

INSTITUCION EDUCATIVA AGROPECUARIA CINCO DIAS TIMBIO

AREA DE BIOLOGIA

DOCENTE: ANGEL ESCOBAR O.

Contacto (WhatsApp) 3016310901

GUIA DE TRABAJO # 2 PARA CUARENTENA POR COVID-19

GRADO 7A

Marzo del 2021

CÓMO ME VAN A CALIFICAR – Evaluación – Tiempo de entrega.

Entrega de taller por parte del docente: 11 de marzo del 2021

Desarrollo de taller: 11 de marzo hasta 23 de abril del 2021

Entrega de taller por parte del estudiante: Hasta el 16 de abril del 2021

TEMATICA

ESTADO GASEOSO DE LA MATERIA

El estado de un material depende de sus características fisicoquímicas, de la fuerza de cohesión entre átomo o moléculas que lo conforman y la interacción entre factores externos como presión y temperatura.

La atmosfera es una gran mezcla de gases como el nitrógeno, oxígeno, hidrógeno, Dióxido de carbono, Argón, Neón entre otros; con la siguiente concentración 78 % de Nitrógeno, 21 % de Oxígeno y 1% de los otros componentes. Otros gases importantes como el propano (C_3H_8), como combustible que nos da calor para cocinar; acetileno (C_2H_2) en sopletes de soldadura para metales. Gases nobles como el Neón y el Argón; para luces y avisos publicitarios.

Los gases al igual que los líquidos son fluidos y lo forman partículas en movimiento constante y a la vez, el volumen de los gases es variable por que se expande y se puede comprimir por eso los gases no tienen forma.

Teoría Cinética de Los Gases

Por primera vez fue enunciada en 1857 por el físico Alemán Rudolf Clausius.

En el siglo XVIII Y XIX científicos como Torricelli Bernoulli Y Boyle, entre otros desarrollan la teoría cinética de los gases para expresar el comportamiento de ellos.

Postulados.

1. Los gases están formados por átomos o moléculas muy separadas que se mueven con gran rapidez en toda dirección. Ejemplo el O_2 A $25^\circ C$ su velocidad es de 444 m/seg unos 1500 km por hora. La fuerza intramolecular de los gases es despreciable. (No se atraen).

2. Las partículas de un gas están en constante movimiento con choques elásticos conservando su velocidad.
3. Cada una de las partículas posee una energía cinética que depende de la temperatura. Por eso la temperatura es una medida de la energía cinética promedio de todas las moléculas de un material.
4. La presión de un gas es consecuencia de los choques de las partículas del gas contra las paredes del recipiente que lo contiene.

Los factores que Determinan el Estado Gaseoso

Todos los gases tienen un comportamiento muy similar sin importar la naturaleza del mismo. Se tiene en cuenta las variaciones que ocurre con la temperatura, volumen, y presión, el comportamiento depende de los valores de estas variables y su relación.

El calor y temperatura es común utilizarlas como si fueran sinónimos, pero no lo son.

Calor: Es la energía que se transmite de un cuerpo a otro en virtud de la diferencia de temperatura

Temperatura: es el promedio de la energía cinética de todas las partículas que conforman un determinado material.

La temperatura en un gas se relaciona con la medida de volumen con que se mueven las partículas, es decir la energía cinética. La temperatura no depende del número de partículas que se mueven si no de su velocidad, por lo tanto, a mayor temperatura, mayor volumen y no depende de la masa total del material.

Escala de Temperatura

Las escalas más utilizadas son grados centígrados o Celsius (°C), Fahrenheit (°F) Y Kelvin (°K).

La escala °K o absoluta (S I) fijada y dos valores concretos.

El Valor inferior, es decir, cero absolutos y es en la que una molécula tiene la energía cinética nula, no hay movimiento molecular y es la temperatura más baja posible.

Valor superior: Es la temperatura del punto triple del agua, es la que se puede encontrar en los tres estados y se le asigna un valor igual a 273,16 °K

Esta escala se divide en °K y todos sus valores son positivos.

