INSTITUCIÓN EDUCATIVA FEDERICO SIERRA ARANGO
Resoluciones Dptales. 15814 de 30/10/2002 - 9495 de 3/12/2001
NIT: 811039779-1 DANE: 105088001750
Bello – Antioquia

INSTRUCTIVOS QUÍMICA. DÉCIMO FESA 2021 **joperezmo.milaulas.com**		
ASIGNATURA: QUÍMICA	**GRADO:** 10°	**FECHA:** Octubre 19 de 2021
CONTENIDO TEMATICO: TCM, propiedades y leyes de los gases		
DOCENTE: John Jairo Perez		
OBSERVACIONES: Todo el proceso se realizará por medio de la plataforma ***ClassRoom***, con el correo institucional		

SEMANA DEL 19 AL 29 DE OCTUBRE

Objetivos de aprendizaje

- Conocer las leyes de los gases y aplicarlas en la solución de problemas relacionados con sistemas gaseosos.

ACTIVIDAD

Resolver **Individualmente** los puntos propuestos en la siguiente guía, los cuales pueden hacerse y entregarse por medio de alguna de las siguientes opciones:

- documento Word
- en el cuaderno de manera muy organizada y con letra legible, tomarle fotos con buena iluminación y buen enfoque y unirlas por medio de aplicación camscanner o similares.
- una combinación de las dos anteriores

Por ultimo subir el archivo a la plataforma ***joperezmo.milaulas.com*** dentro del plazo propuesto por el docente.

En caso que el documento supere las 5MB en tamaño subirlo a la nube, DropBox, OneDrive, Drive, ... para luego pegar el link en la plataforma ***joperezmo.milaulas.com***

Como apoyo al proceso, durante las asesorías semanales se darán explicaciones sobre los conceptos básicos y se resolverán dudas sobre la solución del taller mismo.

RUBRICA DE EVALUACIÓN

- Entrega dentro del plazo establecido por el docente.
- Buen uso de herramientas TIC para edición de fotografía y/o documento.
- Orden y claridad en la solución de las diferentes actividades o puntos propuestos.
- Uso correcto y adecuado de la terminología química en las explicaciones solicitadas.

LEYES DE LOS GASES

LEY DE BOYLE: La Relación Presión-Volumen

El químico y físico irladés Robert Boyle (1627-1691) en 1662 publicó por primera vez la relación entre el volumen y la presión de un gas, enunciando la siguiente ley: *a temperatura constante, el volumen de una masa fija de gas es inversamente proporcional a la presión que este ejerce*. Matemáticamente se puede expresar como:

$$V \propto \frac{1}{P} \ (T, \eta \text{ constantes})$$

La representación gráfica de la ley de Boyle se puede observar en la figura 1.

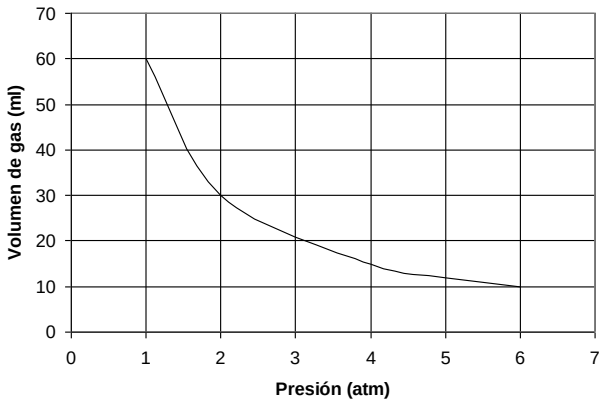

Figura 1.

La proporción inversa se puede convertir en una ecuación si se incluye una constante de proporcionalidad k

$$V = \frac{k}{P} \Rightarrow PV = k$$

Si una muestra de gas tiene un volumen V_1 a una presión P_1, y también tiene un volumen V_2 a una presión P_2, entonces

P_1V_1 = constante y P_2V_2 = la misma constante

Siempre que la temperatura no cambie. Como P_1V_1 y P_2V_2 son iguales a la misma constante

$$\boxed{P_1V_1 = P_2V_2}$$

Un Modelo de la Ley de Boyle: Una sencilla bomba de bicicleta pone de manifiesto la ley de Boyle. Al oprimir el pistón, el volumen del aire dentro de la bomba se hace menor.

