



DIRECCIÓN GENERAL DE EDUCACIÓN  
TECNOLÓGICA INDUSTRIAL Y DE SERVICIOS

Dirección General de Educación Tecnológica Industrial y Servicios No.166

Centro de Estudios Tecnológicos Industrial y de Servicios No.166

“Carmen Serdán Alatríste”

Guía de Estudios del Turno Matutino

Química II

Alumno: \_\_\_\_\_

Grupo: \_\_\_\_\_

Número de control: \_\_\_\_\_

Instrucciones

La siguiente guía contiene ejercicios tipo examen como lo que tú deberás resolver el día del extraordinario, resolverla tiene un valor ponderado de 10% de la evaluación extraordinaria, por este motivo es obligatorio presentarla resuelta antes del examen.

Sugerencia: Visita los siguientes sitios de ayuda para profundizar más en los temas y no olvides revisar tu libro de texto, en él viene todos los temas a detalles.

Balaceo: <https://phet.colorado.edu/es/simulations/balancing-chemical-equations>

Conversión de mol a gramos:

#### I. Masa Molecular

La masa molecular se obtiene al sumar la masa atómica redondeada de cada elemento que compone una molécula, está la puedes consultar en una tabla periódica.

Ejemplo 1: NaOH (Hidróxido de sodio)

NA= 23uma O=16 uma H=1uma

Suma=23 + 16+ 1 = 40

Entonces la masa molecular de NaOH= 40 uma

Ejemplo 2:  $C_6H_{12}O_6$  (Glucosa)

C= 12 uma (x 6 átomos) = 72 uma

H= 1 uma (x 12 átomos) = 12 uma

O= 16 uma (x6 átomos) = 96 uma

Suma = 72 + 12 +96= 180 uma

Entonces la masa molecular de la  $C_6H_{12}O_6$ = 180 uma

Ejercicios: Obtener la masa molecular de los siguientes compuestos

a)  $H_2SO_4$

b)  $H_3PO_4$

c)  $AgNO_3$

## II. Conversión de mol a gramos

La mol normaliza la cantidad de átomos y/o moléculas por cantidad de masa en gramos de cualquier sustancia a partir de su masa molecular.

Por ejemplo: La masa del Carbono es 12 uma, entonces 1 mol de Carbono se forma con 12g de Carbono y en esa misma cantidad de Carbono existen  $6.023 \times 10^{23}$  átomos de Carbono.

Ejemplo 1: Cuántos moles tienen 98g de  $H_2SO_4$  (Ácido Sulfúrico)?

H 1 uma (x2) = 2 uma

S 32 uma(x1)= 32 uma

O= 16 uma (x4) =64 uma

Entonces el Peso molecular del H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> es igual a 98g y esto es igual a 1 mol de

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Ejemplo 2: Cuántos gramos son 5 moles de HPO<sub>4</sub>?

El peso molecular del HPO<sub>4</sub> es 98g y esto es igual a 1 mol de HPO<sub>4</sub>

Entonces  $98 \times 5 = \underline{490\text{g de HPO}_4 \text{ contienen 5 moles de HPO}_4}$

Ejercicios: Convertir de moles a gramos o viceversa los siguientes compuestos.

a) 2 moles de K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> a gramos b) 344g de BaCl<sub>2</sub> a moles

c) 2 moles de Glucosa a gramos

III. Composición porcentual

Cada compuesto está conformado por una cantidad de elementos en proporciones constantes que lo hacen único. De esta manera, es posible que los químicos, al analizar una sustancia conozcan que compuesto se trata. Para tal fin utilizan el porcentaje para ejemplificar la proporción de cada elemento presente en cada sustancia. A partir de este momento te será útil aplicar la regla de 3.

Ejemplo 1. En una muestra de la Luna se determinó una sustancia que pesa 59g por mol y está constituida por Na y Cl en cantidades desconocidas.

Procedimiento:

1 Obtener la masa molar total de la sustancia = 1 mol de NaCl = 59g

2 Obtener la masa molar de cada elemento 1 mol de Na = 23g y 1 mol de Cl = 35g

3 Obtener la composición porcentual de cada elemento por regla de tres con la siguiente fórmula.

Donde la Masa del Elemento se multiplica por 100 para luego dividirse entre la Masa total del compuesto.

