



PREPARATORIA ABIERTA PUEBLA

LEYES DE LOS GASES

Preparatoria

abierta

ELABORÓ

LUZ MARÍA ORTIZ CORTÉS

GASES

- Las propiedades de los gases difieren de las de sólidos y líquidos. Un gas, por ejemplo, se expande espontáneamente hasta llenar su recipiente. Por tanto, el volumen de un gas es el volumen del recipiente en el que se guarda. Los gases son compresibles, es decir, si se aplica presión a un gas su volumen disminuye. Los líquidos y sólidos no se expanden para llenar sus recipientes ni son compresibles.
- Los gases forman mezclas homogéneas unos con otros sin importar sus proporciones.
- Las propiedades de los gases se deben a que sus moléculas individuales están alejadas unas de otras.

Teoría cinético-molecular

- El estudio del comportamiento y propiedades de los gases fue iniciado por Robert Boyle en el siglo XVII. Otros investigadores aportaron datos para formular una teoría que explicara el comportamiento y propiedades de los gases, ésta se conoce como **teoría cinético-molecular**.



Teoría cinético-molecular

Esta teoría se basa en el movimiento de las moléculas de los gases. Un gas que cuyo comportamiento es exactamente como lo describe la teoría cinético-molecular se conoce como **gas ideal** (o gas perfecto). Aunque no existe un gas ideal, en ciertas condiciones de temperatura y presión, los gases reales se aproximan al comportamiento ideal o presentan desviaciones ligeras de él. En condiciones extremas de presión muy alta y temperatura baja, los gases reales se apartan del comportamiento ideal, por ejemplo, se convierten en líquidos.



Gas licuado de petróleo

Teoría cinético-molecular

Los principales postulados de la teoría cinético-molecular

- Las partículas de un gas son diminutas (submicroscópicas).
- Entre las partículas de un gas la distancia es grande en comparación con su tamaño.
- Las moléculas de un gas no ejercen entre sí fuerzas de atracción o de repulsión.
- Las partículas de gas se mueven en línea recta y en todas direcciones, chocando frecuentemente entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene.
- Por la colisión entre partículas de gas, o con las paredes del recipiente que las contiene no se pierde ninguna energía. Los choques o colisiones son perfectamente elásticos.

Teoría cinético-molecular

- La energía cinética promedio de las partículas es igual para todos los gases a la misma temperatura, y su valor es directamente proporcional a la temperatura en grados Kelvin.
- La energía cinética EC de una partícula se define como la mitad de su masa multiplicada por su velocidad al cuadrado, se expresa con la ecuación:

$$EC = \frac{1}{2} mv^2$$

Donde:

m= masa

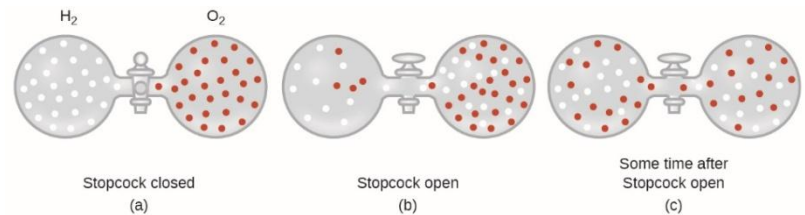
v= velocidad de la partícula

Teoría cinético-molecular

- Si se comparan las velocidades de las moléculas de los gases, las moléculas más livianas tendrán mayor velocidad que las más pesadas. La velocidad de una molécula de hidrógeno es cuatro veces mayor que la velocidad de una molécula de oxígeno.

Difusión

- La propiedad de dos o más gases de mezclarse hasta formar una gas uniforme se conoce como **difusión**. Esta propiedad se debe al movimiento molecular de los gases.



Cuando se abre la válvula de paso entre los matracos los dos gases se difundirán entre sí.

GASES

- Las propiedades de los gases que son más fáciles de medir son la temperatura, la presión y el volumen.
- La presión es la fuerza que actúa sobre un área dada:

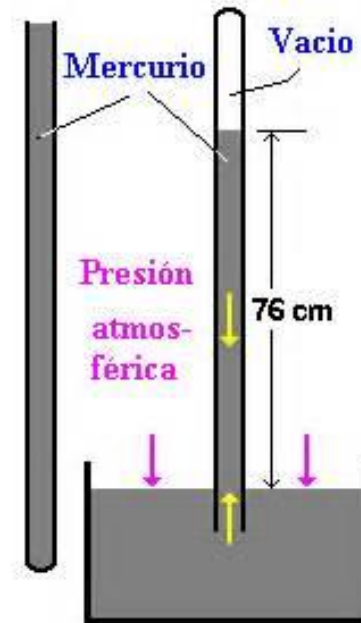
$$P = \frac{F}{A}$$

Los gases ejercen presión sobre cualquier superficie con la que estén en contacto. El gas de un globo inflado, por ejemplo, ejerce presión sobre la superficie interna del globo.

La presión que ejerce un gas depende del número de moléculas presentes, la temperatura y el volumen en el cual está encerrado el gas.

Presión atmosférica

- Nuestra atmósfera ejerce una fuerza hacia abajo a causa de la gravedad, por consiguiente una presión sobre la superficie terrestre.
- La presión atmosférica se puede medir con un barómetro de mercurio. La presión atmosférica estándar corresponde a la presión normal en el nivel del mar, es la presión suficiente para soportar una columna de mercurio de 760 mm de altura.



Barómetro de mercurio inventado por Torricelli

Gases

- La presión atmosférica normal a nivel del mar es de **1 atmósfera.**

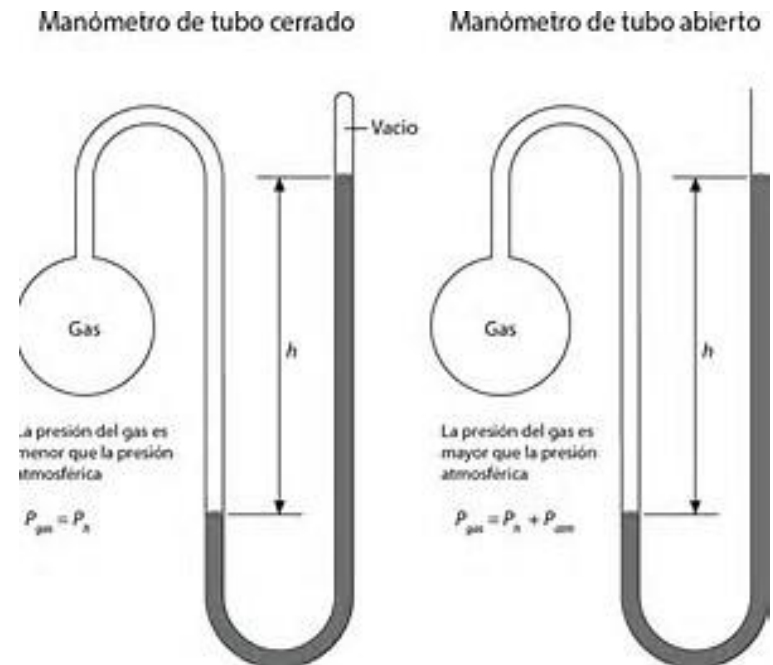
$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$

La unidad torr recibe este nombre en honor de Evangelista Torricelli (1608-1647), físico italiano quien inventó el barómetro.



Presión de gases

- Las presiones de los gases se miden en el laboratorio con un manómetro. El tubo en U se llena con mercurio. La presión del gas que se desea medir se ejerce en un extremo del tubo en U y la presión atmosférica se ejerce en otro extremo.
- La medida de la diferencia de alturas (h) de las columnas da la diferencia de presión entre las dos.
- Si h es igual a 200 mm y la presión atmosférica es de 760 torr la presión ejercida por el gas en el recipiente es de 960 torr.



