**GUIA Nº 3**

**NOMBRE: GRADO: FECHA:**

Expansibilidad

Comprensibilidad

La teoría cinética

Mezclas de gases

$$\frac{P\_{1}}{P\_{2}}=\frac{T\_{1}}{T\_{2}}$$

$$\frac{V\_{1}}{V\_{2}}=\frac{T\_{1}}{T\_{2}}$$

$$\frac{V\_{1}}{V\_{2}}=\frac{P\_{2}}{P\_{1}}$$

Dalton

Graham

Gay-Lussac

Charles

Boyle

**El estado gaseoso**

$$\frac{V\_{A}}{V\_{B}}=\sqrt{\frac{M\_{B}}{M\_{A}}}$$

**EJERCICIO I**

1. **Realiza en tu cuaderno el mapa conceptual anterior, narre con sus palabras la explicación de este en 10 renglones**.
2. **Buscar en internet información sobre la producción de gases que se encuentran en la ciudad de Medellín.**
3. **Escuchar cada uno de los videos de los gases que se encuentran en el blog, realizar un mapa mental**

**El estado gaseoso**

Los gases, igual que los líquidos, son fluidos y están compuestos de partículas en movimiento constante y al azar. Como ya sabes, los gases se expanden hasta llenar el recipiente que los contienen y, también, se pueden comprimir. Esto significa que el volumen que presentan es variable; al comprimirlos, se reducen y, al expandirlos, aumentan. En los gases, las fuerzas entre los átomos y las moléculas no tienen efectos apreciables; están muy separados y se mueven rápidamente, por esta razón, los gases carecen de forma definida y adoptan la del recipiente que los contiene.

Podemos darnos cuenta de un escape de gas (metano o propano) por el olor producido por los mercaptanos adicionados al gas; esto se debe a que las moléculas de un gas presentan gran facilidad para dispersarse en el aire, propiedad que se conoce como difusión.

**Teoría cinética de los gases**

En el estudio de la ciencia, es necesario el uso de modelos para entender el comportamiento de cierto fenómeno que no es posible observar a nivel macroscópico. La descripción del estado gaseoso y de las transformaciones que experimentan los gases se realiza mediante la teoría cinética de los gases, enunciada por primera vez en 1857 por el físico alemán Rudolf Clausius.

Entre los siglos XVIII y XIX, científicos como Toricelli, Bernoulli y Boyle. Entre otros desarrollaron esta teoría de los gases para explicar el comportamiento de los mismos.

Los postulados de la teoría cinética de los gases son los siguientes:

* Los gases están constituidos por partículas que se mueven en línea recta y al azar.
* Este movimiento se modifica si las partículas chocan entre sí o con las paredes del recipiente.
* El volumen de las partículas se considera despreciable comparado con el volumen del gas.
* Entre las partículas no existen fuerzas atractivas ni repulsivas.
* La emulsión media de las partículas es proporcional a la temperatura absoluta del gas.

**Factores que determinan el estado gaseoso**

Por mucho tiempo se han realizado múltiples estudios e investigaciones sobre las características de los gases; éstos han permitido establecer que los gases tienen un comportamiento muy similar, sin importar la naturaleza de los mismos. En este estudio se tienen en cuenta algunas variaciones las cuales son:

**TEMPERATURA**

Es común utilizar las palabras calor y temperatura como si fueran sinónimos, pero no lo son. El calor es la energía que se trasmite de un cuerpo a otro, en virtud de una diferencia de temperatura entre ellos, y la temperatura es el promedio de la energía cinética de todas las moléculas que conforman un determinado material.

En un gas, la temperatura es una magnitud que se relaciona con la medida de velocidad promedio con que se mueven las partículas, es decir, su energía cinética. La temperatura no depende del número de partículas que se mueven sino de su velocidad; de esta manera, a mayor temperatura mayor velocidad media, por lo tanto, no depende de la masa total del material.

La temperatura se expresa mediante las llamadas escalas de temperatura o escalas termométricas, las escalas más usadas son: Celsius (°C) o centígradas, Fahrenheit (°F) y Kelvin o absoluta (K) (Fig. 3).

