 JUNTA DE EXTREMADURA Consejería de Educación	Física y Química · 1º Bachillerato LOMCE	FyQ 1
IES de Castuera	Bloque 2 · Aspectos Cuantitativos de la Química	2015 2016
	Unidad Didáctica 1 Las Leyes Ponderales y Las Leyes de los Gases Ideales	Rev 01

1.1 Las Leyes Ponderales y Volumétricas

- 1.1.1 La Ley de Conservación de la Masa
- 1.1.2 La Ley de las Proporciones Definidas
- 1.1.3 La Ley de las Proporciones Múltiples
- 1.1.4 La Ley de los Volúmenes de Combinación

1.2 La Teoría Atómica de Dalton

1.3 La Unidad de Cantidad de Sustancia Química. El Mol

1.4 Las Leyes de los Gases Ideales

- 1.4.1 Magnitudes Características de un Gas
- 1.4.2 Ley de Boyle-Mariotte
- 1.4.3 Ley de Charles
- 1.4.4 Ley de Gay-Lussac
- 1.4.5 Ecuación General de los Gases Ideales. Ecuación de Clapeyron
- 1.4.6 Ecuación de Estado de los Gases Ideales

1.5 La Hipótesis de Avogadro

1.6 Presión Parcial de un Gas en una Mezcla. Ley de Dalton

1.7 Determinación de Fórmulas Empíricas y Fórmulas Moleculares

- 1.7.1 Procedimiento para Determinar la Fórmula Empírica a Partir de la Composición Centesimal
- 1.7.2 Procedimiento para Determinar la Fórmula Molecular conocida la Masa Molecular

1.1 | Las Leyes Ponderales y Volumétricas

Las leyes ponderales son leyes químicas que establecen relaciones entre las masas de las sustancias que intervienen en una reacción química.

1.1.1 | Ley de Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier



Antoine Lavoisier (1.743-1.794)

En toda reacción química, la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos de la reacción.

1.1.2 | Ley de las Proporciones Definidas o Ley de Proust



Louis Proust (1.754-1.826)

Cuando dos o más elementos químicos se combinan para generar un determinado compuesto, lo hacen siempre con la misma relación de masas.

Ejercicio 1 | Se sabe que 4,0 g de azufre reaccionan con 7,0 g de hierro, formando 11,0 g de sulfuro de hierro (II). Determinar:

- Los gramos de azufre que reaccionarán con 1,0 g de hierro.
- Los gramos de azufre y los gramos de hierro que se obtendrán al descomponer 20,0 de sulfuro de hierro (II).

Solución. a) 0,57 g de azufre | b) 7,3 g de azufre y 12,7 g de hierro

Ejercicio 2 | ¿Cuántos gramos de plata pueden obtenerse a partir de 50 g de nitrato de plata (AgNO_3)?

Solución. 31,8 g de plata

Ejercicio 3 | Cuando se analizan dos óxidos de calcio se obtienen los siguientes resultados: el primer óxido contiene 2,35 g de calcio y 0,94 g de oxígeno; el segundo óxido contiene 3,525 g de calcio y 1,41 g de oxígeno. Comprobar si se verifica la Ley de las Proporciones Definidas.

Solución. Sí se verifica, la relación entre las masas de calcio y oxígeno en ambos óxidos es de 2,5

Ejercicio 4 | Una masa de 3,962 g de aluminio forma, por oxidación, 101,96 g de óxido de aluminio. Calcula la cantidad de oxígeno que se necesita para oxidar completamente 100 g de aluminio.

Solución. 88,848 g de oxígeno

1.1.3 | Ley de las Proporciones Múltiples o Ley de Dalton



John Dalton (1.766-1.844)

Si una cantidad fija de un elemento químico reacciona con masas distintas de otro elemento químico, para formar compuestos diferentes, entonces las masas de ese otro elemento mantienen entre sí una relación de números enteros sencillos.

Ejercicio 5 | El hierro y el oxígeno pueden formar dos óxidos diferentes. Uno de ellos está compuesto por un 77,73% de hierro y un 22,27% de oxígeno. El otro óxido contiene un 69,94% de hierro y un 30,06% de oxígeno. Comprobar que se cumple la Ley de las Proporciones Múltiples.