Escala absoluta de temperatura

- En 1848 Lord Kelvin (matemático y físico escocés), identificó la temperatura de $-273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$ como el cero absoluto, teóricamente la temperatura más baja posible. Tomando el cero absoluto como el punto de partida estableció la **escala de temperatura absoluta o Kelvin**.
- En la mayoría de los cálculos se utiliza 273 para relacionar K y $^{\circ}\text{C}$.
- Cuando se usan las leyes de los gases ideales, la temperatura centígrada se debe convertir a la escala absoluta o Kelvin de acuerdo a la relación:

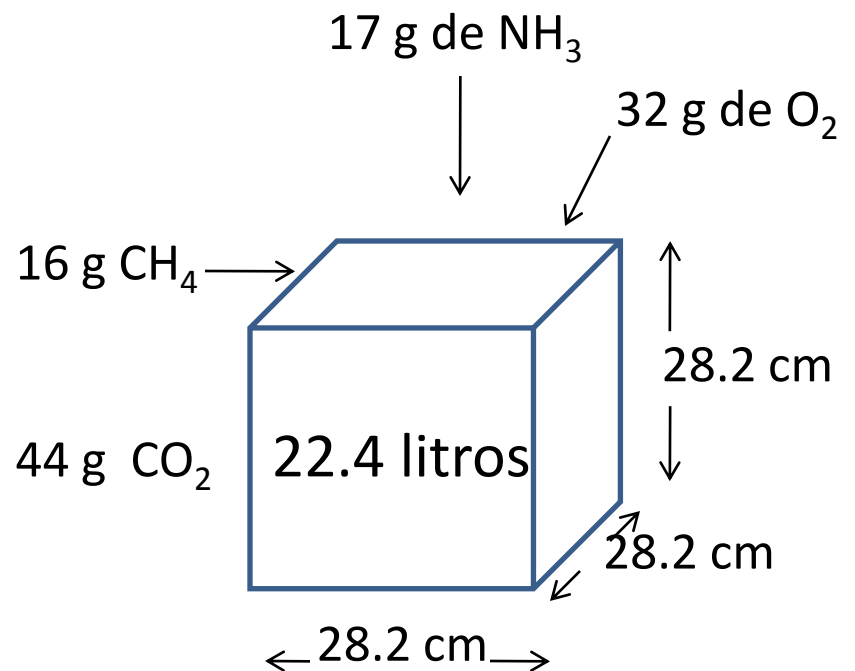
$$K = 273 + ^{\circ}\text{C}$$

TEMPERATURA Y PRESIÓN ESTÁNDAR

- Las condiciones normales de temperatura y presión TPE, llamadas también estándar, son:
- Temperatura= $0^{\circ}\text{C} = 273\text{ K}$
Presión= $1\text{ atmósfera} = 760\text{ mmHg} = 760\text{ torr}$

Volumen molar

- Es el volumen que ocupa un mol de un gas en condiciones normales de temperatura y presión. Dicho volumen es de 22.4 litros. Es el volumen de un cubo de 28.2 cm por lado.
- Así, a 0°C (273 K) y 1 atm (760 mmHg) de presión, un mol de gas metano CH_4 , ocupa un volumen de 22.4 litros.
- Un mol de gas amoníaco NH_3 en CNTP ocupa un volumen de 22.4 litros.



Leyes de los gases

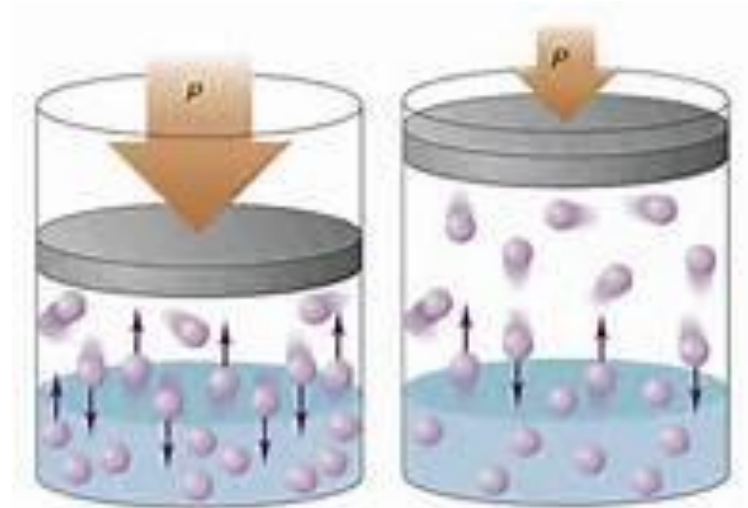
- Experimentos realizados con gases revelan que se necesitan cuatro variables para definir la condición física o estado de un gas: volumen, temperatura, presión y cantidad de gas, que se expresa como el número de moles n .
- Las ecuaciones que expresan las relaciones entre T , P , V y n se conocen como leyes de los gases.

Relación presión-volumen: Ley de Boyle

- En el siglo XVII el químico británico Robert Boyle encontró la relación entre la presión y el volumen de un gas: a temperatura constante el volumen de una masa fija de un gas es inversamente proporcional a la presión, lo cual se expresa como:

$$V \propto \frac{1}{P} \quad \text{o} \quad P_1 V_1 = P_2 V_2$$

- La ecuación indica que el volumen es inversamente proporcional a la presión, a masa y temperatura constantes. Cuando aumenta la presión de un gas su volumen disminuye y viceversa.



LEY DE BOYLE

Cuando Boyle duplicó la presión en una cantidad específica de un gas, manteniendo constante la temperatura, el volumen se redujo a la mitad del volumen original, cuando triplicó la presión del sistema, el nuevo volumen era un tercio del volumen original y así sucesivamente. Su trabajo demostró que el producto del volumen por la presión es constante si no varía la temperatura:

$$PV = \text{constante} \quad \text{o} \quad PV = k$$

Problemas resueltos

- Un globo inflado con un volumen de 0.55 L al nivel del mar (1 atm) se deja elevar a una altura de 6.5 Km donde la presión es de casi 0.40 atm. Si la temperatura permanece constante, ¿Cuál es el volumen final del globo?

• Datos:	Fórmula
$V_1 = 0.55 \text{ L}$	$V_1 P_1 = V_2 P_2$
$P_1 = 1 \text{ atm}$	
$P_2 = 0.40 \text{ atm}$	Despeje
$V_2 = ?$	$V_2 = \frac{V_1 P_1}{P_2}$

Sustitución:

$$V_2 = \frac{0.55 \text{ L} \times 1 \text{ atm}}{0.40 \text{ atm}}$$

Resultado:

$$V_2 = 1.375 \text{ litros}$$

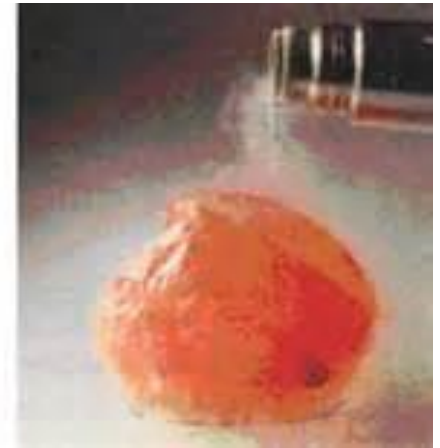
Relación volumen-temperatura: ley de Charles

- Los globos de aire caliente se elevan porque el aire se expande al calentarse. El aire caliente que está dentro del globo es menos denso que el aire frío del entorno a la misma presión. La diferencia de densidad hace que el globo ascienda.



Relación volumen-temperatura

- De igual manera, un globo se encoge si se enfría.
- Cuando se vierte nitrógeno líquido (-196°C) sobre un globo, el gas que está dentro del globo se enfría y el volumen disminuye.



Ley de Charles

- La relación entre el volumen de un gas y su temperatura fue descubierto en 1787 por el científico francés Jacques Charles.
- Charles encontró que varios gases se expanden en la misma cantidad fraccionaria cuando experimentan el mismo cambio de temperatura. También descubrió que si un volumen dado de cualquier gas a 0°C se enfriaba 1°C , el volumen se reducía $1/273$, si se enfriaba 2°C , disminuía $2/273$, si se enfriaba 20°C , $20/273$ $^{\circ}\text{C}$, y así sucesivamente. Debido a que cada grado de enfriamiento reduce el volumen en $1/273$, se deduce que cualquier cantidad de gas tendría un volumen cero si se pudiera enfriar a -273°C . Ningún gas real se puede enfriar a -273°C ya que se licuaría antes de alcanzar esa temperatura.
- -273°C se denominó **cero absoluto** de temperatura, es el punto cero en la escala de Kelvin (absoluta) y es la temperatura a la cual el volumen de un gas ideal o perfecto sería igual a cero.

Ley de Charles

- A presión constante, el volumen de una masa fija de cualquier gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta, lo cual se puede expresar como:

$$V = k T \quad \text{o} \quad \frac{V}{T} = k$$

k es una constante para determinada masa del gas.

