

**COLEGIO INSTITUTO TECNICO INTERNACIONAL.
GUIA DE QUIMICA: GRADOS: 1101 Y 1102.
PARA DESARROLLAR: DEL 19 AL 23 DE JULIO.
DOCENTE: ISMAEL ANTONIO BAYONA. GUIA N° 7.**

Buenos días. Por favor desarrollar esta guía escribiendo nombre completo, curso, jornada, y N° de guía; realizarla en el cuaderno a tinta negra preferiblemente, con dibujos a tinta y color o si la van hacer en word (que no sea copiar y pegar) enviarla en formato PDF al correo: Ismael.bayona@iedtecnicointernacional.edu.co, o quienes no tengan la forma de enviarla por correo entonces utilicen el siguiente whatsapp 3053898743 (Se pueden recibir llamadas de 5 a 6 P.M. de lunes a viernes, para aclarar dudas respecto a la guía), se recomienda cumplir con las fechas establecidas para evitar acumulación de trabajos.

DESEMPEÑOS: Reconoce la ley de los gases ideales con su respectiva ecuación.

Principio de Avogadro y el Volumen Molar. Si comparamos diferentes gases con las mismas condiciones de temperatura y presión, observamos que tienen el mismo volumen por mol. Esto no solo aplica a condiciones normales (una atmosfera de presión y 273 ° k) sino que también puede aplicarse a diferentes presiones y temperatura.

El principio de Avogadro dice: A las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes de distintos gases contienen el mismo número de moléculas. Sabemos que el número de moléculas existentes en una mol recibe el nombre de número de Avogadro que equivale a $6,023 \times 10^{23}$.

El volumen que ocupa una mol a condiciones normales de cualquier gas es de 22,4 litros de acuerdo al principio de Avogadro podemos deducir que el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles (n) ($V \propto n$)

Condiciones normales (CN) 273°K -- y presión 1 atmosfera.

22,4 litros----- $6,023 \times 10^{23}$ moléculas-----1mol.

Ecuación de estado o ley de los gases ideales.

Al combinar las leyes de Boyle y de Charles con el principio de Avogadro se obtiene una ecuación general que relaciona las cuatro variables **V, T, P, y n** (número de moles) esta ecuación recibe el nombre de ecuación de estado o ley de los gases ideales y se deduce así:

Ley de Boyle: El volumen de un gas varía inversamente proporcional a la presión a temperatura constante.

$$V \propto \frac{1}{P}$$

Ley de Charles: El volumen de un gas varía directamente proporcional a la temperatura a una presión constante.

$$V \propto T$$

Según el principio de Avogadro. Se conoce que el volumen de cualquier gas varía directamente proporcional al número de moles si la temperatura y la presión se mantienen constantes.

$$V \propto n$$

Si unimos las tres proporciones anteriores se puede resumir en una sola proporción y tenemos:

$$V \propto \frac{1}{P} \cdot T \cdot n$$

Si se introduce una constante de proporcionalidad **R** se puede convertir la anterior proporcionalidad en una igualdad.

$$V \propto R \cdot \frac{1}{P} \cdot T \cdot n$$

Agrupando los términos tenemos nos quedará la siguiente igualdad.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{Ecuación 1.}$$

R –Se conoce como la constante universal de los gases ideales y su valor depende de las unidades en que se expresen las diversas cantidades. Por conversión el volumen de un gas se expresa en litros, el valor **n** en moles, la temperatura en °K, y la presión en atmosferas.

El valor de la constante **R**, para una mol de cualquier gas a condiciones normales se determina a partir de la ecuación 1 así: a condiciones normales donde $V = 22,4$ litros; $P = 1$ atmosfera; $T = 273^\circ K$ Y $n = 1$ mole. Despejando **R** en la ecuación 1 tenemos:

$$R = \frac{P \times V}{n \times T} \quad \text{Remplazando valores tenemos: } R = \frac{1 \text{ atm} \times 22,4 \text{ litros.}}{1 \text{ mol} \times 273 \text{ }^\circ K.} = \frac{0,082 \text{ atm.} \times \text{litros.}}{\text{moles} \times \text{ }^\circ K.}$$

Veamos otras igualdades:

Se calcula el número de moles en una muestra de un gas dividiendo el peso de la muestra (W) por el peso de una mole (M) del gas.