Para convertir una temperatura de una escala a otra, empleamos las siguientes ecuaciones:

K=°C+273 °C=K-273 °C= $\frac{5}{9}$ (°F-32) °F= $\frac{9}{5}$ °C+32

**PRESIÓN**

Las moléculas de cualquier gas están en continuo movimiento y tienen diferentes direcciones; esto ocasiona que choquen entre sí y contra las paredes del recipiente. Estos choques generan una fuerza que conocemos con el nombre de presión. La presión se define como la fuerza ejercida sobre un área específica:

$$P=\frac{Fuerza }{Unidad de area}$$

Los gases que conforman la atmósfera ejercen una presión sobre la superficie terrestre; esta presión es conocida como presión atmosférica, que varía con las condiciones del medio y la altura con respecto al nivel del mar.

La presión de un gas se mide en diferentes unidades. La presión atmosférica normal constituye una unidad: la atmósfera (atm), que es la presión que ejerce una columna de mercurio de 760 mm de altura a una temperatura de 0°C.

**VOLUMEN**

Es el espacio en el cual se mueven las moléculas. Este dado por el volumen del recipiente que lo contiene, pues por lo general se desprecia el espacio ocupado por las moléculas. El volumen (V) de un gas se expresa en m3, cm3, litros o mililitros. La unidad más empleada en los cálculos que se realizan con gases es el litro.

**MASA**

Representa la cantidad de materia del gas y suele asociarse con el número de moles (n).

**LEY DE LOS GASES**

La descripción del comportamiento de los gases se define en función de su presión, de su volumen y de su temperatura. Esto obedece a las llamadas leyes de los gases; en ellas podemos observar que dichas variables se relacionan entre sí y que se ajustan a los postulados de la teoría cinética de los gases.

**LEY DE BOYLE Y MARIOTTE**

En 1660 el químico inglés **Robert Boyle** (1627 – 1691) realizó una serie de experiencias que relacionaban el volumen y la presión de un gas, a temperatura constante. Boyle observó que cuando la presión sobre el gas aumentaba, el volumen se reducía, y a la inversa, cuando la presión disminuía, el volumen aumentaba. Con base en los resultados de sus experimentos Boyle formuló la siguiente ley: **“el volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión, cuando la temperatura es constante”.**

Expresado en forma matemática, se tiene:

 V ∝$\frac{1}{P}$ (cuando la temperatura es constante)

Donde V es volumen, P es presión y T es temperatura.

Al introducir una constante de proporcionalidad la ley se expresa como:

P1V1= k1, en un estado inicial y en un estado final tenemos: P2V2= k2.

Teniendo en cuenta que la constante es la misma, se igualan las ecuaciones del estado inicial y el estado final, así:

$V\_{1}P\_{1}=V\_{2}P\_{2}$ (Cuando la temperatura es constante)

***EJEMPLO:***

* *En un recipiente se tienen 30 litros de nitrógeno a 20°C y a una atmósfera de presión. ¿A qué presión es necesario someter el gas para que su volumen se reduzca a 10 litros?*

Condiciones iniciales:    V1 = 30 litros           P1 = 1 atm (760 mm Hg)          T1 = 20°C.

Condiciones finales:      V2 = 10 litros            P2 =?                                        T2 = 20°C.

Despejamos P2 de la expresión: P1V1=P2V2:       P2= $\frac{P\_{1}V\_{1}}{V\_{2}}$

Remplazamos, P2= $\frac{1atmx 30m litros}{10 litros}=3atm$

* *¿Cuál será el volumen final ocupado por 50 litros de oxígeno cuya presión inicial es de 560 mm de Hg y es comprimido hasta que la presión es de 2 atm? La temperatura se mantiene constante durante todo el proceso).*

Condiciones iniciales: V1 = 50 litros       P1 = 560 mm de Hg

Condiciones finales:     V2 =?                   P2 = 2 atm

Se observa que la presión P2 está expresada en unidades diferentes a P1, por lo tanto, debemos expresarla en atm o en mm de Hg. Recuerde que 1 atmósfera = 760 mm Hg.