Para convertir cada escala en otra, tenga en cuenta las siguientes formulas

$$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273 \qquad ^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273$$

$$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32) \qquad ^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5} ^{\circ}\text{C} + 32$$

Graficas de escalas de temperatura

Presión

Los choques de las partículas del gas contra las paredes del recipiente generan una fuerza que es la presión, donde presión es igual a la fuerza ejercida sobre una superficie.

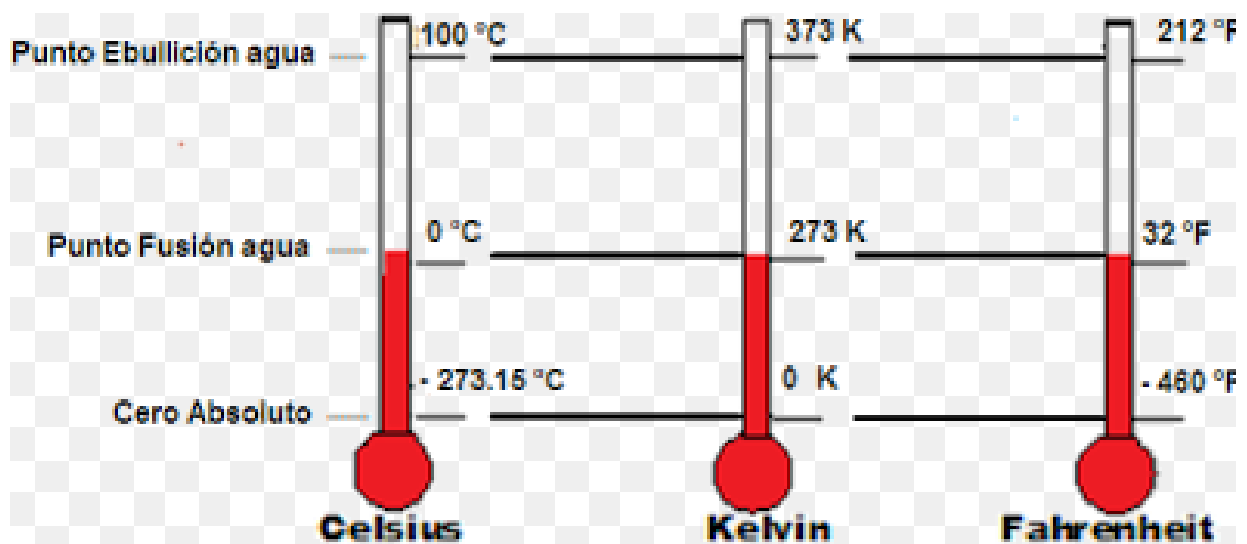
$$P = \text{Fuerza/Unidad de área}$$

La presión atmosférica es la fuerza de los gases de la atmosfera sobre la superficie terrestres, varia en las condiciones del medio y la altura sobre el nivel del mar.

