


I.E.D. MONSEÑOR AGUSTÍN GUTIÉRREZ - FÓMEQUE			
	<b>Asignatura:</b> Química	<b>Grado:</b> NOVENO	<b>Periodo:</b> 3
	<b>Docente:</b> Gloria Inés Dávila Ríos		
<b>LEYES DE LOS GASES</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> experimentos para identificar las leyes de los gases. <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=SoDg3UDBqYU">https://www.youtube.com/watch?v=SoDg3UDBqYU</a> leyes de los gases <a href="https://www.youtube.com/watch?v=4ud8TYIPNlc">https://www.youtube.com/watch?v=4ud8TYIPNlc</a> Ecuación de estado  <a href="https://humanidades.com/gases-ideales/#ixzz89Hv12BFI">https://humanidades.com/gases-ideales/#ixzz89Hv12BFI</a>	



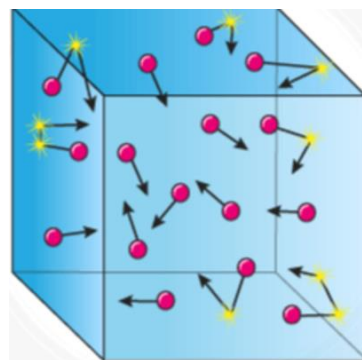
Los gases al igual que los líquidos, son fluidos y están compuestos de partículas en movimiento constante y al azar. Se expanden hasta llenar el recipiente que los contiene y, también se pueden comprimir. Carecen de forma definida y se difunden fácilmente.

VARIABLES QUE DETERMINAN EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES			
VARIABLE	DEFINICIÓN	UNIDADES	INSTRUMENTO DE MEDIDA
<b>Volumen</b>	Es igual al del recipiente que lo contiene	Litro (l), mililitro (ml)	Material volumétrico
<b>Presión</b>	Fuerza con la que las moléculas de gas golpean una unidad de área.	Atmósfera: atm milímetro de mercurio: mmHg	Barómetro manómetro
<b>Masa</b>	Es la cantidad de gas que se toma.	Moles: n; gramos: g	Balanza
<b>Temperatura</b>	Energía cinética promedio de las partículas que se encuentran en el sistema.	Grados Celsius: °C Grados Kelvin: K	Termómetro

### TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR

Es el producto de los trabajos realizados por **James Clero Maxwell**, **Ludwing Boltzmann** y otros, quienes establecieron que las propiedades físicas de los gases se explican a partir del movimiento de las partículas individuales, siendo esta una forma de energía: la energía cinética. Esta teoría plantea lo siguiente:

1. Un gas se compone de partículas pequeñísimas, llamadas moléculas, muy separadas entre sí y con un volumen despreciable, lo que implica que la mayor parte de un gas sea espacio vacío.
2. Las partículas en fase gaseosa se mueven en diferentes direcciones, a grandes velocidades y en línea recta mientras no encuentren ningún obstáculo, en cuyo caso chocan con este, de manera elástica, cambiando de dirección. Se entiende por choque elástico cuando las partículas involucradas no ceden ni reciben energía.
3. Las partículas no interactúan unas con otras, incluso a distancias mínimas.
4. La temperatura del gas está relacionada con la energía cinética promedio de las moléculas del gas. A la misma temperatura dos gases tendrán la misma energía cinética.



**PRESIÓN DE LOS GASES:** las moléculas de un gas chocan entre sí y con las paredes de los envases que las contienen. Así, ejercen presión sobre cualquier superficie con la cual entren en contacto: por ejemplo, el aire encerrado en un neumático ejerce presión sobre las paredes internas de este.

La presión se define como la fuerza por unidad de área:  $P=F/A$ , donde  $P$ =presión;  $F$ = fuerza;  $A$ = área

La presión atmosférica no es uniforme en todos los sitios de la Tierra: depende de la cantidad de gases presentes en la atmósfera y ésta, a su vez, es variable. La mayor presión se registrará a nivel del mar y va disminuyendo con la altura. A la presión registrada a nivel del mar se le denomina una (1) atmósfera de presión y presenta las siguientes equivalencias:

**1 atm (atmósfera) = 76 cm Hg (centímetros de mercurio) = 760 mm Hg (milímetros de mercurio) = 760 torr (Torricelli)**

#### ACTIVIDAD 1.

- a. Consultar la biografía de Evangelista Torricelli.
- b. Describir en que consiste el experimento de Torricelli para medir la presión atmosférica.