Masa Total del Compuesto = 100% del Compuesto                      de 59g NaCl =  
100%

Masa Elemento=? % de Elemento                      23g Na =?%

% de Na =  $(23g \text{ Na} \times 100) / 59g \text{ NaCl}$                       Esto es igual que 38.9% de Na

% de Cl =  $(35g \text{ Cl} \times 100) / 59g \text{ NaCl}$                       Esto es igual que 59.3% de Cl

Comprobación: si sumas los porcentajes de cada elemento, debe dar un resultado cercano al 100.

En este caso 98.2.

Ejemplo 2. Calcular la composición porcentual del H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

1 mol de H<sub>3</sub> = 3g; 1 mol de P = 31g; 1 mol de O<sub>4</sub> = 64g; 1 mol de H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> = 98g

% de H =  $(3g \text{ H} \times 100) / 98g \text{ H}_3\text{PO}_4$  Esto es igual que 3.061 % de H

% de P =  $(31g \text{ P} \times 100) / 98g \text{ H}_3\text{PO}_4$  Esto es igual que 31.632 % de P

% de O =  $(64g \text{ O} \times 100) / 98g \text{ H}_3\text{PO}_4$  Esto es igual que 65.306 % de O

Al sumar 3.061+ 31.632 +65.306 = 99.99 %

Ejercicios: Obtener la composición porcentual de los siguientes compuestos

a ) FeS<sub>2</sub> b ) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> c ) Glucosa

#### IV . Fórmula mínima

Posteriormente de una reacción química se obtienen algunos compuestos indeseados y en algunas ocasiones es necesario caracterizarlos para determinar si son de utilidad, dañinos, etc. Y al hacer esto es necesario apoyarnos en los cálculos vistos en la composición porcentual.

Ejemplo 1 : En la escena de un crimen se encontró un compuesto que podría indicar la procedencia del criminal ; el químico reportó que dicho compuesto tiene 74.2 % de Na y 25.8 % de O. El compuesto podría tener cualquiera de las siguientes fórmulas: NaO , Na<sub>2</sub>O , Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> , Na<sub>3</sub>O<sub>2</sub> , etc. Y cada compuesto indicaría un lugar distinto, por esto es necesario obtener la fórmula mínima.

#### Procedimiento

1 Como se tiene el porcentaje se asume lo siguiente: que en 100g de compuesto existen 74.2 g de Na y 25.8g de O. (Se cambian % por g).

2 La masa de cada Elemento se convierte a moles, por regla de 3, dividiéndolo entre su masa atómica.

23g de Na = 1 mol de Na      y      1 mol de O= 16 de O

74.2 de Na = ¿ mol de Na      ? mol de O = 25.8 de O

= 3.23 mol de Na      y      = 1.61 mol de O

3 Los resultados se deben dividir entre el número más pequeño de moles  $3.23 / 1.612.01$  átomos

Na y  $1.61 / 1.61 = 1$  átomo de O

4 Finalmente el resultado se redondea para obtener la fórmula  $Na_2O$ .

Ejemplo 2. En una muestra de cerveza se encontró una sustancia desconocida con 52.1 % de C : 13 % de H y 34.8 % de O y se quiere determinar su fórmula mínima .

Moles de C =  $( 52.1g C \times 1 \text{ mol C} ) / 12g C = 4.34$  moles de C

moles de H =  $(13.0g H \times 1 \text{ mol H}) / 1g H = 12.87$  moles de H

moles de O =  $( 34.8g O \times 1 \text{ mol O} ) / 16 g O = 2.17$  moles de O

átomos de C =  $4.34 / 2.17 = \underline{2}$  átomos de C

átomos de H =  $12.87 / 2.17 = 5.93 = \underline{6}$  átomos de H

átomos de O =  $2.17 / 2.17 = \underline{1}$  átomos de O

V.

Fórmula Molecular

La Fórmula Molecular muestra el número exacto de átomos de cada elemento en una molécula, para determinarla se deben conocer la Masa Molecular del Compuesto y la Fórmula Mínima para posteriormente dividir la Masa Molecular entre la Masa Molecular de la Fórmula Mínima.

