

## CAPÍTULO 4 ESTEQUIOMETRIA

### 4.1 ATOMOS, MOLÉCULAS, MOL

4.1.1 POSTULADOS DE LA TEORÍA ATÓMICA DE DALTON: John Dalton diseñó, durante el período de 1803 a 1807, una teoría atómica con la intención de dar explicación a varias observaciones experimentales. Con esta teoría se desechaba definitivamente la idea de los alquimistas sobre la transmutación de plomo en oro. Esta teoría ha perdurado prácticamente intacta hasta la época actual.

Los postulados básicos de la Teoría Atómica de Dalton son los siguientes:

1. Cada elemento está formado por partículas muy pequeñas llamadas átomos (en honor de Demócrito)
2. Todos los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí. Los átomos de elementos diferentes son diferentes. Los átomos de elementos diferentes poseen propiedades diferentes, incluyendo masas diferentes.
3. Los átomos de un elemento no pueden ser transformados en otro tipo de átomos mediante reacciones químicas. En una reacción química los átomos no pueden ser creados ni destruidos
4. Los compuestos se forman cuando se combinan los átomos de más de un elemento. Un compuesto dado siempre tiene la misma clase y el mismo número relativo de átomos.

4.1.2. LEYES PONDERALES: La teoría de Dalton explica varias leyes que ya se conocían en su época, denominadas *Leyes Ponderales*.

Ley de la composición constante: *en un compuesto dado los números relativos y las clases de átomos son iguales*. Esta Ley es la base del postulado N° 4

Ley de la conservación de la masa o Ley de la conservación de la materia: *La masa total de los materiales presentes después de una reacción química es la misma que la masa total antes de la reacción*. Esta ley es la base del postulado N° 3.

Ley de las proporciones múltiples: *si dos elementos A y B se combinan para formar más de un compuesto, las masas de B que se pueden combinar con una masa dada de A están en proporciones de números enteros sencillos*.

4.1.3. MASAS ATOMICAS Los científicos del siglo XIX no tenían conocimiento de la existencia de las partículas subatómicas. Sin embargo, el segundo postulado de la teoría atómica indica que los átomos de diferentes elementos tienen diferente masa.

Dalton elaboró una primera tabla de pesos atómicos basándose en que los compuestos estaban formados por átomos en una relación 1:1 y de esta forma relacionó la masa en que esos elementos se combinaban con la masa de los átomos entre sí.

Jons Jacob Berzelius, en 1807, investigó y determinó la composición elemental exacta de distintos compuestos y proporcionó tantos ejemplos que sustentó con creces la teoría de Dalton. Berzelius estudió y determinó las masas atómicas con métodos más avanzados que los que usó Dalton y publicó en 1828 su primera Tabla de Pesos Atómicos. Esta tabla es muy semejante a la actual (salvo por unos pocos elementos). Tanto Dalton como Berzelius se basaron en la asignación del valor 1 al peso atómico del hidrógeno.

Las masas atómicas que se usan actualmente se basan en las masas relativas al isótopo más estable del carbono, el carbono-12 ( $^{12}\text{C}$ ). Estas masas atómicas relativas se expresan en *unidades de masa atómica (uma)*

$$1 \text{ uma} = 1,66054 \times 10^{-24} \text{ g} \qquad 1 \text{ g} = 6,02214 \times 10^{23} \text{ uma}$$

La uma se define asignando una masa de exactamente 12 uma a un átomo de  $^{12}\text{C}$ . En estas unidades, la masa de un átomo de hidrógeno-1 ( $^1\text{H}$ ) es 1,0080 uma.

En la tabla periódica que se anexa a este problemario aparecen las masas atómicas de los diferentes elementos.

4.1.4. EL MOL: En química la unidad del Sistema Internacional para la cantidad de materia es el mol: *el mol es la cantidad de materia de un sistema con un número de entidades elementales igual a los átomos contenidos en 0,012 kg de carbono-12.*

El término *mol* proviene del latín *moles* que significa “una masa”. El término molécula es la forma diminutiva de esta palabra y significa “una masa pequeña”.

Mediante experimentos los científicos han determinado que la cantidad de átomos que hay en 12 g de  $^{12}\text{C}$  es  $6,0221367 \times 10^{23}$ . Este número es conocido como el Número de Avogadro. Para los cálculos se usará  $6,02 \times 10^{23}$ .

$\text{NUMERO DE AVOGADRO} = 6,02 \times 10^{23}$
---

Un mol de átomos y un mol de moléculas contienen ese número de *entidades elementales*. A partir de esto se pueden establecer factores de conversión entre moles y átomos o moles y moléculas, incluso con otras entidades elementales como los electrones.:

$$1 \text{ mol de átomos de carbono} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono}$$

$$1 \text{ mol de moléculas de agua} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de agua}$$

$$1 \text{ mol de electrones} = 6,02 \times 10^{23} \text{ electrones}$$

4.1.5. **MASA MOLAR:** es la masa en gramos de un mol de una sustancia. La masa de un solo átomo de un elemento (en uma) es numéricamente igual a la masa (en gramos) de un mol de átomos de ese elemento.

1 átomo de  $^{12}\text{C}$  pesa 12 uma y 1 mol de  $^{12}\text{C}$  pesa 12 g

1 átomo de  $^1\text{H}$  pesa 1,0080 uma y 1 mol de  $^1\text{H}$  pesa 1,0080 g

La masa molar de un elemento se obtiene directamente de la tabla periódica o de una tabla de masas atómicas. Este valor en gramos es la masa molar.

La masa molar de un compuesto se determina a partir de las masas atómicas de cada uno de los átomos que lo conforman. La unidad en que se expresa la masa molar es g/mol. La letra que representa la masa molar es M mayúscula.

Ejemplo 4.1 Determine la masa molar del componente activo de los destapadores de cañerías y desgrasadores: NaOH

Se recomienda utilizar un solo decimal en las masas atómicas a fin de simplificar los cálculos.

Elemento	Nº de átomos en la fórmula	Masa atómica (de la tabla) (g/mol)
Na	1	23,0
O	1	16,0
H	1	1,0

M: 40,0 g/mol

Ejemplo 4.2 Determine la masa molar de  $\text{H}_3\text{PO}_4$

Elemento	Nº de átomos	Masa atómica (de la tabla)	Total
H	3	1,0	$3 \times 1,0 = 3,0$
P	1	31,0	$1 \times 31,0 = 31,0$
O	4	16,0	$4 \times 16,0 = 64,0$

M: 98,0 g/mol

Ejemplo 4.3 Determine la Masa Molar de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Elemento	Nº de átomos	Masa atómica (de la tabla)	Total
Ca	3	40,0	3 x 40,0 = 40,0
P	2	31,0	2 x 31,0 = 62,0
O	4 x 2 = 8	16,0	8 x 16,0 = 128,0

M: 230,0 g/mol

Ejemplo 4.4 Determine el número de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno que hay en una cucharadita (5,0 g) de azúcar de mesa (sacarosa:  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ )

Primero se determina la masa molar de la sacarosa para poder relacionarla con la masa de la cucharadita de azúcar.

Elemento	Nº de átomos	Masa atómica (de la tabla)	Total
C	12	12,0	12 x 12,0 = 144,0
H	22	1,0	22 x 1,0 = 22,0
O	11	16,0	11 x 16,0 = 176,0

M: 342,0 g/mol

Luego se determina la cantidad de sacarosa en moles:

$$5,0 \text{ g de sacarosa} \times \frac{1 \text{ mol}}{342,0 \text{ g}} = 0,015 \text{ mol de } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$$

Se determina ahora la cantidad de moléculas de  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  que hay en 0,015 moles:

$$0,015 \text{ mol de } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 9,0 \times 10^{21} \text{ moléculas}$$

Una vez obtenido el número de moléculas se puede calcular el número de átomos de carbono a partir de la fórmula: 1 molécula de  $C_{12}H_{22}O_{11}$  contiene 12 átomos de carbono, 22 de hidrógeno y 11 de oxígeno.

$$9,0 \times 10^{21} \text{ moléculas} \times \frac{12 \text{ átomos de carbono}}{1 \text{ molécula}} = 1,1 \times 10^{23} \text{ átomos de C}$$

De igual forma se puede calcular la cantidad de átomos de hidrógeno y de oxígeno.

$$9,0 \times 10^{21} \text{ moléculas} \times \frac{22 \text{ átomos de hidrógeno}}{1 \text{ molécula}} = 2,0 \times 10^{23} \text{ átomos de H}$$

$$9,0 \times 10^{21} \text{ moléculas} \times \frac{11 \text{ átomos de oxígeno}}{1 \text{ molécula}} = 9,9 \times 10^{22} \text{ átomos de O}$$

## 4.2 FORMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR

4.2.1. COMPOSICIÓN PORCENTUAL: La composición porcentual representa la relación de masas (%) de cada elemento presente en la fórmula de un compuesto. Se puede determinar si se conoce la fórmula del compuesto o si se conoce la masa de cada elemento presente en una cantidad dada de compuesto.

Ejemplo 4.5. Determine la composición porcentual de la aspirina:  
 $C_9H_8O_4$



Primero se determina la masa molar de la aspirina

Elemento	Nº de átomos	Masa atómica (de la tabla)	Masa de cada elemento presente en 1 mol del compuesto
C	9	12,0	$9 \times 12,0 = 108,0$
H	8	1,0	$8 \times 1,0 = 8,0$
O	4	16,0	$4 \times 16,0 = 64,0$

Masa molar: 180,0 g/mol

Se determina ahora el porcentaje de cada elemento presente en un mol de aspirina:

$$\% \text{ de C} = \frac{108,0 \text{ g de carbono}}{180,0 \text{ g molécula}} \times 100 = 60,00 \% \text{ de C}$$

$$\% \text{ de H} = \frac{8,0 \text{ g de hidrógeno}}{180,0 \text{ g molécula}} \times 100 = 4,44 \% \text{ de H}$$

$$\% \text{ de O} = \frac{64,0 \text{ g de oxígeno}}{180,0 \text{ g molécula}} \times 100 = 35,56 \% \text{ de O}$$

La composición porcentual de la aspirina es:

60,00 % de carbono, 4,44 % de hidrógeno y 35,56 % de oxígeno.

Ejemplo 4.6 Los aminoácidos son la base de las proteínas. El aminoácido más simple es la glicina que contiene H, C, N y O. El análisis de una muestra 2,015 g de glicina da como resultado 0,6448 g de carbono, 0,3760 g de nitrógeno, 0,8590 g de oxígeno y el resto es hidrógeno. Calcule la composición porcentual de la glicina

Para determinar la composición porcentual se utiliza directamente la cantidad de cada elemento y se relaciona con la masa del compuesto:

$$\% \text{ de C} = \frac{0,6448 \text{ g de carbono}}{2,015 \text{ g de glicina}} \times 100 = 32,00 \% \text{ de C}$$

$$\% \text{ de N} = \frac{0,3760 \text{ g de nitrógeno}}{2,015 \text{ g de glicina}} \times 100 = 18,66 \% \text{ de N}$$

$$\% \text{ de O} = \frac{0,8590 \text{ g de oxígeno}}{2,015 \text{ g de glicina}} \times 100 = 42,63 \% \text{ de O}$$

Para poder calcular el % de hidrógeno es necesario determinar la masa de hidrógeno por diferencia:

$$2,015 \text{ g de glicina} - (0,6448 \text{ g de C} + 0,3760 \text{ g de N} + 0,8590 \text{ g de O}) = 0,1352 \text{ g de H}$$

$$\% \text{ de H} = \frac{0,1352 \text{ g de hidrógeno}}{2,015 \text{ g de glicina}} \times 100 = 6,710 \% \text{ de H}$$

El % de hidrógeno también se podría determinar por diferencia, una vez calculados los otros porcentajes.

Se puede revisar si el resultado es correcto, sumando todos los porcentajes; la suma debe dar 100 %, o un valor muy cercano con una diferencia en las centésimas.

% C	32,00	+
% N	18,66	
% O	42,63	
% H	6,710	
	<hr/>	
	100,00	

La composición porcentual de la glicina es:

32,00 % de carbono, 18,66 % de nitrógeno,  
42,63 % de oxígeno y 6,710 % de hidrógeno.

4.2.2. FORMULA EMPÍRICA: La fórmula empírica de una sustancia indica el número relativo de átomos de cada elemento. Esta fórmula se puede determinar a partir de la composición porcentual, o realizando la combustión de una muestra de masa conocida y analizando los productos obtenidos.

4.2.2.1. Fórmula empírica a partir de la composición porcentual:

Si se conoce la composición porcentual, se puede suponer que se dispone de 100 g de la sustancia, por lo tanto cada porcentaje representa los gramos de cada elemento presentes en 100 g de la sustancia. El procedimiento a seguir es:

- Se determina la cantidad de cada elemento en moles, dividiendo su porcentaje entre la masa atómica.
- Se divide cada resultado entre el menor de todos ellos para encontrar la relación más sencilla entre los moles de los elementos. Si se obtienen números enteros, esta relación es la misma que existe en la fórmula.
- En caso que la relación no sea de números enteros, se deben multiplicar todos los valores obtenidos por un mismo número que permita eliminar los decimales y obtener una relación de números enteros

Ejemplo 4.7. El análisis de un compuesto dio como resultado 62,1 % de C, 5,21 % de H, 12,1 % de N y 20,7 % de O. A partir de esos datos determine la fórmula empírica del compuesto.

Moles de cada elemento:

$$62,1 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12,0 \text{ g de C}} = 5,175 \text{ mol de C}$$

$$5,21 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1,0 \text{ g de H}} = 5,21 \text{ mol de H}$$

$$12,21 \text{ g de N} \times \frac{1 \text{ mol de N}}{14,0 \text{ g de N}} = 0,8721 \text{ mol de N}$$

$$20,7 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16,0 \text{ g de O}} = 1,294 \text{ mol de O}$$

El menor valor obtenido es el del nitrógeno: 0,8721 mol.

Se divide cada valor entre 0,8721

Carbono	Hidrógeno	Nitrógeno	Oxígeno
$\frac{5,175}{0,8721}$	$\frac{5,21}{0,8721}$	$\frac{0,8721}{0,8721}$	$\frac{1,294}{0,8721}$
5,93	5,97	1,00	1,48

Los valores del carbono y el hidrógeno se pueden aproximar la entero superior, con lo que se obtendría 6 para cada uno, pero el del oxígeno sólo se puede aproximar a 1,5. En este caso, TODOS los valores obtenidos se deben multiplicar por dos para obtener números enteros.