**Ejercicio:** ¿A cuántos mm Hg equivalen 3,5 atm? Utilizando los factores de conversión

$$3,5 \text{ atm} \times \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}} = 2660 \text{ mm Hg}$$

**Ejercicio:** convertir a atmósferas 560 mm Hg, utilizando los factores de conversión

$$320 \text{ mm Hg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,42 \text{ atm}$$

#### ACTIVIDAD 2

Realizar las siguientes conversiones

1. Convertir a atmósferas:
  - a. 85 cm Hg
  - b. 1200 mm Hg
  - c. 840 torr
2. Convertir a mm Hg
  - a. 3,5 atm
  - b. 358 mm Hg
  - c. 146 cm Hg

**TEMPERATURA DE LOS GASES:** la temperatura es una medida de la energía cinética de las partículas en movimiento. Cuando se trabaja con gases la temperatura se expresa en grados centígrados; °C o en grados Kelvin, K. La relación entre estas dos escalas de temperatura se expresa a través de la igualdad  **$K = ^\circ C + 273$**

**Ejercicio:** convertir 65,4 °C a Kelvin.  $K = 65,4 + 273 = 338,4 \text{ K}$

**Ejercicio:** convertir -10 °C a Kelvin.  $K = -10 + 273 = 263 \text{ K}$

#### ACTIVIDAD 3:

1. Consultar las 4 escalas de temperatura y establecer los factores de conversión entre ellas
2. Convertir a Kelvin:
 

a. 43 °C	b. 75 °C	c. -273 °C
----------	----------	------------
3. Convertir a Celsius:
 

a. 35 K	b. 325 K	c. 100 K
---------	----------	----------

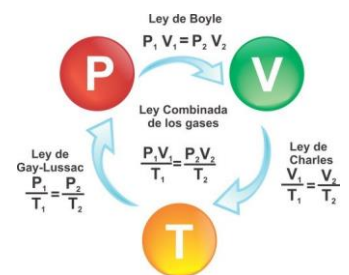
**¿QUÉ ES UN GAS IDEAL?** Se denomina gas ideal a un gas hipotético o teórico, que estaría compuesto por partículas que se desplazan aleatoriamente y sin interactuar entre sí. Su energía cinética es directamente proporcional a la temperatura. Las colisiones entre las moléculas que lo componen (entre sí y con el recipiente o contenedor) son de tipo elástico, es decir, que conservan el momento y la energía cinética. Algunas de las principales propiedades de los gases ideales son:

- Poseen siempre un mismo número de moléculas.
- No tienen fuerzas de atracción o repulsión entre sus moléculas.
- No pueden experimentar transiciones de fase (gas-líquido, gas-sólido).
- Las moléculas del gas ideal ocupan siempre el mismo volumen a las mismas condiciones de presión y temperatura.

**¿QUÉ ES UN GAS REAL?** es aquel que existe en la naturaleza con diferentes estructuras químicas y que no muestra un comportamiento idealizado. Pueden ser moléculas diatómicas tales como el oxígeno, el nitrógeno, etc., así como moléculas monoatómicas, entre ellas el helio, el neón, y otros. Incluso, puede haber gases más pesados, por ejemplo, el dióxido de carbono, el metano y el amoníaco.

### LEYES DE LOS GASES

LEY	ENUNCIADO	ECUACIÓN
<b>BOYLE</b>	El volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión, cuando la temperatura es constante.	$V_1 \cdot P_1 = V_2 \cdot P_2$
<b>CHARLES</b>	El volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta, cuando la presión es constante.	$V_1 \cdot T_2 = V_2 \cdot T_1$
<b>GAY-LUSSAC</b>	La presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura, si el volumen es constante.	$P_1 \cdot T_2 = P_2 \cdot T_1$
<b>COMBINADA</b>	Se relacionan la ley de Boyle, Charles y Gay – Lussac, es decir no se mantiene variable constante.	$\frac{V_1 \cdot P_1}{T_1} = \frac{V_2 \cdot P_2}{T_2}$
<b>DALTON</b>	A temperatura y volúmenes constantes, la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de la presión parcial ejercida por cada gas.	$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$



#### Ejemplo:

¿Cuál será la presión ejercida por un gas que se encuentra en un recipiente de 5 L a una presión de 3,5 atm y a 27 °C, si se aumenta la temperatura a 50 °C y el volumen del recipiente no varía?

Identificar de acuerdo a la información dada a que ley de los gases se refiere y resuelva el problema.

