

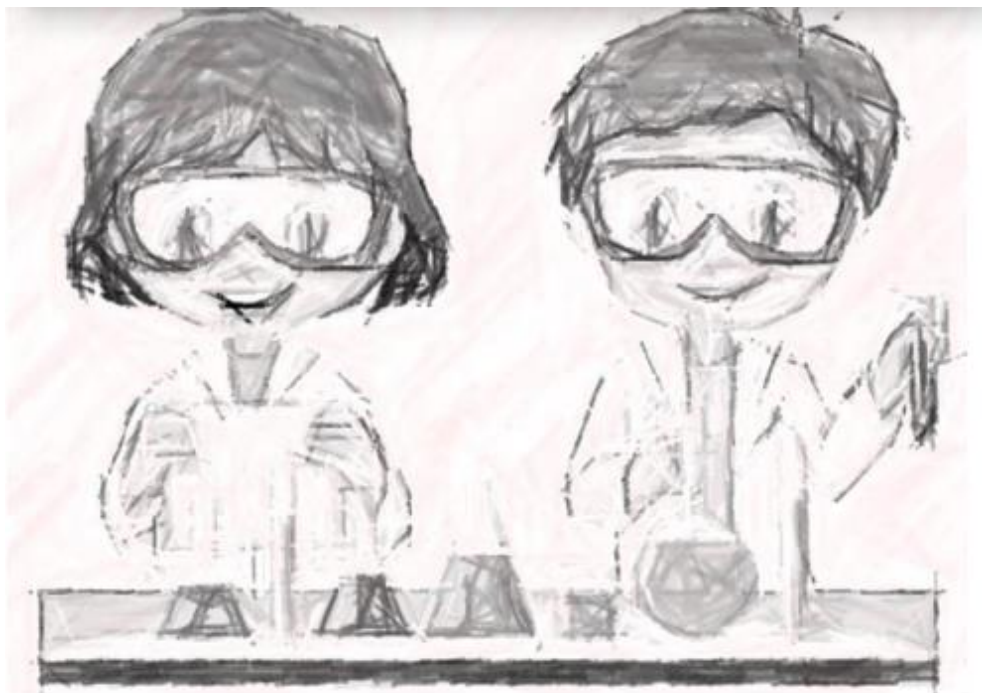
INSTITUTO PROFESIONAL Y TÉCNICO MÉXICO PANAMÁ

GUÍA DE APRENDIZAJE

QUÍMICA 11°

A, B, C, D

PROFESORA SUCEL SCOTT



III TRIMESTRE

Para consultas: celular de contacto: 6474-3088 (HORARIO DE ATENCIÓN LUNES A VIERNES 9:00 AM A 12:30 PM). Correo: sucelscott@gmail.com

Fecha en que se debe retirar la 1 Guía de estudio: **19 de octubre de 2022**

FECHA DE ENTREGA DE ESTE TALLER N°1 Y PRUEBA SUMATIVA: DEL 1 AL 11 DE NOVIEMBRE EN CLASE REGULAR.

FECHA DE ENTREGA DEL TALLER N°2 Y PRUEBA SUMATIVA: DEL 29 DE NOVIEMBRE AL 2 DE DICIEMBRE EN HORARIO REGULAR

FECHA DE ENTREGA TALLER N°3 Y PRUEBA SUMATIVA DEL 12 AL 16 DE DICIEMBRE EN HORARIO REGULAR.

OBSERVACIÓN: Los talleres deben ser entregados en las fechas propuestas, de manera presencial. NO POR CORREO.

ÁREAS: EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA/ TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- Comprende conceptos y reglas de nomenclatura química para formular, nombrar e identificar compuestos inorgánicos a partir de un determinado sistema de nomenclatura (tema ya iniciado).
- Comprende conceptos y procedimientos necesarios para resolver problemas de estequiometría a partir de fórmulas químicas.
- Expresar la relación entre el concepto de mol y el número de Avogadro (N_A), masa y volumen molares.
- Calcular el porcentaje de composición de un compuesto.
- Determinar la fórmula empírica y molecular de un compuesto.
- Valora la importancia del dominio de la estequiometría a partir de fórmulas químicas como base para el desarrollo de otros temas.