Moles de H =  $( 13.0g H \times 1 \text{ mol H} ) / 1g H = 12.87$  moles de H moles de O =  $( 34.8g O \times 1 \text{ mol O} ) / 16 g O = 2.17$  moles de O átomos de C =  $4.34 / 2.17 = 2$  átomos de C

Átomos de H =  $12.87 / 2.17 = 5.93 = 6$  átomos de H

Átomos de O =  $2.17 / 2.17 = 1$  átomos de O

Ejemplo 1. En un laboratorio se sintetizó una sustancia cuya Fórmula Mínima es CHO<sub>2</sub> con una Masa Molecular de 180g .

Fórmula Mínima = CHO<sub>2</sub>

Masa Molecular de la Fórmula Mínima =  $12 + 1 + ( 16 \times 2 ) = 45g$

Masa Molecular del Compuesto = 180g

Relación de masas =  $180 / 45 = 4$  KClO

La relación indica que 4 multiplica a CHO<sub>2</sub> de la siguiente manera 4 ( CHO<sub>2</sub> ) Entonces la Fórmula Molecular es C<sub>4</sub>H<sub>4</sub>O<sub>8</sub>

Ejemplo 2. En un pozo petrolero se encontró un gas con una Masa Molecular de 58g y una Fórmula Mínima de C<sub>2</sub>H<sub>5</sub> .

Masa Molecular de la Fórmula Mínima = 29g

Relación de masas =  $58/29 = 2$

2 ( C<sub>2</sub>H<sub>5</sub> ) entonces la Fórmula Molecular es C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>

Ejercicios

A) La Fórmula Mínima de la Glucosa es CH<sub>2</sub>O , obtén su Fórmula Molecular a partir de los datos que ya tienes de ejercicios previos .

B ) Hallar la Fórmula Molecular de un compuesto orgánico cuya Fórmula Mínima es CH y su Masa Molecular es 26g .

C ) La composición porcentual del Succinato de Metilo es C 62.58 % H 9.63 % y O 27.79 % .

Considerando que su Masa Molecular es de 230 uma . Determinar la fórmula empírica y molecular

VI.- Balanceo por tanteo

Balancear una ecuación química es igualar el número de átomos de los reactivos con el número de átomos de los productos.

Antes de balancear debes saber contar los átomos:

Li = 1 átomo.             $4\text{Br}_2 + \text{Br}_2 = 10$  átomos

$\text{Cl}_2 = 2$  átomos             $5 (\text{N}_2) \cdot 3 = 30$  átomos

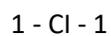
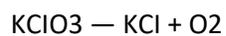
$3 \text{N}_2 = 6$  átomos

Para balancear una ecuación química por tanteo debes contar los átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos.

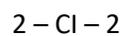
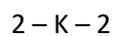
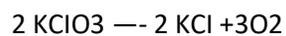
Balancea cada elemento anotando un número entero (coeficiente) antes de la fórmula del elemento que queremos balancear, los coeficientes multiplican a cada uno de los átomos de la ecuación, dejar al penúltimo el balanceo del Hidrógeno y por último el Oxígeno.

### Ejemplo 1

Ecuación sin balancear

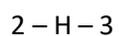
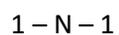
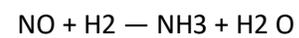


Ecuación balanceada

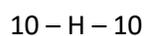
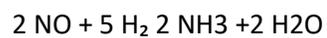


### Ejemplo 2

Ecuación sin balancear



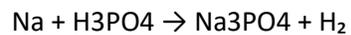
Ecuación balanceada



1 – O – 1

2 – O – 2

Ejercicios para contestar:



VII - Conceptos de Química orgánica

1.- ¿Qué estudia la Química Orgánica?

2.- Escribe cinco diferencias entre compuestos orgánicos e inorgánicos.

3.- ¿Qué es un isómero?

4. - Explica qué es un radical alquilo

6. - Explica el concepto de grupo funcional.

7.- Explica la característica de un alcano y su fórmula general.

8.- Explica la característica de un alqueno y su fórmula general.

9.- Explica la característica de un alquino y su fórmula general.

10- Radicales orgánicos: Enuncia los siguientes: metil , etilo , Isopropilo , Butilo , Isobutilo y

terbutilo :