Carbono	Hidrógeno	Nitrógeno	Oxígeno
$5,93 \approx 6$	$5,97 \approx 6$	$1,00 = 1$	$1,48 \approx 1,5$
$6 \times 2 = 12$	$6 \times 2 = 12$	$1 \times 2 = 2$	$1,5 \times 2 = 3$

La fórmula empírica del compuesto es:  $C_{12}H_{12}N_2O_3$

En la tabla 4-1 se presentan algunos ejemplos de valores que se pueden obtener y el número por el cual se deben multiplicar TODOS LOS RESULTADOS para obtener números enteros. Es recomendable utilizar sólo un decimal al realizar estos cálculos.

**Tabla 4-1 Aproximaciones en la fórmula empírica**

Si el decimal obtenido es:	Se debe multiplicar todo por:
,9 o ,1	Se aproxima directamente al entero más cercano
,5	2
,25	4
,20	5
,3	3

#### 4.2.2.2. Fórmula empírica a partir del análisis de una combustión:

En el caso de compuestos formados por hidrógeno y carbono, el análisis en el laboratorio implica realizar la combustión en presencia de oxígeno, determinando luego las masas de CO<sub>2</sub> y de H<sub>2</sub>O obtenidas. Para ello se utiliza un equipo similar al mostrado en la figura 4-1, en el cual se usa NaOH sólido para absorber el CO<sub>2</sub> formado y perclorato de magnesio Mg(ClO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> para absorber el H<sub>2</sub>O. Por diferencia de masas (antes y después del experimento) se determina la masa de los gases producidos.

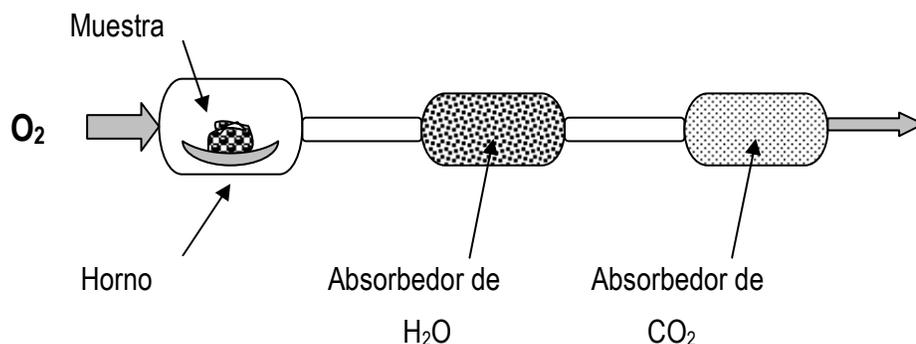
Con la masa de CO<sub>2</sub> y de H<sub>2</sub>O obtenidas se procede a calcular la cantidad (en gramos) de C y de H en la muestra original, sabiendo que todo el carbono de la muestra formará CO<sub>2</sub> y todo el hidrógeno formará H<sub>2</sub>O.

1 mol de C formará 1 mol de CO<sub>2</sub>

2 mol de H formarán 1 mol de H<sub>2</sub>O

Una vez determinada la cantidad de C y de H en la muestra, se procede en forma similar al caso de la fórmula empírica a partir de la composición porcentual.

Figura 4-1 Esquema del equipo para determinar fórmula empírica



Ejemplo 4.8. El butirato de etilo es un compuesto formado por C, H y O y es el responsable del olor característico de la piña. Para determinar su fórmula empírica se sometieron a combustión 2,78 g de butirato de etilo, obteniéndose 6,32 g de  $\text{CO}_2$  y 2,58 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

A partir de la cantidad de  $\text{CO}_2$  se determina la cantidad de C y a partir del agua se determina la cantidad de H. La diferencia de la masa del compuesto dará la masa de oxígeno en el compuesto.

NOTA: la cantidad de oxígeno en el  $\text{CO}_2$  y en el  $\text{H}_2\text{O}$  NO ES IGUAL al oxígeno de la muestra, pues en la combustión se añade oxígeno, el cual formará parte de ambos compuestos junto con el oxígeno original. Por lo tanto NO SE PUEDE DETERMINAR LA CANTIDAD DE OXIGENO A PARTIR DEL  $\text{CO}_2$  y/o EL  $\text{H}_2\text{O}$

$$6,32 \text{ g de } \text{CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{CO}_2}{44,0 \text{ g de } \text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} \times \frac{12,0 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de C}} = 1,72 \text{ g de C}$$

$$2,58 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol de H}}{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}} \times \frac{1,0 \text{ g de H}}{1 \text{ mol de H}} = 0,287 \text{ g de H}$$

La masa de oxígeno en la muestra se determina por diferencia:

Masa de oxígeno = 2,78 g – (1,72 g de C + 0,287 g de H) = 0,773 g de O

Moles de cada elemento:

$$1,72 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12,0 \text{ g de C}} = 0,143 \text{ mol de C}$$

$$0,287 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1,0 \text{ g de H}} = 0,287 \text{ mol de H}$$

$$0,773 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16,0 \text{ g de O}} = 0,0483 \text{ mol de O}$$

El menor valor obtenido es el del oxígeno: 0,0483 mol.

Se divide cada valor entre 0,0483

Carbono	Hidrógeno	Oxígeno
<u>0,143</u>	<u>0,287</u>	<u>0,0483</u>
0,0483	0,0483	0,0483
2,96 ≈ 3	5,94 ≈ 6	1,00

La fórmula empírica del compuesto es: C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O

4.2.3. FORMULA MOLECULAR: Una vez determinada la fórmula empírica, se puede determinar la fórmula molecular si se conoce la masa molar del compuesto. Los subíndices de la fórmula molecular siempre son múltiplos enteros de los de la fórmula empírica.

Se determina el múltiplo dividiendo la masa molar del compuesto entre la masa molar de la fórmula empírica.

$$\text{múltiplo} = \frac{\text{Masa molar de la fórmula molecular}}{\text{Masa molar de la fórmula empírica}}$$

Ejemplo 4.9 En un laboratorio se desea determinar la fórmula de un aminoácido formado por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. El análisis por combustión de una muestra de 2,175 g del compuesto dio como resultado 3,9398 g de CO<sub>2</sub> y 1,8900 g de agua. Para otro análisis, se tomó una muestra de 1,873 g y se separó todo el nitrógeno como NH<sub>3</sub>, la masa de amoníaco obtenida fue 0,4362 g

- Determine la fórmula empírica del compuesto
- Si la masa molar del compuesto es 146 g/mol, determine la fórmula molecular

$$3,9398 \text{ g de CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44,0 \text{ g de CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{1 \text{ mol de CO}_2} \times \frac{12,0 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de C}} = 1,0745 \text{ g de C}$$

$$1,8900 \text{ g de H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g de H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol de H}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} \times \frac{1,0 \text{ g de H}}{1 \text{ mol de H}} = 0,21000 \text{ g de H}$$

Para calcular la cantidad de nitrógeno se debe utilizar la otra muestra y relacionarla con la primera:

$$0,4362 \text{ g de NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17,0 \text{ g de NH}_3} \times \frac{1 \text{ mol de N}}{1 \text{ mol de NH}_3} \times \frac{14,0 \text{ g de N}}{1 \text{ mol de N}} = 0,3593 \text{ g de N}$$

Esta cantidad de nitrógeno se encuentra en 1,873 g de muestra; hay que calcular la cantidad de nitrógeno en 2,175 g.

$$\frac{0,3593 \text{ g de N}}{1,873 \text{ g de muestra}} = \frac{X \text{ g de N}}{2,175 \text{ g de muestra}}$$

Despejando X :

$$X \text{ g de N} = \frac{0,3593 \text{ g de N} \times 2,175 \text{ g de muestra}}{1,873 \text{ g de muestra}} = 0,4171 \text{ g de N}$$

La masa de oxígeno en la muestra se determina por diferencia:

$$\text{Masa de O} = 2,175 \text{ g del compuesto} - (1,0745 \text{ g C} + 0,2100 \text{ g H} + 0,4171 \text{ g N})$$

$$\text{Masa de O} = 0,4734 \text{ g de O}$$

Moles de cada elemento:

$$1,0745 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12,0 \text{ g de C}} = 0,08954 \text{ mol de C}$$

$$0,2100 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1,0 \text{ g de H}} = 0,2100 \text{ mol de H}$$

$$0,4171 \text{ g de N} \times \frac{1 \text{ mol de N}}{14,0 \text{ g de N}} = 0,02979 \text{ mol de N}$$

$$0,4734 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16,0 \text{ g de O}} = 0,02959 \text{ mol de O}$$

El menor valor obtenido es el del oxígeno: 0,02959 mol.

Se divide cada valor entre 0,02959

Carbono	Hidrógeno	Nitrógeno	Oxígeno
<u>0,08954</u>	<u>0,2100</u>	<u>0,02979</u>	<u>0,02959</u>
0,02959	0,02959	0,02959	0,02959
3,026 ≈ 3	7,097 ≈ 7	1,007 ≈ 1	1,00

La fórmula empírica del compuesto es: C<sub>3</sub>H<sub>7</sub>NO

Para determinar la fórmula molecular es necesario calcular la masa molar de la fórmula empírica:

Elemento	Nº de átomos	Masa atómica (de la tabla)	Masa de cada elemento presente en 1 mol del compuesto
C	3	12,0	3 x 12,0 = 36,0
H	7	1,0	7 x 1,0 = 7,0
N	1	14,0	1 x 14,0 = 14,0
O	1	16,0	1 x 16,0 = 16,0

Masa molar: 73,0 g/mol

Se divide la masa molar del compuesto (146 g/mol) entre la masa molar de la fórmula empírica.

$$\text{múltiplo} = \frac{\text{Masa molar de la fórmula molecular}}{\text{Masa molar de la fórmula empírica}} = \frac{146 \text{ g/mol}}{73,0 \text{ g/mol}} = 2$$

Por lo tanto la fórmula molecular es el doble de la fórmula empírica.

Fórmula molecular:  $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{N}_2\text{O}_2$

### 4.3 ECUACIONES QUIMICAS

4.3.1. BALANCEO DE ECUACIONES: Una reacción química se representa correctamente por medio de una ecuación balanceada. Antes de realizar cualquier cálculo estequiométrico es necesario balancear la ecuación.

Al balancear una ecuación sólo deben colocarse coeficientes antes de cada fórmula **NUNCA DEBEN MODIFICARSE LOS SUBÍNDICES DE LAS FORMULAS QUE INTERVIENEN EN LA ECUACIÓN**, pues se estaría modificando la identidad de los compuestos involucrados. Por ejemplo, no es lo mismo tener en una ecuación CO (monóxido de carbono) que tener CO<sub>2</sub> (anhídrido carbónico), o tener H<sub>2</sub>O que tener H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (agua oxigenada).

Se recomienda seguir el siguiente orden al balancear una ecuación:

- Primero se balancean los metales
- Luego los no metales (excluyendo H y O)
- Luego el hidrógeno y por último
- El oxígeno.

Sin embargo en ocasiones este orden no conduce a resultados rápidos. En esos casos es conveniente comenzar a balancear por aquel elemento que sólo aparezca una vez en los reactantes y una vez en los productos.

4.3.2. RELACION ENTRE REACTANTES Y PRODUCTOS: A partir de la ecuación química balanceada y la masa de uno de los reactantes o productos, se puede determinar la masa de cualquier otro reactante o producto que intervenga en la reacción. Este es el fundamento del *cálculo estequiométrico*. Se emplea como factor de conversión la relación estequiométrica obtenida de la ecuación balanceada.

Ejemplo 4.10 El ácido fluorhídrico en solución no se puede guardar en frascos de vidrio debido a que reacciona con algunos componentes del vidrio, como el silicato de sodio  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ . La ecuación BALANCEADA que representa la reacción es:



- ¿Qué masa de silicato de sodio reacciona con 200 g de HF?
- ¿Qué masa de fluoruro de sodio se obtiene de la reacción anterior?

El procedimiento a seguir para resolver el problema es el siguiente:

1. Balancear la ecuación
2. Transformar la cantidad de HF de gramos a moles
3. Utilizar la ecuación balanceada para establecer un factor de conversión estequiométrico y así relacionar los compuestos que intervienen en la reacción. Con esto se calculan los moles de cualquier compuesto a partir de uno conocido.
4. Transformar las cantidades obtenidas de moles a gramos.

Paso 1: Ya la ecuación está balanceada.

Paso 2: Transformar 200 g de HF a moles

$$200 \text{ g de HF} \times \frac{1 \text{ mol de HF}}{20,0 \text{ g de HF}} = 10,0 \text{ mol de HF}$$

Paso 3: Utilizar la ecuación balanceada

Calcular la cantidad de silicato de sodio que reacciona (en moles) con 10,0 mol de HF

$$10,0 \text{ mol de HF} \times \frac{1 \text{ mol de Na}_2\text{SiO}_3}{8 \text{ mol de HF}} = 1,25 \text{ mol de Na}_2\text{SiO}_3$$

Calcular la cantidad de fluoruro de sodio que se obtiene:

$$10,0 \text{ mol de HF} \times \frac{2 \text{ mol de NaF}}{8 \text{ mol de HF}} = 2,50 \text{ mol de NaF}$$

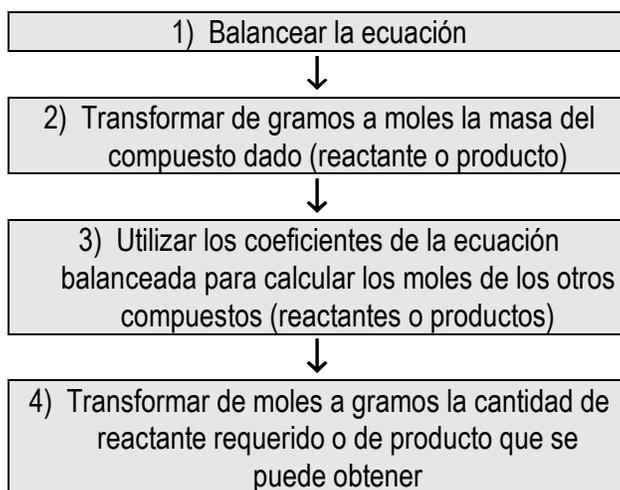
Paso 4: Transformar los moles a gramos

$$1,25 \text{ mol de Na}_2\text{SiO}_3 \times \frac{122 \text{ g de Na}_2\text{SiO}_3}{1 \text{ mol de Na}_2\text{SiO}_3} = 153 \text{ g de Na}_2\text{SiO}_3$$

$$2,50 \text{ mol de NaF} \times \frac{42 \text{ g de NaF}}{1 \text{ mol de NaF}} = 105 \text{ g de NaF}$$

Respuesta: a) 153 g de  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  b) 105 g de NaF

**Figura 4-2 Procedimiento a seguir para determinar cantidades de reactivos y productos a partir de uno de ellos.**



4.3.3. **REACTIVO LIMITANTE:** Es el reactivo que se consume totalmente en una reacción química.

