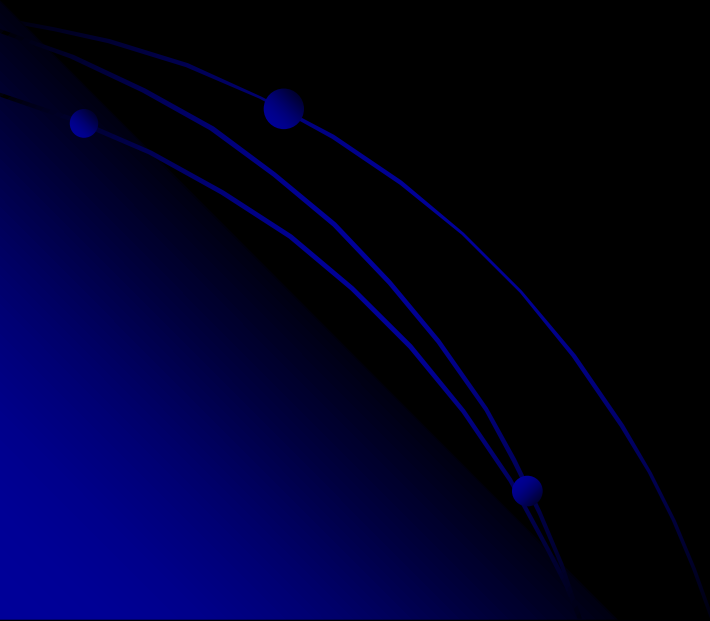


HISTORIA DE LA QUIMICA (parte dos)

Profesor: Johann Chávez Hidalgo

Segunda parte



Masa Molar: Suma de los pesos atómicos de todos los átomos presentes en la molécula.

Ejemplo: Cálculo del Masa Molar del sulfato férrico, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

$$2 \times \text{PA (Fe)} = 2 \times 55,8 = 111,6$$

$$3 \times \text{PA (S)} = 3 \times 32,1 = 96,3$$

$$12 \times \text{PA (O)} = 12 \times 16,0 = 192,0$$

$$\text{Masa Molar} = 399,9 \text{ g/mol}$$

La Composición Porcentual, %:

Es el porcentaje de la masa de cada elemento que está presente en un mol de un compuesto.

Para un Compuesto de Fórmula molecular; $A_aB_bC_c$, donde **a**, **b** y **c** son subíndices, se tendrá:

$$A = \frac{a \times PA_A}{MM_{A_aB_bC_c}} \times 100 \%$$

$$B = \frac{b \times PA_B}{MM_{A_aB_bC_c}} \times 100 \%$$

$$C = \frac{c \times PA_C}{MM_{A_aB_bC_c}} \times 100 \%$$

La Composición Porcentual, %:

Masa Molar y Composición Porcentual del agua, H₂O:

2H	2 x 1.0079 g = 2.0158 g
1O	1 x 15.999 g = 15.999 g
Total	18.0148 g/mol

$$2.0158 \text{ g} \times \frac{100 \%}{18.0148 \text{ g}} = 11.190 \%$$

$$15.999 \text{ g} \times \frac{100 \%}{18.0148 \text{ g}} = 88.810 \%$$

100 %

Ejercicios

Determine la Masa Molar de:



1 Ca	1 x 40.08 g = 40.08 g
2 O	2 x 15.999 g = 31.998 g
2 H	2 x 1.0079 g = 2.0158 g
Total	74.0938 g/mol



1 Mg	1 x 24.312 g = 24.312 g
2 N	2 x 14.006 g = 28.012 g
6 O	6 x 15.999 g = 95.994 g
Total	148.318 g/mol

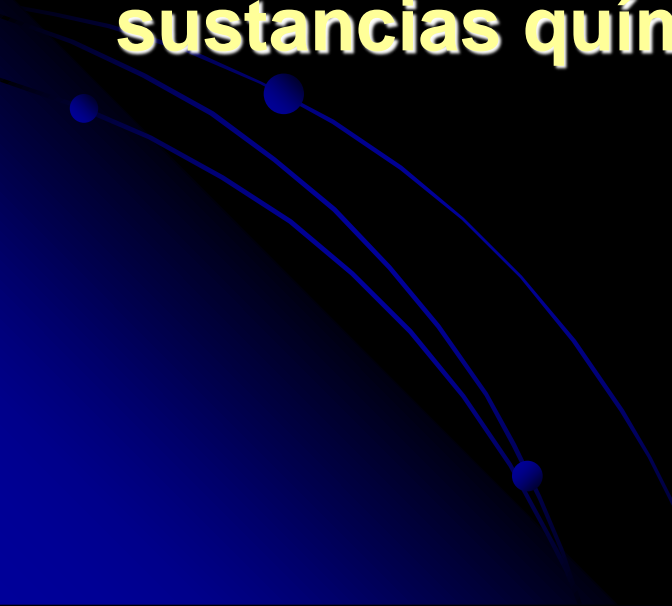
Estequiometría

El término *estequiometría* se emplea para designar el cálculo de las cantidades de las sustancias que participan en las reacciones químicas.

Cuando se conoce la cantidad de una sustancia que toma parte en una reacción química, y se tiene la ecuación química balanceada, se puede establecer las cantidades de los otros reactivos y productos.

Estas cantidades pueden darse en moles, masa (gramos) o volúmenes (litros).

Este tipo de cálculos es muy importante y se utilizan de manera rutinaria en el análisis químico y durante la producción de las sustancias químicas en la industria.

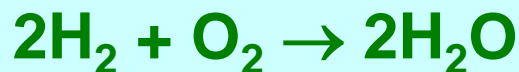


Método de la relación molar

Se conocen varios métodos para resolver problemas estequiométricos, uno es el *método molar* o de la *relación molar*.

La relación molar es una relación entre la cantidad de moles de dos especies cualesquiera que intervengan en una reacción química.

Por ejemplo, en la reacción:



Sólo hay seis relaciones molares que se aplican. Estas son:

$$\frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol O}_2}$$

$$\frac{2 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

$$\frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2}$$

$$\frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

$$\frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol H}_2}$$

$$\frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2}$$

La relación molar es un factor de conversión cuyo fin es convertir, en una reacción química, la cantidad de moles de una sustancia a la cantidad correspondiente de moles de otra sustancia.

Ej.: Calcular la cantidad de moles de H₂O que se pueden obtener a partir de 4.0 mol de O₂

usaremos la relación molar

$$\frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2}$$

$$4.0 \text{ mol } \cancel{\text{O}_2} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{ mol O}_2}} = 8.0 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Cálculos Estequiométricos

A partir de la reacción anterior, en la que reacciona el hidrógeno más oxígeno para formar agua:



¿Cuántos moles y cuántos gramos de H_2O se formarán a partir de 3 moles de H_2 ?

Para responder a esta pregunta, se inicia el procedimiento poniendo la cantidad dada por el problema, es decir 3 moles de H_2 .

Convirtiendo los moles de H₂ en moles de H₂O:

$$3,0 \text{ mol de H}_2 \times \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{O}}{2 \text{ mol de H}_2} = 3,0 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Convirtiendo los moles de H₂O en masa de H₂O:

$$3,0 \text{ mol de H}_2\text{O} \times \frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 54 \text{ g de H}_2\text{O}$$

También se puede convertir los moles de H₂ directamente en masa de H₂O:

$$3,0 \text{ mol de H}_2 \times \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{O}}{2 \text{ mol de H}_2} \times \frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 54 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Otro Ejemplo, considerando los datos:

$$PA_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g/mol} \text{ y } MM_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ g/mol}$$



¿Qué masa en gramos de Cobre, deberá reaccionar con 100 g de ácido Nítrico, HNO_3 ?

$$100 \text{ g de HNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol de HNO}_3}{63 \text{ g de HNO}_3} \times \frac{1 \text{ mol de Cu}}{4 \text{ mol de HNO}_3} \times \frac{63,5 \text{ g de Cu}}{1 \text{ mol de Cu}} = 25,2 \text{ g de Cu}$$

¿Qué masa en gramos de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ y de NO_2 se obtendrá desde los 25,2 g de Cu?

