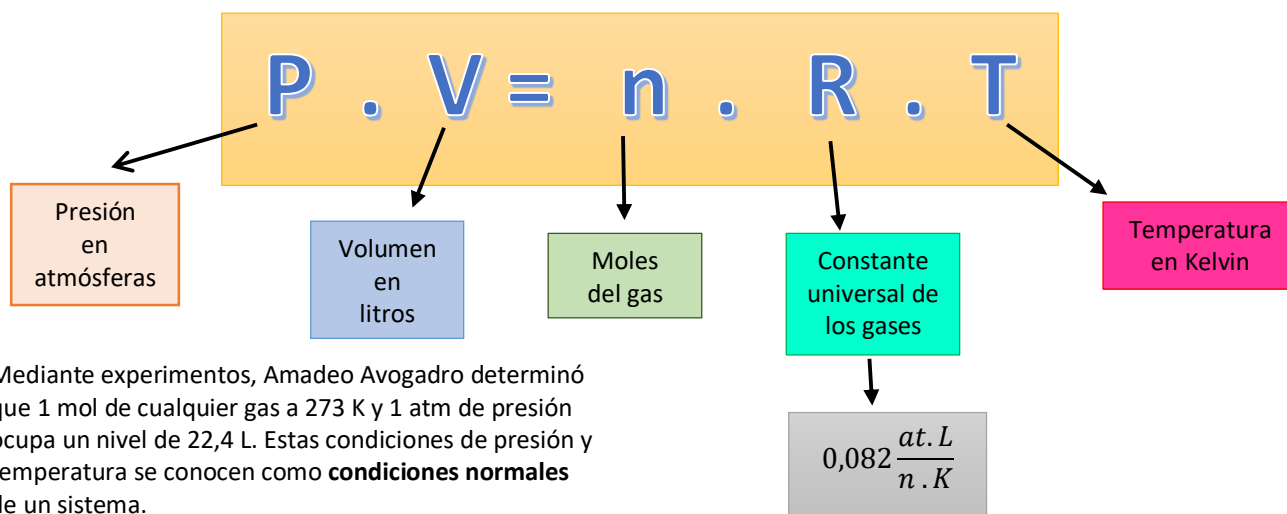


I.E.D. MONSEÑOR AGUSTÍN GUTIÉRREZ - FÓMEQUE				
	<b>Asignatura:</b> Química	<b>Grado:</b> UNDÉCIMO	<b>Periodo:</b> 4	<b>Docente:</b> Gloria Inés Dávila Ríos
	<b>ECUACIÓN DE ESTADO</b>			<b>ESTUDIANTE:</b> _____  <b>Curso:</b> _____
<b>ESTÁNDAR:</b> Explico condiciones de cambio y conservación en diversos sistemas, teniendo en cuenta transferencia y transporte de energía y su interacción con la materia.			<b>DBA:</b> Comprende que el comportamiento de un gas ideal está determinado por las relaciones entre Temperatura (T), Presión (P), Volumen (V) y Cantidad de sustancia (n).	
<b>DESEMPEÑOS:</b> <b>PARA APRENDER:</b> las relaciones matemáticas entre variables como la presión, la temperatura, la cantidad de gas y el volumen, identificando las leyes de los gases (Boyle-Mariotte, Charles, Gay-Lussac, Ley combinada, ecuación de estado). <b>PARA HACER:</b> relacionar el mol con su volumen, cuando las sustancias se encuentran en estado gaseoso y en condiciones normales. <b>PARA SER:</b> encontrar temas fascinantes, explorar y descubrir nuevas cosas. <b>PARA CONVIVIR:</b> Tratar a todas las personas como iguales en consonancia con las nociones de equidad y justicia.			<b>EVALUACIÓN.</b> ➤ Trabajo y participación en clase ➤ Desarrollo de las actividades propuestas ➤ Puntualidad y calidad del trabajo en la entrega ➤ Trato respetuoso con compañeros y docentes  <b>Fuentes de consulta o material de apoyo</b> <a href="https://www.youtube.com/watch?v=4ud8TYIPNlc">https://www.youtube.com/watch?v=4ud8TYIPNlc</a> Ecuación de estado	

## LA ECUACIÓN DE ESTADO



Mediante experimentos, Amadeo Avogadro determinó que 1 mol de cualquier gas a 273 K y 1 atm de presión ocupa un nivel de 22,4 L. Estas condiciones de presión y temperatura se conocen como **condiciones normales** de un sistema.

Teniendo en cuenta las conclusiones de Avogadro y las leyes de los gases, se puede determinar la ecuación que relacionan estas variables, conocida como **ecuación de estado de los gases ideales**.