Ejemplo 4.11 ¿Cuántos emparedados elaborados con dos rebanadas de pan y una de jamón se pueden preparar si se dispone de 20 rebanadas de jamón y 36 rebanadas de pan?



Con 20 rebanadas de jamón se pueden preparar 20 emparedados, si hubiese suficiente pan.

Con 36 rebanadas de pan se pueden preparar 18 emparedados, si hubiese suficiente jamón.

Por lo tanto sólo se pueden preparar 18 emparedados, ya que, no hay suficiente pan, o hay jamón de sobra. El pan es el **reactivo limitante** y las dos rebanadas de jamón sobrantes son el **reactivo en exceso**.

Ejemplo 4.12. Suponga que una caja contiene: 93 tornillos, 102 tuercas y 150 arandelas. ¿Cuántos grupos de un tornillo, una tuerca y dos arandelas pueden formarse?



Con 93 tornillos se pueden formar 93 grupos si hubiese suficiente cantidad de tuercas y arandelas

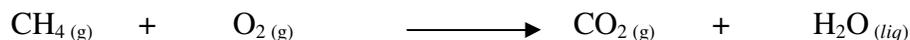
Con 102 tuercas se pueden formar 102 grupos si hubiese suficiente cantidad de tornillos y arandelas

Con 150 arandelas se pueden formar 75 grupos si hubiese suficiente cantidad de tornillos y tuercas.

Por lo tanto sólo se pueden formar 75 grupos, con lo cual se emplean todas las arandelas. Por tanto éstas serán el **reactivo limitante**. Sobran 18 tornillos y 27 tuercas, que serán los **reactivos en exceso**.

El razonamiento utilizado en los ejemplos 4.11 y 4.12 se puede aplicar a las reacciones químicas, como se muestra en el siguiente ejemplo.

Ejemplo 4.13 Determine la masa de CO<sub>2</sub> que se producirá al reaccionar 8,00 g de CH<sub>4</sub> con 48,00 g de O<sub>2</sub> según la siguiente ecuación (no balanceada):



Lo primero que se debe hacer para resolver un problema de estequiometría es escribir la ecuación y balancearla.



Luego se transforman las cantidades de cada reactivo de gramos a moles:

$$8,00 \text{ g de CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{16,0 \text{ g de CH}_4} = 0,500 \text{ mol de CH}_4$$

$$48,00 \text{ g de O}_2 \times \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32,0 \text{ g de O}_2} = 1,500 \text{ mol de O}_2$$

Otra forma de determinar el reactivo limitante es la siguiente:

- Se determina la cantidad de O<sub>2</sub> que se necesita para que se consuma TODO el CH<sub>4</sub>.

$$0,500 \text{ mol de CH}_4 \times \frac{2 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de CH}_4} = 1,00 \text{ mol de O}_2$$

Si se dispone de 1,500 moles de O<sub>2</sub>, esto significa que sobrá O<sub>2</sub>. Por lo tanto éste es el reactivo que sobra

- Se determina la cantidad de CH<sub>4</sub> que se necesita para que se consuma TODO el O<sub>2</sub>.

$$1,500 \text{ mol de O}_2 \times \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{2 \text{ mol de O}_2} = 0,750 \text{ mol de CH}_4$$

Si se dispone sólo de 0,500 moles de CH<sub>4</sub>, esto significa que faltará CH<sub>4</sub>. Por lo tanto éste es el reactivo que falta, es el **reactivo limitante**.

Se puede elaborar una tabla con la información calculada:

Compuesto:	Cantidad disponible:	Cantidad que se necesita:	Conclusión:
CH <sub>4</sub>	0,500 mol	0,750 mol	Falta CH <sub>4</sub>
O <sub>2</sub>	1,500 mol	0,500 mol	Sobra O <sub>2</sub>

El reactivo que falta es el limitante, el que sobra es el que está en exceso.

A partir de aquí el problema se resuelve siguiendo los pasos indicados en la figura 4-2, a partir del paso 3, **tomando como base el reactivo limitante**.

Se determina la cantidad REAL de O<sub>2</sub> que se necesita y la cantidad de cada producto que se obtiene.

$$0,500 \text{ mol de CH}_4 \times \frac{2 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de CH}_4} = 1,00 \text{ mol de O}_2$$

$$0,500 \text{ mol de CH}_4 \times \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de CH}_4} = 1,00 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$0,500 \text{ mol de CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CH}_4} = 0,500 \text{ mol de CO}_2$$

Para visualizar mejor el desarrollo del problema se recomienda hacer una tabla con toda la información obtenida hasta ahora:

Reactivo limitante	REACTANTES		PRODUCTOS		
	CH <sub>4</sub>	+ O <sub>2</sub>	→	CO <sub>2</sub>	+ H <sub>2</sub> O
Cantidad inicial (mol)	0,500	1,500		-	-
Cantidad que se consume (mol)	- 0,500	- 1,000			
Cantidad que se produce (mol)				+ 0,500	+ 1,000
Cantidad final (mol)	0,000	0,500		0,500	1,000

Se coloca signo (-) a los reactantes que se consumen y un signo (+) a los productos que se forman.

Luego se transforma la cantidad que interese de moles a gramos (paso 4 de la figura 4-2)

$$0,500 \text{ mol de CO}_2 \times \frac{44,0 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 22,0 \text{ g de CO}_2$$

Respuesta: se pueden obtener 22,0 g de CO<sub>2</sub>.

4.3.4. % DE PUREZA: Es la cantidad de compuesto puro (en porcentaje) que existe en una muestra.

En el trabajo normal en una industria, se utilizan productos químicos de diferente grado de pureza, desde los reactivos muy puros (cuya pureza es del 99% y más) hasta reactivos “grado técnico” con una pureza mucho menor.

En los procesos industriales generalmente utilizan reactivos “grado técnico” ya que son menos costosos. Las impurezas que contienen normalmente no afectan el proceso, son inertes y pueden ser eliminadas durante el mismo proceso.

Cuando se realizan cálculos con sustancias que tienen cierto grado de pureza, es necesario eliminarlas antes de comenzar

Ejemplo 4.14: La etiqueta de un producto químico “grado técnico” indica: Oxalato de sodio ( $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) 88,0 % de pureza.



- ¿Qué cantidad de **producto puro** en gramos contiene un barril de 104 kg?
- ¿Cuántos moles de oxalato de amonio contiene un barril de 104 kg?

Se debe “limpiar” el producto ANTES de calcular la cantidad en moles debido a que se conoce la masa molar del compuesto, pero no de las impurezas.

$$104 \text{ kg (impuro)} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{88,0 \text{ g puros}}{100 \text{ g impuros}} = 9,15 \times 10^4 \text{ g puros de } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

$$9,15 \times 10^4 \text{ g puros de } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{134,0 \text{ g de } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 683 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

Respuesta: Un barril de 104 kg contiene SOLO 91,5 kg de producto puro, el resto son impurezas.  
Esta cantidad corresponde a 683 mol de oxalato de sodio.

Aunque matemáticamente es igual calcular primero los moles y luego utilizar el porcentaje de pureza, **químicamente es incorrecto**.

Ejemplo 4.15 Si para determinado proceso fuese necesario utilizar 50,0 g de oxalato de sodio de 88,0 % de pureza, ¿qué cantidad de producto impuro se debe utilizar?

$$50,0 \text{ g puros de Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \times \frac{100 \text{ g impuros}}{88,0 \text{ g puros de Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 56,8 \text{ g impuros}$$

4.3.5. **RENDIMIENTO DE UNA REACCION:** La cantidad de producto que se calcula a partir del consumo de reactivo limitante, es un valor teórico y recibe el nombre de **rendimiento teórico**. En los procesos industriales normalmente se obtiene menos producto del que se calcula teóricamente, esto se conoce como **rendimiento real** o **rendimiento experimental**. El rendimiento real se expresa en forma de porcentaje y se calcula por la siguiente fórmula:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento real (g)}}{\text{Rendimiento teórico (g)}} \times 100$$

Ejemplo 4.16 La aspirina  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$  (ácido acetil salicílico) se prepara a partir de la reacción entre el ácido salicílico  $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$  y el anhídrido acético  $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$ , según la reacción:



En una industria farmacéutica se hacen reaccionar 185 kg de ácido salicílico con exceso de anhídrido acético. Determine la cantidad real de aspirina que se obtiene si el proceso tiene un rendimiento del 80,0 %.

Se debe seguir el procedimiento indicado en la figura 4-2 y luego aplicar el % de rendimiento.

Paso 1: Balancear la ecuación: en este problema la ecuación ya está balanceada.

Paso 2: Transformar la masa del reactante dado a moles: para ello se necesita la masa molar del ácido salicílico  $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ : 138 g/mol

$$185 \text{ kg de C}_7\text{H}_6\text{O}_3 \times \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol de C}_7\text{H}_6\text{O}_3}{138 \text{ g de C}_7\text{H}_6\text{O}_3} = 1,34 \times 10^3 \text{ mol de C}_7\text{H}_6\text{O}_3$$

Paso 3: Utilizar la relación estequiométrica para calcular moles de producto:

$$1,34 \times 10^3 \text{ mol de } C_7H_6O_3 \times \frac{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4}{1 \text{ mol de } C_7H_6O_3} = 1,34 \times 10^3 \text{ mol de } C_9H_8O_4$$

Paso 4: Transformar los moles a gramos:

$$1,34 \times 10^3 \text{ mol de } C_9H_8O_4 \times \frac{180,0 \text{ g de } C_9H_8O_4}{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4} = 2,41 \times 10^5 \text{ g de } C_9H_8O_4$$

Esta cantidad es el rendimiento teórico. El problema pide el rendimiento real:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento real (g)}}{\text{Rendimiento teórico (g)}} \times 100$$

De esta fórmula se despeja el rendimiento real:

$$\text{Rendimiento real (g)} = \frac{\% \text{ de rendimiento}}{100} \times \text{Rendimiento teórico (g)}$$

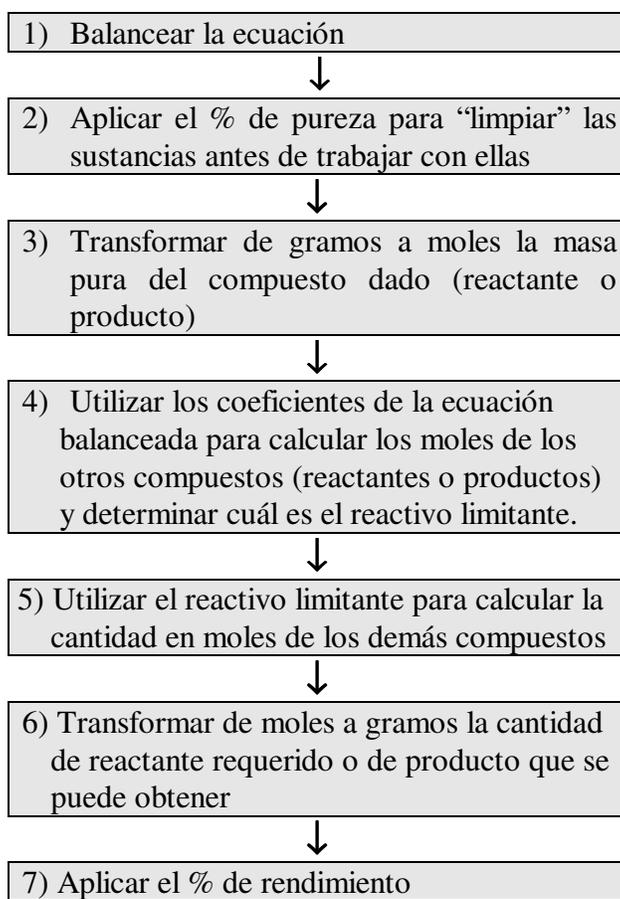
$$\text{Rendimiento real (g)} = \frac{80,0 \% \text{ de rendimiento}}{100} \times 2,41 \times 10^5 \text{ g} = 1,93 \times 10^5 \text{ g}$$

Respuesta: realmente se obtienen  $1,93 \times 10^5$  g de aspirina

El esquema general para resolver un problema de Estequiometría se presenta en la figura 4-3

**Figura 4-3 Procedimiento a seguir para determinar cantidades de reactivos y productos en una reacción.**

---



## 4.4 BALANCEO REDOX

Las reacciones redox son aquellas en las cuales los elementos involucrados en la ecuación cambian su número de oxidación. El cambio se debe a una transferencia de electrones. Estas ecuaciones merecen una sección aparte pues la forma de balancearlas es diferente.

Para balancear estas ecuaciones es necesario explicar los siguientes términos:

Número de oxidación o estado de oxidación: carga eléctrica de un elemento dentro de un compuesto si los electrones fueran transferidos completamente.(ver sección 1.3)

Oxidación: pérdida de electrones; esto se evidencia con un aumento en el estado de oxidación del elemento.

Reducción: ganancia de electrones; esto se evidencia con una disminución en el estado de oxidación del elemento.

Agente reductor: es el elemento que se oxida, ya que dona los electrones para que el otro elemento se reduzca. El agente reductor provoca la reducción de otro elemento.

Agente oxidante: es el elemento que se reduce, ya que acepta los electrones del elemento que se oxidó. El agente oxidante provoca la oxidación del otro elemento.