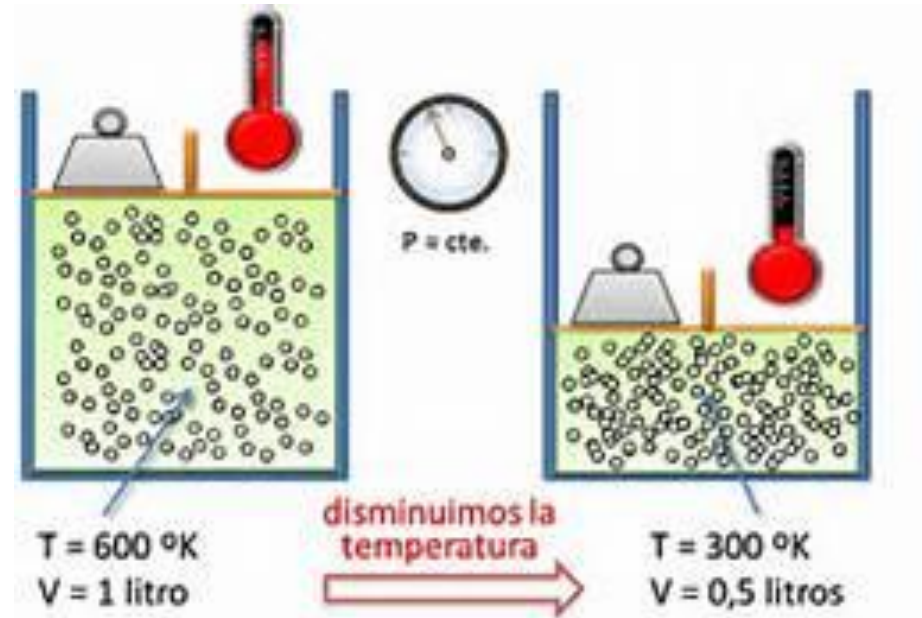
También se puede expresar así:

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

LEY DE CHARLES

- Si la temperatura absoluta de un gas se multiplica por dos, el volumen también se duplicará.

Proceso isobárico: presión constante



PROBLEMAS RESUELTOS

- En condiciones de presión constante, una muestra de gas hidrógeno con un volumen inicial de 9.6 L a 88°C se enfría hasta que su volumen final es de 3.4 L, ¿Cuál es su temperatura final?

Datos:

$$V_1 = 9.6 \text{ L}$$

$$T_1 = 88^\circ\text{C}$$

$$V_2 = 3.4 \text{ L}$$

$$T_2 = ?$$

Fórmula

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

Despeje:

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

PROBLEMA RESUELTO

Conversión:

$$88^{\circ}\text{C} + 273 = 361 \text{ K}$$

Sustitución:

$$T_2 = \frac{3.4 \cancel{\text{L}} \times 361 \text{ K}}{9.6 \cancel{\text{L}}}$$

$$T_2 = 127.85 \text{ K} = 1.28 \times 10^2 \text{ K}$$

Ley de Gay-Lussac

- El químico francés J.L. Gay-Lussac (1778-1850) estudió las relaciones volumétricas de los gases. Enunció su ley que dice:
- La presión de una masa fija de gas, a volumen constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta (Kelvin):

$$P = kT \quad \text{o} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Problemas resueltos

- La temperatura de 2.5 L de un gas inicialmente a TPE (temperatura y presión estándar) se eleva a 250 °C a volumen constante. Calcule la presión final del gas en atmósferas.

Datos

$$T_1 = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

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

$$T_2 = 250^\circ\text{C}$$

$$P_2 = ?$$

Fórmula

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

Despeje:

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

PROBLEMA RESUELTO

Conversión:

$$250^{\circ}\text{C} + 273 = 523 \text{ K}$$

Sustitución:

$$P_2 = \frac{1 \text{ atm} \times 523 \text{ K}}{273 \text{ K}}$$

$$P_2 = 1.9 \text{ atm}$$

Problema resuelto

- La presión de un recipiente de helio es 650 torr a 25 °C. si el recipiente sellado se enfría a 0°C, ¿Cuál será la presión?

- Datos

$$P_1 = 650 \text{ torr}$$

$$T_1 = 25 \text{ °C}$$

$$T_2 = 0 \text{ °C}$$

$$P_2 = ?$$

Fórmula

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

Despeje:

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

PROBLEMA RESUELTO

- Conversiones:

$$T_1 = 0^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ K}$$

$$T_2 = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$$

Sustitución:

$$P_2 = \frac{650 \text{ Torr} \times 273 \text{ K}}{298 \text{ K}}$$

$$P_2 = 595.8 \text{ Torr}$$

Leyes combinadas de los gases

- Las relaciones de P, V y T para una determinada masa de cualquier gas se pueden expresar con una sola ecuación:

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

Para resolver problemas esta ecuación se escribe:

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

Donde P_1 , V_1 y T_1 son las condiciones iniciales y P_2 , V_2 y T_2 son las condiciones finales.

Leyes combinadas de los gases

- De esta ecuación se puede despejar cualquiera de las seis variables y es útil para manejar las relaciones de presión-volumen-temperatura de los gases. Cuando T es constante ($T_1 = T_2$), obtenemos la ley de Boyle; cuando P es constante ($P_1 = P_2$) se tiene la ley de Charles y cuando V es constante ($V_1 = V_2$) obtenemos la ley de Gay-Lussac.

PROBLEMA RESUELTO

- El volumen de un gas a TPE es de 488 ml. Calcule su volumen a 22.5 atm y 150 °C.

Datos:

$$V_1 = 488 \text{ ml}$$

$$T_1 = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

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

$$T_2 = 150^\circ\text{C}$$

$$P_2 = 22.5 \text{ atm}$$

$$V_2 = ?$$

Fórmula

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

Despeje:

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

Problemas resueltos

- Conversión:

De temperatura: $150\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 423\text{ K}$

Sustitución:

$$V_2 = \frac{488\text{ ml} \times 1\text{ atm} \times 423\text{ K}}{273\text{ K} \times 22.5\text{ atm}}$$

$$V_2 = 33.6\text{ ml}$$

GASES IDEALES

- Es posible combinar las tres expresiones de las leyes a una sola ecuación para el comportamiento de los gases:

$$PV = nRT$$

La ecuación conocida como ecuación de gas ideal explica la relación entre las cuatro variables P, T, V y n. Un gas ideal es un gas hipotético cuyo comportamiento de presión, volumen y temperatura se puede describir por la ecuación del gas ideal, las moléculas de un gas ideal no se repelen ni se atraen entre sí y su volumen es despreciable con comparación con el volumen del recipiente que lo contiene.

Ley de Avogadro

- En 1811 Amadeo Avogadro enunció la ley que establece:
Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas.

La ley de Avogadro se puede esquematizar así:

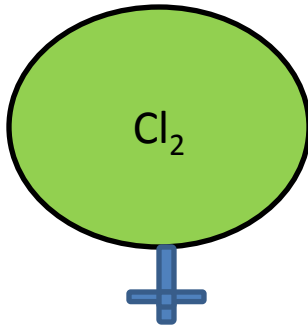
$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$V = 22.4 \text{ litros}$$

$$\text{Masa de Cl}_2 = 71 \text{ g/lit.}$$

$$\text{Núm. de moléculas} = 6.023 \times 10^{23}$$



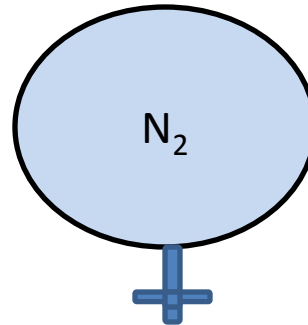
$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$V = 22.4 \text{ litros}$$

$$\text{Masa de N}_2 = 28 \text{ g/mol}$$

$$\text{Núm. de moléculas} = 6.023 \times 10^{23}$$



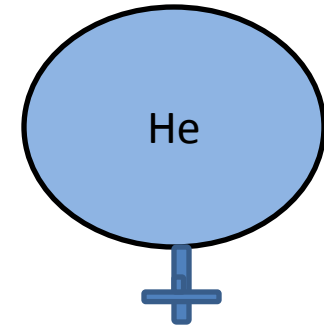
$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$V = 22.4 \text{ litros}$$

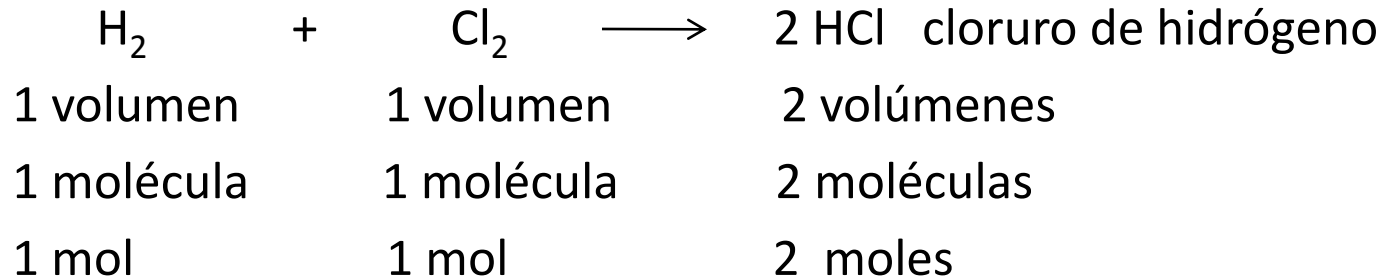
$$\text{Masa de He} = 4 \text{ g/mol}$$

$$\text{Núm. de moléculas} = 6.023 \times 10^{23}$$



Ley de Avogadro

- De acuerdo a la ley de Avogadro, volúmenes iguales de hidrógeno y cloro, a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas. Con base en el volumen, el hidrógeno y cloro reaccionan así:



Las moléculas de hidrógeno reaccionan con moléculas de cloro en una proporción 1:1 y producen 2 moléculas de cloruro de hidrógeno gaseoso.