Se deben emplear los siguientes datos:

$$\text{MM}_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} = 187,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM}_{\text{NO}_2} = 46 \text{ g/mol}$$

Primero calculamos la masa de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$:

$$25,2 \text{ g de Cu} \times \frac{1 \text{ mol de Cu}}{63,5 \text{ g de Cu}} \times \frac{1 \text{ mol de Cu}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol de Cu}} \times \frac{187,5 \text{ g de Cu}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol de Cu}(\text{NO}_3)_2} = 74,4 \text{ g de Cu}(\text{NO}_3)_2$$

Ahora calculamos la masa de NO_2 :

$$25,2 \text{ g de Cu} \times \frac{1 \text{ mol de Cu}}{63,5 \text{ g de Cu}} \times \frac{2 \text{ mol de NO}_2}{1 \text{ mol de Cu}} \times \frac{46 \text{ g de NO}_2}{1 \text{ mol de NO}_2} = 36,5 \text{ g de NO}_2$$

Reactivo Límite (RL) y Reactivo en Exceso (RE)

- **Reactivo Límite:** Es el reactante que se suministra en menor cantidad que la realmente necesaria para la reacción. Limita la cantidad de producto que pueda obtenerse. video
- **Reactivo en Exceso:** Es el reactante que se suministra en una cantidad mayor de la que se utilizará, por lo cual una parte de él sobrará al finalizar el proceso.

El Reactivo Límite será siempre el más barato, o aquel que sea más fácil obtenerlo.

Añadir un exceso de uno de los reactantes:

1. Apura la reacción.
2. Permite que se forme en un tiempo prudente el producto deseado.

¿Cómo determinar el Reactivo Límite?

Ej.:

Se someten a reacción 50 g de Cobre con 300 g de ácido Nítrico. Determine:

a) ¿Cuál es el RL?

b) La masa sobrante del reactivo en exceso



Solución pregunta a):

Procedimiento:

1. Las masas suministradas de cada reactante se transforman a moles.
2. Los moles obtenidos se dividen por el coeficiente estequiométrico respectivo
3. El resultado de la división más pequeño, corresponde al RL.

Ojo; el resultado más pequeño

Transformando las masas a moles y dividiendo por el Coeficiente Estequiométrico:

$$50 \text{ g Cu} \times \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} = 0,787 \text{ mol Cu}$$

$$\text{Cu} : \frac{0,787 \text{ mol}}{1} = 0,787$$

$$300 \text{ g HNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 4,76 \text{ mol HNO}_3$$

$$\text{HNO}_3 : \frac{4,76 \text{ mol HNO}_3}{4} = 1,19$$

Por lo tanto el RL es 50 g de Cobre

Solución pregunta b):

Procedimiento:

- Con los moles del RL se determina cuánto se ocupará del reactivo en exceso.
- La diferencia de moles entre lo que hay y lo que se ocupa, corresponde a los moles sobrante.
- Los moles sobrante se transforman a masa mediante la Masa Molar.