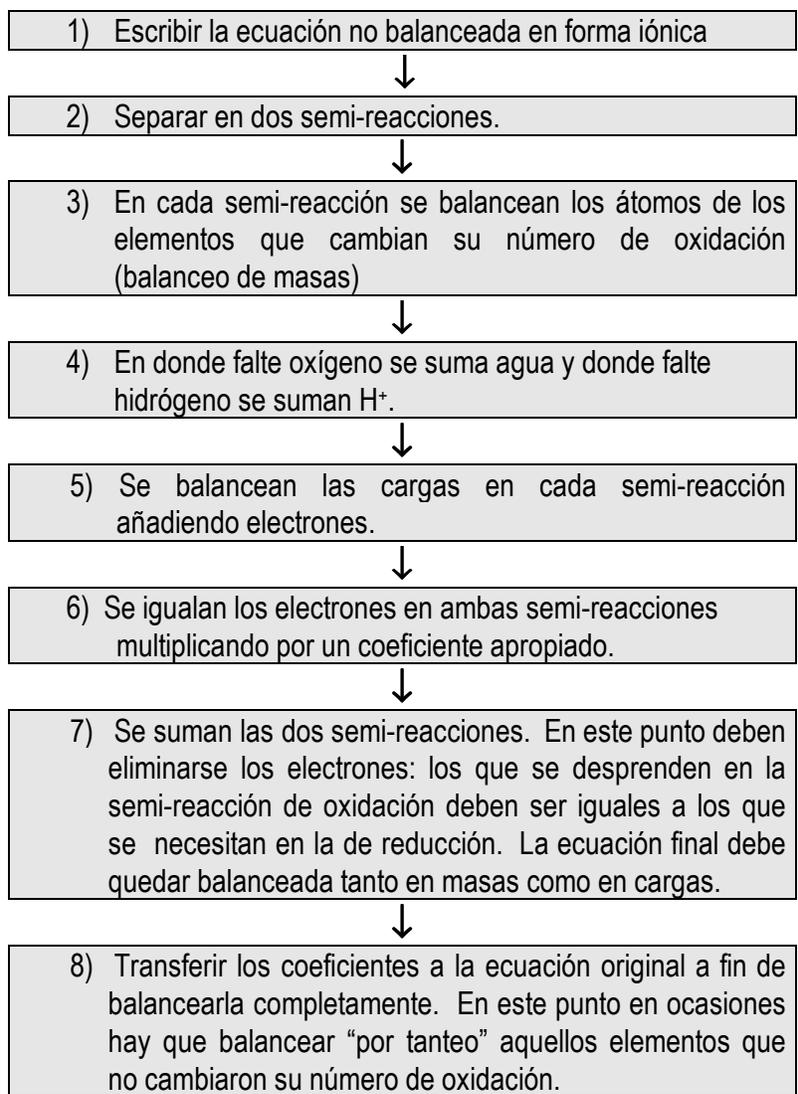
Por conveniencia una reacción redox puede separarse en dos procesos: el proceso de oxidación y el proceso de reducción. Cada uno se representa por una semi-reacción donde se muestran los electrones transferidos.

### 4.4.1 REGLAS PARA ASIGNAR NUMEROS DE OXIDACIÓN

- Los elementos libres, no combinados, tienen número de oxidación cero.
- Para los iones monoatómicos el número de oxidación es igual a la carga del ion.
- El número de oxidación del oxígeno es 2- en la mayoría de los compuestos. En los peróxidos es 1-.(ver 1.3.3)
- El número de oxidación del hidrógeno es 1+ excepto cuando está enlazado con metales en compuestos binarios (hidruros) en los cuales su número de oxidación es 1-.
- En una molécula neutra, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser cero.
- En un ion poli atómico, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser igual a la carga del ion.

4.4.2. BALANCEO DE ECUACIONES REDOX. METODO DEL ION ELECTRÓN EN MEDIO ACIDO

**Figura 4-4 Procedimiento a seguir para balancear una ecuación redox en medio ácido.**

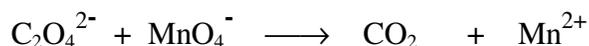


Ejemplo 4.17 Balancear la siguiente ecuación en medio ácido:



En esta ecuación los elementos que cambian su número de oxidación son: el carbono y el manganeso.

Paso 1 : Escribir la ecuación en forma iónica, utilizando los iones que involucren los elementos que cambian su número de oxidación.



Paso 2: separar en semi-reacciones:



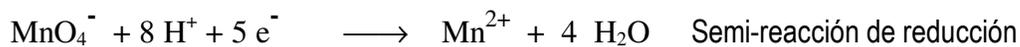
Paso 3: se balancean las masas de los elementos que cambian su número de oxidación

Paso 4: luego se balancea el oxígeno añadiendo agua donde haga falta y el hidrógeno añadiendo  $\text{H}^+$ :

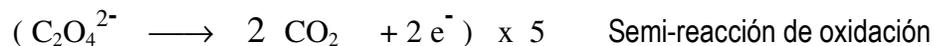


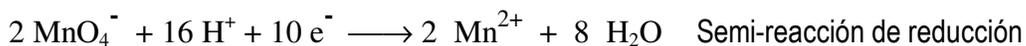
$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$  Se añade agua en los productos para balancear el oxígeno y se añade  $\text{H}^+$  en los reactantes para balancear el hidrógeno.

Paso 5: se balancean las cargas utilizando electrones donde la carga neta sea mayor.

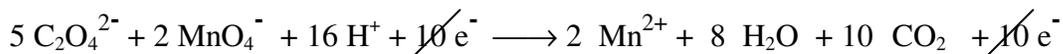
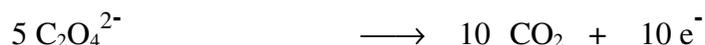


Paso 6: Se igualan los electrones en ambas semi-reacciones multiplicando por un coeficiente apropiado. Se multiplica la semi-reacción de oxidación por 5 y la de reducción por 2; así quedan 10 electrones en cada semi-reacción.





Paso 7: Se suman las dos semi-reacciones:



La ecuación iónica que queda balanceada tanto en masa como en cargas.

Paso 8: Transferir los coeficientes a la ecuación original a fin de balancearla completamente. Hay que balancear “por tanteo” aquellos elementos que no cambiaron su número de oxidación: el azufre, el sodio y el potasio.

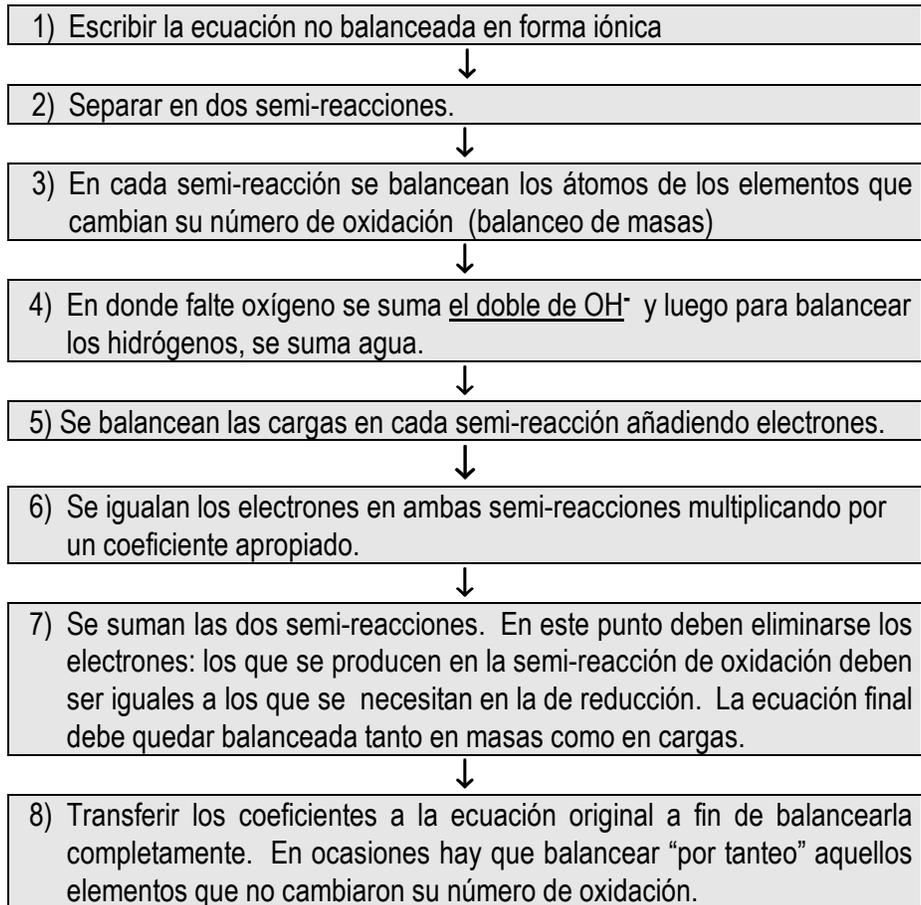
La ecuación balanceada es:



#### 4.4.3. BALANCEO DE ECUACIONES REDOX. METODO DEL ION ELECTRÓN EN MEDIO BASICO

Para balancear una ecuación en medio básico se utilizan tanto el agua como los iones  $\text{OH}^-$  para igualar los oxígenos y los hidrógenos. Hay que tomar en cuenta que cada dos iones  $\text{OH}^-$  proporcionan 1 átomo de oxígeno y 1 molécula de agua.

**Figura 4-5 Procedimiento a seguir para balancear una ecuación redox en medio básico.**



---

#### 4.5 PROBLEMAS PROPUESTOS

1.- ¿Cuál de las siguientes muestras tiene más átomos?

- a) Una molécula de  $C_2H_6$
- b) Un mol de  $C_2H_6$
- c) 30,0 g de  $C_2H_6$
- d)  $4,99 \times 10^{-23}$  g de  $C_2H_6$

Ordene las muestras en forma creciente de número de átomos.

2.- ¿Cuál de las siguientes muestras tiene más átomos?

- a) Un mol de  $CO_2$
- b) 88,0 g de  $CO_2$
- c)  $4,39 \times 10^{-22}$  g de  $CO_2$

Ordene las muestras en forma creciente de número de átomos.

3.- A continuación encontrará una lista de muestras y sus cantidades:

- Muestra A: 2,000 mol de hielo seco (anhídrido carbónico)  
Muestra B:  $7,27 \times 10^{24}$  moléculas de tiza (carbonato de calcio)  
Muestra C: 1,201 mol de yeso (sulfato de calcio dihidratado)  
Muestra D:  $5,10 \times 10^{25}$  moléculas de una de las sales usadas en los fuegos artificiales de color rojo (nitrato de estroncio)  
Muestra E: 0,011 mol de clorofila ( $C_{55}H_{72}MgN_4O_5$ )

- a) ¿Cuál de las muestras tendrá mayor masa y cuál tendrá menor masa?  
b) Ordene las muestras en forma creciente de masas

4.- Determine el número de átomos de cada una de las siguientes muestras

- Muestra A: 14,0 g de oxígeno gaseoso  
Muestra B: 2,50 g de "leche de magnesia" (hidróxido de magnesio)  
Muestra C: 14,0 g de ácido sulfhídrico  
Muestra D: 10,00 g de polvo de hornear (bicarbonato de sodio)  
Muestra E: 1,00 g de "cal viva" (óxido de calcio)  
Muestra F: 6,0 g de "mina" de lápiz (grafito, carbón)

5.- ¿Cuál de las siguientes muestras contiene la mayor cantidad en masa de cloro? Ordene las muestras de menor a mayor cantidad de cloro en masa.

- Muestra A: 5,00 g de  $CaCl_2$   
Muestra B: 60,00 g de  $NaClO_3$   
Muestra C:  $10,00 \times 10^{25}$  moléculas de  $Al(ClO)_3$   
Muestra D: 0,500 mol de cloro gaseoso  
Muestra E: 58,5 g de sal de mesa.

6.- Un agricultor desea comprar un compuesto para utilizarlo como fuente de nitrógeno para fertilizar su sembradío. Cuando acude a la tienda le ofrecen las siguientes alternativas en forma sólida:

- Fertilizante 1: Nitrato de amonio  $NH_4NO_3$   
Fertilizante 2: Nitrato de magnesio  $Mg(NO_3)_2$   
Fertilizante 3: Urea  $(NH_2)_2CO$   
Fertilizante 4: Guanidina  $HNC(NH_2)_2$

Si todos los compuestos tuviesen el mismo precio por kilogramo (2500 Bs/kg), determine:

- a) La masa de nitrógeno que hay en 1,00 kg de cada uno de los compuestos  
b) El número de átomos de nitrógeno que hay en 1,00 kg de cada compuesto  
c) El precio de cada compuesto expresado como Bs/kg de nitrógeno  
d) ¿Cuál compuesto le recomendaría usted al agricultor para que obtuviese el mayor rendimiento de nitrógeno? Justifique brevemente su respuesta.

7.- El acetaminofen es el ingrediente activo de algunos analgésicos y antipiréticos (para bajar la fiebre). La fórmula del compuesto es  $C_8H_9O_2N$ .

Determine la composición porcentual del acetaminofen

8.- Los aminoácidos son la base de las proteínas. El aminoácido más simple es la glicina que contiene H, C, N y O. El análisis de una muestra 2,015 g de glicina da como resultado 0,6448 g de carbono, 0,3760 g de nitrógeno, 0,8590 g de oxígeno y el resto es hidrógeno.

- a) Calcule la composición porcentual de la glicina
- b) ¿Cuál es la fórmula empírica de la glicina?

9.- En un laboratorio se analizó un compuesto y se determinó que contiene C, H, O y N. Para determinar su fórmula empírica se sometieron a combustión 4,030 g del compuesto en un equipo similar al mostrado en la figura 4-1, y se obtuvieron 4,7285 g de  $\text{CO}_2$  y 2,4336 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . En otro experimento se determinó que 4,030 g del compuesto contienen 0,7520 g de nitrógeno.