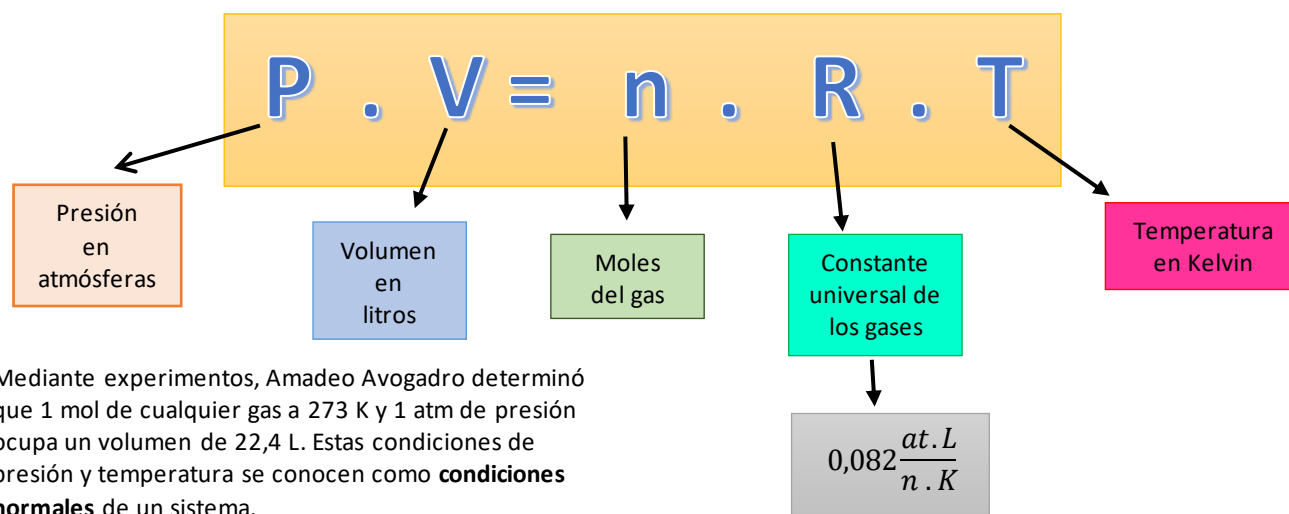
**Solución:** en la interpretación del ejercicio, es necesario tener en cuenta que el volumen del recipiente permanece constante, la temperatura cambia y se evidencia un cambio en la presión; por lo tanto, la ley que se debe aplicar a la solución del problema es la de Gay-Lussac:  $P_1 \cdot T_2 = P_2 \cdot T_1$

Obtenemos los datos	Resolvemos el problema
<p><math>V = 5 \text{ L}</math>, constante  <math>P_1 = 3,5 \text{ atm}</math>  <math>T_1 = 27 \text{ °C} = 330 \text{ K}</math> (pasar a Kelvin)  <math>P_2 = ?</math>  <math>T_2 = 50 \text{ °C} = 323 \text{ K}</math> (pasar a Kelvin)</p>	<p><math>P_1 T_2 = P_2 T_1</math>; despejamos <math>P_2</math> de la ecuación:  <math>P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1}</math>; reemplazamos por los datos del problema</p> $P_2 = 3,5 \text{ atm} \times \frac{323 \text{ K}}{330 \text{ K}} = 3,7 \text{ atm}$

#### ACTIVIDAD 2. Identificar la ley que se aplica en cada uno de los ejercicios y resolverlos.

1. El volumen del aire en los pulmones de una persona es de 615 mL aproximadamente, a una presión de 760 mmHg. La inhalación ocurre cuando la presión de los pulmones desciende a 752 mm Hg ¿A qué volumen se expanden los pulmones?
2. Es peligroso que los envases de aerosoles se expongan al calor. Si una lata de fijador para el cabello a una presión de 4 atmósferas y a una temperatura ambiente de 27 °C se arroja al fuego y el envase alcanza los 402 °C ¿Cuál será su nueva presión? La lata puede explotar si la presión interna ejerce 6080 mmHg ¿Qué probabilidad hay de que explote?
3. Un alpinista inhala 500 mL de aire a una temperatura de 10°C ¿Qué volumen ocupará el aire en sus pulmones si su temperatura corporal es de 37°C?
4. Se libera una burbuja de 25 mL del tanque de oxígeno de un buzo que se encuentra a una presión de 4 atmósferas y a una temperatura de 11°C. ¿Cuál es el volumen de la burbuja cuando ésta alcanza la superficie del océano, donde la presión es de 1 atm y la temperatura es de 18 °C?
5. Un globo aerostático de 750 mL se infla con helio a 8 °C y a una presión de 380 atmósferas ¿Cuál es el nuevo volumen del globo en la atmósfera a presión de 30 atm y temperatura de 45°C?

# 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 volumen 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	$R = \frac{1 atm \times 22,4 L}{1 n \times 273 K} = 0,082 \frac{atm.L}{n.K}$
--	--

**Ejemplo 1:** una determinada cantidad de  $C_6H_6$  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 $n = \frac{1,31 atm \cdot 1,25 L}{0,082 \frac{atm.L}{n.K} \cdot 293K} = 0,068 n$
--	---

## 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; $P_M$ : masa molecular del gas. Reemplazamos n en la ecuación de estado $PV = \frac{W}{P_M} RT$ Despejamos $P_M$ $P_M = \frac{WRT}{PV}$	Ecuación de estado y densidad $PV = nRT$ Recordamos que $d = \frac{w}{V}$ de donde W: masa del compuesto; V: volumen. Reemplazamos n y d e en la ecuación de estado $PV = \frac{W}{P_M} RT$ de donde $PP_M = \frac{W}{V} RT$ $\frac{W}{V}$ 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> $P_M = \frac{3,78g \times 0,082 \frac{atm.L}{n.K} \times 323 K}{0,98 atm \times 3L} = 34,05 g/n$ <p>La masa molar del compuesto es 34, 05 g/n</p>
--	--

#### ACTIVIDAD 4

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 un 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 La 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?