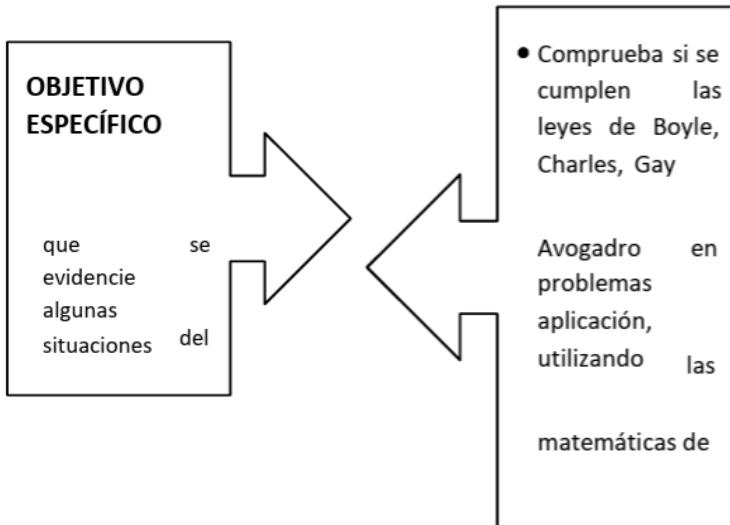


SUB-TEMA 2. LAS LEYES DE LOS GASES



Los gases reaccionan de forma mucho más dramática a los cambios en el entorno que los sólidos y los líquidos. Las leyes de los gases que predicen estos cambios fueron descubiertas hace cientos de años. La información de estas ecuaciones se usa en muchos productos domésticos comunes en casi cada ciudad.

Las leyes de los gases explican los efectos de la presión, el volumen y la temperatura absoluta en un gas teóricamente perfecto sin ninguna fuerza de atracción entre sus moléculas.

Entre estas leyes tenemos la ley de Avogadro, de Charles, de Boyle y de Gay-Lussac suelen combinarse en una ecuación llamada la ley del gas ideal, aunque existen otras, de acuerdo con Wolfram Research.

UNIDADES DE LOS GASES

PRESIÓN: atmósfera (atm), torr y mm de hg.
1atm=760torr
1atm=760mm de Hg
1 atm =101,3 Kpa

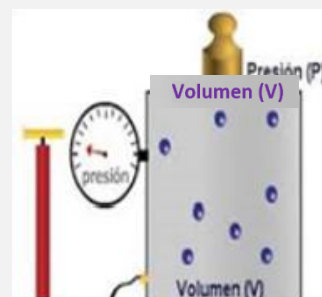
TEMPERATURA: kelvin (K)
 $K=^{\circ}C+273$

VOLUMEN: litro (l)
1mol=22,4L

MASA: moles

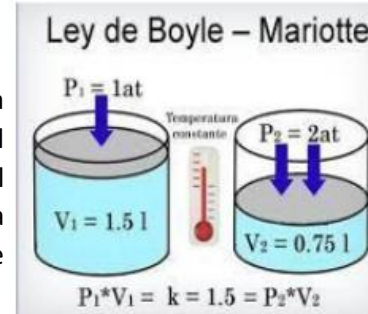
CONDICIONES NORMALES DE PRESIÓN Y TEMPERATURA

1 atmosfera de presión
y 273K de
Presión (P)
temperatura.



LEY DE BOYLE


Plantea que el volumen de una cantidad de gas dado a temperatura constante varía inversamente con la presión. En el ejemplo de la imagen tenemos un cilindro con un volumen inicial de 1,5 L de un gas a una presión de 1 atm y temperatura constante. ¿Qué le ocurre al volumen del gas si la presión se duplica?



ANALICEMOS: Un gas a temperatura constante disminuirá su volumen según aumente la presión ejercida sobre él. Así, el volumen inicial del gas era 1,5L y se aumentó la presión de 1 atm a 2 atm, significa que el volumen debe disminuir a 0,75L.

Ahora veremos un ejemplo, utilizando la fórmula.