Determine la fórmula empírica del compuesto

10.- El ácido adípico se utiliza en la elaboración de telas sintéticas, principalmente se utiliza para elaborar nylon. Este ácido tiene una masa molar de 146 g/mol y está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. Una muestra de 1,6380 g de ácido adípico contiene 0,8077 g de carbono, 0,1130 g de hidrógeno y el resto es oxígeno

- a) Determine la composición porcentual del ácido adípico
- b) Determine la fórmula empírica
- c) Determine la fórmula molecular

11.- Los aminoácidos son la base de las proteínas. La lisina es un aminoácido esencial en el organismo humano está formado por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno.

El análisis de una muestra de 2,175 g de lisina dio como resultado 1,0745 g de carbono y 0,2100 g de hidrógeno.

Otra muestra de lisina de 1,873 g se analizó y se encontró que contenía 0,3592 de nitrógeno.

- a) Determine la composición porcentual de la lisina
- b) Determine la fórmula empírica de la lisina
- c) Determine la fórmula molecular si la masa molar de la lisina es 146 g/mol

12.- La cafeína es un compuesto químico que está presente en el café y en algunas bebidas gaseosas como la Coca Cola. La cafeína está formada por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno.

El análisis de una muestra de 0,9700 g de cafeína dio como resultado 0,4800 g de carbono y 0,0500 g de hidrógeno.

Otra muestra de cafeína se analizó y se encontró que contenía 28,87 % de nitrógeno.

- a) Determine la composición porcentual de la cafeína
- b) Determine la fórmula empírica
- c) Determine la fórmula molecular si la masa molar de la cafeína es 194 g/mol

13.- Para determinar la fórmula de un compuesto formado por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno se realizó el siguiente análisis:

Se sometió a combustión una muestra de 0,4850 g del compuesto y se obtuvo como resultado 0,8800 g de CO<sub>2</sub> y 0,2250 g de agua.

En otro análisis, se tomó una muestra de 0,9700 g de compuesto y se separó todo el nitrógeno como NH<sub>3</sub>, la masa obtenida fue 0,3400 g

- Determine la fórmula empírica del compuesto
- Si la masa molar del compuesto es 194 g/mol, determine la fórmula molecular

14.- En la naturaleza existen millones de compuestos que están formados por hidrógeno, carbono y oxígeno. Este tipo de muestras se analiza por combustión, en un horno donde se quema una masa conocida del compuesto en presencia de una corriente de oxígeno; todo el carbono de la muestra se transforma en dióxido de carbono y todo el hidrógeno se transforma en agua. Ambos gases formados se pesan para determinar la masa de los gases que se formaron en la reacción.

En un laboratorio se desea analizar un compuesto que sólo contiene hidrógeno, oxígeno y carbono. Para ello se toma una muestra del compuesto que pesa 0,1014 g y se quema en presencia de oxígeno, obteniéndose 0,1486 g de dióxido de carbono y 0,0609 g de agua.

- Determine la masa de carbono, hidrógeno y oxígeno presentes en la muestra
- La fórmula empírica del compuesto analizado.

15.- La fermentación es un proceso mediante el cual la glucosa (azúcar simple) se transforma en etanol (alcohol) y dióxido de carbono, según la reacción:



A partir de 350 g de glucosa, determine cuántos gramos de alcohol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) se obtienen.

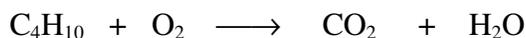
16.- El cianuro de hidrógeno, HCN, es un gas altamente tóxico. Se utiliza para extraer oro a partir de sus minerales y en la fabricación de diversos artículos de plástico y fibras sintéticas. El HCN se obtiene mediante la reacción de amoníaco NH<sub>3</sub> con metano CH<sub>4</sub>. El otro producto de la reacción es hidrógeno gaseoso.

¿Qué cantidad de HCN (en gramos) se puede obtener a partir de 254 g de amoníaco puro con exceso de metano?

17.- Un químico necesita 80,00 g de sulfato de níquel II anhidro (NiSO<sub>4</sub>) para realizar un experimento y no lo tiene a mano. Sin embargo, en su laboratorio existe gran cantidad de la sal hexa hidratada NiSO<sub>4</sub>·6H<sub>2</sub>O, el cual puede deshidratarse por calentamiento.

- Represente mediante una ecuación la reacción de deshidratación de la sal hidratada.
- ¿Qué cantidad del compuesto hidratado necesita calentar para obtener 80,00 g de la sal deseada?

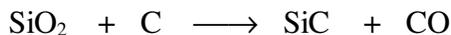
18.- Para la siguiente ecuación química.



- Balancee la ecuación.

- b) Determine la masa molar (peso molecular) de todos los compuestos que intervienen en la reacción.  
 c) Determine la cantidad de agua (en moles) que se producen cuando reaccionan 10,0 g de  $C_4H_{10}$  con 10,0 g de oxígeno gaseoso.

19.- El carburo de silicio es un abrasivo que se obtiene por la reacción de dióxido de silicio con grafito:



Si se hacen reaccionar 377,0 g de dióxido de silicio de 85,00 % de pureza con 446,0 g de grafito de 50,00 % de pureza, ¿Qué cantidad de cada producto (en gramos) se obtiene si el rendimiento es 80,0 %?

20.- El sulfato de amonio es un fertilizante que se obtiene industrialmente haciendo reaccionar amoníaco con ácido sulfúrico según la siguiente reacción:



Se hacen reaccionar 250 g de ácido sulfúrico de 75,0 % de pureza con 250 g de amoníaco puro

- a) ¿Cuál es el reactivo limitante?  
 b) ¿Cuánto sobra (en gramos) del otro compuesto?  
 c) ¿Cuántos gramos de fertilizante se obtienen?  
 d) ¿Cuál es el rendimiento teórico de fertilizante?  
 e) Si el % de rendimiento es 80,0 % ¿Cuál es el rendimiento real de fertilizante?

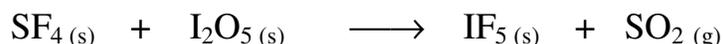
21.- El bicarbonato de sodio se descompone cuando se calienta, produciendo la siguiente reacción:



A partir de 250 g de bicarbonato de sodio

- a) ¿Cuántos gramos de carbonato de sodio ( $Na_2CO_3$ ) se obtienen?  
 b) Si la reacción tiene un rendimiento del 85,0%, ¿Cuántos gramos de  $CO_2$  se obtendrían?

22.- Se hacen reaccionar 11,77 g de tetrafluoruro de azufre de 85,00 % de pureza con 16,67 g de anhídrido yódico de 60,00 % de pureza según la reacción:

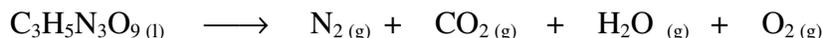


Determine:

- a) ¿Cuál de los reactivos es el limitante? Justifique adecuadamente su respuesta  
 b) ¿Cuánto sobra (en gramos) del reactivo que está en exceso?

- c) Si el rendimiento de la reacción es 90,00 % determine la masa (en gramos) de pentafluoruro de yodo obtenido y la masa (en gramos) de anhídrido sulfuroso obtenido

23.- La nitroglicerina es un líquido aceitoso de color amarillo pálido. Es muy sensible al impacto. Basta con agitar el líquido para que ocurra la siguiente reacción:



Se agita vigorosamente una muestra impura de nitroglicerina cuya masa es 250,00 g y se obtienen 6,608 g de oxígeno gaseoso. Determine:

- El porcentaje de pureza de la muestra original de nitroglicerina
- La cantidad de moléculas de agua obtenidas en la reacción

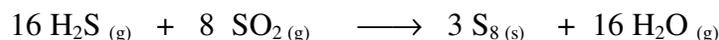
24.- El "superfosfato" es un fertilizante soluble en agua. Es una mezcla de  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  y  $\text{CaSO}_4$  y se forma por la siguiente reacción:



Si se mezclan 250 g de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  de 85,0 % de pureza con 150,0 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de 98,00 % de pureza ¿Qué cantidad de cada producto (en gramos) se obtiene?

25.- El dióxido de azufre es uno de los mayores contaminantes industriales de la atmósfera. Se produce cuando se queman combustibles que contienen azufre.

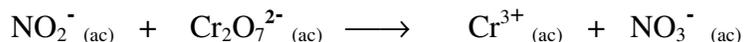
Algunos conservacionistas han sugerido que la contaminación puede ser reducida por medio de la reacción siguiente:



De este modo, una parte del costo del proceso de control de contaminación puede ser recuperado por medio de la venta del azufre sólido producido.

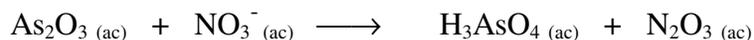
¿Qué cantidad de azufre (en gramos) se obtendrá por medio de la reacción de una muestra de gas que contiene 8,40 g de  $\text{H}_2\text{S}$  y 7,80 g de  $\text{SO}_2$ ?

26.- Para la siguiente ecuación que ocurre en un medio ácido,



- Indique los números de oxidación de cada uno de los elementos.
- Balancee la ecuación
- Indique cuál es la semirreacción de oxidación y explique brevemente el significado del término reducción.

27.- Para la siguiente ecuación que ocurre en un medio ácido,



- Indique los números de oxidación de cada uno de los elementos.
- Balancee la ecuación
- Indique cuál es la semirreacción de reducción y explique brevemente el significado del término oxidación.

28.- \* Al salir de una línea de ensamblaje un automóvil pesó 1 000 kg. Se llenó el tanque con 50 kg de gasolina y para su evaluación, se hizo correr en una pista hasta que el combustible se agotó. Se determinó de nuevo su masa, la cual fue 1 000 kg.

Un profesor le plantea este experimento a sus estudiantes y les pide que determinen **la masa de los gases expulsados** durante el recorrido del automóvil en la pista de pruebas. La respuesta correcta es:

- Mayor de 50 kg
- Igual a 50 kg
- Menor de 50 kg

Varios estudiantes proporcionaron las siguientes explicaciones. ¿Cuál es la explicación correcta?

- Estudiante I:** “La gasolina fue utilizada totalmente por el motor del carro y desapareció. Sólo una pequeña porción de gasolina se transformó en gases de escape”
- Estudiante II:** “Gases de escape... no hay gases en la gasolina... ¿De dónde salen los gases de escape?”
- Estudiante III:** “El humo o gases de escape no tienen masa. Si un gas se forma, el carro se hace más liviano”.
- Estudiante IV:** “Cuando se quema la gasolina, ésta se combina con el oxígeno del aire, produciendo gases que contienen oxígeno”.
- Estudiante V:** “Como la gasolina se transforma en calor y energía cinética, la masa se transforma en energía y la energía no pesa”.
- Estudiante VI:** “La gasolina se ha quemado, transformándose en carbón y el carbón es más denso, por lo tanto pesa más”.

\* Olimpiada Venezolana de Química 1994

29.- \* En la localidad de Santa Isabel, San Juan de los Morros, Estado Guárico, está ubicado un yacimiento caracterizado por ser una mena densa, de granos finos, color gris y lustre metálico, constituida por diferentes conglomerados de minerales, entre ellos los de cobre: azurita, malaquita y calcita.

La azurita es un carbonato básico de cobre en la relación siguiente:  $[\text{CuCO}_3]_x[\text{Cu}(\text{OH})_2]_y$   
Si la composición porcentual de la azurita es 55,35 % de Cu, 0,590 % de H, 6,97 % de C y el resto es oxígeno, calcule el valor de “X” y de “Y” en la fórmula general.



\* Olimpiada Venezolana de Química 1995

En una industria química de producción de ácido fosfórico, se hacen reaccionar 2,00 toneladas de fluorapatita y 1,50 toneladas de ácido sulfúrico. Basado en esta información, determine:

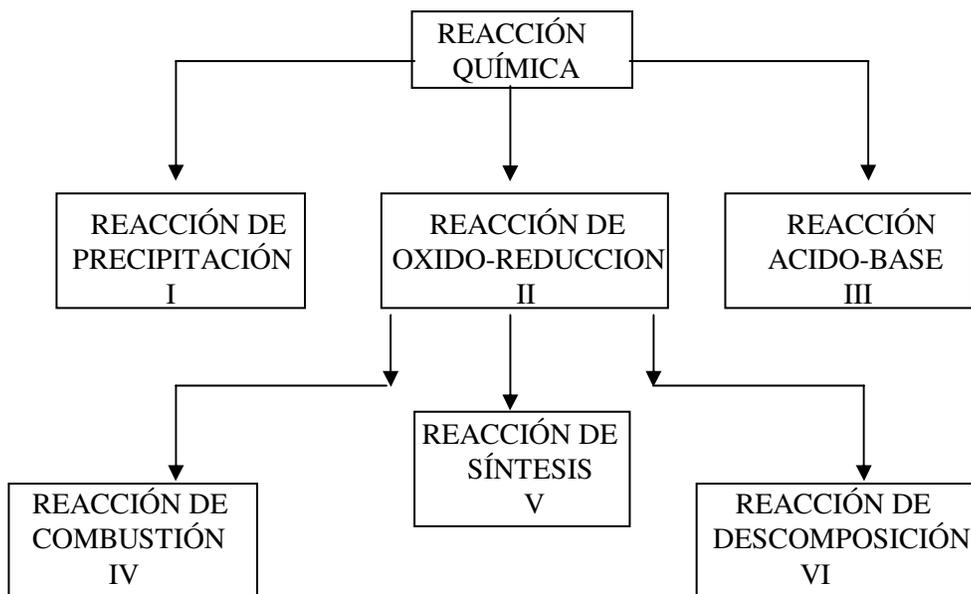
¿Cuál de los dos reactivos es el limitante?

1. Fluorapatita                      2. Ácido sulfúrico

Calcule la cantidad de ácido fosfórico, en toneladas, que se pueden producir a partir de las cantidades de reaccionantes indicadas y la cantidad que sobra, en toneladas, del reactivo en exceso.