Ejemplo 1: se tienen 0.5 gramos de oxígeno en un recipiente de 350 mililitros a 22 ºC y una presión de 520 torr. ¿Cuál será la nueva presión del gas si se cambia a un recipiente de 0.72 litros? La temperatura permanece constante.

V_1 = 350ml V_2 = 0.72 lts = 720 ml
P_1 = 520 torr P_2 = ?

Si el volumen aumenta la presión debe disminuir

$$P_2 = 52\,\text{torr}\left(\frac{350\text{ml}}{720\text{ml}}\right) = 252.77\text{torr}$$

LEY DE CHARLES: La Relación Volumen-Temperatura

En 1787, el físico francés Jacques A. C. Charles (1746-1823) estableció que *a presión constante, el volumen de la masa fija de un gas dado es directamente proporcional a la temperatura en Kelvin*. Matemáticamente se expresa como:

$$V \propto T \ (P, \eta \text{ constantes})$$

Que se transforma en igualdad al introducir la constante de proporcionalidad, k:

$$V = kT$$

Para los estados 1 y 2 se tiene: $V_1 = kT_1$ y $V_2 = kT_2$

Dividiendo entre sí, se obtiene: $\boxed{\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \text{ ó } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}}$

La representación gráfica de la ley de Charles se puede observar en la figura 1.

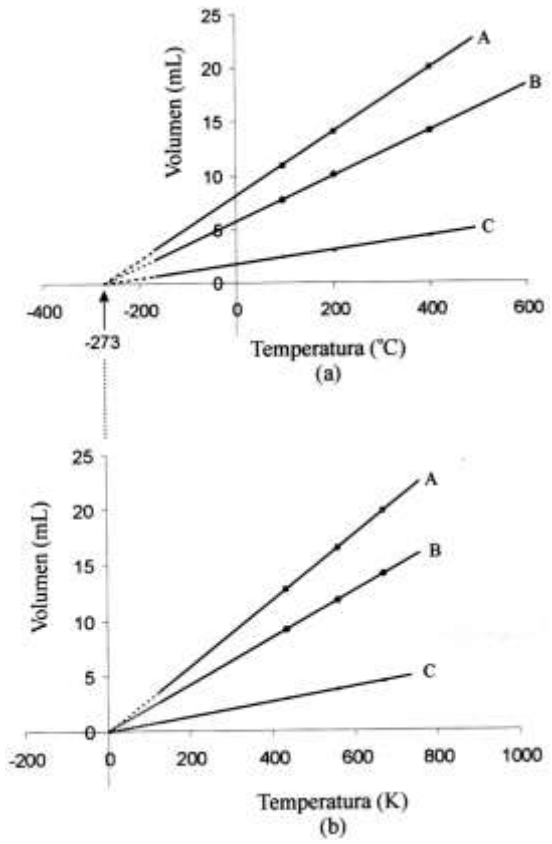

Figura 1.

Las líneas continuas de la fig.1 (a) corresponden a determinaciones reales. Por debajo de cierta temperatura los gases pueden condensarse por lo que se hace imposible tomar más puntos experimentales, de ahí la necesidad de extrapolar (líneas punteadas). El punto donde se encuentran todas las líneas corresponde a una temperatura de -273.15 ºC y un volumen de cero.

Lord Kelvin identificó este punto como teóricamente la menor temperatura alcanzable. Lo llamó cero absoluto y estableció así una escala de temperatura absoluta llamada también escala de temperatura Kelvin. En esta escala la temperatura se expresa en Kelvins (no en grados Kelvin).
En la fig. 1 (b), se obtienen líneas rectas que pasan por el origen, lo cual nos indica que el volumen de cada gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta, o temperatura Kelvin.

Un Modelo de la Ley de Charles: Un simple globo inflado con cualquier gas puede servir como modelo. La presión externa que ejerce el aire sobre el globo es constante. Cuando se calienta, el globo de gas se expande (el volumen aumenta), y cuando se enfría se hace más pequeño (el volumen disminuye)

Ahora imagina el horneado de un pastel. Si se abre la puerta del horno antes de tiempo, la temperatura desciende y el pastel se apelmaza, porque disminuye el volumen de las burbujas de gas que producen los polvos de hornear.