GASES IDEALES

- A 0°C (273 K) y 1 atm de presión muchos gases reales se comportan como un gas ideal. En los experimentos se muestra que en esas condiciones 1 mol de un gas ideal ocupa un volumen de 22.4 litros.
- En la ecuación:

$$PV = nRT$$

R es la constante de los gases ideales. Su valor:

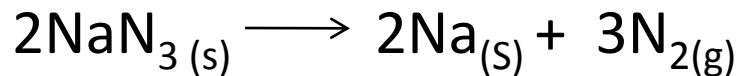
$$R = \frac{PV}{nT}$$

$$R = \frac{1 \text{ atm} \times 22.4 \text{ litros}}{1 \text{ mol} \times 273 \text{ K}}$$

$$R = 0.08205 \frac{\text{lit. atm}}{\text{K.mol}}$$

Problema resuelto

- La azida de sodio NaN_3 se utiliza en las bolsas de aire de los automóviles. Al impacto de una colisión la NaN_3 se descompone:



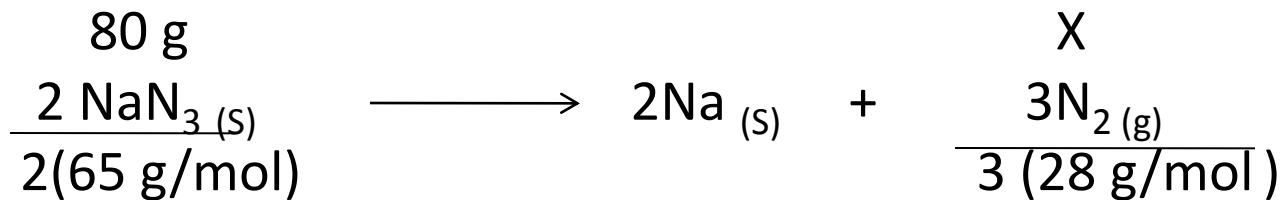
El nitrógeno liberado infla la bolsa que se encuentra entre el conductor y el parabrisas.



Gases ideales

- Calcular el volumen de nitrógeno que se obtendrá de la descomposición de 80 g de azida de sodio a 80 °C y 823 mmHg.

Solución: se calcula primero la cantidad de N₂ que se obtiene, para ello, se escribe la ecuación química balanceada, subrayando las fórmulas de las sustancias a partir de las cuales se realizarán los cálculos, anotando las cantidades correspondientes y la incógnita respectivamente; debajo de ellas se anota el peso de sus moles:



Problema resuelto

Se determina el peso molecular de la azida de sodio NaN_3 a partir de los

pesos atómicos: $\text{Na} = 23 \text{ uma}$, $\text{N} = 14 \text{ uma}$

$$\text{Na} = 23 \text{ uma} \times 1 = 23 \text{ uma}$$

$$\text{N} = 14 \text{ uma} \times 3 = 42 \text{ uma}$$

$$65 \text{ uma}$$

Para la molécula de N_2 : se multiplica el peso de un átomo de $\text{N} \times 2$

$$\text{N} = 14 \text{ uma} \times 2 = 28 \text{ uma}$$

Problema resuelto

- Con los datos anotados se establece una ecuación para obtener la cantidad de N₂:

$$\frac{80 \text{ g}}{130 \text{ g/mol}} = \frac{X}{84 \text{ g/mol}}$$

Se despeja la incógnita:

$$X = \frac{80 \text{ g} \times 84 \text{ g/mol}}{130 \text{ g/mol}}$$

$$X = 51.7 \text{ g de N}_2$$

Problema resuelto

Del peso de N_2 se obtienen moles:

$$n = \frac{\text{Peso en g de } N_2}{\text{Peso molecular g/mol}} \quad n = \frac{51.69 \text{ g de } N_2}{28 \text{ g/mol}}$$

$$n = 1.846 \text{ mol}$$

Se puede calcular ahora el volumen que ocupa 1.846 mol de N_2 a 80°C y 823 atm.

Datos:

$$V = ?$$

$$P = 823 \text{ atm}$$

$$n = 1.38 \text{ mol}$$

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

$$T = 80^\circ\text{C} = 353 \text{ K}$$

Fórmula

$$PV = nRT$$

Despeje:

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

PROBLEMA RESUELTO

Conversiones:

La temperatura de 80°C se convierte a K, dado que la constante R de los gases contiene K en sus unidades:

$$80^{\circ}\text{C} + 273 = 353^{\circ}\text{K}$$

La presión 823 mmHg se convierte a atmósferas, ya que la constante R contiene esta unidad:

$$823 \cancel{\text{mmHg}} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \cancel{\text{mmHg}}} = 1.0829 \text{ atm}$$

PROBLEMA RESUELTO

- Sustitución:

$$V = \frac{1.846 \text{ mol} \times 0.0821 \frac{\text{Lt.atm}}{\text{K.mol}} \times 353 \text{ K}}{1.0829 \text{ atm}}$$

$$V = 49.4 \text{ litros de N}_2$$

Problema resuelto

- El hielo seco es dióxido de carbono sólido. Una muestra de 0.050 g de hielo seco se coloca en un recipiente vacío que tiene un volumen de 4.6 litros a 30°C. Calcular la presión interior del recipiente después de que todo el hielo seco se ha convertido en CO₂ gaseoso.

Datos Fórmula

V= 4.6 litros PV= nRT

T= 30 °C

P= ?

R= 0.0821 lt.atm

K.mol

n= ?



Problema resuelto

El número de moles se calcula a partir del peso de CO₂ :

$$n = \frac{\text{Peso en g de CO}_2}{\text{Peso molecular}} \quad n = \frac{0.050 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} \quad n = 1.136 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Para calcular el peso molecular del CO₂ :

Pesos atómicos C= 12 uma, O= 16 uma

$$C = 12 \text{ uma} \times 1 = 12 \text{ uma}$$

$$O = 16 \text{ uma} \times 2 = \underline{32 \text{ uma}}$$

$$44 \text{ uma}$$

PROBLEMA RESUELTO

- Conversión de unidades:

La temperatura =30°C se convierte a °K

$$30^{\circ}\text{C} + 273 = 303^{\circ}\text{K}$$

De la fórmula $PV = nRT$, se despeja la presión:

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

Se sustituyen los valores conocidos en la fórmula:

$$P = \frac{0.001136 \text{ mol} \times 0.0821 \frac{\text{lt. atm}}{\text{K.mol}} \times 303^{\circ}\text{K}}{4.6 \text{ lt.}}$$

$$P = 6.1 \times 10^{-3} \text{ atm.}$$

Problema resuelto

- Calcular la presión ejercida por 1.82 moles de gas en un recipiente de acero de 5.43 L de volumen a 69.5 °C

Datos

P= ?

V= 5.43 Litros

T= 69.5 °C

n= 1.82 moles

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

Conversión:

$$69.5 \text{ °C} + 273 = 342.5 \text{ K}$$

Fórmula

$$PV = nRT$$

Despeje:

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

PROBLEMA RESUELTO

- Sustitución:

$$P = \frac{1.82 \text{ moles} \times 0.0821 \frac{\text{lit.atm.}}{\text{K.mol}} \times 342.5 \text{ K}}{5.43 \text{ Lit.}}$$

$$P = 9.4 \text{ atm}$$

PROBLEMA RESUELTO

- Calcular el volumen que ocupan 70 g de amoníaco NH_3 TPE

Se establece una relación: si un mol de NH_3 ocupa un volumen de 22.4 litros en CNTP, entonces 70 g de ese gas ocuparán:

Regla de tres:

$$\begin{array}{ccc} 17 \text{ g} & \text{—} & 22.4 \text{ litros} \\ 70 \text{ g} & \text{—} & X \end{array}$$

Despeje:

$$X = \frac{70 \text{ g} \times X \times 22.4 \text{ Litros}}{17 \text{ g}}$$

Resultado:

$$x = 92.23 \text{ litros}$$

Peso molecular del NH_3 a partir de los pesos atómicos:

N= 14 uma, H= 1 uma

un mol de NH_3 17 g

N= 14 uma x 1= 14 uma

H= 1uma x 3= 3 uma

17 uma

Problema resuelto

- ¿Cuántos moles de un gas están contenidos en una muestra de 2 litros de gas que tiene una presión de 1.237 atm. y una temperatura de 27°C?

Datos

n=?

V= 2 litros

P= 1.237 atm.