Expresemos P2 en mm de Hg así:

P2= 2 atm x $\frac{760 mm Hg}{1 atm}=1520 mm Hg$

Despejamos V2 de la expresión: P1V1= P2V2:     V2= $\frac{P\_{1}V\_{1}}{P\_{2}}$

$$V\_{2}=\frac{560 mm Hgx50 litros}{1520 mm Hg}=18,42 litros$$

**LEY DE CHARLES**

El científico francés **Jacques Charles** en 1787 investigó los efectos que producía el cambio de temperatura sobre el volumen de un gas al mantener la presión y el número de moles (n) constantes, y encontró que la relación entre el volumen y la temperatura de un sistema es directamente proporcional. Desde el punto de vista de la teoría cinética de los gases, cuando se aumenta la temperatura se aumenta la energía cinética de los átomos o moléculas; por lo tanto, existirá un mayor y más fuerte número de choques entre las partículas y las paredes del recipiente que lo contiene, aumentando de esta manera su volumen, ya que la presión se mantiene constante.

La ley de Charles establece que: “***el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta (expresada en grados Kelvin), cuando la presión permanece constante”.***

Matemáticamente, se expresa:

                              V ∝T   (a presión constante)

Donde V es volumen y T es temperatura expresada en grados Kelvin.

Al introducir una constante de proporcionalidad la ley se expresa como:

V1T1= k1, en un estado inicial y en un estado final tenemos:   V2T2= k2.

Teniendo en cuenta que la constante es la misma:

  $\frac{V\_{1}}{T\_{1}}$=$\frac{V\_{2}}{T\_{2}}$     (cuando P = constante)

***EJEMPLO:***

* *Un globo se infla con 1,5 litros de aire a una temperatura de 290 K; si el globo se introduce dentro de un refrigerador, a una temperatura de 270 K, ¿Cuál será el volumen del globo al sacarlo del refrigerador, si la presión permanece constante?*

Condiciones iniciales:    V1 = 1,5 litros         T1 = 290 K                          P = Constante

Condiciones finales:       V2 =?                      T2 = 270 K

Despejamos V2 de la expresión:  $\frac{V\_{1}}{T\_{1}}$=$\frac{V\_{2}}{T\_{2}}$    V2 =$\frac{T\_{2}V\_{1}}{T\_{1}}$

Remplazamos, V2 = $\frac{270Kx 1,5}{290 k}=1,39 litros$

**LEY DE GAY-LUSSAC**

El trabajo de Charles lo continuó el francés Joseph Gay- Lussac (1808); sus experimentos le permitieron formular la ley que lleva su nombre; él relaciono la presión y la temperatura de un gas manteniendo constante el volumen.

Como vimos anteriormente, cuando se le aumenta la temperatura a un gas, su volumen aumenta, pero si la idea es mantenerlo constante, será necesario aumentar la presión; de esta manera, se concluye que: **“la presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura si el volumen permanece constante”.**

P ∝ T (cuando el volumen es constante)

Donde P es presión y T es temperatura en Kelvin.

Así, si tenemos cierta cantidad de un gas en un estado inicial, podemos afirmar que:

P1/T1=K1

Como el estado final guarda la misma proporcionalidad que el estado inicial, para la misma cantidad de gas en el mismo volumen tenemos;

P2/T2=K2

Teniendo en cuenta que la constante es la misma, se igualan las ecuaciones del estado inicial y del estado final, así:

$$\frac{P\_{1}}{T\_{1}}=\frac{P\_{2}}{T\_{2}}$$

**Ley combinada de los gases**

Si relacionamos la ley de Boyle, la ley de Charles y la ley de Gay-Lussac, es decir, no mantenemos ninguna variable constante, se obtiene la siguiente expresión matemática:

$$\frac{V\_{1}P\_{1}}{T\_{1}}=\frac{V\_{2}P\_{2}}{T\_{2}}$$

Recuerda que, cuando involucramos todas las variables, se aplica la ecuación combinada de los gases y sólo se despeja una variable, dependiendo de lo que se pregunte en el problema.

El siguiente **ejemplo** te ilustra cómo desarrollar esta fórmula:

Cierta cantidad de gas carbónico ocupa un volumen de 2,5 litros a 300 K y 1,5 atm de presión. Si el volumen aumenta a 3,7 litros y la presión es de 2,2 atm, ¿a qué temperatura fue sometido el gas?

**Estado inicial: Estado final:**

V1 = 2,5 Litros V2 = 3,7 litros

T1 = 300 k T2 =?