Ejemplo 2: Un globo en el interior de una habitación a 27 ºC, tiene un volumen de 2.00 L. ¿Cuál será su volumen en

el exterior, donde la temperatura es -23 ºC? (Supón que no hay cambio de presión)

V_1 = 2.00 L V_2 = ?
T_1 = 27 ºC = 300.15 K T_2 = -23 ºC = 250.15 K

Como la temperatura disminuye, el volumen también deberá reducirse.

$$V_2 = (2.00\,L)\left(\frac{250.15K}{300.15K}\right) = 1.67\,L$$

LEY DE GAY-LUSSAC: La Relación Presión-Temperatura

En 1808, el químico francés Joseph Gay-Lussac (1778-1850) estableció: *a volumen constante, la presión que ejerce una muestra específica de gas es directamente proporcional a la temperatura Kelvin*. Matemáticamente se expresa como:

$$P \propto T \ (V, \eta \text{ constantes})$$

Que se transforma en igualdad al introducir la constante de proporcionalidad, k:

$$P = kT$$

Para los estados 1 y 2 se tiene: $P_1 = kT_1$ y $P_2 = kT_2$

Dividiendo entre sí, se obtiene: $\boxed{\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2} \text{ ó } \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}}$

Un Modelo de la Ley de Gay-Lussac: Basta tomar un bote a presión de pintura, laca para el cabello, desodorante, limpiador de baños o cualquier otro producto, en cuyo recipiente deberá aparecer un aviso de precaución que diga más o menos lo siguiente: contenido bajo presión, no se arroje al fuego, no se exponga al calor ni se almacene a temperaturas por encima de 50 ºC. La razón de estos avisos es simple; como un incremento en la temperatura hace que aumente la presión de una muestra de gas a volumen constante, puede ocurrir una explosión al calentar un recipiente cerrado.

Ejemplo 3: cuando un bote de aerosol de 500 g con una presión de 850 torr a 21 ºC se arroja al fuego, que tiene una temperatura de 450 ºC, ¿qué presión se puede alcanzar si el bote no revienta?

P_1 = 850 torr P_2 = ?
T_1 = 21 ºC = 294.15 K T_2 = 450 ºC = 723.15 K

Como la temperatura aumenta, la presión también deberá hacerlo

$$P_2 = (850\,torr)\left(\frac{723.15K}{294.15K}\right) = 2{,}089.67\,torr$$

LEY COMBINADA DE LOS GASES

Las leyes de Boyle y Charles se pueden combinar para obtener una expresión que nos relacione el cambio de volumen de una cantidad fija de gas cuando varíen tanto la presión y la temperatura. Así:

$$V \propto (1/P)(T)$$

Introduciendo una constante de proporcionalidad y reordenando términos, tenemos:

$$\frac{PV}{T} = k$$

Como este cociente permanece constante para los estados 1 y 2, podemos escribir la siguiente ecuación:

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

Ejemplo 4: Se llena en parte un globo con helio a nivel del suelo, a 22 ºC y a una presión de 740 torr. En estas condiciones el volumen es 10.0 m^3. ¿Cuál sería el volumen (en m^3) a una altitud de 5300 m, donde la presión es 370 torr y la temperatura -23 ºC?

P_1 = 740 torr P_2 = 370 torr
V_1 = 10.0 m^3 V_2 = ?
T_1 = 22 ºC = 295.15 K T_2 = -23 ºC = 250.15 K

$$V_2 = V_1\left(\frac{T_2}{T_1}\right)\left(\frac{P_1}{P_2}\right)$$

$$V_2 = (10.0\,m^3)\left(\frac{740\,torr}{370\,torr}\right)\left(\frac{250.15K}{295.15K}\right) = 16.95\,m^3$$

LEY DE DALTON O DE LAS PRESIONES PARCIALES

Bajo condiciones ordinarias todas las mezclas gaseosas son soluciones, esto es, las mezclas de gases sólo contienen una fase.
La presión de cada gas en una mezcla se llama presión parcial de ese gas. En 1802, justo antes de proponer su teoría atómica, John Dalton observó que si dos gases no reaccionan entre sí, los gases individuales en una mezcla no tienen efecto alguno sobre las presiones entre sí. *La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de los gases en la mezcla*.

$$\boxed{P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + \ldots}$$

La presión ejercida por un gas es proporcional al número de moléculas presentes del gas e independiente de su naturaleza.