T= 27°C + 273= 300K

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

Fórmula

PV= nRT

Despeje:

n= $\frac{PV}{RT}$

Sustitución:

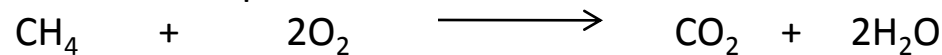
$$n = \frac{1.237 \text{ atm} \times 2 \text{ litros}}{0.0821 \frac{\text{lt. atm}}{\text{K. mol}} \times 300 \text{ K}}$$

n= 0.1 mol

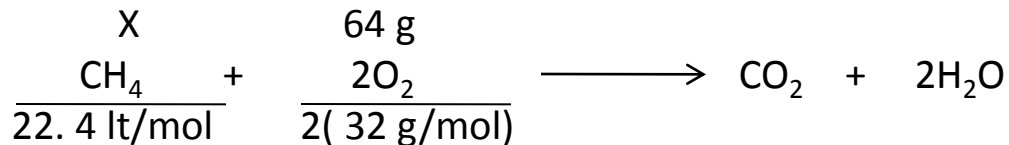
Problema resuelto

¿Cuántos litros de metano medido a 1.2 atm y 273°K se requieren para reaccionar con una muestra de 64 g de O₂ y dar dióxido de carbono y agua?

Se escribe la ecuación química balanceada,



Se determina el volumen de metano que se obtendrá en condiciones normales de temperatura y presión. Para ello, se subrayan las fórmulas de las sustancias a partir de las cuales se realizarán los cálculos anotando arriba de ellas la incógnita y la cantidad de oxígeno que reaccionará respectivamente. Debajo de las fórmulas se anota el volumen molar.



Se establece una ecuación con los datos así colocados:

$$\frac{\text{X}}{22.4 \text{ lt/mol}} = \frac{64 \text{ g}}{64 \text{ g/mol}}$$

Problema resuelto

Se despeja la incógnita:

$$X = \frac{64 \text{ g} \times 22.4 \text{ lt/mol}}{64 \text{ g/mol}}$$

$$X = 22.4 \text{ litros de CH}_4$$

Este volumen de metano se obtuvo en condiciones normales de T y P, ahora se obtendrá el volumen a 1.2 atm y 273 °K, es decir, la temperatura se mantiene constante, por lo que utiliza la fórmula:

Datos :

$$V_1 = 22.4 \text{ litros}$$

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

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 1.2 \text{ atm}$$

Fórmula

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

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

$$V_2 = \frac{1 \text{ atm} \times 22.4 \text{ litros}}{1.2 \text{ atm}} \quad V_2 = 18.67 \text{ lt.}$$

Problema resuelto

- Otra forma de encontrar el volumen de metano, es considerar que en la reacción un mol de metano reacciona con dos moles de oxígeno (64 g), como ya se sabe, un mol de un gas ocupa un volumen de 22.4 litros en CN.

Problema resuelto

- ¿Qué volumen ocupará una muestra de 250 ml. de un gas a 1 atm de presión si la temperatura cambia de 50 °C a 273 K?

Datos:

$$V_2 = ?$$

$$V_1 = 250 \text{ ml}$$

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

$$T_1 = 50 \text{ °C} + 273 = 323 \text{ K}$$

$$T_2 = 273 \text{ °K}$$

Fórmula

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

Despeje:

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

$$V_2 = \frac{250 \text{ ml} \times 273 \cancel{\text{K}}}{323 \cancel{\text{K}}} \quad V_2 = 211.3 \text{ ml}$$

Comentarios: como la temperatura bajó el volumen también.

Leyes de los gases

- El argón es un gas inerte que se utiliza en los focos para retrasar la vaporización del filamento. Un foco que contiene argón a 1.2 atm y 18 °C se calienta a 85 °C a volumen constante. Calcular la presión final del gas.



- Datos

$$P_1 = 1.2 \text{ atm}$$

$$T_1 = 18 \text{ °C} + 273 = 291 \text{ K}$$

$$T_2 = 85 \text{ °C} + 273 = 358 \text{ K}$$

$$P_2 = ?$$

Problema resuelto

- Fórmula

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

Despeje:

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

Sustitución:

$$P_2 = \frac{1.2 \text{ atm} \times 358 \text{ K}}{291 \text{ K}}$$

$$P_2 = 1.476 \text{ atm}$$

Problema resuelto

- Una muestra de aire ocupa un volumen de 3.8 Litros cuando la presión es de 1.2 atm. ¿Qué volumen ocuparán a 6.6 atm ?

Datos

$$V_1 = 3.8 \text{ litros}$$

$$P_1 = 1.2 \text{ atm}$$

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 6.6 \text{ atm}$$

Fórmula

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$V_2 = \frac{1.2 \text{ atm} \times 3.8 \text{ litros}}{6.6 \text{ atm}}$$

Despeje

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

$$V_2 = 0.69 \text{ litros}$$

Temperatura y densidad de un gas

- Relación entre la temperatura y densidad de un gas:
El volumen de una masa dada de un gas a presión constante varía en relación con su temperatura. Si aumenta la temperatura de un gas el volumen también aumenta, pero la densidad disminuye. Si se duplica la temperatura de un gas el volumen también se duplica, pero la densidad disminuye a la mitad. Si se triplica la temperatura, el volumen también se triplica pero la densidad se reduce a un tercio. Si se cuadriplica la temperatura el volumen también se cuadriplica pero la densidad queda dividida entre 4.
- En un proceso isobárico la densidad de un gas varía en relación inversa a la temperatura absoluta.

$$d = \frac{1}{T}$$

PROBLEMA RESUELTO

Un recipiente contiene un volumen inicial de 10 litros de CO₂ dióxido de carbono y temperatura inicial es 27 °C. Calentando el conjunto y dejando que el émbolo del recipiente se desplace libremente, la presión del gas se mantendrá constante mientras se expande. Siendo la temperatura final del CO₂ igual a 177°C:

- a) ¿Cuál es el volumen final del gas?
b) Si la densidad inicial del CO₂ es 1.8 g/lit., cuál será la densidad en el estado final?

Datos:

$$V_1 = 10 \text{ lit.}$$

$$T_1 = 27^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 177^\circ\text{C}$$

$$V_2 = ?$$

Fórmulas:

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

PROBLEMA RESUELTO

- Conversiones:

$$T_1 = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$T_2 = 177^\circ\text{C} + 273 = 450 \text{ K}$$

Despeje:

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

Sustitución:

$$V_2 = \frac{10 \text{ lit.} \times 450 \cancel{\text{K}}}{300 \cancel{\text{K}}}$$

Resultado:

$$V_2 = 15 \text{ lit.}$$

- b) Determinamos la masa del gas, despejando de la fórmula de

densidad: $D = \frac{m}{v}$

Densidad de un gas

$$m = d \times v$$

Sustitución:

$$m = 1.8 \text{ g} \times \frac{10 \text{ lit.}}{\text{lit.}}$$

Resultado:

$$m = 18 \text{ g}$$

Se determina la densidad final del gas:

$$D_2 = \frac{m}{v_2}$$

$$D = \frac{18 \text{ g}}{15 \text{ lit.}}$$

$$D = 1.2 \text{ g/lit.}$$

PROBLEMA RESUELTO

- Un gas tiene una densidad de 1.76 g/litro a PTE. ¿Cuál es la densidad del gas a 400°C y 1.2 atm. de presión?

Datos:

$$D = 1.76 \text{ g/litro}$$

$$m = 1.76 \text{ g}$$

$$V_1 = 1 \text{ Litro}$$

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

$$T_1 = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$D_2 = ?$$

$$T_2 = 400^\circ\text{C} + 273 = 673 \text{ K}$$

$$P = 1.2 \text{ atm}$$

$$V_2 = ?$$

Fórmulas

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

$$D = \frac{m}{v}$$

Para determinar la densidad final del gas se requiere despejar su volumen final V_2 .

Problema resuelto

- Se despeja el V_2 :

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

Sustitución:

$$V_2 = \frac{1 \text{ litro} \times 1 \text{ atm} \times 673 \text{ K}}{273 \text{ K} \times 1.2 \text{ atm}} = 2.05 \text{ litros}$$

Se determina la densidad final del gas, D_2 :

$$D_2 = \frac{1.76 \text{ g}}{2.05 \text{ litros}} \quad D_2 = 0.86 \text{ g/litros}$$

Nota: se ocupó el valor inicial de la masa, ya que la masa de un gas no cambia, pero el volumen sí.

Problema resuelto

- Una muestra de gas de 1.237 g de un líquido ocupa un volumen de 300 ml cuando se vaporiza y el vapor se mantiene a 780 torr de presión y 100 °C. ¿Cuál es el núm. de g/mol de la sustancia ?

Datos:

Peso = 1.237 g

$V_1 = 300$ ml

$P_1 = 780$ torr

$T_1 = 100$ °C

PM en g/mol = ?