Solución. Sí se verifica. La relación entre las masas de hierro en los dos óxidos es 3:2

Ejercicio 6 | El carbono y el oxígeno pueden unirse para generar monóxido de carbono y dióxido de carbono. En el primer óxido reaccionan 12 g de carbono con 16 g de oxígeno. En el segundo óxido reaccionan 12 g de carbono con 32 g de oxígeno. Comprobar si se verifica la Ley de las Proporciones Múltiples.

Solución. Sí se verifica. La relación entre las masas de carbono en los dos óxidos es 2:1

Ejercicio 7 | 7 g de estaño se combinan con 8,37 g de cloro para obtener un cloruro de estaño. En condiciones diferentes, 10 g de estaño se combinan con 5,98 g de cloro para obtener un cloruro de estaño diferente. Determinar si se cumple la Ley de las Proporciones Múltiples.

Solución. Sí se cumple. La relación entre las masas de estaño en los dos cloruros es 1:2

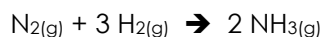
1.1.4 Ley de los Volúmenes de Combinación o Ley de Gay-Lussac



Louis Gay-Lussac (1.778-1.850)

Los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción química están en una relación sencilla de números enteros.

Ejercicio 8 | El nitrógeno y el hidrógeno se combinan para generar amoníaco según la reacción:



Determinar cuántos litros de hidrógeno reaccionarán con 2 L de nitrógeno y cuántos litros de amoníaco se producirán.

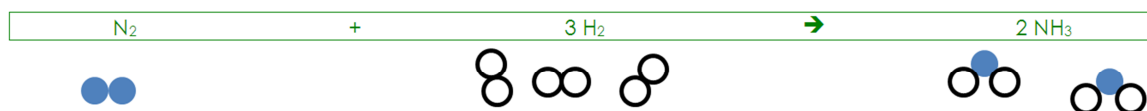
Solución. Se necesitan 6 L de nitrógeno y se producen 4 L de amoníaco.

1.2 | La Teoría Atómica de Dalton

Las leyes ponderales son leyes de carácter experimental, es decir, se establecieron para justificar y predecir los resultados obtenidos en los experimentos de laboratorio, pero carecían de una teoría que las fundamenta y las explique de forma razonada. John Dalton fue el primero en establecer una serie de hipótesis acerca de la naturaleza de la materia, conocidas con el nombre de Teoría Atómica de Dalton.

Las hipótesis de la Teoría Atómica de Dalton son las siguientes:

- La materia está formada por pequeñas partículas indivisibles, llamadas átomos.
- Los átomos de un elemento químico son todos iguales, tienen la misma masa y las mismas propiedades. Los átomos de elementos químicos diferentes son distintos, tienen distinta masa y distintas propiedades.
- Los átomos son inmutables, es decir, un átomo de un elemento químico no puede transformarse en un átomo de otro elemento químico diferente.
- Los compuestos químicos están formados por agrupaciones de átomos. Cuando los átomos se unen para generar compuestos, lo hacen en relaciones numéricas constantes y sencillas.
- En las reacciones químicas, los átomos no se crean ni se destruyen, simplemente se combinan unos con otros de forma diferente.



1.3 | La Unidad de Cantidad de Sustancia Química: el Mol

El mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas "unidades elementales" de dicha sustancia como las que hay en 12 g de carbono, es decir, $6,022 \cdot 10^{23}$ "unidades elementales".

1 mol de moléculas de agua son $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.

1 mol de átomos de aluminio son $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de aluminio.

Este número es conocido como número de Avogadro, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$.

La masa molar (M) es la masa, expresada en gramos, de un mol de átomos o de un mol de moléculas y coincide numéricamente con la masa, expresada en u.m.a., de un átomo o de una molécula, es decir, coincide numéricamente con la masa atómica (M_a) o con la masa molecular (M_m).

La masa atómica del hidrógeno es 1,00797 uma → La masa de un mol de átomos de hidrógeno es 1,00797 gramos

La masa molecular del agua es 18,0153 uma → La masa de un mol de moléculas de agua es 18,0153 gramos

De forma práctica, para calcular el número de moles contenidos en una determinada cantidad de sustancia:

$$n = \frac{\text{masa de sustancia (gramos)}}{\text{Masa molar}} \rightarrow \begin{cases} n = \frac{m}{M_a} \\ n = \frac{m}{M_m} \end{cases}$$

Determinar el número de átomos de oxígeno que hay en 10 gramos de agua.