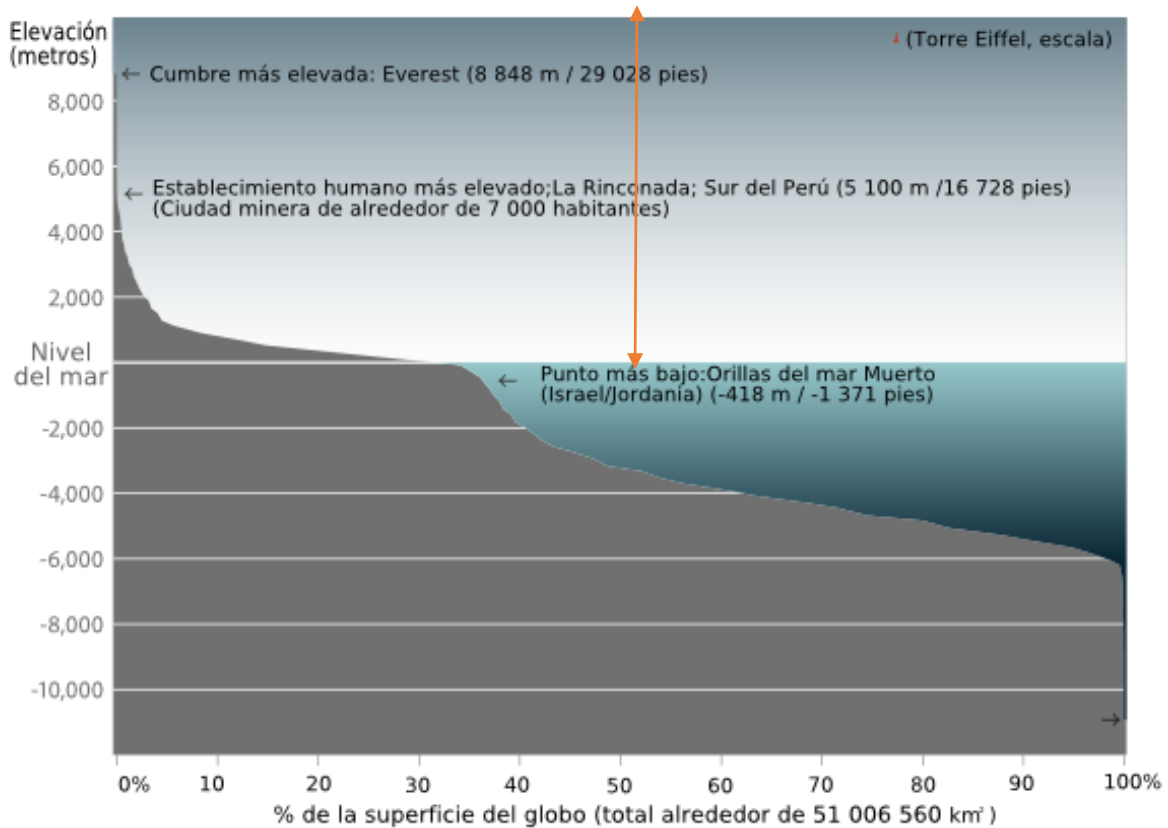
Presión normal constituye una unidad:

La atmosfera que es la presión que ejerce una columna de Hg (Mercurio) de 760 mm de altura a 0 °C

Comparacion de las escalas de temperatura Kelvin Cesius, Fahrenheit.



Limite atmosférico



La grafica nos presenta la forma de interpretar 1 atmosfera de presión atmosférica que va a 0°C y comprende la presión que hace el aire a 0 metros del nivel del mar hasta el límite de la atmosfera, como lo indica la flecha roja de la gráfica. Por cada 10 metros que nos profundicemos en el océano es 1 atmosfera más de presión por lo tanto si estamos a 20 metros de profundidad se estaría soportando 3 atmosferas de presión

1. Como representaría gráficamente el anterior párrafo

LEY DE LO GASES

El comportamiento gaseoso se define en función de la presión volumen y temperatura del gas y eso nos lleva a plantear las tres leyes de los gases, donde estas tres variables se relacionan entre si ajustadas a la teoría cinética de ellos.

LEY DE BOYLE Y MARIOTTE

Robert Boyle y Edme Mariotte (1662). Trabajan independiente en relación cualitativa entre la presión y el volumen a una temperatura constante. Se observa que el volumen disminuye cuando se aplica presión y viceversa y se concluye que el volumen de un gas es inversamente proporcional la presión a una temperatura constante.