LEY DE BOYLE



A una temperatura (T) y número de moles (n) constantes, la presión (P) es la inversamente proporcional al volumen (V)

$P_1V_1 = P_2V_2$

Ejemplo #1

La lectura de un manómetro en un tanque de 12L de oxígeno comprimido es de 3800 mmHg
¿Cuántos litros ocuparía este mismo gas a una presión de 0.75 atm a

Nunca olvides sacar los datos al inicio de cada problema. Te servirán de

SOLUCIÓN

	Condiciones iniciales	Condiciones finales	Conocida	Pronósticos
Paso 1	$P_1 = 3800 \text{ mmHg}$	$P_2 = 0,75 \text{ atm}$	P disminuye	
ORGANICE LOS DATOS EN UNA TABLA DE CONDICIONES INICIALES Y FINALES	$V_1 = 12 \text{ L}$	$V_2 = ? (\text{L})$		V aumenta
Se deben convertir los mmHg a atm				
$3800 \text{ mmHg} \times \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \right) = 5,0 \text{ atm}$				

Recuerda estar pendiente de las unidades, son muy importantes.

LEY DE CHARLES

Plantea que el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura en Kelvin a presión constante.

En el ejemplo de la imagen, tenemos que el volumen inicial del gas es de 10L a presión constante y una temperatura 300K. ¿Qué le ocurre al volumen del gas si se aumenta la temperatura a 500K? ANALICEMOS: Un gas aumentara su volumen si la temperatura aumenta a presión constante. Así, el volumen inicial del gas era 10L y si la temperatura aumenta de 300K a 500K, su volumen deberá aumentar a 16,66L.

Ahora veremos un ejemplo, utilizando la fórmula.

El volumen (V) de un gas guarda una relación directa con su temperatura Kelvin (T) cuando no hay cambios en la presión ni la cantidad de gas

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Si la temperatura aumenta, el volumen de Gas aumenta; si la temperatura disminuye, El volumen disminuye.

Ejemplo#2 una muestra de gas de argón tiene un volumen de 5.40 L y una temperatura de 15°C.

Encuentre el nuevo volumen, litros, del gas, después que la temperatura aumenta a 42°C a presión y cantidad de gas constante.

Solución

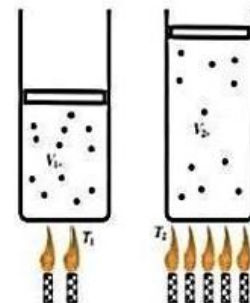
Paso #1 organizar los datos en una tabla

Condiciones Iniciales	Condiciones finales	conocidos	Pronosticada
T1 = 15°C	T2 = 42°C	T aumenta	
V1 = 5,40 L	V2=?		V aumenta

Ley de Charles:

A presión constante y para Una masa dada de un gas, el Volumen del gas varía de Manera directamente Proporcional a su Temperatura absoluta o k (kelvin).

$$V/T = k$$



$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

Paso #2 Reordene la ecuación de la ley de Charles para resolver la cantidad desconocida

Antes debes convertir los grados Celsius a Kelvin

$$T_1 = 15^\circ\text{C} + 273 = 288\text{k}$$

$$T_2 = 42^\circ\text{C} + 273 = 315\text{K}$$

Despeja la ecuación para encontrar el V2 que es el valor que nos piden:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{(T_2)(V_1)}{T_1}$$

PASO #3 SUSTITUYA VALORES EN LA ECUACIÓN DE LA LEY DE CHARLES Y REALICE LOS CÁLCULOS CORRESPONDIENTES

$$V_2 = \frac{(T_2)(V_1)}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{(5.40\text{ L})(315\text{K})}{288\text{K}}$$

$$V_2 = 5,91\text{L}$$

Al aumentar la temperatura, el volumen también debe aumentar

LEY DE GAY-LUSSAC

Establece que la presión de la masa de un gas varía directamente con la temperatura en K, cuando el volumen permanece constante.

En el ejemplo de la imagen, a volumen constante un gas tiene una temperatura inicial de 10°C y una presión de 950mmde Hg. ¿Cuál será la nueva presión del gas si su temperatura cambia a 45°C?