$R = 0.0821$ Lit. atm

K.mol

Fórmula

$PV = nRT$

Despeje:

$n = \frac{PV}{RT}$

PROBLEMA RESUELTO

- Conversiones:

$$780 \cancel{\text{ torr}} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \cancel{\text{ torr}}} = 1.026 \text{ atm}$$

$$100 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 373 \text{ K}$$

Sustitución:

$$n = \frac{1.026 \cancel{\text{ atm}} \times 0.3 \cancel{\text{ lit.}}}{0.0821 \frac{\cancel{\text{ lit. atm}}}{\cancel{\text{ K. mol}}} \times 373 \cancel{\text{ K}}} \quad n = 0.01 \text{ mol}$$

Problema resuelto

- De la fórmula $n = \frac{\text{Peso}}{\text{PM}}$

Se despeja el Peso molecular

$$\text{PM} = \frac{\text{Peso}}{n}$$

Sustitución:

$$\text{PM} = \frac{1.237 \text{ g}}{0.01 \text{ mol}}$$

Resultado:

$$\text{PM} = 123.7 \text{ g/mol}$$

Ley de Dalton de las Presiones Parciales

- En los experimentos con frecuencia se utilizan mezclas de gases. 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. En 1801, Dalton formuló una ley que se conoce como ley de Dalton de las presiones parciales, la cual 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.
- En general, la presión total de una mezcla de gases está dada por:

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

Donde:

P_1, P_2, P_3 son las presiones parciales de los componentes 1,2,3

LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES

- En una mezcla de gases A y B, la presión total P_T es el resultado de las colisiones de ambos tipos de moléculas A y B, con las paredes del recipiente. Por tanto, de acuerdo a la ley de Dalton:

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

Donde n es el número total de moles de los gases presentes. Para una mezcla de gases la presión total depende del número total de moles de gas presente.

Presiones parciales

- Para relacionar la presión parcial con la presión total se considera la mezcla de dos gases A y B, dividiendo P_A entre P_T se obtiene:

$$\frac{P_A}{P_T} = \frac{n_A RT / V}{(n_A + n_B) RT / V}$$

$$= \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

$$= X_A$$

Donde

X_A se denomina fracción molar del gas

FRACCIÓN MOLAR DE UN GAS

- La fracción molar de un gas es una cantidad adimensional que expresa la relación del número de moles de un componente con el número de moles de todos los componentes presentes. Su valor siempre es menor que 1.
- La presión parcial de A se puede expresar como:

$$P_A = X_A P_T$$

Para B:

$$P_B = X_B P_T$$

La suma de las fracciones molares de los gases debe ser igual a la unidad.

Problema resuelto

- Una mezcla de gases contiene 0.31 moles de CH_4 metano, 0.25 moles de C_2H_6 etano y 0.29 moles de C_3H_8 propano. La presión total es de 1.5 atm. Calcular las presiones parciales de los gases.
- Se determina la fracción molar de cada gas.

$$X_{\text{CH}_4} = \frac{0,31 \text{ moles de CH}_4}{0.31 \text{ moles de CH}_4 + 0.25 \text{ moles de C}_2\text{H}_6 + 0.29 \text{ moles de C}_3\text{H}_8} = \frac{0.31 \text{ moles}}{0.85 \text{ moles}}$$

$$X_{\text{CH}_4} = 0.36$$

$$X_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{0.25 \text{ moles de C}_2\text{H}_6}{0.31 \text{ moles de CH}_4 + 0.25 \text{ moles de C}_2\text{H}_6 + 0.29 \text{ moles de C}_3\text{H}_8} = \frac{0.25 \text{ moles}}{0.85 \text{ moles}}$$

$$X_{\text{C}_3\text{H}_8} = 0.2941$$

Problema resuelto

$$X_{C_3H_8} = \frac{0.29 \text{ moles de } C_3H_8 \text{ propano}}{0.31 \text{ moles de } CH_4 + 0.25 \text{ moles de } C_2H_6 + 0.29 \text{ moles de } C_3H_8} = \frac{0.29 \text{ mol}}{0.85 \text{ mol}}$$

$$X_{C_3H_8} = 0.341176$$

Se determinan las presiones parciales de los gases:

$$P_A = X_A \times P_T$$

$$X_{\text{METANO}} = 0.36 \quad X \quad 1.5 \text{ atm} = 0.54 \text{ atm}$$

$$X_{\text{ETANO}} = 0.2941 \quad X \quad 1.5 \text{ atm} = 0.4411 \text{ atm}$$

$$X_{\text{PROPANO}} = 0.34 \quad X \quad 1.5 \text{ atm} = 0.51 \text{ atm}$$

$$\frac{0.54 \text{ atm} + 0.4411 \text{ atm} + 0.51 \text{ atm}}{1.49 \text{ atm}} \approx 1.5 \text{ atm}$$

Problema propuesto

- Una mezcla de gases contiene 4.46 moles de Ne neón, 0.74 moles de Ar argón y 2.15 moles de Xe xenón. Calcular las presiones parciales de los gases si la presión total es de 2 atm.

Solución: Se determina la fracción molar de cada gas:

$$X_{\text{Ne}} = \frac{4.46 \text{ moles}_{\text{Ne}}}{4.46 \text{ moles}_{\text{Ne}} + 0.74 \text{ moles}_{\text{Ar}} + 2.15 \text{ moles}_{\text{Xe}}} = \frac{4.46 \text{ moles}}{7.35 \text{ moles}} = 0.6068$$

$$X_{\text{Ar}} = \frac{0.74 \text{ moles}_{\text{Ar}}}{4.46 \text{ moles}_{\text{Ne}} + 0.74 \text{ moles}_{\text{Ar}} + 2.15 \text{ moles}_{\text{Xe}}} = \frac{0.74 \text{ moles}}{7.35 \text{ moles}} = 0.10068$$

$$X_{\text{Xe}} = \frac{2.15 \text{ moles}_{\text{Xe}}}{4.46 \text{ moles}_{\text{Ne}} + 0.74 \text{ moles}_{\text{Ar}} + 2.15 \text{ moles}_{\text{Xe}}} = \frac{2.15 \text{ moles}}{7.35 \text{ moles}} = 0.2925$$

Problema resuelto

$$P_{\text{Ne}} = X_{\text{Ne}} P_{\text{T}}$$

- Se determinan las presiones parciales de los gases:

$$P_{\text{Ne}} = 0.6068 \times 2 \text{ atm} = 1.2136 \text{ atm}$$

Del mismo modo:

$$P_{\text{Ar}} = 0.10068 \times 2 \text{ atm} = 0.20136 \text{ atm}$$

$$P_{\text{xe}} = 0.2925 \times 2 \text{ atm} = 0.585 \text{ atm}$$

La suma de las presiones parciales de los gases es igual a 2 atm.

Problema resuelto

- Calcular la densidad del CO₂ en g/litro a 752 mmHg y 58 °C.

Datos: Fórmula

$$D= ? \qquad D= \frac{m}{V}$$

$$P= 752 \text{ mmHg} \qquad V$$

$$T= 58^\circ\text{C}$$

$$V= ?$$

Conversiones:

La presión en mmHg se convierte a atmósferas:

$$\frac{752 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \times \frac{1 \text{ atm}}{1} = 0.9894 \text{ atm} = 0.99 \text{ atm}$$

- La temperatura se convierte a K:

$$58^\circ\text{C} + 273 = 331 \text{ K}$$

Problema resuelto

De la fórmula de densidad sabemos que se requiere conocer el volumen que ocupa el CO_2 , con los datos que se tienen se aplica la ecuación del gas ideal. Se considera un mol de gas:

$$PV = nRT$$

Se despeja el volumen: $V = \frac{nRT}{P}$

Sustitución: $V = \frac{1 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ K} \cdot \text{mol} \times 331 \text{ K}}{0.99 \text{ atm}}$ $V = 27.45 \text{ litros}$

Se determina el peso molecular del CO_2 :

Pesos atómicos: C=12 uma, O= 16 uma

$$\text{C} = 12 \text{ uma} \times 1 = 12 \text{ uma}$$

$$\text{O} = 16 \text{ uma} \times 2 = \frac{32 \text{ uma}}{44 \text{ uma}}$$

Problema resuelto

- Se aplica la fórmula de densidad:

$$D = \frac{m}{v}$$

Sustitución:

$$D = \frac{44 \text{ g}}{27.45 \text{ litros}} = 1.6 \text{ g/litros}$$

PROBLEMA PROPUESTO

- Un gas tiene una densidad de 1.76 g/l a PTE. ¿Cuál es la densidad de este gas a 400°C y 1.200 atm de presión?

Datos:

$$D_1 = 1.76 \text{ g/litro}$$

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

$$T_1 = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$D_2 = ?$$

$$T_2 = 400^\circ\text{C} + 273 = 673 \text{ K}$$

$$P_2 = 1.2 \text{ atm}$$

Problema resuelto

- Para determinar la densidad necesitamos conocer el volumen, el cual despejaremos de la fórmula.

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

Sustitución:

$$V_2 = \frac{1 \text{ atm} \times 1 \text{ litro} \times 673 \text{ }^\circ\text{K}}{273 \text{ }^\circ\text{K} \times 1.2 \text{ atm}} \quad V = 2.054 \text{ litros}$$

Nota: de la densidad 1.76 g/litro, se tomó el volumen de un litro.