Expresión matemática $V \propto \frac{1}{P}$ a temperatura constante

Si tenemos un gas en estado inicial:

$$V_1 P_1 = K_1$$

Como el estado final guarda la misma proporción al estado final para la cantidad del gas a igual temperatura tenemos que el estado final será:

$$V_2 P_2 = K_2$$

Como **K** es igual en las dos ecuaciones tenemos:

$$V_1 P_1 = V_2 P_2$$

Formula de variación de volumen o presión a una temperatura constante

Inflamos un globo con Helio con 1.5 Litros hasta 560 mm/Hg si lo elevamos y alcanza una presión de 320 mm/Hg cuál será su volumen a esa altura

ESTADO INICIAL

$$V_1 = 1.5 \text{ litros} \quad V_2 =$$

$$P_1 = 560 \text{ mm Hg} \quad P_2 = 320 \text{ mm Hg}$$

Tenemos que: $V_1 P_1 = V_2 P_2$

$$V_2 = \frac{V_1 P_1}{P_2}$$

$$V_2 = \frac{1.5 \text{ lts} * 560 \text{ mmHg}}{320 \text{ mmHg}}$$

$$V = 2,62 \text{ lts}$$

LEY DE CHARLES

Cuando inflas globos en la mañana en un cumpleaños a medio día comienzan a estallar, no es magia es una propiedad de los gases que varía con la temperatura que al incrementar se incrementa su volumen por el incremento de su energía cinética y por ende su volumen.

En 1787 el francés Jacques Charles estudio estos cambios con el número de moles constante y encontró que volumen y temperatura es directamente proporcional. Si se aumenta la temperatura aumenta la energía cinética hay más choque en las partículas manteniendo el volumen y presión constante.

La ley nos enuncia "El volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta (°K) cuando la presión es constante"

Expresión matemática

$$V \propto T \text{ a presión constante}$$

Si tenemos un estado inicial (V_1 y T_1) y un estado final (V_2 y T_2) después de una variación de volumen o temperatura tenemos

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ (a presión constante y moles constante)}$$

Ejemplo

A una temperatura de 290°K inflan un globo con 1.5 lts de aire, si lo colocamos a un refrigerador a 270°K Cual es el volumen a esta temperatura a una presión constante.

$$V_1 = 1.5 \text{ litros} \quad V_2 =$$

$$T_1 = 290 \text{ mm Hg} \quad T_2 = 270 \text{ mm Hg}$$

$$\text{Tenemos que: } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$$

Reemplazamos

$$V_2 = \frac{270^\circ K * 1.5 \text{ lts}}{290^\circ K}$$

$$V_2 = 1,39 \text{ lts}$$

LEY DE GAY – LUSSAC

Francés Joseph Gay - Lussac (1808). Relaciona la presión y la temperatura de los gases manteniendo el volumen, concluye:

La presión de u gas es directamente proporcional a su temperatura y su volumen es constante.

$$P \propto T \text{ a volumen constante}$$

Estado inicial

Estado final

$$\frac{P_1}{T_1} = K_1$$

$$\frac{P_2}{T_2} = K_2$$

Igualando las ecuaciones si la K es igual

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

LEY DE COMBINACION DE LOS GASES

Si relacionamos

$$\text{Ley Boyle} = V_1 P_1 = V_2 P_2$$

$$\text{Ley Charles} = \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\text{Ley Gay – Lussac} = \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

No mantenemos ninguna variable constante.

$$\text{Tenemos } \frac{V_1 P_1}{T_1} = \frac{V_2 P_2}{T_2} \text{ Evaluación combinada de los gases}$$

Donde V_1, P_1 y T_1 Estado inicial V_2, P_2, T_2 Estado final

Solo despeja una de las variables dependiendo lo que pregunte el problema. Ejemplo

Cierta cantidad de CO_2 ocupa un volumen de 2,5 lts a 300°C y 1,5 atmosferas de presión, si su volumen aumenta en 3,7 lts a una presión de 2,2 atmosferas a que temperatura fue sometido el CO_2