Analicemos: Un gas que sufre un aumento en su temperatura provocara un aumento de su presión a volumen constante. Así, si la temperatura aumento de 10°C a 45°C su

LEY DE GAY LUSSAC

La presión (P) de un gas guarda una relación

directa con su temperatura (T) en Kelvin

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

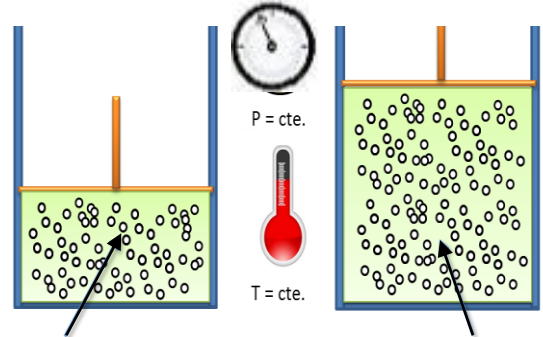
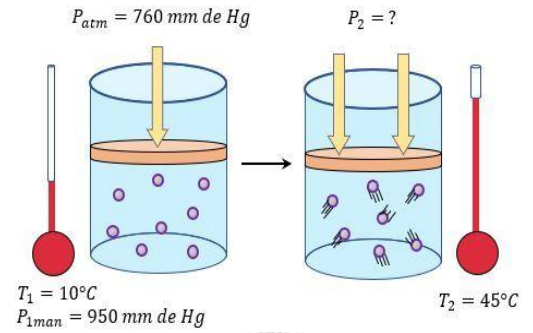
Al aumentar la temperatura aumenta la presión del gas y una reducción de temperatura reduce la presión cuando la cantidad de gas (n) y el volumen permanecen constantes.

- La presión del gas es la presión del gas que se forma cuando un líquido se evapora.
- En el punto de ebullición de un líquido, la presión de vapores es igual a la presión externa

Los recipientes de aerosol pueden ser peligrosos si se calientan, porque pueden explotar. Suponga que un recipiente de spray de cabello, con una presión de 4 atm a una temperatura ambiente de 25°C, se lanza al fuego. Si la temperatura del gas en el interior de la lata de aerosol alcanza 402°C. ¿Cuál será su presión en la atmósfera? El recipiente de aerosol puede explotar si la presión interna supera 8.0 atm. ¿Esperaría que explotara?

Paso #1 organiza los datos en una tabla

Condiciones Iniciales	Condiciones Finales	Conocidos	Pronosticada
P1 = 4.0 atm	P2 =? (atm)		P aumenta
T1 = 25°C	T2 = 402°C	T aumenta	



1 mol de gas
1 litro de gas

añadimos 1 mol
→

2 mol de gas
2 litro de gas

Paso #2 Reordene la ecuación de la ley Gay-Lussac para resolver la cantidad desconocida

Antes debes convertir los grados Celsius a Kelvin

$$T_1 = 25^\circ\text{C} + 273 = 298\text{K}$$

$$T_2 = 402^\circ\text{C} + 273 = 675\text{K}$$

Despeje la ecuación para encontrar el P2 que es el valor que nos piden:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$P_2 = \frac{(T_2)(P_1)}{T_1}$$

Paso #3 SUSTITUYA LOS VALORES EN ECUACIÓN Y REALICE LOS CÁLCULOS CORRESPONDIENTES

$$P_2 = \frac{(T_2)(P_1)}{T_1}$$

$$P_2 = \frac{(675\text{K})(4.0\text{atm})}{298\text{K}}$$

$$P_2 = 9.1\text{ atm}$$

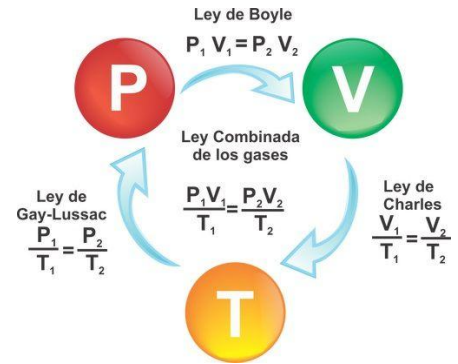
Al aumentar la temperatura la presión aumenta. Al sobrepasar la presión de 8.0 atm, se esperaría que la lata explotara

LEY COMBINADA DE LOS GASES

Esta ley consiste en la unión de las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac

Ejemplo: Un gas ocupa un volumen de 500 ml a 45° C y a una presión de 260 mm de Hg. Se comprime dentro de un recipiente de 400 ml presión manométrica de 380 mm de Hg. ac. manométrica y alcanza una

¿Cuál será su temperatura final en ° C?