Problema resuelto

- Aplicamos la fórmula de densidad:

$$D = \frac{m}{v}$$

Se sustituyen los valores conocidos en la fórmula:

$$D = \frac{1.76 \text{ g}}{2.054 \text{ litros}}$$

$$D = 0.86 \text{ g/litro}$$

Nota: La masa de un gas no cambia, aunque cambien la temperatura y la presión, lo que sí cambia es el volumen. Por esta razón se tomó el valor 1.76 g como la masa del gas.

Problema resuelto

- Una muestra de 1.237 g de un líquido ocupa un volumen de 300 ml cuando se vaporiza y el vapor se mantiene a 780 torr de presión y 100°C. ¿Cuál es el número de g/mol de la sustancia?

Datos:

Peso = 1.237 g

V= 300 ml

P= 780 torr

T= 100 °C

Peso molecular en g/mol=?

Fórmula

$PV = nRT$

Problema resuelto

- Conversión de unidades:

$$780 \cancel{\text{ torr}} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \cancel{\text{ torr}}} = 1.026 \text{ atm}$$

- De la fórmula de gas ideal despejamos el número de moles:

$n = \frac{PV}{RT}$, se sustituyen los valores conocidos en la fórmula:

$$n = \frac{1.026 \text{ atm} \times 0.3 \text{ litros}}{0.0821 \frac{\text{lt. atm}}{\text{°K.mol}} \times 373 \text{ °K}} \quad n = 0.01 \text{ mol}$$

Problemas propuestos

- De la fórmula de número de moles despejamos el peso molecular:

$$n = \frac{\text{Peso en gramos}}{\text{Peso molecular en g/mol}}$$

Peso molecular en g/mol

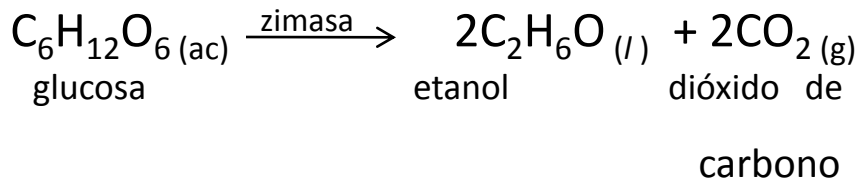
$$\text{Peso molecular} = \frac{\text{Peso en gramos}}{n}$$

Se sustituyen los valores conocidos en la fórmula:

$$\text{Peso molecular} = \frac{1.237 \text{ g}}{0.01 \text{ mol}} \quad \text{Peso molecular} = 123.7 \text{ g/mol}$$

FERMENTACIÓN

- La palabra fermentación proviene del latín fervere: hervir. Se dio este nombre debido a que durante el proceso de fermentación de la glucosa se libera dióxido de carbono gaseoso, el cual forma burbujas que dan la apariencia de que la solución hirviera. Además del CO₂ se forma etanol.



Fermentación

Problemas resueltos

- EL CO_2 liberado durante la fermentación de la glucosa tiene un volumen de 0.78 L a 20.1°C y 1 atm. de presión. ¿Cuál será el volumen del gas a la temperatura de fermentación 36.5°C y 1 atm. de presión?

Datos

$$V_1 = 0.78 \text{ L}$$

$$T_1 = 20.1^\circ\text{C}$$

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

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = 36.5^\circ\text{C}$$

Fórmula

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

Despeje

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

Conversiones:

$$20.1^\circ\text{C} + 273 = 293.1 \text{ K}$$

$$36.5^\circ\text{C} + 273 = 309.5 \text{ K}$$

Problema resuelto

Sustitución:

$$v_2 = \frac{0.78 \text{ L} \times 309.5 \text{ }^\circ\text{K}}{293.1} = 0.82 \text{ L}$$

Comentarios:

Debido a que la temperatura aumentó el volumen del gas también.

Problema resuelto

- A 741 torr y 44 °C, 7.10 g de un gas ocupan un volumen de 5.40 L ¿cuál será la masa molar del gas?

Datos

Fórmula

Peso = 7.10 g

PV= nRT

P= 741 torr

V= 5.40 L

Conversiones:

T= 44 °C

$741 \text{ torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 0.975 \text{ atm}$

R= 0.0821 lt. Atm

760 torr

K. mol

Peso molecular= ?

$44^\circ\text{C} + 273 = 317 \text{ K}$

Problema resuelto

- Se determina el número de moles del gas:

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Sustitución:

$$n = \frac{0.975 \text{ atm} \times 5.40 \text{ lit.}}{0.0821 \frac{\text{lit. atm}}{\text{K. mol}} \times 317 \text{ K}} \quad n = 0.205$$

De la fórmula $n = \frac{\text{Peso en g}}{\text{Peso molecular}}$ se determina el peso molecular del gas

Despeje:

$$\text{Peso molecular} = \frac{\text{Peso en g}}{n}$$

Sustitución:

$$\text{Peso molecular} = \frac{7.10 \text{ g}}{0.2 \text{ mol}} = 35.5 \text{ g/mol}$$

Problema resuelto

- Calcular la densidad del HBr bromuro de hidrógeno gaseoso en g/litro a 733 mmHg y 46 °C

- Datos Fórmula

D= ? PV = n RT

P= 733 mmHg Conversiones:

T= 46 °C $733 \cancel{\text{ mmHg}} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \cancel{\text{ mmHg}}} = 0.964 \text{ atm}$

Conversión de temperatura:

$$46 \text{ °C} + 273 = 319 \text{ K}$$

Solución:

La fórmula de densidad $D = \frac{m}{v}$ requiere del volumen, por lo que se despeja de la fórmula de gas ideal:

Problema resuelto

• Despeje:

$$V = \frac{n RT}{P}$$

Sustitución:

$$V = \frac{1 \text{ mol} \times 0.0821 \frac{\text{lt.atm}}{\text{K.mol}} \times 319 \text{ K}}{0.964 \text{ atm}}$$
$$V = 27.168 \text{ litros}$$

Se determina la densidad del HBr gaseoso: Se requiere el valor de la masa de este compuesto de acuerdo a la fórmula:

$$d = \frac{m}{v}, \text{ por lo que se considera la masa de un mol de HBr:}$$

Problema resuelto

- Se determina la masa molar del HBr a partir de sus pesos atómicos:

H= 1 uma , Br= 79.9 uma

$$H= 1 \text{ uma} \times 1 = 1.0 \text{ uma}$$

$$Br= 79.9 \text{ uma} \times 1 = \underline{79.9 \text{ uma}}$$

$$80.9 \text{ uma}$$

Este valor se convierte a g/mol

Densidad $D = \frac{\text{masa}}{v}$

Sustitución:

$$D = \frac{80.9 \text{ g}}{27.168 \text{ litros}}$$

Resultado:

$$D = 2.98 \text{ g/Litro}$$

Problemas resueltos

- Calcular la densidad del gas cloro Cl_2 en CN

Datos:

masa de un mol de $\text{Cl}_2 = ?$

$V = 22.4$ litros

Fórmula

$$D = \frac{m}{v}$$

v

La masa de un mol de Cl_2 se determina a partir del peso atómico del Cl = 35.5 uma

$$\text{Cl}_2 = 35.5 \text{ uma} \times 2 = 71 \text{ uma}$$

Sustitución:

$$D = \frac{71 \text{ g}}{22.4 \text{ litros}}$$

Resultado:

$$D = 3.17 \text{ g/litros}$$

PROBLEMA RESUELTO

- Cuántas moles de gas son necesarias para llenar un matraz de 500 ml a 25°C y una presión de 758 torr.

n=?

Fórmula

V= 500 ml= 0.5 Lit.

PV= nRT

T= 25°C + 273= 298 K

P= 758 torr

Despeje:

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Conversiones :

$$758 \cancel{\text{ torr}} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \cancel{\text{ torr}}} = 0.99 \text{ atm}$$

Problema resuelto

- Sustitución:

$$n = \frac{0.99 \text{ atm} \times 0.5 \text{ lit}}{0.08205 \frac{\text{lt.atm}}{\text{°K.mol}} \times 298 \text{ K}} \quad n = 0.0202 \text{ mol}$$

Problema resuelto

- Dado que 6.9 moles del gas monóxido de carbono CO están presentes en un recipiente con un volumen de 30.4 L. ¿Cuál es la presión del gas en atm. , si la temperatura es de 62°C.

Datos:

$n = 6.9$ moles

$V = 30.4$ L

$P = ?$

$T = 62$ °C

$R = 0.0821$ lt.atm

K.mol

Fórmula

$PV = nRT$

Despeje:

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

V

Problema resuelto

- Conversiones:

$$62\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 335\text{ K}$$

Sustitución:

$$P = \frac{6.9 \text{ moles} \times 335 \text{ K} \times 0.0821 \frac{\text{lt.atm}}{\text{K.mol}}}{30.4 \text{ L}}$$

Resultado:

$$P = 6.2 \text{ atm}$$

PROBLEMA RESUELTO

- ¿Cuál será la presión total de una mezcla de gases si se encuentran 0.532 moles de N_2 y 0.068 moles de O_2 , si la mezcla ocupa un volumen de 11.20 litros a 273 K?