Para hallar la presión parcial de cada gas en una mezcla se multiplica la presión total por la fracción molar respectiva así:

$$\boxed{P_1 = X_1 P_{total}}$$

Ejemplo 5: un recipiente de 15.0 L contiene 0.250 moles de H_2, 0.500 moles de O_2 y 0.750 moles de N_2 a una temperatura de 27 ºC y una presión de 2.5 atm. Calcule la presión parcial de cada gas.

$$X_{H_2} = \frac{0.250\,\text{mol}}{1.5\,\text{mol}} = 0.1667 \qquad X_{O_2} = \frac{0.500\,\text{mol}}{1.5\,\text{mol}} = 0.333$$

$$X_{N_2} = \frac{0.750\,\text{mol}}{1.5\,\text{mol}} = 0.500$$

$$P_{H_2} = (0.1667)(2.5\,\text{atm}) = 0.4167\,\text{atm}$$

$$P_{O_2} = (0.333)(2.5\,\text{atm}) = 0.8325\,\text{atm}$$

$$P_{N_2} = (0.500)(2.5\,\text{atm}) = 1.25\,\text{atm}$$

Ejemplo 6: la fracción molar del oxígeno en la atmósfera es 0.209. Calcule la presión parcial del O2 en el aire cuando la presión atmosférica es de 760 torr.

$$P_{O_2} = X_{O_2} P_{total}$$

$$P_{O_2} = 0.209 \times 760\,\text{torr} = 159\,\text{torr}$$

En el laboratorio es más difícil manejar gases que líquidos y sólidos, porque estos tienden a escaparse de los recipientes y muchos son incoloros; por esto se acostumbra recolectarlos sobre el agua, así como lo muestra la fig. 3.

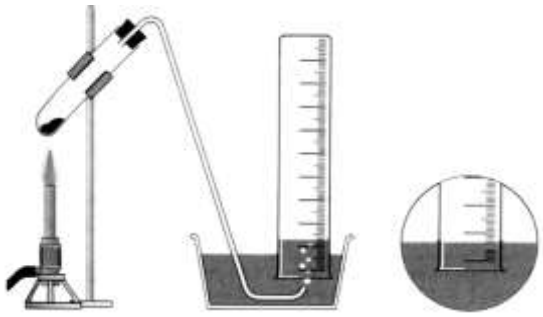

Figura 3.Aparato típico para recolección de gas sobre agua.

Si el nivel de agua dentro de la probeta es el mismo que fuera de ella, la presión total del gas sobre el agua dentro de la probeta debe ser igual a la presión atmosférica. El gas de la probeta es una mezcla de gas y vapor de agua, proveniente de la evaporación del agua. La presión total es la suma de la presión del gas y la presión de vapor del agua:

$$\boxed{P_{total} = P_{gas} + P_{vapor\ de\ agua}}$$

Ejemplo 7: Un alumno preparó oxígeno gaseoso en el laboratorio de química, y recolectó 94.8 ml de gas sobre agua; la presión barométrica era de 764.7 mmHg y la temperatura del laboratorio era 21.5 ºC. Calcule el volumen ocupado por ese oxígeno, a la misma temperatura y presión, si hubiera estado seco.

La presión de vapor del agua a 21.5 ºC es 19.231 mmHg. Por consiguiente, según la Ley de Dalton:

$P_{oxígeno} = P_{total} - P_{vapor\ de\ agua}$
$= 764.7\ \text{mmHg} - 19.321\ \text{mmHg} = 745.5\ \text{mmHg}$

El problema pide calcular el volumen que ocuparía el oxígeno si estuviera seco a la misma temperatura y presión (barométrica)

	Volumen, ml	*Presión, mmHg*	*Temp., ºC*
Oxígeno (húmedo)	94.8	745.5	21.5
Oxígeno (seco)	?	764.7	21.5

Por la ley de Boyle $98.4\,\text{ml}\left(\frac{745.5\,\text{mmHg}}{764.7\,\text{mmHg}}\right) = 92.4\,\text{ml}$

PRINCIPIO DE AVOGADRO

En 1811, Amadeo Avogadro encontró experimentalmente que *volúmenes iguales de todos los gases medidos a las mismas condiciones de temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas.* Matemáticamente:

$$V \propto \eta \ (P, T\ \text{constantes})$$

Introduciendo la constante de proporcionalidad se tiene:

$$V = k\eta$$

Para los estados 1 y 2, con las transformaciones correspondientes, obtenemos:

$$\boxed{\frac{V_1}{\eta_1} = \frac{V_2}{\eta_2}}$$

Así, un número fijo de moléculas de cualquier gas siempre ocupa el mismo volumen en unas determinadas condiciones de presión y temperatura.