$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad T_2 = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 V_1}$$

Datos: $V_1 = 500 \text{ ml}$ $T_1 = 45^\circ \text{ C} = 318 \text{ K}$

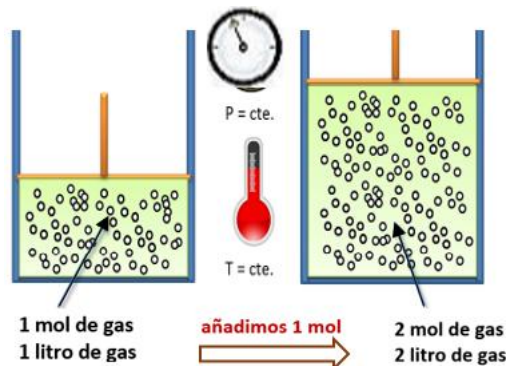
$P_1 = 260 \text{ mm de Hg}$ $V_2 = 400 \text{ ml}$

$P_2 = 380 \text{ mm de Hg}$

$T_2 = ?$

Después de reemplazar cada uno de los valores en la formula cancela las unidades y obtienes el resultado; $T_2 = 284.77 \text{ K}$.

LEY DE AVOGADRO



Plantea que a volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen igual número de partículas.

En el ejemplo de la imagen, tenemos que el volumen inicial de 1 L de gas contiene 1 mol de un gas a temperatura y presión constante. ¿Qué le ocurre al volumen del gas si se duplica los moles del gas?

Analícemos: Un gas a temperatura y presión constante aumentará su volumen según aumente la cantidad de moles presentes en él. Así, el volumen inicial del gas era 1L y se duplicó los moles de 1 a 2, significa que el volumen debe aumentar a 2L. Ahora veremos un ejemplo, utilizando la fórmula.

Ejemplo 1: Sabemos que 3.50 L de un gas contienen 0.875 mol. Si aumentamos la cantidad de gas hasta 1.40 moles, ¿Cuál será el nuevo volumen del gas? (a temperatura y presión constante).

$$\frac{V_1}{N_1} = \frac{V_2}{n_2} \implies \text{despejando la fórmula tenemos } V_2 = \frac{(V_1)(n_2)}{n_1}$$

$$V_2 = \frac{(3.50\text{L})(1.40 \text{ mol})}{(0.875 \text{ mol})}$$

Respuesta $V_2 = 5.60 \text{ L}$

Ejemplo 2

Un globo meteorológico con un volumen de 44L Está lleno con dos 2.0 de He. ¿A qué volumen en litros se expandirá el globo si se agregan 3?0 moles de He para dar un total de 5.0 de He, si P y T con constantes.

Ordene los datos en la tabla

Condiciones Iniciales	Condiciones Finales	Conocida	Pronosticada
V1 = 44L	V2 =? (L)		V aumenta
n1 = 2.0 moles	N2 = 5.0 moles	n aumenta	

Paso #2 reordene la ecuación de la ley de Avogadro para resolver la cantidad desconocida

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$V_2 = \frac{(V_1)(n_2)}{n_1}$$

Sustituya en la ecuación

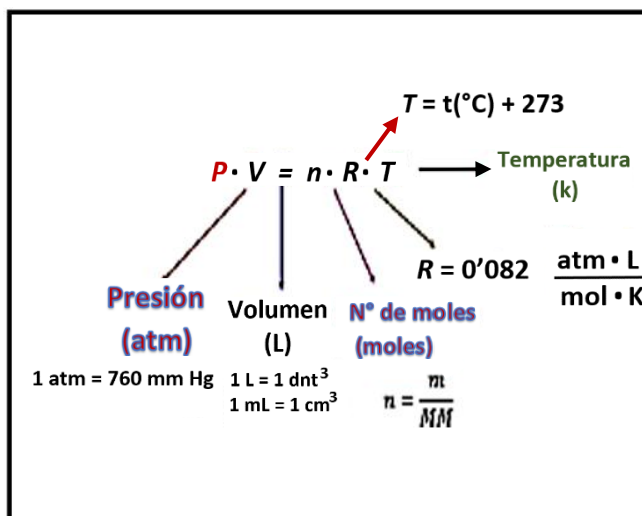
$$V_2 = \frac{(44\text{L})(5.0 \text{ moles})}{2.0 \text{ moles}}$$