En primer lugar, se calcula el número de moles de moléculas de agua que hay en 10 gramos:

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{10}{18,0153} = 0,5551 \text{ moles de moléculas de agua}$$

A continuación, se determina el número de moléculas de agua:

$$n^\circ \text{ moléculas} = n \cdot N_A = 0,5551 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 3,34 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de agua}$$

Finalmente, se calcula el número de átomos de oxígeno:

$$n^\circ \text{ átomos} = n^\circ \text{ moléculas} \cdot 1 = 1 \cdot 3,34 \cdot 10^{23} = 3,34 \cdot 10^{23} \text{ átomos de oxígeno}$$

Para sustancias atómicas:

$$N^\circ \text{ átomos} = n \cdot N_{Av}$$

Para sustancias moleculares:

$$N^\circ \text{ moléculas} = n \cdot N_{Av}$$

$$N^\circ \text{ átomos} = N^\circ \text{ moléculas} \cdot \text{Subíndice de fórmula}$$

Ejercicio 9 | Determinar la masa, expresada en gramos, de un mol de ácido clorhídrico (HCl) y de una molécula de HCl.

Solución. La masa de un mol de HCl es 36,5 gramos y la masa de una molécula es $6,06 \cdot 10^{-23}$ gramos

Ejercicio 10 | Calcular la masa, expresada en gramos, de 1 uma, sabiendo que la masa de una molécula de agua es 18 uma.

Solución. 1 uma = $1,66 \cdot 10^{-24}$ gramos

Ejercicio 11 | Si la masa de un átomo de hierro es 56 uma, determinar:

- La masa atómica, expresada en gramos, de un átomo de hierro.
- Cuál de las siguientes cantidades contiene mayor número de átomos de hierro: 56 gramos de hierro, 0,20 moles de hierro, $5 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro.

Solución. La masa atómica del hierro es $9,3 \cdot 10^{-23}$ gramos. Hay mayor número de átomos de hierro en 56 g de hierro.

Ejercicio 12 | La masa de 10 mg de una sustancia pura contiene $2 \cdot 10^{20}$ moléculas de dicha sustancia. Determinar la masa, expresada en gramos, de un mol de dicha sustancia.

Solución. La masa de un mol es 30,1 gramos

Ejercicio 13 | Determinar la masa, expresada en gramos, de un átomo de plomo.

Solución. La masa de un átomo de plomo es $3,44 \cdot 10^{-22}$ gramos

Ejercicio 14 | De una sustancia pura se sabe que la masa de $1,75 \cdot 10^{19}$ moléculas es de 2,73 mg. Determinar la masa, expresada en gramos, de un mol de dicha sustancia.

Solución. La masa de un mol es 93,9 gramos

Ejercicio 15 | Determinar en cuál de las siguientes cantidades hay mayor número de moléculas: 10 gramos de N_2 , 10 gramos de Cl_2 .

Solución. Hay mayor número de moléculas de N_2

Ejercicio 16 | Determinar el número de moles de átomos de carbono que hay en: 36 g de carbono, 12 uma de carbono, $12 \cdot 10^{20}$ átomos de carbono.

Solución. 3 moles de C | $1,66 \cdot 10^{-24}$ moles de C | $1,99 \cdot 10^{-3}$ moles de C

Ejercicio 17 | Determinar la masa atómica del hierro sabiendo que $5 \cdot 10^{22}$ átomos tienen una masa de 4,65 gramos.

Solución. La masa atómica del hierro es 56 uma

1.4 | Las Leyes de los Gases Ideales

1.4.1 | Magnitudes Características de un Gas

Las magnitudes características que permiten estudiar el comportamiento de un gas son las siguientes:

- **Presión (p).** En Química utilizaremos como unidad de presión la atmósfera (atm). Las equivalencias con otras unidades de presión son las siguientes: $1 \text{ atm} = 10^5 \text{ Pa}$ y $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$
- **Volumen (V).** En Química utilizaremos como unidad de volumen el litro (L). Las equivalencias con otras unidades: $1 \text{ L} (1 \text{ dm}^3) = 1.000 \text{ mL} (1.000 \text{ cm}^3)$
- **Temperatura (T).** La unidad de temperatura es el kelvin (K). Las equivalencias con otras unidades: $T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$
- **Cantidad de Sustancia (n).** La unidad de cantidad de sustancia es el mol.