Bajo condiciones normales (C.N.), 273 K y 1 atm, y teniendo en cuenta que un mol equivale a 6.02×10^{23} moléculas, 1 mol de cualquier gas ocupa un vol de 22.4 litros. Por otro lado, el peso molecular de un gas es la masa de dicho gas que ocupa 22.4 L a C.N.

Ejemplo 8: Cierta cantidad de oxígeno ocupa 6.3 L a 20 ºC y 600 mmHg. Determinar, (a) su volumen en C.N., (b) número de moles O_2, (c) gramos de O_2.

$$\frac{V_1 P_1}{T_1} = \frac{V_{CN} P_{CN}}{T_{CN}} \quad \Rightarrow \quad V_{CN} = \frac{V_1 T_{CN} P_1}{P_{CN} T_1}$$

$$V_{CN} = \frac{6.3\,\text{L} \times 273\,\text{K} \times 600\,\text{mmHg}}{760\,\text{mmHg} \times 293\,\text{K}} = 4.63\,\text{L}$$

$$\eta_{O_2} = 4.63\,\text{L}\left(\frac{1\,\text{mol}}{22.4\,\text{L}}\right) = 0.21\,\text{mol}$$

$$\text{masa}_{O_2} = 0.21\,\text{mol}\left(\frac{32\,\text{g}}{1\,\text{mol}}\right) = 6.4\,\text{g}\ O_2$$

ECUACIÓN DE ESTADO O LEY DE LOS GASES IDEALES

Si se toman las relaciones de proporcionalidad dadas por la leyes de Boyle, de Charles y el principio de Avogadro, según las cuales:

$$V \propto \frac{1}{P} \ (T, \eta \text{ constantes})$$

$$V \propto T \ (P, \eta \text{ constantes}) \qquad V \propto \eta \ (P, T \text{ constantes})$$

Se tiene que: $V \propto T\eta/P$

Esta proporcionalidad se puede expresar en forma de igualdad, así:

$$\boxed{V = RT\eta/P} \quad \text{ó} \quad \boxed{PV = RT\eta}$$

El valor de la R, la constante de proporcionalidad, denominada constante universal de los gases, puede calcularse partiendo del volumen molar en C.N.

$$R = \frac{PV}{\eta T} = \frac{(1\,\text{atm})(22.41411\,\text{L})}{(1\,\text{mol})(273.15\,\text{K})} = 0.082058 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Observe que el valor de R depende de las unidades de la presión y del volumen

$$R = 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \quad R = 62.36 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Si bien la ecuación es de gran utilidad, tiene limitaciones: los cálculos deben hacerse en el supuesto de que se trata de un gas ideal.

Un gas ideal se define como un gas que se ajusta a la perfección a la ley del gas ideal (y a las otras leyes de los gases) en todas las condiciones.

La ecuación de estado permite obtener el peso o masa molecular y la densidad de un gas ideal, así:

Se sabe que: $\eta = \frac{m}{pm} = \frac{\text{masa en gramos}}{\text{peso molecular}}$

$$PV = RT\frac{m}{pm} \quad \Rightarrow \quad pm = \frac{RTm}{PV} \quad \Rightarrow \quad \boxed{pm = \frac{RT\rho}{P}}$$

Ejemplo 9: ¿Cuántas moles de gas hay en una muestra cuyo volumen es 6.8 litros a 20.6 ºC y 763.4 mmHg?

$$\eta = \frac{PV}{RT} = \frac{(763.4\,\text{mmHg})(6.8\,\text{L})}{\left(62.36 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right)(293.75\,\text{K})} = 0.283\,\text{mol}$$

Ejemplo 10: Se prepara oxígeno gaseoso en el laboratorio, calentando clorato de potasio sólido. ¿Qué volumen de oxígeno gaseoso a 21.6 ºC y 763.8 mmHg se obtendrá con 29.6 g de clorato de potasio?

$$2KClO_{3(s)} \xrightarrow{\text{calor}} 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$$

Se trata de un problema de estequiometria: se calculan las moles de O_2 obtenidas a partir de la masa de $KClO_3$

$$29.6\,\text{g KClO}_3 \left(\frac{1\,\text{mol KClO}_3}{123\,\text{g KClO}_3}\right)\left(\frac{3\,\text{mol O}_2}{2\,\text{mol KClO}_3}\right) = 0.361\,\text{mol O}_2$$

luego se aplica la ecuación de gas de estado para determinar el volumen del oxígeno

$$V = \frac{(0.361\,\text{mol})\left(62.36 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right)(294.75\,\text{K})}{763.8\,\text{mmHg}} = 8.687\,\text{L}$$