Calculando cuanto reacciona y cuanto sobra:

$$0,787 \text{ mol } \cancel{\text{Cu}} \times \frac{4 \text{ mol } \text{HNO}_3}{1 \text{ mol } \cancel{\text{Cu}}} = 3,148 \text{ mol } \text{HNO}_3 \text{ reacciona}$$

$$4,76 \text{ mol} - 3,148 \text{ mol} = 1,612 \text{ mol} \text{ sobrante}$$

$$1,612 \text{ mol } \cancel{\text{HNO}_3} \times \frac{63 \text{ g } \text{HNO}_3}{1 \text{ mol } \cancel{\text{HNO}_3}} = 101,56 \text{ g } \text{HNO}_3 \text{ sobran}$$

**De los 300 g de ácido nítrico, se ocupan 198,44 g
y quedan sin reaccionar 101,56 g**

Rendimiento de una Reacción

Se entiende como la masa de producto que se obtiene experimentalmente, expresada en porcentaje. La masa que teóricamente debería obtenerse, equivale a un Rendimiento de 100 %.

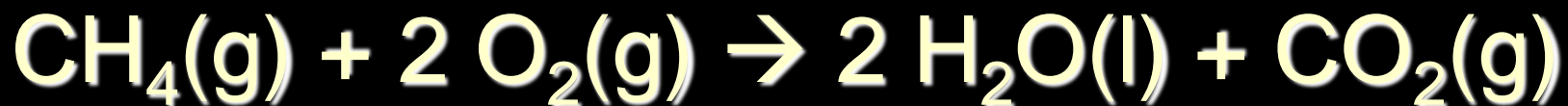
El cálculo de Rendimiento también puede hacerse con la cantidad de moles, volumen de sustancias gaseosas, número de moléculas, etc.

cantidad teórica \rightarrow 100 %

cantidad experimental \rightarrow X

Ej.:

En la combustión de 400 g de Metano con un exceso de Oxígeno, se obtiene experimentalmente 830 g de agua y una cantidad desconocida de Dióxido de Carbono. Determine el Rendimiento.



Solución:

MM: $\text{CH}_4 = 16 \text{ g/mol}$ y $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$

Calculando moles de Metano:

$$400 \text{ g } \cancel{\text{CH}_4} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{16 \text{ g } \cancel{\text{CH}_4}} = 25 \text{ moles } \text{CH}_4$$

Calculando moles de agua que deberían obtenerse:

$$25 \text{ mol } \cancel{\text{CH}_4} \times \frac{2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CH}_4}} = 50 \text{ moles } \text{H}_2\text{O} \text{ teóricos}$$

Calculando moles experimentales de agua obtenidos:

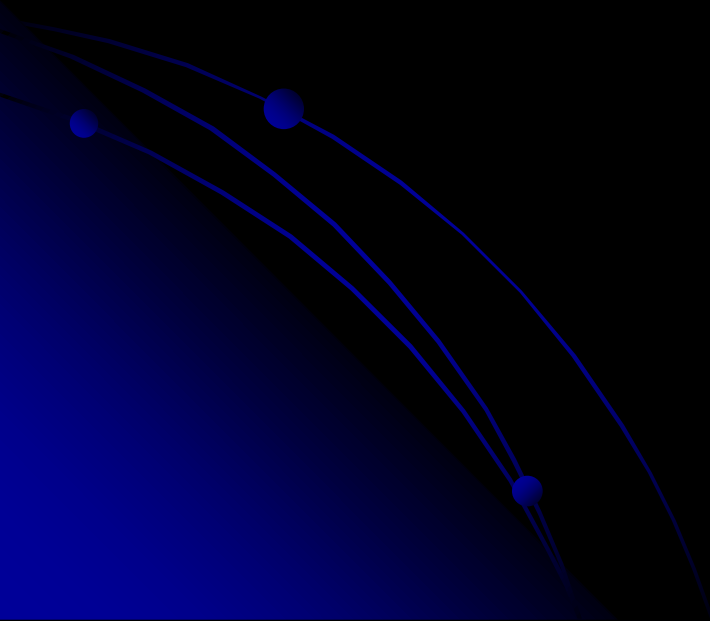
$$830 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 46,11 \text{ moles } \text{H}_2\text{O} \text{ experiment al}$$

50 moles H₂O → 100 %

46,11 moles H₂O → X

X = Rendimiento = 92,22 %

Determinación de las fórmulas de los compuestos



La Fórmula Empírica y la Fórmula Molecular

Fórmula Empírica (FE): Es la relación de números enteros más simple o sencilla en que se encuentran los átomos de cada elemento en la molécula de un compuesto.