Al estudiar en el laboratorio el comportamiento y las propiedades de los gases, se han establecido una serie de leyes. Un **gas ideal** es un gas que cumple exactamente estas leyes. Los gases ideales no existen, pero supondremos que los **gases reales** se comportan como gases ideales y, por tanto, cumplirán estas leyes, ya que en las condiciones de presión y temperatura con las que se suele trabajar la desviación es pequeña.

1.4.2 | Ley de Boyle-Mariotte

A temperatura constante, el volumen que ocupa un gas es inversamente proporcional a la presión a la que está sometido.

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

1.4.3 | Ley de Charles

A presión constante, el volumen que ocupa un gas es directamente proporcional a la temperatura a la que se encuentra.

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

1.4.4 | Ley de Gay-Lussac

A volumen constante, la presión ejercida por un gas es directamente proporcional a la temperatura a la que se encuentra.

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

1.4.5 | Ecuación General de los Gases Ideales. Ecuación de Clapeyron

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

Cuando un gas ideal se encuentra en una situación inicial (1) y mediante alguna transformación se le lleva a una situación final (2), la ecuación de Clapeyron permite determinar las magnitudes desconocidas en alguna de estas situaciones.

Ejemplo

En un depósito de 10 L, un gas ejerce una presión de 2 atm, a una temperatura de 20 °C. Determinar la presión que ejercerá si se traslada a un depósito de 50 L, que se encuentra a 30 °C.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{2 \cdot 10}{(20 + 273)} = \frac{P_2 \cdot 50}{(30 + 273)} \rightarrow p_2 = 0,41 \text{ atm}$$

1.4.6 | Ecuación de Estado de los Gases Ideales

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Número de moles

Constante de los gases ideales

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{K}\cdot\text{mol}$$

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

Ejemplo

Calcular la presión que ejercerán 50 g de metano (CH₄), a 30 °C de temperatura, en un recipiente de 40 L.

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow p \cdot 40 = \frac{50}{16} \cdot 0,082 \cdot (30 + 273) \rightarrow p = 1,94 \text{ atm}$$

Ejercicio 18 | Se traslada helio, a 25 °C y 0,5 atm, de un depósito de 200 L a otro depósito de 500 L, que se encuentra a una temperatura de 45 °C. Determinar la presión que ejercerá en el segundo depósito.

Solución. Ejercerá una presión de 0,21 atm

Ejercicio 19 | A 75 °C y 0,42 atm de presión, una masa de 18,16 g de un gas ocupa un volumen de 5,3 L. Calcula la masa molecular del gas.

Solución. La masa molecular del gas es 232,9 g/mol

1.5 La Hipótesis de Avogadro



Amadeo Avogadro (1.776-1.856)

“En las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de partículas (moléculas)”.

Existen unas condiciones especiales de presión y temperatura, conocidas con el nombre de **condiciones normales**. En condiciones normales (c.n.) la presión es de 1 atm y la temperatura 273 K.

En condiciones normales, 1 mol de cualquier gas ocupa 22,4 litros y contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas*.

Ejercicio 20 | Disponemos de 200 L de metano (CH_4) en condiciones normales. ¿Cuántos moles y cuántas moléculas de metano están contenidos en ese volumen de gas?

Solución. Hay 8,93 moles y $5,37 \cdot 10^{24}$ moléculas de metano

1.6 Presión Parcial de un Gas en una Mezcla. Ley de Dalton

Si en un recipiente disponemos una mezcla de gases, cada uno de los gases ejercerá una determinada presión, denominada **presión parcial** de dicho gas, y la suma de estas presiones parciales será la presión total que ejerce la mezcla de gases.