Ejemplo 11: ¿Cuál es la densidad del oxígeno gaseoso a 62.4 ºC y 3.45 atm?

$$\rho = \frac{\left(32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)(3.45\,\text{atm})}{\left(0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right)(335.55\,\text{K})} = 4.012 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

GASES REALES

Los gases reales no se ajustan a la perfección a estas leyes de los gases porque están compuestos por moléculas que tienen en efecto un volumen y también pequeñas fuerzas de atracción que no están consideradas en las ecuaciones. La desviación respecto a las condiciones ideales se hace bastante significativa a presiones elevadas o a temperaturas muy bajas, cuando las moléculas están muy próximas unas de otras. En estas condiciones las atracciones moleculares aumentan y el volumen de las moléculas se convierte en una fracción del volumen total. A presiones ordinarias (menor o igual a una atmósfera) y temperatura ambiente o mayores, sin embargo, la ley de gas ideal resulta adecuada para la mayor parte de los cálculos.

DIFUSIÓN DE GASES: Ley de Graham.

La difusión es el proceso por el cual una sustancia en forma gradual y uniforme se dispersa a través de un espacio dado, debido al movimiento de sus moléculas.

La velocidad de difusión de un gas no es igual en todos los casos. Cuanto más ligeras sean las moléculas que lo componen, más veloces serán en su movimiento, y por consiguiente el gas se difundirá más rápido.

Comparando dos gases cualesquiera, se llega a la conclusión de que el cociente de sus velocidades de difusión, bajo condiciones idénticas de T y P, es inversamente proporcional a la raíz cuadrada del cociente de sus masas moleculares.

$$\boxed{\frac{V_A}{V_B} = \sqrt{\frac{pm_B}{pm_A}}} \quad \text{ó} \quad \boxed{\frac{V_A}{V_B} = \sqrt{\frac{\rho_B}{\rho_A}}}$$

Ejemplo 12: Calcula las velocidades de difusión relativas del amoniaco (NH_3) y del ácido clorhídrico (HCl) cuando pasan a través de un pequeño orificio.

$$\frac{V_{NH3}}{V_{HCl}} = \sqrt{\frac{36{,}5\,g/mol}{17\,g/mol}}$$

V_{NH3} = 0,46 veces más que la velocidad de difusión del HCl.

Para resolver

1. Una muestra de oxigeno ocupa 10.0 L bajo una presión de 790. torr (105 kPa). A que presión ocupará 13.4 L si la temperatura no cambia?
2. Una muestra de nitrógeno ocupa 117 mL a 100.°C. ¿A que temperatura en °C ocupará 234 mL si la presión no cambia?
3. 8. A 10.0-liter flask contains 0.200 mole of methane, 0.300 mole of hydrogen, and 0.400 mole of nitrogen at 25°C. (a) What is the pressure, in atmospheres, inside the flask? (b) What is the partial pressure of each component of the mixture of gases? Calculate the mole fractions of each three gases.
4. Gas Hidrogeno se produce por la reacción ácido clorhídrico, HCl, sobre zinc metálico.

   $$HCl_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

   El gas se recoge sobre agua, si 156 mL del gas se recoge a 19°C y 769 mmHg presión total, cual es la masa of hidrogeno recogida? La presión de vapor del agua a 19°C es 16.5 mmHg.
5. Con base en los datos obtenidos por el Voyager 1, los científicos han estimado la composición de la atmósfera de Titán, la luna más grande de Saturno. La presión total en la superficie de Titán es de 1220 torr. La atmósfera consiste en 82% mol de N_2, 12% mol de Ar y 6.0% mol de CH_4. Calcule la presión parcial de cada uno de estos gases en la atmósfera de Titán.
6. En el interior de una lámpara de incandescencia (una bombilla) cuyo volumen es de 100 ml hay una presión de $1{,}2 \times 10^{-5}$ mm de Hg a 27ºC. Cuando comienza a funcionar, alcanza una temperatura de 127ºC. Calcular: a) número de moléculas de gas existentes en el interior de la lámpara; b) Presión en su interior cuando está funcionando.
7. ¿Qué presión hay que aplicar a 2,0 litros de un gas que se encuentra a una presión de 1,0 atm para comprimirlo hasta que ocupe 0,80 litros?
8. Un aerosol contiene un gas a 25ºC y 2 atm y se arroja a un fuego cuya temperatura es de 575ºC. ¿cuál es la presión final del gas?