Datos:

$$P_T = ?$$

$$n_{\text{TOTALES}} = 0.6000 \text{ moles totales}$$

$$R = 0.08205 \text{ lt. atm}$$

$$\text{K.mol}$$

$$V = 11.20 \text{ litros}$$

$$T = 273 \text{ K}$$

Fórmula

$$PV = nRT$$

Se suman los moles de cada gas:

$$0.532 \text{ mol de } N_2$$

$$\underline{0.068 \text{ mol de } O_2}$$

$$0.600 \text{ moles totales}$$

Problema resuelto

Se despeja la incógnita:

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

Se sustituyen los valores conocidos en la fórmula:

$$P = \frac{0.6 \text{ mol} \times 0.08205 \frac{\text{Lt. atm}}{\text{K.mol}} \times 273 \text{ K}}{11.20 \text{ litros}}$$

$$P = 1.2 \text{ atm}$$

Ley de Dalton

- En 1801, Dalton formuló la ley de las presiones parciales, la cual 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.
- La presión total de una mezcla de gases está dada por:

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

Problema resuelto

- Una muestra de amoníaco gaseoso se descompone completamente en N_2 e H_2 gaseosos sobre lana de hierro caliente. Si la presión total es de 866 mmHg. Calcular las presiones parciales de N_2 e H_2 :

Reacción:



De acuerdo a la reacción se obtiene un mol de nitrógeno N_2 y tres moles de hidrógeno H_2 (cuatro moles en total), con estos datos se obtiene la fracción molar de cada gas:

$$X_{\text{NITRÓGENO}} = \frac{\text{Número de moles de } N_2}{\text{Número de moles total}} = \frac{1 \text{ mol}}{4 \text{ moles}} = 0.25$$

Problemas resueltos

Fracción molar del hidrógeno:

$$X_{\text{HIDRÓGENO}} = \frac{3 \text{ moles de H}_2}{4 \text{ moles totales}} = 0.75$$

Se determinan las presiones parciales de cada gas:

$$P_{\text{GAS}} = \text{Fracción molar de cada gas} \times \text{Presión total}$$

$$P_{\text{NITRÓGENO}} = 0.25 \times 866 \text{ mmHg} = 216.5 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{HIDRÓGENO}} = 0.75 \times 866 \text{ mmHg} = \frac{649.5 \text{ mmHg}}{866.0 \text{ mmHg}}$$

De acuerdo a la ley de Dalton: la suma de las presiones parciales de cada gas es igual a la presión total del gas.

Ejercicios

- Una cierta masa de gas ideal sufre una transformación isobárica (presión constante), completa la siguiente tabla:

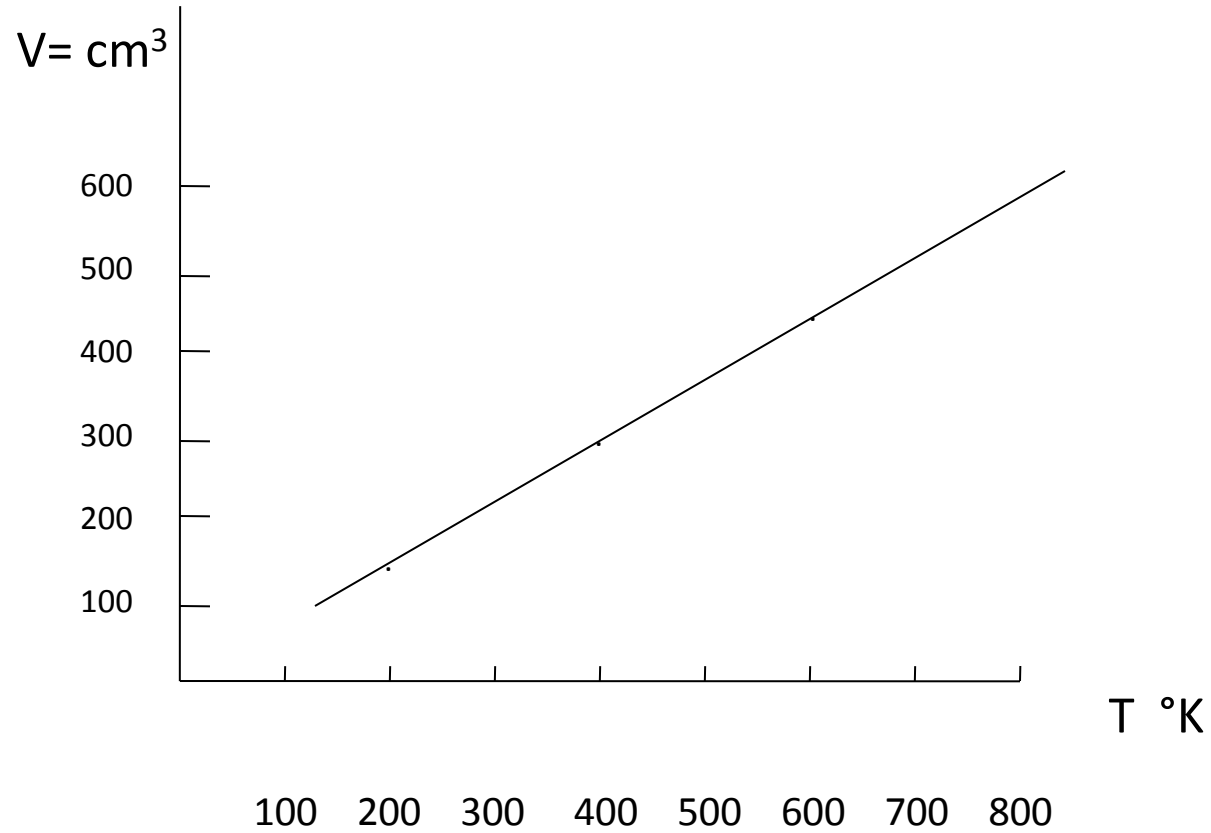
Estado	t °C	T °K	V cm ³
I	-73		150
II	127		
III	327		
IV	527		

Con los resultados elabora una gráfica: volumen vs. tiempo.

RESPUESTAS

ESTADO	t °C	T °K	V cm ³
I	-73	200	150
II	127	400	300
III	327	600	450
IV	527	800	600

Respuestas



Ejercicios

- Una cierta masa de gas ideal sufre una transformación isotérmica. Recordando la ley de Boyle, completa la tabla.

Estado	P atm	V litros	DENSIDAD g/lit.
I	0.5	12	2 g/litro
II	1.0	6	
III	1.5	4	
IV	2.0	3	

Respuestas

Estado	P atm	V litros	DENSIDAD
I	0.5	12	2 g/l
II	1	6	4 g/l
III	1.5	4	6 g/l
IV	2	3	8 g/l

Nota: Recordar que la masa de un gas no cambia, el volumen y la densidad sí pueden cambiar al cambiar la presión o la temperatura. Si el volumen de un gas aumenta disminuye su densidad, se hace más ligero.

Respuestas

Si se sabe la densidad del gas en el estado I y se conoce su volumen, se puede despejar la masa de la fórmula de densidad.

$$d_1 = \frac{m}{v} \quad m = d \times v \quad m = \frac{2 \text{ g}}{\text{lit.}} \times 12 \text{ lit.} = 24 \text{ g/lit.}$$

Como la masa de un gas no cambia se puede utilizar el valor de la masa para calcular la densidad del gas en los demás estados.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL

Propiedades de los gases:

- **Objetivo:** que el estudiante comprenda y compruebe las propiedades de los gases, así como que desarrolle la competencia disciplinar:
Contrasta los resultados obtenidos en una investigación o experimento con hipótesis previas y comunica sus conclusiones.

Material:

1 globo

1 baño de hielo (un recipiente con hielo, puede ser una bandeja pequeña o un vaso de precipitados de 1 litro aprox. con hielo).

1 baño María (puede ser una bandeja metálica pequeña con agua hirviendo)

1 botella de plástico de 250 ml

Actividad experimental

- Inflar ligeramente un globo y colocarlo en la boca de una botella.
- Introducir la botella en un baño de agua caliente y observar.
- Después de unos minutos introducir la botella en un baño de hielo y observar el globo.
- Escribir conclusiones.

Bibliografía

- Química
Chang, Raymond
McGraw-Hill
2002
- Fundamentos de Química
Hein, Morris. Arena, Susan.
Thomson Learning
2003
- Fundamentos de Química General
Garzón, Guillermo.
McGraw-Hill
1993

Bibliografía

- Física General
Alvarenga, Beatriz. Máximo, Antonio.
Editorial Harla