- a) 2,94 toneladas de  $H_3PO_4$     y    1,15 toneladas de  $Ca_5(PO_4)_3F$   
 b) 1,70 toneladas de  $H_3PO_4$     y    0,31 toneladas de  $Ca_5(PO_4)_3F$   
 c) 9,80 toneladas de  $H_3PO_4$     y    4,10 toneladas de  $Ca_5(PO_4)_3F$   
 d) 0,90 toneladas de  $H_3PO_4$     y    0,46 toneladas de  $Ca_5(PO_4)_3F$

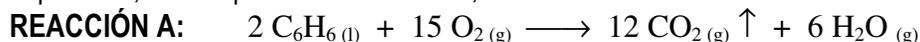
32.- \* Las reacciones químicas se pueden clasificar según diferentes criterios. Uno de esos criterios se presenta en el diagrama siguiente:



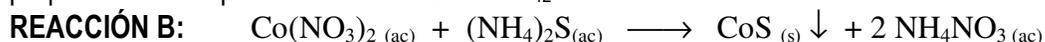
A continuación se presentan las propiedades de algunos compuestos y una de las reacciones donde intervienen:

\* Olimpiada Venezolana de Química 1996

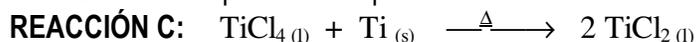
El benceno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) es un líquido de punto de ebullición 80°C, posee un olor característico, es muy inflamable y tóxico, es ampliamente usado como solvente, en la síntesis de explosivos, de compuestos medicinales, de colorantes...



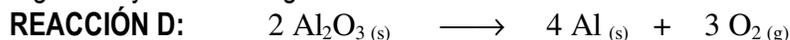
El nitrato de cobalto II es un polvo rojo pálido, soluble en agua, el cual se utiliza en la manufactura de pigmentos para la decoración de objetos de barro y porcelana y en la preparación de suplementos de la vitamina B<sub>12</sub>.



El tetracloruro de titanio es un líquido incoloro y de olor penetrante. El TiCl<sub>4</sub> se usa en la manufactura de perlas artificiales y como materia prima para la síntesis del catalizador empleado en la polimerización de olefinas.



El óxido de aluminio (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) es un polvo cristalino blanco, poco conductor de la electricidad, insoluble en agua, que se solubiliza muy lentamente en soluciones alcalinas para formar hidróxidos. Se usa como adsorbente, desecador, abrasivo, como relleno de pinturas y barnices, en la manufactura de aleaciones, materiales cerámicos, aislante de materiales eléctricos, en cementos dentales, vidrios, gemas artificiales, como catalizador de reacciones orgánicas y en cromatografía.



De acuerdo con la información proporcionada en el diagrama, clasifique las reacciones A, B, C y D:

- |           |        |       |         |
|-----------|--------|-------|---------|
| a) A = V  | B = VI | C = I | D = III |
| b) A = IV | B = VI | C = I | D = II  |
| c) A = VI | B = II | C = V | D = I   |
| d) A = IV | B = I  | C = V | D = VI  |

33.- \* Cuando ocurre una reacción química, los reactivos o sustancias que reaccionan, pueden no estar presentes en las cantidades estequiométricas exactas; esto es en las proporciones indicadas en la ecuación balanceada.

Al reactivo que se consume totalmente se le llama reactivo limitante, dado que cuando este reactivo se agota, no se puede formar más producto. A los otros reactivos que quedan en exceso, se les denomina reactivos excedentes.

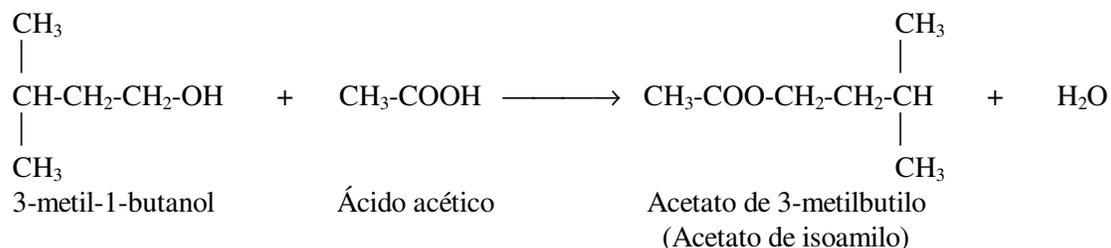
En la práctica los químicos escogen la sustancia más costosa como reactivo limitante, porque desean asegurarse que se consuma totalmente en la reacción. A menudo es difícil y costoso recuperar los reactivos excedentes; no obstante en muchos procesos industriales se reciclan.

\* Olimpiada Venezolana de Química 1996

Los ésteres son compuestos orgánicos de olor agradable que se encuentran en muchas frutas y flores. El responsable del olor de las bananas, llamado comúnmente "esencia de

cambur” se obtiene entre la reacción entre el ácido acético (ácido etanoico) y el 3-metil-1-butanol.

Considere la siguiente reacción química representada por la ecuación:



Suponga que la reacción anterior tiene un rendimiento de 100% y que se hacen reaccionar 0,431 mol de 3-metil-1-butanol con 32,0 g de ácido acético.

Basado en la información anterior, determine ¿cuál de los dos reactivos es el reactivo excedente?

- 1) 3-metil-1-butanol      2) Ácido acético

¿Qué cantidad, en moles, se produce de la “esencia de cambur”?

- a) 0,963 mol    b) 0,431 mol    c) 0,532 mol

34.- \* Un profesor de química realizó el siguiente experimento frente a un grupo de estudiantes:

Colocó dos cubos de hielo de igual masa y tamaño en dos recipientes idénticos y los cerró. Determinó la masa de cada recipiente cerrado y su contenido, obteniendo un valor idéntico de 105,0 g para cada uno.

Calentó uno de los recipientes hasta que observó que el cubo de hielo se fundió completamente. Al enfriarse el recipiente determinó de nuevo la masa de cada recipiente. La masa del recipiente (y su contenido) después de calentarlo fue:

- 1) Menor que 105,0 g    2) Igual a 105,0 g    3) Mayor que 105,0 g

Al finalizar el experimento el profesor le pidió a los estudiantes que suministraran una explicación del experimento. De las siguientes explicaciones suministradas por los estudiantes, ¿cuál es correcta?

\* Olimpiada Venezolana de Química 1996

a) Estudiante I: “Como el recipiente estaba tapado, nada pudo desaparecer, pero como el cubo de hielo ya no se ve, la masa disminuyó.”

b) Estudiante II: “Como el hielo es más pesado que el agua, luego de fundirse la masa disminuyó”

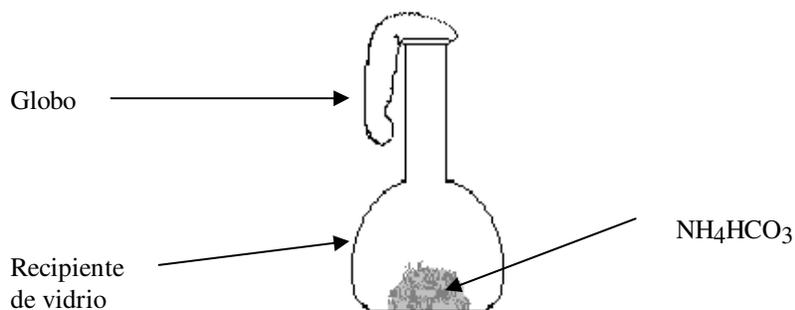
- c) Estudiante III: “La masa disminuyó, ya que la energía (calor) producida al desaparecer el cubo de hielo, desaparece cuando el recipiente se enfría.”
- d) Estudiante IV: “Cuando el cubo de hielo se calienta, se funde, es decir, sólo cambia de estado físico, de sólido a líquido y la masa total no cambia.”
- e) Estudiante V: “El hielo es agua en forma comprimida, por eso al fundirse la masa es mayor.”

35.- \* En la industria de alimentos se utilizan algunos compuestos químicos como leudantes; estas sustancias se descomponen durante el proceso de horneado, produciendo gases que ocasionan el “levantamiento” de la masa, lo que le da al producto un aspecto esponjoso. En la elaboración de cierto tipo de galletas se utiliza como leudante el bicarbonato de amonio, cuya ventaja principal es que no deja residuo en el alimento, ya que se descompone totalmente alrededor de los 60°C, según la reacción:



En el laboratorio se realizó un montaje como el que se muestra en la figura de la siguiente página:

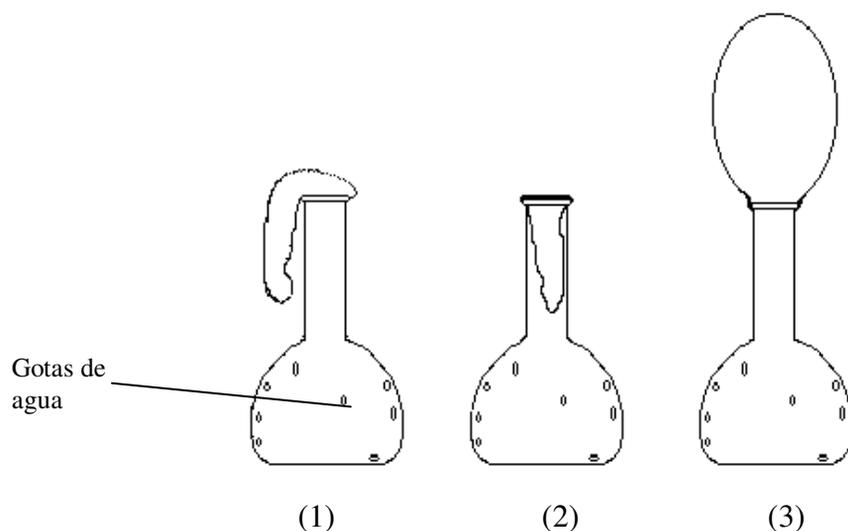
\* Olimpiada Venezolana de Química 1998



El globo, de material flexible resistente, se ajustó a la boca del recipiente para que el sistema quedara herméticamente cerrado. Luego se determinó la masa del equipo: globo, recipiente de vidrio, muestra y globo, resultando ser 257,2 g.

El sistema se calentó lentamente y se mantuvo a la temperatura de 70°C hasta que todo el sólido se descompuso. Se dejó enfriar y de nuevo se determinó su masa.

De las siguientes figuras seleccione la que representa el sistema al finalizar el experimento:



La razón que justifica su selección es:

- No se observa cambio en la masa del sistema antes y después de la reacción.
- Al calentar y luego enfriar, la presión dentro del sistema disminuyó, lo que contribuye a una disminución de masa.
- Al desaparecer el sólido inicial, la masa del sistema disminuye.
- Al formarse gases, aumenta la presión interna del sistema pero la masa no varía.

## CAPITULO 4

### RESOLUCION DETALLADA DE PROBLEMAS DE ESTEQUIOMETRIA

1.- Una molécula de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> tiene 2 átomos de carbono y 6 de hidrógeno. Total = 8 átomos

a) Un mol de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>:

$$b) 1 \text{ mol C}_2\text{H}_6 \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} \times \frac{8 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula C}_2\text{H}_6} = 4,186 \times 10^{24} \text{ átomos}$$

c) Se debe determinar la masa molar del C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>:

Atomo	Nº de átomos x masa atómica		
C	2 x 12	=	24
H	6 x 1	=	6

Masa molar 30 g/mol

$$30,0 \text{ g C}_2\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6}{30 \text{ g C}_2\text{H}_6} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} \times \frac{8 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula C}_2\text{H}_6} = 4,186 \times 10^{24} \text{ átomos}$$

$$d) 4,99 \times 10^{-23} \text{ g C}_2\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6}{30 \text{ g C}_2\text{H}_6} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} \times \frac{8 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula C}_2\text{H}_6} = 8,01 \text{ átomos}$$

Respuesta d: 8 átomos, ya que no es correcto reportar fracciones de átomos

Respuesta: las muestras a y d tienen el mismo número de átomos. Las muestras b y c tienen el mismo número de átomos.

Orden creciente de nº de átomos: a = d < b = c

2.- Masa molar del CO<sub>2</sub>: 44 g/mol

$$a) 1 \text{ mol CO}_2 \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{3 \text{ átomos (1 de C y 2 de H)}}{1 \text{ molécula CO}_2} = 1,806 \times 10^{24} \text{ átomos}$$

$$b) 88,0 \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula CO}_2} = 3,612 \times 10^{24} \text{ átomos}$$

$$c) 4,40 \times 10^{-22} \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula CO}_2} = 18 \text{ átomos}$$

Orden creciente de número de átomos: c < a < b

Química General para Ingenieros

3.-	Muestra	Fórmula	Nº átomos x masa atómica	Masa molar
	A	CO <sub>2</sub>	Carbono: 1 x 12 = 12 Oxígeno: 2 x 16 = 32 Total = 44 g/mol	44 g/mol
	B	CaCO <sub>3</sub>	Calcio: 1 x 40 = 40 Carbono: 1 x 12 = 12 Oxígeno: 3 x 16 = 48 Total = 100 g/mol	100 g/mol
	C	CaSO <sub>4</sub> .2H <sub>2</sub> O	Calcio: 1 x 40 = 40 Azufre: 1 x 32 = 32 Oxígeno: 6 x 16 = 96 Hidrógeno: 4 x 1 = 4 Total = 172 g/mol	172 g/mol
	D	Sr(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	Estroncio: 1 x 87,6 = 87,6 Nitrógeno: 2 x 14 = 28 Oxígeno: 6 x 16 = 96 Total = 211,6 g/mol	211,6 g/mol
	E	C <sub>55</sub> H <sub>72</sub> MgN <sub>4</sub> O <sub>5</sub>	Carbono: 55 x 12 = 660 Hidrógeno: 72 x 1 = 72 Magnesio: 1 x 24 = 24 Nitrógeno: 4 x 14 = 56 Oxígeno: 5 x 16 = 80 Total = 892 g/mol	892 g/mol

$$\text{Muestra A: } 2,000 \text{ mol CO}_2 \times \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 88,00 \text{ g CO}_2$$

Muestra B:

$$7,27 \times 10^{24} \text{ moléculas CaCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}} \times \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 1,21 \times 10^3 \text{ g CaCO}_3$$

Muestra C:

$$1,201 \text{ mol CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \times \frac{172 \text{ g CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} = 206,6 \text{ g CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$$

Muestra D:

$$7,27 \times 10^{24} \text{ moléculas Sr(NO}_3)_2 \times \frac{1 \text{ mol Sr(NO}_3)_2}{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}} \times \frac{211,6 \text{ g Sr(NO}_3)_2}{1 \text{ mol Sr(NO}_3)_2} = 179 \text{ g Sr(NO}_3)_2$$

$$\text{Muestra E: } 0,011 \text{ mol clorofila} \times \frac{892 \text{ g clorofila}}{1 \text{ mol clorofila}} = 9,81 \text{ g clorofila}$$