Fórmula Molecular (FM): Es la composición atómica real de los elementos que están presentes en la molécula de un compuesto.

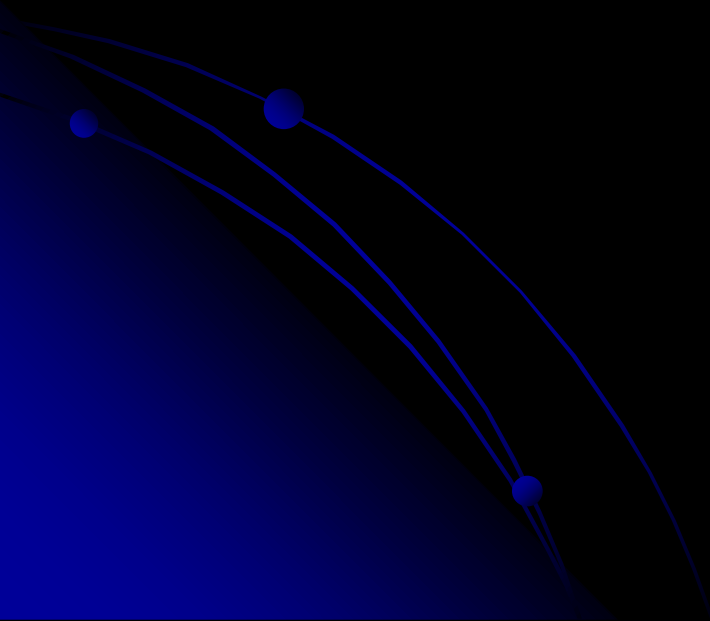
$$FM = FE \times \text{factor}$$

Ejemplos:

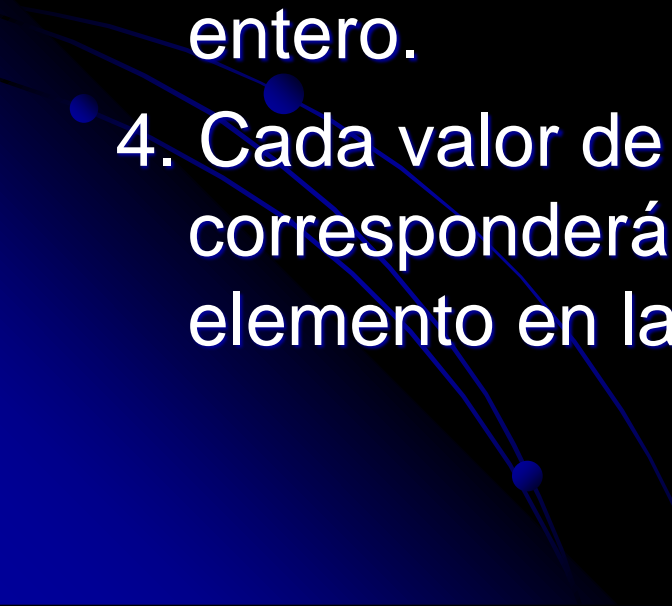
Compuesto	Fórmula molecular	relación	Factor	Fórmula Empírica
Butano	C_4H_{10}	2:5	2	C_2H_5
Benceno	C_6H_6	1:1	6	CH
Metano	CH_4	1:4	1	CH_4

Determinación de la Fórmula Empírica:

Para los compuestos orgánicos, se realiza mediante análisis químico por combustión.