Estado inicial

$$V_1 = 2,5 \text{ lts}$$

$$T_1 = 300^\circ\text{K}$$

$$P_1 = 1,5 \text{ atm}$$

Estado final

$$V_2 = 3,7 \text{ lts}$$

$$T_2 =$$

$$P_2 = 2,2 \text{ atm}$$

$$\text{Tenemos: } \frac{V_1 P_1}{T_1} = \frac{V_2 P_2}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{T_1 * V_2 * P_2}{290^\circ\text{K}} \text{ Reemplazamos volúmenes}$$

$$T_2 = \frac{3,7 \text{ lts} * 2,2 \text{ atm} * 300^\circ\text{K}}{2,5 \text{ lts} * 1,5 \text{ atm}}$$

$$T_2 = 651,2^\circ\text{K} = 378,2^\circ\text{C}$$

ECUACION DE ESTADO

Objetivo: Que el estudiante entienda y explique las leyes del comportamiento de los gases, teniendo cuenta que estamos inmersos en ellos, reconociendo la atmosfera como una mezcla de gases de gran importancia para la supervivencia.

Amadeo Avogadro determino por experimentación que una mol de cualquier gas a 273°K una atmosfera de presión (760 Torr) ocupa un volumen de 22.4 litros. Estas condiciones

de 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 ya analizadas:

Boyle y Mariotte, Charles y Gay – Lussac puede determinarse una ecuación que relacione estas variables, conocida como ecuación de estado o ley de los gases ideales.

$$PV = nRT$$

Donde P es Presión (atm) V es volumen (litros), n es número de moles, T es temperatura (Kelvin) y R es la constante universal de los gases ideales.

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

$$R = \frac{PV}{nT} \quad R = \frac{1 \text{ atm} \times 22.4 \text{ l}}{1 \text{ mol} \times 273^\circ \text{K}} \quad R = 0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{mol K}}$$

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

Ejemplo

Cinco moles de amoníaco (NH_3) ocupa un volumen de 3.5 litros a una temperatura de 350 °K. ¿A qué presión se halla sometido este gas? Despejamos de la ecuación general

$$PV = nRT$$

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

Reemplazamos

$$P = \frac{5 \text{ moles} \times 0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{mol K}} \times 350 \text{ K}}{3.50 \text{ l}}$$

$$P = 41 \text{ atm}$$

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

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

Si reemplazamos n por su equivalente en la ecuación de estado, tenemos:

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

Esta ecuación nos permite determinar la masa (g) del gas y su masa molecular (g/mol).

El siguiente ejemplo se ilustra cómo aplicar las formulas anteriores:

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

Solución: Las condiciones son:

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

Despejando en la formula la masa molecular, tenemos

$$\text{masa molecular} = \frac{0,6g \times 0,082 \frac{\text{atm l}}{\text{mol K}} \times 303K}{0,82 \text{ atm} \times 0,6 \text{ l}}$$

$$\text{masa molecular} = 30,3 \text{ g/mol}$$

Ley de Graham

Las moléculas del estado gaseoso son las responsables para percibir fácilmente los olores porque se mueven a diferentes velocidades y direcciones y tienen la facilidad de mezclarse con el aire. Este proceso se denomina difusión de los gases y depende de la masa molecular de los gases, un gas con menor masa se difundirá más rápido que el de mayor masa molecular.

Otro proceso que experimentan los gases se conoce como efusión que se describe como el escape de un gas a través de un hueco diminuto.

1883 el escocés Thomas Graham, demostró que a iguales condiciones de presión temperatura la velocidad de difusión y efusión de los gases son inversamente proporcional a las raíces cuadradas de la masa molecular de los gases. Este enunciado se conoce con el nombre de ley de Graham y se representa por la siguiente ecuación.

$$\frac{\text{velocidad de difusion del gas A}}{\text{velocidad de difusion del gas B}} = \sqrt{\frac{\text{Masa molecular del gas B}}{\text{Masa molecular del gas A}}}$$

$$\frac{V_A}{V_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

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 (NH_3), cuya masa molecular es 17 g/mol, o el cloro (Cl_2), cuya masa molecular es 71,0 g/mol, se difunde más rápidamente? ¿En qué relación están sus velocidades de difusión?

$$\frac{V_{\text{NH}_3}}{V_{\text{Cl}_2}} = \sqrt{\frac{M_{\text{Cl}_2}}{M_{\text{NH}_3}}}$$

$$\frac{V_{\text{NH}_3}}{V_{\text{Cl}_2}} = \sqrt{\frac{71\text{g/mol}}{17\text{g/mol}}} = 4,17$$