En una mezcla de gases, la presión parcial de un gas (p_i) puede determinarse así:

$$p_i = X_i \cdot p_{total}$$

X_i es la fracción molar del gas en la mezcla

$$X_i = \frac{n_i}{n_{total}}$$

n_i es el nº de moles del gas en la mezcla

n_{total} es el nº de moles total de gases en la mezcla

$$p_i \cdot V = n_i \cdot R \cdot T$$

n_i es el nº de moles del gas en la mezcla

$$p_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V}$$

La **Ley de Dalton** establece que la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de cada uno de los gases que forman la mezcla.

$$p_{total} = \sum p_i = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$$

Ejemplo

En un recipiente de 5 L, a 25 °C, se introducen 5 g de oxígeno (O₂) y 5 g de dióxido de carbono (CO₂). Determina la presión parcial de cada gas y la presión total que ejerce la mezcla de gases.

Calculamos el número de moles de cada gas:

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{5}{32} = 0,16 \text{ moles de } O_2$$
$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} = \frac{5}{44} = 0,11 \text{ moles de } CO_2$$

Determinamos la fracción molar de cada gas:

$$X_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{total}} = \frac{0,16}{0,16 + 0,11} = 0,59$$
$$X_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n_{total}} = \frac{0,11}{0,16 + 0,11} = 0,41$$

Hallamos la presión parcial de cada gas:

Es necesario calcular, previamente, la presión total

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{p \cdot V = n \cdot R \cdot T}{(0,16 + 0,11) \cdot 0,082 \cdot (25 + 273)} = 1,32 \text{ atm}$$

$$p_{O_2} = X_{O_2} \cdot p_{total} = 0,59 \cdot 1,32 = 0,78 \text{ atm}$$

$$p_{CO_2} = X_{CO_2} \cdot p_{total} = 0,41 \cdot 1,32 = 0,54 \text{ atm}$$

Puede comprobarse que la presión total es igual a la suma de las presiones parciales:

$$p_{total} = p_{O_2} + p_{CO_2} = 0,78 + 0,54 = 1,32 \text{ atm}$$

Calculamos el número de moles de cada gas:

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{5}{32} = 0,16 \text{ moles de } O_2$$
$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} = \frac{5}{44} = 0,11 \text{ moles de } CO_2$$

Determinamos la presión parcial de cada gas:

$$p_{O_2} = \frac{n_{O_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,16 \cdot 0,082 \cdot 298}{5} = 0,78 \text{ atm}$$
$$p_{CO_2} = \frac{n_{CO_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,11 \cdot 0,082 \cdot 298}{5} = 0,54 \text{ atm}$$

La presión total será la suma de las presiones parciales:

$$p_{total} = p_{O_2} + p_{CO_2} = 0,78 + 0,54 = 1,32 \text{ atm}$$

Ejercicio 21 | En un recipiente de 100 L, a 20 °C, se colocan 1 mol de dióxido de carbono, 2 moles de oxígeno y 7 moles de nitrógeno. Determina la presión total y la presión parcial que ejerce cada gas.

Solución. La presión total es de 2,40 atm y las presiones parciales son 0,24 atm, 0,48 atm y 1,68 atm

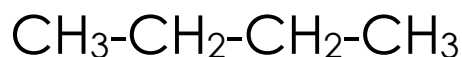
Ejercicio 22 | En un recipiente de 25 L se introducen 36 g de agua y 40 g de etano (C₂H₆) y se calienta hasta 150 °C. Determinar la presión total y la presión parcial ejercida por cada gas.

Solución. La presión total es de 4,6 atm

Ejercicio 23 | En un recipiente se introducen 0,21 moles de nitrógeno, 0,12 moles de hidrógeno y 2,32 moles de amoníaco (NH₃). Si la presión total es de 12,4 atm, determinar la presión parcial de cada uno de los gases.

Solución. Las presiones parciales son 0,98 atm, 0,56 atm y 10,86 atm

1.7 | Determinación de Fórmulas Empíricas y Fórmulas Moleculares



La **fórmula empírica** sólo indica la proporción de átomos en el compuesto.
En el butano, la proporción de átomos de carbono e hidrógeno es 1:4 (Por cada átomo de carbono, hay cuatro átomos de hidrógeno).
La fórmula empírica del butano es C_1H_4 (CH_4)

La **fórmula molecular** indica el número exacto de átomos de cada elemento que hay en una molécula del compuesto.
La fórmula molecular del butano es C_4H_{10}