$n = \frac{W}{M}$ Reemplazando este valor de n en la ecuación 1 y ordenando la igualdad quedaría:

$$PV = \frac{W}{M} R T \quad P M = \frac{W}{V} R T \quad \text{Ecuación 2}$$

Como $\frac{W}{V}$ = Densidad (D) tenemos:

$$P M = D R T \quad \text{Ecuación 3}$$

Ejemplos.

1. Cuál es la presión ejercida por 1.6 moles de oxígeno que se encuentra en un recipiente de 2,5 litros a 27 °C.

$n = 1,6$ moles, $V = 2,5$ litros, $T = 27$ °C = 300°K, $P = ?$

Usamos la ecuación 1 $PV = nRT$ Despejamos P----- $P = \frac{n R T}{V}$

$P = \frac{1,6 \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm.litros/moles } ^\circ\text{K} \times 300^\circ\text{K}}{2,5 \text{ litros}}$ 15,74 atmosferas, ya que cancelamos el resto de medidas

2. Halla la densidad del cloro a condiciones normales.

A condiciones normales la presión es igual a 1 atmosfera, la temperatura 273°K y usamos la ecuación 3 $P M = D R T$. despejando densidad tenemos:

$$D = \frac{P M}{R T} \quad D = \frac{1 \text{ atm.} \times 70,9 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ atm. Litros/mol. } ^\circ\text{K} \times 273^\circ\text{K}} = 3,16 \text{ g/litros}$$

Nota: M es la masa atómica de una mol de Cl₂ como es un gas va en forma diatómica el peso atómico del cloro es 35,45 g/mol X 2 = 70,9 g/mol.

3. Hallar la masa molecular de un gas desconocido a 32 °C, presión 670 torr, y cuya densidad es 3,48 g/litro.

Solución: Temperatura: 32°C = 305 °K; Densidad: 3,48 g/litros; Presión: 670 torr. = 0,88 atm.

Usamos la ecuación 3. $P M = D R T$.

$$M = \frac{D R T}{P} \quad M = \frac{3,48 \text{ g/litro} \times 0,082 \text{ atm. Litros/}^\circ\text{K mol} \times 305 ^\circ\text{K}}{0,88 \text{ atm.}} = 98,90 \text{ g/mol.}$$

4. Cuál es el número de moles de un gas ideal que ocupa un volumen de 8,9 litros cuando se mide a 25°C y 700 torr.

Solución: $V = 8,9$ Litros; $T = 25^\circ\text{C} = 289^\circ\text{K}$ $P = 700$ torr. = 0,92 atm.

Usamos la ecuación 1. $P V = n R T$

$$n = \frac{P V}{R T} \quad n = \frac{0,92 \text{ atm.} \times 8,9 \text{ litros}}{0,082 \text{ atm. Litros /}^\circ\text{K mol} \times 289^\circ\text{K}} = 0,34 \text{ moles.}$$

EJERCICIOS:

1. Copiar cuidadosamente la guía en el cuaderno.
2. Cuál es el volumen de 2,5 moles de un gas cuya presión es 16 atmosferas a una temperatura de 23 °C
3. Cuál es la densidad del CO₂ en condiciones normales.
4. La densidad de un gas es 1,16 g/ litros a una temperatura de 18°C y a una presión de 730 mm de Hg. ¿Cuál es su masa molecular de dicho gas?
5. 5 gramos de gas carbónico ocupan un volumen de 2,6 litros, a -30°C y una atmosfera de presión, si aumenta la temperatura a 42°C manteniendo la presión constante, ¿Cuál es el volumen del gas?
6. Un cilindro de 3 litros que contiene un gas a temperatura ambiente tiene una presión de 10 atmósferas. ¿Cuál será el volumen del gas a 2 atmósferas y la misma temperatura?
7. ¿Cuál es el volumen ocupado por 7,5 moles de gas oxígeno a condiciones normales?
8. ¿Qué presión será ejercida por 1,8 moles de nitrógeno, que se encuentra en un recipiente de 3 litros a una a una temperatura de 27°C?