Mayor masa muestra B, menor masa muestra E. Orden: E < A < D < C < B

Muestra	Fórmula	Nº átomos x masa atómica	Masa molar
A	O <sub>2</sub>	Oxígeno: 2 x 16 = 32 Total = 32 g/mol	32 g/mol
B	Mg(OH) <sub>2</sub>	Magnesio: 1 x 24 = 24 Oxígeno: 2 x 16 = 32 Hidrógeno: 1 x 2 = 2. Total = 58 g/mol	58 g/mol
C	H <sub>2</sub> S	Hidrógeno: 2 x 1 = 2 Azufre: 1 x 32 = 32 Total = 34 g/mol	34 g/mol
D	NaHCO <sub>3</sub>	Sodio: 1 x 23 = 23 Hidrógeno: 1 x 1 = 1 Carbono: 1 x 12 = 12 Oxígeno: 3 x 16 = 48 Total = 84 g/mol	84 g/mol
E	CaO	Calcio: 1 x 40 = 40 Oxígeno: 1 x 16 = 16 Total = 56 g/mol	56 g/mol
F	C	Carbono: 1 x 12 = 12 Total = 12 g/mol	12 g/mol

Muestra A:

$$14,0 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \times \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula O}_2} = 5,27 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Muestra B:

$$2,50 \text{ g Mg(OH)}_2 \times \frac{1 \text{ mol Mg(OH)}_2}{58 \text{ g Mg(OH)}_2} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol Mg(OH)}_2} \times \frac{5 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula Mg(OH)}_2} = 1,30 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Muestra C:

$$14,0 \text{ g H}_2\text{S} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{34 \text{ g H}_2\text{S}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{S}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} \times \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula H}_2\text{S}} = 7,44 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Muestra D:

$$10,00 \text{ g NaHCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84 \text{ g NaHCO}_3} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol NaHCO}_3} \times \frac{6 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula NaHCO}_3} = 4,300 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Muestra E:

$$1,00 \text{ g CaO} \times \frac{1 \text{ mol CaO}}{56 \text{ g CaO}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol CaO}} \times \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula CaO}} = 2,15 \times 10^{22} \text{ átomos}$$

$$\text{Muestra F: } 6,0 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol C}} \times \frac{1 \text{ átomo}}{1 \text{ molécula C}} = 3,0 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

5.-

Muestra	Compuesto	Masa molar
A	CaCl <sub>2</sub>	111 g/mol
B	NaClO <sub>3</sub>	106,5 g/mol
C	Al(ClO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	277,5 g/mol
D	Cl <sub>2</sub>	71 g/mol
E	NaCl	58,5 g/mol

$$\text{Muestra 1: } 5,00 \text{ g CaCl}_2 \times \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{111 \text{ g CaCl}_2} \times \frac{2 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol CaCl}_2} \times \frac{35,5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 3,20 \text{ g Cl}$$

Muestra 2:

$$60,00 \text{ g NaClO}_3 \times \frac{1 \text{ mol NaClO}_3}{106,5 \text{ g NaClO}_3} \times \frac{3 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol NaClO}_3} \times \frac{35,5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 20,00 \text{ g Cl}$$

Muestra 3:

$$10,00 \times 10^{25} \text{ moléculas Al(ClO}_3)_3 \times \frac{3 \text{ átomos Cl}}{1 \text{ molécula Al(ClO}_3)_3} = 30,00 \times 10^{25} \text{ átomos Cl}$$

$$30,00 \times 10^{25} \text{ átomos Cl} \times \frac{1 \text{ mol Cl}}{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos Cl}} \times \frac{35,5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 1,769 \times 10^4 \text{ g Cl}$$

Muestra 4:

$$0,500 \text{ mol Cl}_2 \times \frac{2 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol Cl}_2} \times \frac{35,5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 35,5 \text{ g Cl}$$

Muestra 5:

$$58,5 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} \times \frac{1 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol NaCl}} \times \frac{35,5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 35,5 \text{ g Cl}$$

Orden: Muestra 1 < Muestra 2 < Muestra 4 = Muestra 5 < Muestra 3

6.-

Fertilizante	Compuesto	Masa molar
1 - Nitrato de amonio	NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	80 g/mol
2 - Nitrato de magnesio	Mg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	148 g/mol
3 - Urea	(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> CO	60 g/mol
4 - Guanidina	HNC(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>	59 g/mol

e) Masa de nitrógeno que hay en 1,00 kg de cada uno de los compuestos

$$1,00 \text{ kg NH}_4\text{NO}_3 \times \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} \times \frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} \times \frac{14 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} = 350 \text{ g N}$$

$$1,00 \text{ kg Mg(NO}_3)_2 \times \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol Mg(NO}_3)_2}{148 \text{ g Mg(NO}_3)_2} \times \frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol Mg(NO}_3)_2} \times \frac{14 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} = 189 \text{ g N}$$

$$1,00 \text{ kg (NH}_2)_2\text{CO} \times \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol (NH}_2)_2\text{CO}}{60 \text{ g (NH}_2)_2\text{CO}} \times \frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol (NH}_2)_2\text{CO}} \times \frac{14 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} = 467 \text{ g N}$$

$$1,00 \text{ kg HNC(NH}_2)_2 \times \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol HNC(NH}_2)_2}{148 \text{ g HNC(NH}_2)_2} \times \frac{3 \text{ mol N}}{1 \text{ mol HNC(NH}_2)_2} \times \frac{14 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} = 712 \text{ g N}$$

f) Número de átomos de nitrógeno que hay en 1,00 kg de cada compuesto

Fertilizante 1: Nitrato de amonio (350 g de N/kg)

$$350 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14 \text{ g N}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos N}}{1 \text{ mol N}} = 1,51 \times 10^{25} \text{ átomos de N}$$

Fertilizante 2: Nitrato de magnesio (189 g de N/kg)

$$189 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14 \text{ g N}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos N}}{1 \text{ mol N}} = 8,13 \times 10^{24} \text{ átomos de N}$$

Fertilizante 3: Urea (467 g de N/kg)

$$467 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14 \text{ g N}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos N}}{1 \text{ mol N}} = 2,01 \times 10^{25} \text{ átomos de N}$$

Fertilizante 4: guanidina (712 g de N/kg)

$$712 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14 \text{ g N}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos N}}{1 \text{ mol N}} = 3,06 \times 10^{25} \text{ átomos de N}$$

g) Precio de cada fertilizante expresado como Bs/kg de nitrógeno

Fertilizante 1: 1,00 kg cuesta Bs 2 500 y contiene 350 g de N

$$\text{El precio será: } \frac{2500 \text{ Bs}}{350 \text{ g N}} \times \frac{10^3 \text{ g N}}{1 \text{ kg N}} = 7143 \frac{\text{Bs}}{\text{kg de N}}$$

$$\text{Fertilizante 2: contiene 189 g de N} \quad \frac{2500 \text{ Bs}}{189 \text{ g N}} \times \frac{10^3 \text{ g N}}{1 \text{ kg N}} = 13\,228 \frac{\text{Bs}}{\text{kg de N}}$$

$$\text{Fertilizante 3: contiene 467 g de N} \quad \frac{2500 \text{ Bs}}{467 \text{ g N}} \times \frac{10^3 \text{ g N}}{1 \text{ kg N}} = 5\,353 \frac{\text{Bs}}{\text{kg de N}}$$

$$\text{Fertilizante 4: contiene 712 g de N} \quad \frac{2500 \text{ Bs}}{712 \text{ g N}} \times \frac{10^3 \text{ g N}}{1 \text{ kg N}} = 3\,511 \frac{\text{Bs}}{\text{kg de N}}$$

h) ¿Cuál compuesto le recomendaría al agricultor?

Le recomendaría la guanidina que contiene más nitrógeno por kilogramo

7.- Masa molar del acetaminofen: C<sub>8</sub>H<sub>9</sub>O<sub>2</sub>N

Compuesto	Nº de átomos x masa atómica
C <sub>8</sub> H <sub>9</sub> O <sub>2</sub> N	Carbono: 8 x 12 = 96
	Hidrógeno: 9 x 1 = 9
	Oxígeno: 2 x 16 = 32
	Nitrógeno 1 x 14 = 14
	Total = 151 g/mol

Composición porcentual a partir de la fórmula del compuesto:

$$\% \text{ C} = \frac{8 \times 12 \text{ g/mol}}{151 \text{ g/mol}} \times 100 = 63,58 \% \text{ de C}$$

$$\% \text{ H} = \frac{9 \times 1 \text{ g/mol}}{151 \text{ g/mol}} \times 100 = 5,96 \% \text{ de H}$$

$$\% \text{ O} = \frac{2 \times 16 \text{ g/mol}}{151 \text{ g/mol}} \times 100 = 21,19 \% \text{ de O}$$

$$\% \text{ N} = \frac{1 \times 14 \text{ g/mol}}{151 \text{ g/mol}} \times 100 = 9,27 \% \text{ de N}$$

Nota: Se recomienda reportar los porcentajes con dos decimales, aunque el análisis de cifras significativas indique más o menos cifras.

8.- a) Composición porcentual:

$$\% \text{ C} = \frac{0,6448 \text{ g}}{2,015 \text{ g}} \times 100 = 32,00 \% \text{ de C}$$

$$\% \text{ N} = \frac{0,3760 \text{ g}}{2,015 \text{ g}} \times 100 = 18,66 \% \text{ de N}$$

$$\% \text{ O} = \frac{0,8590 \text{ g}}{2,015 \text{ g}} \times 100 = 42,63 \% \text{ de O}$$

$$\% \text{ H} = \frac{0,1352 \text{ g}}{2,015 \text{ g}} \times 100 = 6,710 \% \text{ de H}$$

b) Fórmula empírica:

Se determina la cantidad de cada elemento en moles:

$$n_C = 0,6448 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 0,05373 \text{ mol C}$$

$$n_N = 0,3760 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14 \text{ g N}} = 0,02686 \text{ mol N} \quad \leftarrow \text{ Más pequeño}$$

$$n_O = 0,8590 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 0,05369 \text{ mol O}$$

$$n_H = 0,1352 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 0,1352 \text{ mol H}$$

Se determina la relación de moles con respecto al más pequeño:

$$\text{Relación C / N: } \frac{0,05373}{0,02686} = 2,00$$

$$\text{Relación N / N: } \frac{0,02686}{0,02686} = 1,00$$

Fórmula Empírica:  $C_2NO_2H_5$

$$\text{Relación O / N: } \frac{0,05369}{0,02686} = 2,00$$

$$\text{Relación H / N: } \frac{0,1352}{0,02686} = 5,03$$

Nota: La fórmula empírica también se puede calcular a partir de la composición porcentual y se obtiene el mismo resultado.

9.- Se determina la cantidad de carbono y de hidrógeno en la muestra original:

$$4,7285 \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 1,2896 \text{ g C}$$

$$2,4336 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 0,2704 \text{ g H}$$

Se determina la cantidad de oxígeno por diferencia:

$$\text{g Oxígeno} = 4,030 \text{ g muestra} - (1,2896 \text{ g C} + 0,2704 \text{ g H} + 0,7520 \text{ g N}) = 1,7180 \text{ g}$$

Se determina la cantidad de cada elemento en moles:

$$n_C = 1,2896 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 0,1075 \text{ mol C}$$

$$n_H = 0,2704 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 0,2704 \text{ mol H}$$

$$n_N = 0,7520 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14 \text{ g N}} = 0,05371 \text{ mol N} \quad \leftarrow \text{ Más pequeño}$$

$$n_O = 1,7180 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 0,1074 \text{ mol O}$$

Se determina la relación de moles con respecto al más pequeño:

$$\text{Relación C / N: } \frac{0,1075}{0,05371} = 2,00$$

$$\text{Relación H / N: } \frac{0,2704}{0,05371} = 5,03$$

$$\text{Relación N / N: } \frac{0,05371}{0,05371} = 1,00$$

Fórmula Empírica:  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$

$$\text{Relación O / N: } \frac{0,1074}{0,05371} = 2,00$$

Nota: La fórmula empírica también se puede calcular a partir de la composición porcentual

10.- a) Composición porcentual:

$$\% \text{ C} = \frac{0,8077 \text{ g}}{1,6380 \text{ g}} \times 100 = 49,31 \% \text{ de C} \quad \% \text{ H} = \frac{0,1130 \text{ g}}{1,6380 \text{ g}} \times 100 = 6,90 \% \text{ de H}$$

Se determina la masa de Oxígeno por diferencia:

$$\text{g Oxígeno} = 1,6380 \text{ g} - (0,8077 \text{ g C} + 0,1130 \text{ g H}) = 0,7173 \text{ g}$$

$$\% \text{ O} = \frac{0,7173 \text{ g}}{1,6380 \text{ g}} \times 100 = 43,79 \% \text{ de O}$$

b) Fórmula empírica:

Se determina la cantidad de cada elemento en moles a partir de la masa en gramos:

$$n_C = 0,8077 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 0,06731 \text{ mol C}$$

$$n_H = 0,1130 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 0,1130 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{O}} = 0,7173 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 0,04483 \text{ mol O} \leftarrow \text{Más pequeño}$$

Se determina la relación de moles con respecto al más pequeño:

$$\text{Relación C/O: } \frac{0,06731}{0,04483} = 1,50 \times 2 = 3,00$$

$$\text{Relación H/O: } \frac{0,1130}{0,04483} = 2,52 \times 2 = 5,04 \quad \text{Fórmula Empírica: } \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2$$

$$\text{Relación O/O: } \frac{0,04483}{0,04483} = 1,00 \times 2 = 2,00$$

c) Fórmula molecular

Masa molar de la fórmula empírica: 73 g/mol

$$\frac{\text{Masa molar de la fórmula molecular}}{\text{Masa molar de la fórmula empírica}} = \frac{146 \text{ g/mol}}{73 \text{ g/mol}} = 2,00$$

Fórmula molecular:  $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_4$

11.- a) Composición porcentual:

$$\% \text{ C} = \frac{1,0745 \text{ g}}{2,175 \text{ g}} \times 100 = 49,40 \% \text{ de C} \quad \% \text{ H} = \frac{0,2100 \text{ g}}{2,175 \text{ g}} \times 100 = 9,66 \% \text{ de H}$$

Se utiliza la otra muestra para determinar el % N:

$$\% \text{ N} = \frac{0,3592 \text{ g}}{1,873 \text{ g}} \times 100 = 19,18 \% \text{ de N}$$

El % de oxígeno se calcula por diferencia:

$$\% \text{ Oxígeno} = 100 - (49,40 \% \text{ C} + 9,66 \% \text{ H} + 19,18 \% \text{ N}) = 21,76 \% \text{ O}$$

b) Se determina la fórmula empírica a partir de los porcentajes debido a que las masas de muestra son diferentes para los dos análisis.