1.7.1 Procedimiento para Determinar la Fórmula Empírica a Partir de la Composición Centesimal

Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal $\left\{ \begin{array}{l} 9,15\% \text{ de H} \\ 36,32\% \text{ de O} \\ 54,53\% \text{ de C} \end{array} \right.$

Para determinar la fórmula empírica se siguen los siguientes pasos:

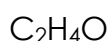
[1] Se halla el número relativo de átomos, dividiendo el porcentaje de cada elemento por su masa atómica:

$\text{H: } \frac{9,15}{1} = 9,15$	$\text{O: } \frac{36,32}{16} = 2,27$	$\text{C: } \frac{54,53}{12} = 4,54$
------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------

[2] Se divide el número relativo de átomos por el número más pequeño obtenido:

$\text{H: } \frac{9,15}{2,27} = 4,03 \sim 4$	$\text{O: } \frac{2,27}{2,27} = 1$	$\text{C: } \frac{4,54}{2,27} = 2$
--	------------------------------------	------------------------------------

[3] Los números obtenidos son los subíndices de la fórmula empírica:



1.7.2 Procedimiento para Determinar la Fórmula Molecular conocida la Masa Molecular

Determinar la fórmula molecular del compuesto anterior sabiendo que la masa molecular es 88.

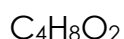
[4] Se halla la masa molecular correspondiente a la fórmula empírica:

$$\text{Mm}(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}) = 2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 44$$

[5] Se divide la masa molecular del compuesto por la masa molecular de la fórmula empírica:

$$\frac{\text{Masa molecular del compuesto}}{\text{Masa molecular de la fórmula empírica}} = \frac{88}{44} = 2$$

[6] La fórmula molecular se obtiene multiplicando los subíndices de la fórmula empírica por el coeficiente entero obtenido en paso anterior:



Ejercicio 24 | Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: C=24,24%, H=4,05% y Cl=71,71%. Calcula su fórmula empírica y su fórmula molecular, sabiendo que 0,942 g de dicho compuesto ocupan un volumen de 213 mL, medidos a 1 atm y 0 °C.

Solución. La fórmula empírica es CH_2Cl y la fórmula molecular es $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$

Ejercicio 25 | El análisis de un compuesto orgánico proporcionó la siguiente composición centesimal: C=40%, H=6,7% y O=53,3%. Sabiendo que la masa molecular del compuesto es 180, determina la fórmula molecular del compuesto.

Solución. La fórmula empírica es CH_2O y la fórmula molecular es $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Ejercicio 26 | La combustión completa de 2,3710 g de carbono genera 8,6880 g de un óxido gaseoso de este elemento. En condiciones normales, 1 L de este óxido pesa 1,9662 g. Determinar la fórmula molecular de este óxido.

Solución. La fórmula empírica es CO_2 y la fórmula molecular es CO_2

Ejercicio 27 | Una sustancia está compuesta por C, H y O. Al quemar 1 g de sustancia se generan 0,9776 g de dióxido de carbono y 0,2001 g de agua. Sabiendo que la masa molecular de la sustancia es 90, determinar su fórmula molecular.

Solución. La fórmula empírica es CHO_2 y la fórmula molecular es $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$

Ejercicio 28 | Al quemar 2,52 g de hidrocarburo, se forman 7,92 g de dióxido de carbono y 3,24 g de vapor de agua. En condiciones normales, la densidad del hidrocarburo gaseoso es de 3,75 g/L. Determinar la fórmula molecular del hidrocarburo.

Solución. La fórmula empírica es CH_2 y la fórmula molecular es C_6H_{12}

Ejercicio 29 | Al quemar una muestra de 0,210 g de hidrocarburo gaseoso, se obtienen 0,660 g de dióxido de carbono. Si, en condiciones normales, la densidad del hidrocarburo es de 1,876 g/L, determinar la fórmula molecular del hidrocarburo.

Solución. La fórmula empírica es CH_2 y la fórmula molecular es C_3H_6

Ejercicio 30 | Un óxido de hierro está formado por un 69,9% de metal y el resto es oxígeno. Calcular la fórmula empírica del óxido y los gramos de óxido que se formarán a partir de 1,65 g de hierro.

Solución. La fórmula empírica es Fe_2O_3 y se formarán 2,36 g de óxido