La metodología de trabajo es la siguiente:

1. Encontrarás una explicación sobre los contenidos teóricos y referencias de los pasos que debes saber para desarrollar los temas.
2. Para que comprendas los temas es importante dedicar 40 minutos mínimos por día de tu entera atención, que es el período de cada clase presencial en el colegio. Te recomiendo que dejes a un lado distracciones como el celular, televisión, lugares con exceso de ruido, busca un lugar donde te puedas concentrar.
3. Debes practicar los problemas que ya están desarrollados en la guía, poniendo en práctica los conceptos teóricos que has leído con anticipación en la misma.

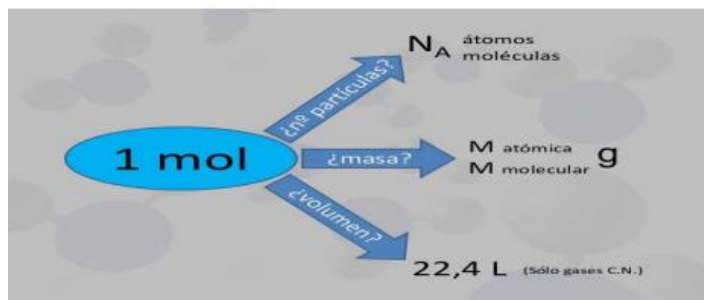
TEMA: ESTEQUIOMETRIA EN FÓRMULAS

Subtema: EL MOL:

El término mol deriva del latín mole que significa montón y es la unidad empleada para expresar la cantidad de sustancia. Es una de las siete unidades básicas del Sistema Internacional.

Definición: Mol es la cantidad de una sustancia que contiene la misma cantidad de unidades o entidades elementales como átomos hay en 12 g de carbono 12.}

Se utiliza el término mol en relación con muchas y diferentes partículas como: átomos, moléculas, iones, electrones, etc., para indicar el número de Avogadro de esas partículas.



El número de Avogadro: es una constante importante en química y física que se ha podido determinar por diferentes métodos. Se le conoce con este nombre en honor de Amadeo Avogadro, físico italiano (1176-1856), quien encontró la relación entre los volúmenes de combinación y las fórmulas correctas de gases en las mismas condiciones de temperatura y presión.

El número de Avogadro es $6,022 \times 10^{23}$ y corresponde al número de unidades elementales que hay en un mol de sustancia.

1 mol de átomos = $6,022 \times 10^{23}$ átomos

1 mol de moléculas = $6,022 \times 10^{23}$ moléculas

1 mol de iones = $6,022 \times 10^{23}$ iones

1 mol de electrones = $6,022 \times 10^{23}$ electrones



Para la interpretación del mol como expresión de cantidad de sustancia, consideremos los siguientes ejemplos:
La ecuación que representa la formación de iones de plata y iones de cloruro es:



Interpretación: un mol de cloruro de plata produce al disociarse en iones, un mol de Ag^{+1} y un mol de Cl^{-} , por consiguiente, se liberan $6,022 \times 10^{23}$ iones de plata y $6,022 \times 10^{23}$ iones de cloruro.

1. Calcule la cantidad de moles de moléculas de hidrógeno que hay en $12,3 \times 10^{24}$ moléculas de hidrógeno

$$\text{R: } 12,3 \times 10^{24} \cancel{\text{moléculas H}_2} \left[\frac{1 \text{ mol de moléculas H}_2}{6,022 \times 10^{23} \cancel{\text{moléculas H}_2}} \right] = 20,4 \text{ moles de moléculas H}_2$$

2. Calcule la cantidad de moles de iones sodio en 1,3 mol de sulfato de sodio.

$$\text{R: } 1,3 \text{ mol } \cancel{\text{Na}_2\text{SO}_4} \left[\frac{2 \text{ mol de ion Na}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{Na}_2\text{SO}_4}} \right] = 2,6 \text{ mol Na}^+$$

3. ¿Cuántos moles serían $1,10 \times 10^{25}$ moléculas de NaCl?

$$\text{R: } 1,10 \times 10^{25} \cancel{\text{moléculas de NaCl}} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{6,022 \times 10^{23} \cancel{\text{moléculas de NaCl}}} = 18,3 \text{ moles NaCl}$$

4. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 1,5 moles de hidrógeno?

$$R: 1,5 \text{ moles } \cancel{\text{H}_2} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de hidrógeno}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2}} = 9,0 \text{ átomos H}_2$$

Subtema: MASA MOLAR

Cada elemento tiene su masa molar que es igual a su peso atómico expresado en gramos y contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos y es igual a 1 mol de átomos de ese elemento.