P1 = 1,5 atm P2 = 2,2 atm

T2 = $\frac{V\_{2}P\_{2}T\_{1}}{V\_{1}P\_{1}}$ T2 = $\frac{3,7 Litros x 2,2 atm x 300 K}{2,5 litros x 1,5 atm}$ T2 = 651, 2 K = 378, 2 °C

**Ejercicios II**

 **conversión de unidades**

Una atmosfera de presión equivale a: 760 mm Hg, 760 torr., 29,92 in de Hg, 14,7 lb/in2,

1. 101 325 Pa y 1013 mbar.
2. Plantea tres ejercicios de conversión de unidades de presión.

**Ejercicio III para mejorar la conversión de grados, °C, °K, °F.**

Existen tres tipos de escalas de temperatura:

1. **Escala de Celsius:** Esta escala fue creada por Anders Celsius en el año 1742, también llamada escala centígrada. La relación entre grados centígrados a grados Fahrenheit se relaciona con la ecuación.

°C=5/9 (°F-32).

1. í **Escala de Fahrenheit:** Esta escala fue propuesta por Gabriel Fahrenheit en el año 1724. La ecuación de esta en relación a °C, se representa con la ecuación

°F= 9/5 °C+32

1. **Escala Kelvin:** Lord Kelvin. Tiene la siguiente ecuación: °K= °C + 273.
2. **Conversión de grados a grados Fahrenheit a grados Centígrados**

°C= 5/9 ("F-32) también se puede expresar como: °C= 0.55 °F— 17.77

Ejemplo 1: Convertir 100°F a grados centígrados:

°C= 5/9 ("F-32) = 5/9 (100-32) = 5/9 (68) = 5X68/9 = 37.77°C

°C= 0,55 °F -17.77 = 0,55 x 100 -17.77 = 55 -17.77 = 37.23 °C

1. Convertir 340 grados Fahrenheit a centígrados.
2. **Conversión de grados centígrados a grados Fahrenheit.**

°F =9/5 °C +32 también se puede expresar como °F = 1.8 °C +32

Ejemplo 2: Convertir 100 °C a grados Fahrenheit

°F = 9/5 °C +32 = 9/5 (100) + 32 9x100 /5 +32 = 180 +32 = 212 °F

°F = 9/5 °C +32 = 1.8 (100) + 32 = 180 + 32 = 212°F

1. Convertir 360°C a grados Fahrenheit
2. **Conversión de grados centígrados a grados Kelvin**

°K= °C + 273.15

Ejemplo 3. Convertir 100°C a grados Kelvin

°K = °C + 273.15 = 100 + 273.15 = 273.15°K

1. Convertir 9°C a grados Kelvin
2. **Conversión de grados kelvin a grados centígrados.**

°C= °K -273.15

Ejemplo 4: Convertir 50 grados kelvin a grados Centígrados

°C = °K – 273.15 = 50 -273.15 = -223°C

1. Convertir 80 grados Kelvin a grados Centígrados

°C= °K – 273.15 = 50 – 273.15 0 -223°C

1. **Conversión de grados Fahrenheit a grados Kelvin**

°K = 5/9 (°F + 459.67) también se puede expresar como °K = 0.55°F + 255.37

Ejemplo 5: Convertir 300°F a grados Kelvin

°K = 5/9 (°F + 459.67) = 5/9 (300° + 459.67) = 5/9 (759.67) = 422°K

°K = 0.55 °F + 255.37 = 0.55 x 300 + 255,37 = 422°K

1. Convertir 150°F a grados Kelvin.
2. **Conversión de grados Kelvin a grados Fahrenheit**

°F = 9/5 K – 459.67 también se puede expresar como °F =1.8 °K -459.67

Ejemplo 6: Convertir 200 grados Kelvin a grados Fahrenheit

°F = 9/5 K – 459.67 = 9/5 (200) – 459.67 =360 – 359.67 = -99.67°F

Ejemplo 6: Convertir 200 grados kelvin a grados Fahrenheit

°F = 9/5 K – 459.67 = 9/5 (200) – 459.67 = 360 -459.67 = -99.67°F

°F = 1.8°K -459.67 = 1.8 (200) – 459.67 = 360 - 459.67 = -99.67°F

1. Convertir 670 grados Kelvin a grados Fahrenheit

**Ejercicios IV**

1. Convertir 50 grados Centígrados a grados Fahrenheit.
2. Convertir 400 grados Kelvin a grados Fahrenheit.
3. Convertir 200 grados a Centígrados a grados Kelvin.
4. Convertir 15 grados Fahrenheit a grados Centígrados.
5. Convertir 450 grados Fahrenheit a grados Kelvin.