También se puede resolver el problema con las masas de cada elemento, para ello es necesario determinar la masa de cada elemento en una misma masa de muestra.

$$\text{Masa de muestra: } 2,175 \text{ g} \quad \text{masa de C} = 1,0745 \text{ g} \quad \text{masa de H} = 0,2100 \text{ g}$$

Se calcula la masa de nitrógeno y la de oxígeno a partir del % N y del % O:

$$\text{masa N} = \frac{\% \text{ N} \times \text{masa muestra}}{100} = \frac{19,18 \% \times 2,175 \text{ g}}{100} = 0,4172 \text{ g N}$$

$$\text{masa O} = \frac{\% \text{ O} \times \text{masa muestra}}{100} = \frac{21,76 \% \times 2,175 \text{ g}}{100} = 0,4733 \text{ g O}$$

Fórmula empírica a partir de las masas de cada elemento. Se determina la cantidad de cada elemento en moles:

$$n_{\text{C}} = 1,0745 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 0,08954 \text{ mol C}$$

$$n_{\text{H}} = 0,2100 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 0,2100 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{N}} = 0,4172 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14 \text{ g N}} = 0,02980 \text{ mol N}$$

$$n_{\text{O}} = 0,4733 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 0,02958 \text{ mol O} \quad \leftarrow \text{ Más pequeño}$$

Se determina la relación de moles con respecto al más pequeño:

$$\text{Relación C/O} : \frac{0,08954}{0,02958} = 3,03$$

$$\text{Relación H/O} : \frac{0,2100}{0,02958} = 7,10$$

$$\text{Relación N/O} : \frac{0,02980}{0,02958} = 1,01 \quad \text{Fórmula Empírica: C}_3\text{H}_7\text{NO}$$

$$\text{Relación O/O} : \frac{0,02958}{0,02958} = 1,00$$

c) Fórmula molecular

Masa molar de la fórmula empírica (C<sub>3</sub>H<sub>7</sub>NO): 73 g/mol

$$\frac{\text{Masa molar de la fórmula molecular}}{\text{Masa molar de la fórmula empírica}} = \frac{146 \text{ g/mol}}{73 \text{ g/mol}} = 2,00$$

Fórmula molecular: C<sub>6</sub>H<sub>14</sub>N<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

12.- a) Composición porcentual:

$$\% \text{ C} = \frac{0,4800 \text{ g}}{0,9700 \text{ g}} \times 100 = 49,48 \% \text{ de C} \quad \% \text{ H} = \frac{0,0500 \text{ g}}{0,9700 \text{ g}} \times 100 = 5,15 \% \text{ de H}$$

Se determina el porcentaje de Oxígeno por diferencia, ya que se conoce el % N:

$$\% \text{ Oxígeno} = 100 - (49,48 \% \text{ C} + 5,15 \% \text{ H} + 28,87 \% \text{ N}) = 16,50 \% \text{ O}$$

b) Fórmula empírica a partir de los porcentajes:

Se determina la cantidad de cada elemento en moles:

$$n_{\text{C}} = 49,48 \% \text{ C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 4,123 \text{ mol C}$$

$$n_{\text{H}} = 5,15 \% \text{ H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 5,15 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{N}} = 28,87 \% \text{ N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14 \text{ g N}} = 2,062 \text{ mol N}$$

$$n_{\text{O}} = 16,50 \% \text{ O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 1,031 \text{ mol O} \quad \leftarrow \text{ Más pequeño}$$

Se determina la relación de moles con respecto al más pequeño:

$$\text{Relación C/O} : \frac{4,123}{1,031} = 4,00$$

$$\text{Relación H/O} : \frac{5,15}{1,031} = 5,00$$

$$\text{Relación N/O} : \frac{2,062}{1,031} = 2,00 \quad \text{Fórmula Empírica: } \text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$$

$$\text{Relación O/O} : \frac{1,031}{1,031} = 1,00$$

c) Fórmula molecular

Masa molar de la fórmula empírica ( $\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$ ): 97 g/mol

$$\frac{\text{Masa molar de la fórmula molecular}}{\text{Masa molar de la fórmula empírica}} = \frac{194 \text{ g/mol}}{97 \text{ g/mol}} = 2,00$$

Fórmula molecular:  $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$

13.- A partir de la muestra de 0,4850 g se calcula la masa de C y de H:

$$g \text{ C} = 0,8800 \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 0,2400 \text{ g C}$$

$$g \text{ H} = 0,2250 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 0,02500 \text{ g H}$$

Se calcula ahora % de C y de H:

$$\% \text{ C} = \frac{0,2400 \text{ g C}}{0,4850 \text{ g muestra}} \times 100 = 49,48 \% \text{ C}$$

$$\% \text{ H} = \frac{0,02500 \text{ g H}}{0,4850 \text{ g muestra}} \times 100 = 5,15 \% \text{ H}$$

A partir de la muestra de 0,9700 g se calcula la masa de N y el % N:

$$g \text{ N} = 0,3400 \text{ g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \times \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NH}_3} \times \frac{14 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} = 0,2800 \text{ g N}$$

$$\% \text{ N} = \frac{0,2800 \text{ g N}}{0,9700 \text{ g muestra}} \times 100 = 28,87 \% \text{ de N}$$

Se determina el % O por diferencia:

$$\% \text{ Oxígeno} = 100 - (49,48 \% \text{ N} + 5,15 \% \text{ H} + 28,87 \% \text{ N}) = 16,50 \% \text{ O}$$

Se determina la fórmula empírica a partir de los porcentajes.

Cantidad de cada elemento en moles:

$$n_{\text{C}} = 49,48 \% \text{ C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 4,123 \text{ mol C}$$

$$n_{\text{H}} = 5,15 \% \text{ H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 5,15 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{N}} = 28,87 \% \text{ N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14 \text{ g N}} = 2,062 \text{ mol N}$$

$$n_{\text{O}} = 16,50 \% \text{ O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 1,031 \text{ mol O} \quad \leftarrow \text{ Más pequeño}$$

Se determina la relación de moles con respecto al más pequeño:

$$\text{Relación C/O} : \frac{4,123}{1,031} = 4,00$$

$$\text{Relación H/O} : \frac{5,15}{1,031} = 5,00$$

$$\text{Relación N/O} : \frac{2,062}{1,031} = 2,00$$

Fórmula Empírica:  $C_4H_5N_2O$

$$\text{Relación O/O} : \frac{1,031}{1,031} = 1,00$$

b) Fórmula molecular

Masa molar de la fórmula empírica ( $C_4H_5N_2O$ ): 97 g/mol

$$\frac{\text{Masa molar de la fórmula molecular}}{\text{Masa molar de la fórmula empírica}} = \frac{194 \text{ g/mol}}{97 \text{ g/mol}} = 2,00$$

Fórmula molecular:  $C_8H_{10}N_4O_2$

14.- a) Masa de cada elemento presente en la muestra:

$$g \text{ C} = 0,1486 \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 0,04053 \text{ g C}$$

$$g \text{ H} = 0,0609 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 0,00677 \text{ g H}$$

$$g \text{ Oxígeno} = 0,1014 \text{ g muestra} - (0,04053 \text{ g C} + 0,00677 \text{ g H}) = 0,0541 \text{ g O}$$

b) Fórmula empírica

Se determina la cantidad de cada elemento en moles a partir de la masa en gramos:

$$n_{\text{C}} = 0,04053 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 0,003378 \text{ mol C} \quad \leftarrow \text{ Más pequeño}$$

$$n_{\text{H}} = 0,00677 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 0,00677 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{O}} = 0,0541 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 0,00338 \text{ mol O}$$

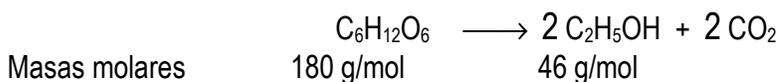
Se determina la relación de moles con respecto al más pequeño:

$$\text{Relación C/C: } \frac{0,003378}{0,003378} = 1,00$$

$$\text{Relación H/C: } \frac{0,00677}{0,003378} = 2,00 \quad \text{Fórmula Empírica: CH}_2\text{O}$$

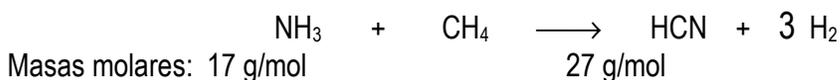
$$\text{Relación O/C: } \frac{0,00338}{0,003378} = 1,00$$

15.- Ecuación balanceada:



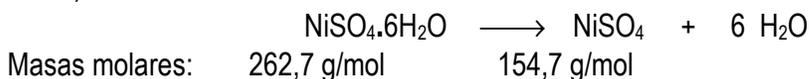
$$350 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \times \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \times \frac{2 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \times \frac{46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 179 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

16.- Ecuación balanceada:



$$254 \text{ g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \times \frac{1 \text{ mol HCN}}{1 \text{ mol NH}_3} \times \frac{27 \text{ g HCN}}{1 \text{ mol HCN}} = 403 \text{ g HCN}$$

17.- a) Ecuación balanceada:

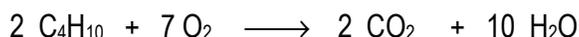


b) Masa de compuesto hidratado

$$80,00 \text{ g NiSO}_4 \times \frac{1 \text{ mol NiSO}_4}{262,7 \text{ g NiSO}_4} \times \frac{1 \text{ mol NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol NiSO}_4} = 0,3045 \text{ mol NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$$

$$0,3045 \text{ mol NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \times \frac{154,7 \text{ g NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} = 135,9 \text{ g NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$$

18.- a) Ecuación balanceada.



b) Masas molares: 58 g/mol      32 g/mol      44 g/mol      18 g/mol

c) Cantidad de agua (en moles)

Se transforma la cantidad de cada reactante de gramos a moles:

$$10,00 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \times \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} = 0,1724 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}$$

$$10,00 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} = 0,3125 \text{ mol O}_2$$

Se determina la cantidad de O<sub>2</sub> que se necesita para que se consuma TODO el C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>

$$0,1724 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10} \times \frac{7 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} = 0,6244 \text{ mol de O}_2 \quad \text{Necesito}$$

Se determina la cantidad de C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> que se necesita para que se consuma TODO el O<sub>2</sub>

$$0,3125 \text{ mol de O}_2 \times \frac{2 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}}{7 \text{ mol de O}_2} = 0,08929 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10} \quad \text{Necesito}$$

Compuesto:	Tengo:	Necesito:	Conclusión:	
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	0,1724 mol	0,08929 mol	Tengo más de lo que necesito: Sobra C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	Reactivo en exceso
O <sub>2</sub>	0,3125 mol	0,6244 mol	Tengo menos de lo que necesito: falta O <sub>2</sub>	Reactivo limitante

		(RL)			
	2 C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	+ 7 O <sub>2</sub>	→	2 CO <sub>2</sub>	+ 10 H <sub>2</sub> O
Inicial (mol)	0,1724	0,3125			
Reacción	- 0,08929	- 0,3125		+ 0,08929	+ 0,4464
Final (mol)	0,0831	0,0000		0,08929	0,4464

Se producen 0,4464 mol de H<sub>2</sub>O

19.- Ecuación balanceada:



Masas molares: 60 g/mol    12 g/mol    40 g/mol    28 g/mol

Cálculo de gramos puros de cada compuesto:

$$\text{g puros de SiO}_2 = 377,0 \text{ g} \times \frac{85,00 \% \text{ de pureza}}{100} = 320,5 \text{ g SiO}_2$$

$$\text{g puros de C} = 446,0 \text{ g} \times \frac{50,00 \% \text{ de pureza}}{100} = 223,0 \text{ g C}$$

Se transforma la cantidad de cada reactante de gramos a moles:

$$320,5 \text{ g SiO}_2 \times \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{60 \text{ g SiO}_2} = 5,342 \text{ mol SiO}_2$$

$$223,0 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 18,58 \text{ mol C}$$

Se determina la cantidad de C que se necesita para que se consuma TODO el SiO<sub>2</sub>

$$5,342 \text{ mol de SiO}_2 \times \frac{3 \text{ mol de C}}{1 \text{ mol de SiO}_2} = 16,03 \text{ mol de C} \quad \text{Necesito}$$

Se determina la cantidad de SiO<sub>2</sub> que se necesita para que se consuma TODO el C

$$18,58 \text{ mol de C} \times \frac{1 \text{ mol de SiO}_2}{3 \text{ mol de C}} = 6,193 \text{ mol de SiO}_2 \quad \text{Necesito}$$

Compuesto:	Tengo:	Necesito:	Conclusión:	
SiO <sub>2</sub>	5,342 mol	6,193 mol	Tengo menos de lo que necesito: Falta SiO <sub>2</sub>	Reactivo limitante
C	18,58 mol	16,03 mol	Tengo más de lo que necesito: sobra C	Reactivo en exceso

	(RL)				
	SiO <sub>2</sub>	+ 3 C	→	SiC	+ 2 CO
Inicial (mol)	5,342	18,58			
Reacción	- 5,342	- 16,03		+ 5,342	+ 10,68
Final (mol)	0,000	2,55		5,342	10,68

Rendimiento teórico de cada producto.

$$\text{g SiC} = 5,342 \text{ mol} \times \frac{40 \text{ g SiC}}{1 \text{ mol SiC}} = 213,7 \text{ g SiC}$$

$$\text{g CO} = 10,68 \text{ mol} \times \frac{28 \text{ g CO}}{1 \text{ mol CO}} = 299,0 \text{ g CO}$$