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 se han analizado los gases ideales o perfectos que cumplen con las leyes de los gases y presentan un comportamiento ideal en cuanto al volumen ocupado por sus moléculas, el cual es despreciable con el volumen del recipiente donde se encuentra; esto se debe a que no presentan fuerzas intramoleculares, pero hablar de los gases reales estos salen de este comportamiento y resultan desviaciones con respecto al gas ideal, se observa cuando un gas se encuentra a presión muy alta o a bajas temperaturas y sus moléculas están relativamente cerca, presentando fuerzas intermoleculares (Van der Waals). Con menos espacio vacío y su volumen ya no es despreciable con respecto al volumen del recipiente que lo contiene, sin embargo, a temperatura y presiones ordinarias los gases reales tienden a comportarse como los gases ideales.

Responder de acuerdo a lo anterior

1. ¿Por qué los gases no presentan forma ni volumen definidos?
2. ¿Cuáles son las leyes que explican el comportamiento de los gases?
3. ¿Por qué, al destapar un frasco de perfume, percibimos rápidamente su olor?
4. ¿Qué es la presión atmosférica? ¿Cómo se mide?
5. Una atmosfera de presión equivale a: 760 mm de Hg, 760 Torr, 101325 pascal.

Plantea 3 ejercicios de conversión de unidades con los datos suministrados

6. ¿240 °K a cuanto equivalen en °C Y °F?
7. ¿Cero (0°C) a cuanto equivalen en °C y en °F?
8. ¿100 °C a cuanto equivalen °K y en °F?
9. ¿273 °K convertirlos a °C y a °F?

Responda las preguntas y los problemas planteados teniendo en cuenta las leyes de los gases y diga a que ley corresponde

10. ¿Qué mantiene inflado a un globo?
11. Un Torr es igual a 1mmHg. Justifique s respuesta.
12. A un cilindro de gas se le aplica 80 litros de propano (**C₃ H₈**) a una presión de 7.2 ¿En atmosferas, si se aplica una presión y el volumen baja a 72lts que presión se le aplica?
13. Un globo se infla con 4 litros de Helio a 33 °K. Si se coloca en un horno a 300 °K. ¿Cuál será su volumen a esta temperatura a una presión constante?
14. Mantener un gas en un recipiente hermético de 25 lbs a una temperatura de 20 °C con una presión de 2 atmosferas, si le aumentamos su temperatura a 100°C ¿Cuál es su presión?
15. Una cantidad de monóxido de carbono (CO) ocupa un volumen de 30lts a 330°K y una presión de 770torr. Si su volumen aumenta 45lts y la presión es de 2 atmosferas a que temperatura fue sometida.
16. Explique la trayectoria de un globo inflado con Helio a través de una gráfica durante 12 horas. Se soltó a las 6 am, que aspecto tendría a las 10 am, 1 pm, 4 pm, y 7 pm. Tenga en cuenta su volumen.
17. Una cantidad de amoniaco (NH₃) ocupa un volumen de 2500 ml a una presión de 598 torr y a una temperatura de 68°C, cuál será su volumen en condiciones normales.
18. Se mezclan 10 gramos de Helio y 5 gramos de Hidrogeno en un recipiente de 50 litros a 310 °K, determine la presión total y la presión parcial de cada gas dentro del recipiente

19. Una muestra de un gas tiene una densidad de 0,99gr/ml a 65°F y una presión de 266 torr, determine la masa molecular de dicho gas.
20. Como afecta la presión a los buzos cuando están bajo el agua
21. Cuál es la presión total de una mezcla de gases en un recipiente de 10 litros a 100°C que contiene CO₂, oxígeno, argón y cada uno ejerce una presión de una atmosfera, 1520 torr y 3 atm respectivamente.
22. Cuál de los siguientes gases CO, y Br₂ se difunde más rápidamente