Procedimiento de cálculo:

1. La masa o el porcentaje de cada elemento, se transforma a moles.
 2. Todos los moles se dividen por el menor valor.
 3. Los resultados obtenidos de la división, se transforman a entero; por aproximación o bien multiplicándolos por un número que los lleve a entero.
 4. Cada valor de número entero obtenido corresponderá al subíndice respectivo del elemento en la fórmula.
- 

Ejemplo:

Determinar la Fórmula Empírica de un compuesto orgánico formado por C, H, O y N, si al combustionar 10 g con un exceso de oxígeno, se obtuvieron 14,916 g de CO_2 , 7,627 g de H_2O y 2,3716 g de N_2 .

Solución:

Calculando la masa de cada elemento que contiene el compuesto:

$$C: 14,916 \text{ g } CO_2 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} \times \frac{1 \text{ mol } C}{1 \text{ mol } CO_2} \times \frac{12 \text{ g } C}{1 \text{ mol } C} = 4,068 \text{ g } C$$

$$H: 7,627 \text{ g } H_2O \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \times \frac{2 \text{ mol } H}{1 \text{ mol } H_2O} \times \frac{1,0 \text{ g } H}{1 \text{ mol } H} = 0,847 \text{ g } H$$

$$N: 2,371 \text{ g } N$$

$$O: 10 \text{ g} - 0,847 \text{ g} - 4,068 \text{ g} - 2,371 \text{ g} = 2,714 \text{ g } O$$

Calculando los moles y la Fórmula empírica:

$$\text{C: } 4,068 \text{ gC} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ gC}} = 0,339 \text{ mol C}$$

$$\text{H: } 0,847 \text{ gH} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ gH}} = 0,847 \text{ mol H}$$

$$\text{N: } 2,371 \text{ gN}_2 \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ gN}_2} \times \frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol N}_2} = 0,169 \text{ mol N}$$

$$\text{O: } 2,714 \text{ gO} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ gO}} = 0,169 \text{ mol O}$$

dividiendo los moles por el menor:

$$\text{C} = \frac{0,339}{0,169} = 2 \quad \text{H} = \frac{0,847}{0,169} = 5 \quad \text{N} = \frac{0,169}{0,169} = 1 \quad \text{O} = \frac{0,169}{0,169} = 1$$



Las fórmulas moleculares

El aporte de Amadeo Avogadro

*Volúmenes iguales de gases diferentes
contienen el mismo número
de partículas, a la misma presión y
temperatura*

Amedeo Avogadro (1776-1856)

- Químico y físico italiano. Nació el 9 de junio de 1776 en Turín, Italia y murió el 9 de julio de 1856.
- En 1792 se graduó como doctor en derecho canónico, pero no ejerció. En vez de ello, mostró verdadera pasión por la física y la química, y una gran destreza para las matemáticas.



Volumen molar

$$PV_m = RT$$

P = presión

V_m = *volumen molar*

R = *Constante Universal de los gases ideales, 0,082 atmL/molK*

T = *Temperatura*

Diferentes cantidades de partículas:

- Se tiene la forma;

$$PV = nRT$$

- Ya que n depende de la masa, se puede escribir $n = m/\text{masa molar (MM)}$
- Reemplazando en la ecuación queda;

$$PV = mRT/MM$$

Con la nueva forma de la ecuación de estado puede calcularse la Masa Molar de los compuestos;

$$\text{MM}_{\text{(fórmula real)}} = \text{factor} \times \text{MM}_{\text{(fórmula empírica)}}$$

El factor nos permite conocer realmente cuantos átomos de cada elemento está presente en la molécula del compuesto

Ejemplo: Si los 10 g de compuesto utilizado en el problema anterior, calentados a 80 °C, ejercen 1140 mm de Hg de presión en un recipiente de 1,636 L ¿Cuál es su masa molar?

Transformando las unidades:

$$P = 1140 \text{ mm de Hg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm de Hg}} = 1,5 \text{ atm}$$

$$T = 80 + 273,15 = 353,15 \text{ K}$$

$$P \times V = n \times R \times T$$

$$P \times V = \frac{m}{MM} \times R \times T$$

$$MM = \frac{m}{P \times V} \times R \times T$$

$$MM = \frac{10 \text{ g}}{1,5 \text{ atm} \times 1,636 \text{ L}} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{mol} \times \text{K}} \times 353,15 \text{ K}$$

$$MM = 118 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

¿Cuál será el factor?