Para el caso de un compuesto, su masa molar en gramos corresponde a la suma de las masas de los átomos que lo constituyen.

Ejemplo 1: Obtener la masa molar de 1 mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

R: Es necesario conocer la masa molar de los átomos que forman la sustancia, que se obtiene multiplicando la masa molar en gramos del elemento por el número de átomos que presenta en la molécula.

$$\text{Ca} = 1 \times 40 = 40$$

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

$$\text{H} = 2 \times 1 = \underline{2}$$

$$74 \text{ g Masa molar de 1 mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2$$

Ejemplo 2: ¿Cuál es la masa molar de 0,1 moles de HNO_3 ?

R:

Masa molar de 1 mol de HNO_3

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

$$\text{N} = 1 \times 14 = 14$$

$$\text{O} = 3 \times 16 = \underline{48}$$

$$63$$

$$0,1 \cancel{\text{ mol HNO}_3} \times \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \cancel{\text{ mol HNO}_3}} = 6,3 \text{ g} = 6 \text{ g (por la cantidad de cifras significativas)}$$

Ejemplo 3. En 16 g de NaCl ¿cuántas moléculas de cloruro de sodio hay?

Masa molar de NaCl

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

$$\text{Cl} = 1 \times 35 = \underline{35}$$

$$58 \text{ g}$$

$$16 \text{ g } \cancel{\text{NaCl}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol NaCl}}}{58 \text{ g}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas NaCl}}{1 \cancel{\text{ mol NaCl}}} = 1,7 \times 10^{23} \text{ moléculas NaCl}$$

Ejemplo 4. ¿Cuál es la masa molar de $1,2 \times 10^{20}$ moléculas de carbonato de calcio? CaCO_3

$$\text{Ca} = 1 \times 40 = 40 \quad \text{equivalencia: } 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas } \text{CaCO}_3 = 100\text{g}$$

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

$$\text{O} = 3 \times 16 = \underline{48}$$

$$100 \text{ g}$$

$$1,2 \times 10^{20} \text{ moléculas } \text{CaCO}_3 \times \frac{100\text{g}}{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas } \text{CaCO}_3} = 0,0199 \text{ g} = 0,02\text{g} = 2 \times 10^{-2} \text{ g}$$

SUBTEMA VOLUMEN MOLAR: El volumen molar de cualquier gas a condiciones normales de temperatura, (TPN), 0°C y presión 760 torr es igual al volumen de $22,4 \text{ dm}^3$ (L) que ocupan un mol de las moléculas del gas. Este volumen ha sido determinado experimentalmente, estableciendo que, para cualquier gas, $6,022 \times 10^{23}$ moléculas, o sea 1 mol del gas ocupa un volumen de $22,4 \text{ dm}^3$.

Ejemplo 1: Calcule el volumen de un mol de gas hidrógeno, H_2 a TPN, si su masa es de 2,02 g y su densidad es de $0,09 \text{ g/dm}^3$.

R: Tenemos la fórmula para densidad, $d = m/v$, donde $d =$ densidad, $v =$ volumen y $m =$ masa

$$V = m/d \quad v = \frac{2,02 \text{ g}}{0,09 \text{ g/dm}^3} = 22,4 \text{ dm}^3$$

Ejemplo 2: Calcule el volumen que ocuparían 2,00 g de oxígeno (O_2) gaseoso en condiciones de TPN.

$$\text{R: Masa molar } \text{O}_2 \quad \text{O} = 2 \times 16 = 32 \quad \text{equivalencia: } 32,0 \text{ g } \text{O}_2 = 22,4 \text{ dm}^3$$

$$\frac{2,00 \text{ g } \text{O}_2 \times 22,4 \text{ dm}^3}{32,00 \text{ g } \text{O}_2} = 1,40 \text{ dm}^3$$

Ejemplo 3: Calcule el volumen que ocupan 1,2 moles del gas cloro (Cl_2) a TPN.

$$1,2 \text{ mol } \text{Cl}_2 \times \frac{22,4 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol } \text{Cl}_2} = 26,9 \text{ dm}^3$$

Ejemplo 4: En 16 dm^3 de H_2 , ¿Cuántas moléculas del gas hay?