$$V_2 = 110 \text{ L}$$

Al aumentar la cantidad de moles, aumenta el volumen

LEY DE LOS GASES IDEALES

Un gas ideal es un conjunto de átomos o moléculas que se mueven libremente sin interacciones. La presión ejercida por el gas se debe a los choques de las moléculas con las paredes del recipiente. El comportamiento de gas ideal se tiene a bajas presiones es decir en el límite de densidad cero. A presiones elevadas las moléculas interaccionan y las fuerzas intermoleculares hacen



que el gas se desvíe de la idealidad. Un gas ideal es un gas que se ajusta a las leyes de los gases.

La ecuación del gas ideal proporciona la relación de todas las variables P.V.n y T que describen y miden un gas.

$$PV=nRT$$

- ❖ Cualquiera de las cuatro variables pueden calcularse si se conocen las otras tres.
- ❖ El valor de R, la constante del gas Ideal es:

$$R = \frac{0.0821 \text{ L.atm}}{\text{mol.K}}$$

Ejemplo #6: El óxido dinitrógeno, N_2O , que se usa en odontología, es un anestésico denominado “gas hilarante”. ¿Cuál es la presión, en atmósferas, de 0.350 moles de N_2O a 22°C en un recipiente de 5,00L

Paso #1 ordene los datos

Propiedad	P	V	n	R	T
Datos		5,00 L	0,350 moles	$\frac{0.0821 \text{ L.atm}}{\text{mol.K}}$	22°C $22^{\circ}\text{C}+273\text{K}$ 295K
Necesita	? atm				

Paso #2 reordene la ecuación de la ley del gas ideal para resolver la cantidad que necesita.

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

Paso #3 sustituya los datos en la ecuación y calcule

$$P = \frac{0,350 \text{ moles} \times \frac{0,0821 \text{ L.atm}}{\text{mol.K}} \times 295\text{K}}{5,00 \text{ L}}$$

$$P = 1,70 \text{ atm}$$

Datos $V = 2.3 \text{ L}$
 $T = 45^\circ\text{C} = 318 \text{ K}$
 $n = 1.5 \text{ mol}$
 $R = 0.082 \text{ atm}\cdot\text{l}/\text{k}\cdot\text{mol}$ $P = ?$

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{(1.5 \text{ mol})(0.082 \text{ atm}\cdot\text{l}/\text{k}\cdot\text{mol})(318 \text{ K})}{2.3 \text{ L}}$$

Después de despejar

$$P = \frac{nRT}{V}$$

Ley de Graham

Esta ley fue formulada en 1829 por el químico británico Thomas Graham, establece que las velocidades de difusión y efusión de los gases son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus respectivas masas molares. La difusión es una consecuencia del movimiento continuo y elástico de las moléculas gaseosas. Gases diferentes tienen distintas velocidades de difusión. Esto establece que: «La velocidad de difusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su densidad.»

EJEMPLO 1

¿Qué gas tiene mayor velocidad de difusión, el neón o el nitrógeno? Primero se necesita conocer las densidades de los gases que intervienen. Como una mol de gas ocupa 22,4 L a T.P.E., sus densidades serán (peso molecular/volumen).

$$\text{Neón} = 20.18/22,4 = 0,9 \text{ g/l}$$

$$\text{Nitrógeno (en condiciones normales forma un gas di-atómico)} = 28.01/22,4 = 1.25 \text{ g/l}$$

Sea, V_1 = velocidad de difusión del N_2 y V_2 = velocidad de difusión del Ne. Debido a que la velocidad de difusión es inversamente proporcional a las densidades, tendrá mayor velocidad de difusión el menos denso. En este caso, el Ne.

EJEMPLO 2

El estudio de gases que hemos realizado hasta ahora solo ha tomado en cuenta gases puros. Sin embargo, en ocasiones nos interesara la relación de presión, volumen y temperatura de mezclas. En éste y todos los casos que implican mezclas de gases, la presión total del gas se relaciona con las presiones parciales, es decir, las presiones de los componentes gaseosos individuales de la mezcla.