**Ley de Dalton o de las presiones parciales**

La atmósfera es una mezcla homogénea formada por gases como el oxígeno, el nitrógeno, el gas carbónico, el argón, el vapor de agua y otros: el resultado de la suma de la presión parcial que ejerce cada uno de estos gases se conoce como presión atmosférica.

Si mezclamos gases en un recipiente de un litro, la presión ejercida dentro de éste es igual a la suma de las presiones parciales, o sea, a la presión que ejerce la masa de cada gas como si estuviera solo en el recipiente, ocupando todo el volumen; es decir, que los volúmenes no son aditivos. Este comportamiento de los gases fue estudiado por John Dalton; en 1801, enuncia esta ley así: **“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”.**

Matemáticamente, se expresa así:

Ttotal = P1 +P2 + P3 + P4 + …

Observa como se aplica esta fórmula en este problema:

Un recipiente de 5 litros, a una temperatura de 27 °C, contiene una mezcla de gases formada por amoníaco (NH3), gas carbónico (CO2), nitrógeno (N2) y oxígeno (O2); cada uno ejerce una presión parcial de 250 torr., 300 torr, y 380 torr., respectivamente. Calcula la presión total ejercida por la mezcla de gases.

Ptotal = P NH3 + P CO2 + P N2 + P O2

Ptotal = 250 torr. + 300 torr. + 250 torr. + 380 torr.

Ptotal = 1180 torr. = 1180 mm Hg = 1,55 atm

**La ecuación del estado**

Mediante experimentos, Amadeo Avogadro determinó que un mol de cualquier gas a 273 K y 1 atm de presión ocupa un volumen de 22,4 litros. Estas condiciones se presión y temperatura se conocen con el nombre de **condiciones normales** o **condiciones estándar** de un sistema.

Teniendo en cuenta las conclusiones de Amadeo Avogadro y las leyes de los gases: Boyle, Charles y Lussac, se puede determinar la ecuación que relaciona estas variables, conocida como **ecuación de estado de los gases ideales:**

P V = nRT

La relación entre las condiciones normales permitió calcular la constante R de los gases ideales, despejando R y reemplazando estos valores en la ecuación de estado así:

R=$\frac{PV}{nT} R= \frac{1 atm x 22, 4 l}{1 mol v 273 K} R=0,082 \frac{atml}{molK}$

El valor de esta constante puede determinarse experimentalmente u tiene un valor de 0,082 (atm 1/Kmol), o de 1987 cal/mol K; 8,314 J/mol K.

**Ejemplo:**

Cinco moles de amoníaco (NH3) ocupan un volumen de 3,50 litros a una temperatura de 350 K. ¿A qué presión se halla sometido este gas?

**Solución:** Establecemos las condiciones:

V = 3,50 litros, T= 350 K, n = 5 moles, R = 0,082 $\frac{atm l}{mol K}$ , P = ? PV = $nRT$

Despejamos P y tenemos: P = $\frac{nRT}{V}$

Remplazamos: P = $\frac{5 moles x 0,082 \frac{atm l}{mol k} x 350 K }{3,50 K}$

 P = 41 atm

Teniendo en cuenta que, para determinar el número de moles (n) de cualquier sustancia, utilizamos la siguiente relación:

$$n= \frac{masa}{masa molecular}$$

Si remplazamos b por su equivalente en la ecuación de estado, tenemos:

$$PV=\left(\frac{masa}{masa molecular}\right)RT$$

Esta ecuación nos permite determinar la masa (g) del gas y su masa molecular (g/mol). El siguiente ejemplo te ilustra cómo aplicar las fórmulas anteriores:

Determina la masa molecular de un gas si 600 ml a 303 K y 0,82 atm tiene una masa de 0,6 g.

V= 600 ml = 0,6 l, P = 0,82 atm, T = 303 K, m = 0,6 g, masa molecular =?