Para establecer el valor de R, se toman como referencia las condiciones normales, es decir:

V molar= 22,4 L Presión= 1 atm Temperatura = 273 K Cantidad de moles = 1n	$R = \frac{1 \text{ atm} \times 22,4 \text{ L}}{1 \text{ n} \times 273 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{n} \cdot \text{K}}$
--	--

**Ejemplo 1:** una determinada cantidad de C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> ocupa un volumen de 1250 mL a 20°C y 1.31 atm. Determinar la cantidad de moles del compuesto.

**Solución:** para desarrollar el ejercicio, se requiere conocer y aplicar la ecuación de estado, el valor de la constante de los gases, los valores de volumen y temperatura se deben convertir a Litros (L) y Kelvin (K) respectivamente.

<b>Datos</b> V= 1250 mL= 1,25 L T= 20 °C = 293K P= 1.31 atm R= 0,082 at. L/ n. K n=¿?	Utilizamos la ecuación: PV = nRT Despejamos n: $n = \frac{PV}{RT}$ ; reemplazamos los datos en la ecuación  $n = \frac{1,31 \text{ atm} \cdot 1,25 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{n} \cdot \text{K}} \cdot 293\text{K}} = 0,68 \text{ n}$
--	---

### LA ECUACIÓN DE ESTADO, LA MASA MOLECULAR DE UN GAS Y LA DENSIDAD

Como la ecuación de estado relaciona el número de moles, n, y la masa molecular es la masa de 1 mol del gas, entonces también es posible hallar la masa molecular de los gases a partir de esta ecuación.

Ecuación de estado y masa molecular $PV = nRT$ Recordamos que $n = \frac{w}{P_M}$ de donde W: masa del compuesto; P <sub>M</sub> : masa molecular del gas.  Reemplazamos n en la ecuación de estado $PV = \frac{W}{P_M} RT$  Despejamos P <sub>M</sub> $P_M = \frac{WRT}{PV}$	Ecuación de estado y densidad $PV = nRT$ Recordamos que $d = \frac{w}{V}$ de donde W: masa del compuesto; V: volumen. Reemplazamos n y de en la ecuación de estado $PV = \frac{W}{P_M} RT \quad \text{de donde} \quad P P_M = \frac{W}{V} RT$  $\frac{W}{V}$ corresponde a densidad entonces;  $P_M = \frac{dRT}{P}$
---	--

**Ejemplo 2:** si 3,78 g de cierto compuesto gaseoso ocupan un volumen de 3 L a 50 °C y 747 mmHg. ¿Cuál será su masa molecular?

**Solución:** para solucionar el ejercicio es necesario conocer y utilizar la ecuación de estado, los valores de temperatura y presión deben convertirse a Kelvin (K) y atmósferas (atm) respectivamente.

<p><b>Datos</b>  V= 3 L  T= 50 °C = 323 K  P= 747 mmHg = 0,98 atm  R= 0,082 at. L/ n. K  W= 3, 78 g  P<sub>M</sub>= ¿?</p>	<p>Utilizamos la ecuación:</p> $P_M = \frac{WRT}{PV}$ <p>Reemplazamos los datos:</p> $P_M = \frac{3,78g \times 0,082 \frac{atm \cdot L}{n \cdot K} \times 323 K}{0,98 atm \times 3L} = 34,05 g/n$ <p>La masa molar del compuesto es 34,05 g/n</p>
--	---

### ACTIVIDAD

Resolver cada uno de los siguientes ejercicios aplicando la ecuación de estado, realice los procedimientos necesarios para llegar a la respuesta, tenga presente escribir los datos con las unidades completas.

1. Calcular el volumen que ocupará una mol de NH<sub>3</sub> a condiciones normales, si la densidad del compuesto es 0,76 g/L
2. Calcular el número de moles de un gas ideal que ocupa un volumen de 950 mL, cuando se mide a 32°C y 780 torr.
3. Determinar la presión de un recipiente de 12 L que contiene 50 g de metano – CH<sub>4</sub>- a 10 °C.
4. 5 n de amoníaco –NH<sub>3</sub>- ocupan un volumen de 5 L a una temperatura de 350 K. ¿A qué presión se halla sometido este gas?
5. Determinar la masa molecular de un gas si 600 mL a 303 K y 0,82 atm tienen una masa de 0,6 g.
6. Calcular la densidad del oxígeno –O<sub>2</sub>- a 500 °C y 2,3 atm.
7. Determinar la presión que ejercen 50 g de dióxido de carbono a 20 °C si el recipiente que lo contiene tiene un volumen de 50 L
8. ¿Qué volumen a 25 °C y 600 mmHg ocupan 45 g de monóxido de carbono?