La ley de Dalton establece que la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera solo. Supongamos un caso donde tenemos dos gases, A y B, en un recipiente de volumen V. De la ley del gas ideal sabemos que la presión ejercida por A y B es:

$$P_A = n_A RT/V \text{ y } P_B = n_B RT/V$$

La ley de Dalton establece que la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera solo.

Supongamos un caso donde tenemos dos gases, A y B, en un recipiente de volumen V. De la ley del gas ideal sabemos que la presión ejercida por A y B es:

$$P_A = \frac{n_A R T}{V} \text{ Y } P_B = \frac{n_B R T}{V}$$

En la mezcla de gases tenemos colisiones de ambos tipos de moléculas, A y B, con las paredes del recipiente. Por tanto, de acuerdo con la ley de Dalton. Así, la presión total está dada por la suma de las presiones parciales A y B.

$$P_T = P_A + P_B$$

La suma de las presiones de A y B muestra el número de moles totales ($n = n_A + n_B$). Lo anterior indica que en la mezcla de gases la presión total depende solo del total de moles presente, no de la naturaleza de éstos.

De este modo en una mezcla de gases, la presión total estará dada por la presión de cada uno de los gases.

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + P_4 \dots + P_N$$

- Calcula la velocidad de difusión del amoníaco (NH_3) y del ácido clorhídrico (HCl) cuando pasan a través de un pequeño orificio. Recuerde masa molar de NH_3 es 17g/mol y para HCl es 36,5g/mol.
- Calcule la velocidad relativa de efusión del hidrógeno y el oxígeno en idénticas condiciones. Los pesos moleculares son: $\text{H}_2 = 2,0$; $\text{O}_2 = 32,0$. Respuesta: $V = 4$
- Calcular la presión de una mezcla de los siguientes gases contenidos en un recipiente de 2 litros a 100°C :
 - 20 gramos de O_2 -
 - 20 gramos de H_2 -
 - 20 gramos de CO_2

Nota: Para resolver este problema vamos a combinar la Ley de Dalton y la Ley de los gases ideales ($P \cdot V = n \cdot R \cdot T$):

$$P_{\text{Total}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n = n_1 \cdot R \cdot T / V + n_2 \cdot R \cdot T / V + n_3 \cdot R \cdot T / V \text{ así nos queda; } (R \cdot T / V) \cdot (n_1 + n_2 + n_3)$$

Respuesta: **169 atm**

- En un balón de 5 L, se tiene una muestra que contiene 2,43 moles de nitrógeno y 3,07 moles de oxígeno, a 298 K.
Determina la presión total de los gases en el balón. Respuesta: 26,88atm
Determina la presión total de los gases en el balón. Respuesta: 26,88atm

GLOSARIO

- **Atracción Inter-Molecular:** son aquéllas que se dan entre moléculas.
- **Cantidad:** La cantidad de un gas se puede medir en unidades de masa, usualmente en gramos. De acuerdo con el sistema de unidades SI, la cantidad también se expresa mediante el número de moles de sustancia, ésta puede calcularse dividiendo el peso del gas por su peso molecular.
- **Comprensibilidad:** El volumen de un gas se puede reducir fácilmente mediante la acción de una fuerza externa.
- **Densidad.** Es la relación que se establece entre el peso molecular en gramos de un gas y su volumen molar en litros.
- **Difusión:** Consiste en que las moléculas de un gas se trasladan a través de otro cuerpo material (sólido, líquido o gas), debido a su alta energía cinética y alta entropía.
- **Efusión:** Consiste en la salida de moléculas gaseosas a través de pequeñas aberturas u orificios practicados en la pared del recipiente que contiene el gas.
- **Expansión:** Un gas ocupa todo el volumen del recipiente que lo contiene debido a la alta energía cinética de las moléculas.
- **Presión:** Es la fuerza ejercida por unidad de área. En los gases esta fuerza actúa en forma uniforme sobre todas las partes del recipiente.
- **Temperatura:** Es una medida de la intensidad del calor. La temperatura de un gas es proporcional a la energía cinética media de las moléculas del gas. A mayor energía cinética mayor temperatura y viceversa. La temperatura de los gases se expresa en grados kelvin.
- **Volumen:** Es el espacio ocupado por un cuerpo.