¿Cuál será la Fórmula molecular real de compuesto?

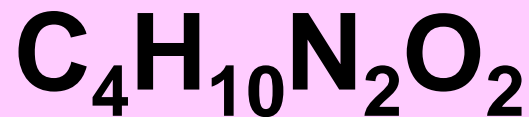
MM (fórmula real) = factor x MM (fórmula empírica)

$$\text{MM} = 118 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

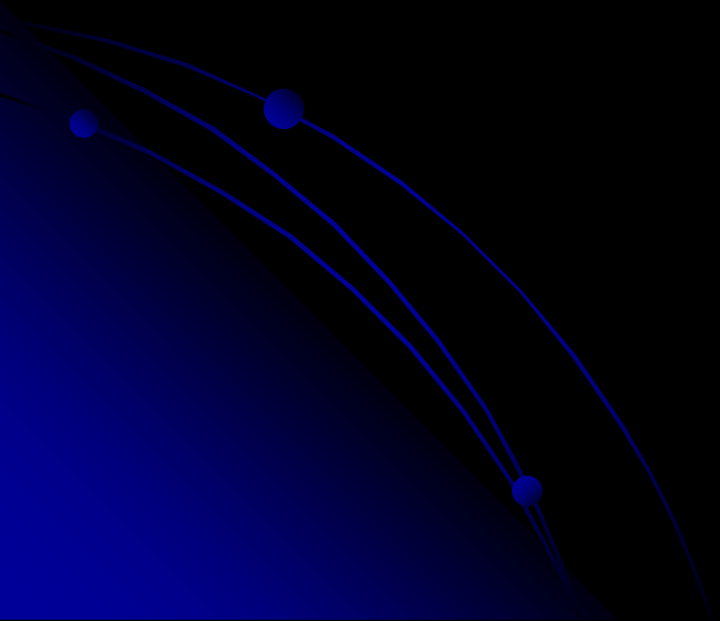
$$\text{MM} = 59 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$



$$\text{factor} = \frac{118 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{59 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2$$



Fin



**GUÍA DE TRABAJO**

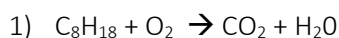
Nombre: _____ Curso: _____ Fecha: _____

Unidad / Sub Unidad: Historia de la química desde mediados del siglo XVIII hasta nuestra época.**Aprendizaje/s Esperado/s que evalúa:**1.-*Equilibrio de reacciones química con método algebraico*2.-*Desarrollar cálculos estequiométricos.*3.-*Desarrollar ejercicios de reactivo limitante y en exceso***INSTRUCCIONES ESPECÍFICAS:**

1. La guía de trabajo se desarrolla con el apoyo de apuntes de clases.
2. Contesta la guía solo con lápiz pasta y calculadora.(no celular)
3. *El uso de corrector y lápiz grafito en los items invalida la respuesta*

El desarrollo de la guía será revisado en clase a nivel grupal en el cuaderno de la asignatura, donde posteriormente la docente firmará actividad para evaluar con nota de proceso

I.- Equilibrar las siguientes ecuaciones químicas a través del método algebraico y desarrollar balance de masa para comprobar Ley de Lavoisier.

**Equilibrio:****Reacción química Equilibrada:**

Elementos químicos presentes en la ecuación química	Número de átomos en reactivos	Número de átomos en productos
Total		

**Equilibrio:****Reacción química Equilibrada:**

Elementos químicos presentes en la ecuación química	Número de átomos en reactivos	Número de átomos en productos
Total		

Tarea de todos: Lograr las metas en rendimiento escolar



II.. Resolver los siguientes ejercicios: identificando la composición porcentual de los elementos químicos en cada compuesto, utilizando los valores de masa molar de la tabla adjunta.