Despejando en la fórmula la masa molecular, tenemos:

Masa molecular = $\frac{mRT}{PV}$

Masa molecular = $\frac{0,6 g x 0,082 \frac{atm l}{mol K} x 303 K}{0,82 atm x 0,6 l}$

Masa molecular = 30,3 g/mol

**LEY DE GRAHAM**

En 1832, el químico escocés Thomas Graham demostró que, a iguales condiciones de presión y temperatura, las velocidades de difusión y efusión de los gases son inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de la masa molecular de los gases. Este enunciado se le conoce como la ley de Graham y se representa de mediante la siguiente ecuación:

$$\frac{Velocidad de difusión del gas A}{Velocidad de difusión del gas B}=\sqrt{\frac{Masa molecular del gas B}{Masa molecular del gas A}}$$

$$\frac{V\_{A}}{V\_{B}}=\sqrt{\frac{M\_{B}}{M\_{A}}}$$

Esto significa que, a igual temperatura, el gas con menor masa molecular se difundirá con mayor rapidez que aquel gas de mayor masa molecular.

Veamos, en el siguiente ejemplo, la manera de emplear esta relación:

¿Cuál de los gases, amoníaco (NH3), cuya masa molecular es 17g/mol, o el cloro (Cl2), cuya masa molecular es 71,0 g/mol, se difunde más rápidamente? ¿En qué relación están sus velocidades de difusión?

$$\frac{V\_{NH\_{3}}}{V\_{Cl\_{2}}} \sqrt{\frac{71,0 g/mol}{17 g/mol}=4,17}$$

El amoníaco se difundirá con mayor rapidez, ya que su masa molecular es menor que la masa molecular del cloro; su velocidad de difusión es 4,17 veces mayor que la velocidad de difusión del cloro.

**Gases reales**

Hasta ahora, hemos hablado de gases ideales o gases perfectos, o sea, de aquellos que cumplen las leyes de los gases y presentan un comportamiento igual en cuanto al volumen ocupado por sus moléculas, el cual es despreciable comparado con el volumen del recipiente donde se encuentran; esto se debe a que no presentan fuerzas intermoleculares, pero al hablar de los gases reales, éstos se salen de este comportamiento y resultan derivaciones respecto al comportamiento del gas ideal. Esto se observa cuando un gas se encuentra a presiones muy altas o bajas temperaturas, debido a que sus moléculas están relativamente cerca, presentando fuerzas intermoleculares (van der Waals) y con menos espacios vacíos, y su volumen ya no es despreciable con relación al volumen del recipiente que lo contiene.

Sin embargo, a temperaturas y presiones ordinarias, los gases reales tienden a comportarse como los gases ideales.

**EJERCICIO V**

**TALLER DE APLICACIÓN**

1. Completa la siguiente tabla en tu cuaderno, aplicando la ley combinada de los gases:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Gas** | **Temperatura T1** | **Volumen V1** | **Presión P1** | **Temperatura T2** | **Volumen V2** | **Presión P2** |
| NH3 | 27 °C | 550,0 ml | 980 torr | 330 K | 0,8 l | ? |
| O2 | 18 °F | 3,2 l | 0,045 atm | ? | 768 ml | 1400 torr |
| N2 | 120 °C | 6,8 l | 2 atm | 567 k | ? | 1,5 atm |
| CO2 | ? | 897 ml | 567 mm Hg | 60 °C | 0,654 l | 564 torr |
| H2 | 74 °C | ? | 720 torr. | 280 K | 0,65 l | 0,98 atm |
| Cl2 | 300 K | 589 ml | ? | 600 K | 984 ml | 1,2 atm |
| Ne | ? | 2,87 l | 2,7 atm | 46,8 °C | 10 000 ml | 0,8 atm |

**Establece condiciones**

1. Cierta cantidad de amoníaco ocupa un volumen de 2500 ml a una presión de 589 torr. Y una temperatura de 68 °C. ¿Cuál será su volumen en condiciones normales?
2. Se mezclan 10 g de helio y 5 g de hidrógeno en un recipiente de 50 litros a 310 K; determina la presión total y la presión parcial de cada gas dentro del recipiente.
3. Una cierta masa de nitrógeno ocupa un volumen de 10 litros a 1 atm de presión y 27 ° C de temperatura. ¿Qué volumen ocupará la misma masa de gas si las condiciones cambian a 2 atm y 270 °C? ¿Cuál sería la presión del gas si las condiciones finales de volumen y temperatura fueran de 20 litros y 27 ° C?
4. La fórmula empírica de un gas es CH2; si su densidad en condiciones normales es de 2,51 g/l, ¿Cuál es la fórmula molecular del gas?
5. La densidad de un gas cuya masa molecular es de 70 g/mol a 273 K es de 3,5 g/l. ¿Cuál es la presión dentro del recipiente? ¿Cuál es su significado?

**Plantea y argumenta hipótesis**

1. El ciclopropano se utiliza como anestésico. Este gas tiene una densidad de 1,5 g/l a 323 K y 720, 48 torr. ¿Cuál es la fórmula molecular del ciclopropano si su fórmula empírica es CH2?
2. Una muestra de gas tiene una densidad de 0,99 g/l a 65 °F y una presión de 266 torr. Determina la masa molecular de dicho gas.
3. Cuántos mililitros de H2(g), recolectados sobre agua, a una presión barométrica de 751,8 mm Hg y a una temperatura de 21,2 ° C, se pueden formar teóricamente a partir de 0,783 g de Zn y un exceso de ácido clorhídrico?
4. Un químico investiga qué clase de gas se encuentra dentro de un recipiente de 44,77 litros; cree que puede ser gas carbónico (CO2), amoníaco (NH3) o hidrógeno (H2). Se sabe que hay 88 g del gas y que se halla a una temperatura de 0 °C y 760 mm Hg. ¿Cuál de los tres gases se encuentra dentro del recipiente?.

**PRACTICA DE LABORATORIO**

Esta experiencia te permitirá observar algunos comportamientos del estado gaseoso al variar el volumen, la presión o la temperatura.

**Recomendación**

Cuando vayas a determinar la masa de los materiales que vas a usar, fíjate que éstos estén limpios y completamente secos.

**Lo que necesitamos**

**Materiales:** - Dos tubos de ensayo, - Una jeringa de 250 ml, - Una lámina de madera. – Dos tapones de caucho para tubo de ensayo. – un termómetro ambiental, - Un trípode, - Una balanza, - Un soporte universal, - Un Erlenmeyer de 100 ml, - Un base de precipitados de 1000 ml, - Dos pinzas para balón. – Un aro de hierro con nuez, - Una malla de asbesto, - Cuatro libros de igual masa, - Cinco globos de caucho.

**Reactivos:** - Aire, - Agua.

**¿Qué vamos a hacer?**

1. **Apliquemos la ley de Boyle**
2. Toma la lámina de madera y haz en ella un orificio para que pase la jeringa.
3. Sube el émbolo de la jeringa aproximadamente 25 cm y séllale el orificio donde se encontraba la aguja, de tal forma que no entre ni salga aire.
4. Toma un libro y determínale la masa; luego, colócalo sobre la jeringa, y lee el volumen de aire que hay ahora dentro de la jeringa.
5. Coloca ahora un segundo libro sobre la jeringa y lee el volumen del aire. Repite este procedimiento hasta que completes los cuatro libros. Con los datos de masa de los libros y de los volúmenes del aire, elabora una tabla de datos.
6. **Apliquemos la ley de Charles**
7. Toma un Erlenmeyer, un vaso de precipitados, un corcho y una jeringa grande y arma un montaje.
8. Calienta suavemente el vaso de precipitados. Toma la temperatura del agua cada cinco minutos y fíjate qué sucede en la jeringa. Registra todo lo observado.
9. Continúa calentando y, a medida que tomes la temperatura, ve midiendo el volumen de aire dentro de la jeringa.
10. Repite este procedimiento durante media hora. Elabora una tabla parecida a la que hiciste en la parte A.
11. Diseña tu propio experimento, con globos de caucho, donde puedas aplicar las leyes de los gases.

**Analicemos los resultados.**

1. Construye una gráfica de masa contra volumen, con los resultados de la parte A.
2. Analiza la gráfica y plantea tus conclusiones sobre la relación que pudiste observar entre la presión y el volumen.
3. Construye una gráfica de temperatura contra volumen, con base en los resultados de la parte B; analízala y da tus propias conclusiones.
4. ¿Qué ocurrió al aumentar la temperatura del aire contenido en el Erlenmeyer? ¿Cómo lo pudiste comprobar?
5. Comparte con tu profesor y tus compañeros el nuevo experimento de gases. Analiza tus resultados.