Elemento químico	Masa molar
Calcio (Ca)	40,08 g/mol
Oxígeno (O)	15,99 g/mol
Hidrógeno (H)	1,00 g/mol
Magnesio (Mg)	24,31 g/mol
Nitrógeno (N)	14,00 g/mol
Azufre (S)	32,06 g/mol
Carbono (C)	12, 00 g/mol

1. Hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Desarrollo

Respuesta

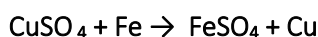
2. Nitrato de magnesio $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

Desarrollo

Respuesta

III.. Resolver los siguientes ejercicios: identificando datos, desarrollo y resultado.

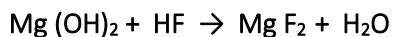
1.- Para la siguiente reacción :



Calcular:

- A partir de 250 g de sulfato cúprico (CuSO_4) y 80 g de Fe. ¿Cuántos g de sulfato de Hierro (II) FeSO_4 se obtienen?
- ¿Cuál el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?
- Calcule la cantidad de g de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción.

2.- Para la siguiente reacción :



- Balancear la ecuación química con el método algebraico. Realizar comprobación del balance de la reacción.
- Supongamos que se tienen 100 gramos de hidróxido de magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$ y 50 g de ácido fluorhídrico HF. ¿Cuánta sal se puede formar Mg F_2 ?
- ¿Cuál el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?
- Calcule la cantidad de g de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción.



Indicaciones triptico científico

El triptico o lámina didáctica se debe dearrollar en formato carta u oficio en una cartulina de color con un diseño creativo, abordando la información (características y aplicaciones) e imágenes del tema entregado en clases según el nivel que corresponda.

Curso	Tema
1° medio A	Elementos químicos (asignado por la profesora individualmente)
4° medio B electivo	Historia de la química
4° medio A-B	Termoquímica y termodinámica

El triptico o lámina se desarrolla de forma individual debido a las circunstancias de la actualidad en torno a la salud y posteriormente se evaluará por la docente y se consignará una nota en el libro de clases. A continuación se adjunta pauta de evaluación a considerar.

RÚBRICA: TRIPTICO / AFICHE QUÍMICO

NOMBRE.....FECHA:

Indicadores Descriptores	Excelente 3 puntos	Bueno 2 puntos	Regular 1 punto	Deficiente 0 punto	Ptje.
Información	Registros cuidadosos y precisos son mantenidos para documentar el origen de la información en el tríptico.	Registros corresponden a documentos y libros, el origen de la información corresponde a lo investigado de forma general.	El origen de la información está poco claro y mal documentado en el tríptico, carece de información.	Las fuentes no son documentadas en forma precisa y falta el registro de información.	
Arte	El folleto tiene un formato excepcionalmente atractivo y una información organizada, creativamente presentada, tipografía, color e imágenes.	El folleto tiene un formato atractivo y una información bien organizada, tipografía, color e imágenes.	El folleto tiene la información bien organizada, tipografía, color e imágenes.	El formato del folleto y la organización del material son confusos para el lector y no respeta formato.	
Ortografía	No presenta errores ortográficos en el tríptico.	Presenta tres errores ortográficos en el tríptico.	Presenta cinco errores ortográficos en el tríptico.	Presenta más de 5 errores ortográficos en el tríptico.	
Presentación	El tríptico es presentado en tamaño carta u oficio, en forma limpia y ordenada. En los plazos solicitados y en un material creativo.	El tríptico es presentado en tamaño carta u oficio, en forma limpia y con algo de orden. En los plazos solicitados y en un material creativo.	El tríptico es presentado en tamaño carta u oficio, en forma limpia y ordenada. El tríptico no es presentado en los plazos solicitados.	El tríptico no es entregado en los plazos acordados.	



Puntaje total: 12 puntos	Puntaje obtenido:		Nota:	
	Puntaje de logro (60%): 7 puntos			