R:

$$16 \text{ dm}^3 \text{ H}_2 \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas } \text{H}_2}{22,4 \text{ dm}^3} = 4,30 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Ejemplo 5: Determine la densidad (g/dm^3) del nitrógeno gaseoso a TPN.

$$\text{N: } 2 \times 14 = 28 \text{ g}$$

$$V = 22,4 \text{ dm}^3$$

$$d = m/v = \frac{28\text{g}}{22,4 \text{ dm}^3} = 1,25 \text{ g}/\text{dm}^3$$

SUBTEMA PORCENTAJE DE COMPOSICIÓN DE LAS SUSTANCIAS

El término porcentaje nos indica las partes que hay por cada 100 partes de un todo. De allí que, al calcular la composición porcentual de un compuesto, nos referimos a cuánto representa porcentualmente cada elemento (la parte) dentro del compuesto (el todo). Para calcular el porcentaje en masa de cada elemento en un compuesto debemos conocer la fórmula del compuesto, su masa molar y las masas atómicas de cada uno de los elementos.

Ejemplo 1: Determinar el porcentaje de composición del agua, H_2O

R:

Determinar la masa molar o peso fórmula del compuesto.

$$\text{H: } 2 \times 1,008 = 2,016 \text{ g H}$$

+

$$\text{O: } 1 \times 15,999 = 15,999 \text{ g O}$$

$$18,015 \text{ g} = 100 \%$$

Determinar el porcentaje de composición de cada elemento y el porcentaje de composición total. Dividiendo la masa molar de cada elemento entre la masa molar del compuesto y multiplicando por 100.

$$\text{H: } \frac{2,016}{18,015} \times 100 = 11,19\%$$

$$\text{O: } \frac{15,999}{18,015} \times 100 = 88,81\%$$

Ejemplo 2. Calculemos la masa de sodio metálico que podría obtenerse por descomposición de 300 Kg de cloruro de sodio. R: 1 mol NaCl = 1 mol de átomos de Na y 1 mol de átomos de Cl

$$58 \text{ g NaCl} = 100\% \text{ en peso del compuesto}$$

$$\text{Porcentaje de Na} = \frac{23 \text{ g}}{58\text{g}} \times 100 = 39,6\%$$

$$\text{Masa de sodio metálico: } 300 \times 10^3 \text{ g NaCl} \times \frac{39,3 \text{ g Na}}{100 \text{ g NaCl}} = 118 \times 10^3 \text{ g Na} = 118 \text{ Kg de Na}$$

TALLER N.º 1

CÁLCULO DE UNIDADES MOLARES. NÚMERO DE AVOGADRO

Valor: 44 puntos. 39 puntos de problemas / 5 puntualidad

INDICACIONES:

- Desarrollar en grupo de 2 estudiantes.
- Colocar el nombre de cada estudiante y grado, entregar en hojas de rayas y con bolígrafo, estudiante que no aparezca en el trabajo no podrá ser añadido luego de haber entregado.
- Colocar nombre de la profesora.
- Copiar los enunciados de los problemas.
- Presentar procedimiento completo.
- Cada estudiante del grupo debe saber desarrollar todos los problemas del taller para realizar el parcial del tema.

Calcule:

1. La masa molar de cada una de las siguientes sustancias. (3 puntos c/u)
 - a. Cd_3P_2
 - b. Acetato de mercurio (II)
 - c. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 - d. Carbonato de hierro (III)
 - e. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
2. Las moles de carbonato de calcio en 3,50 g de carbonato de calcio (4p)
3. Las moles de azufre en 0.350 mol de sulfato de aluminio (4p)
4. Los gramos de azúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en 1,30 mol de azúcar (4p)
5. La cantidad de gramos de metano (CH_4) en $3,56 \times 10^{23}$ moléculas de metano (6p)
6. La cantidad de moléculas de Nitrato de potasio presentes en 1,75 g de nitrato de potasio (6p)

FECHA DE ENTREGA DE ESTE TALLER N.º 1 Y PRUEBA SUMATIVA: DEL 1 AL 11 DE NOVIEMBRE EN CLASE REGULAR.

TALLER N.º 2

VOLUMEN MOLAR, PORCENTAJE DE COMPOSICIÓN

Valor: 38 puntos. 33 de problemas/ 5 de puntualidad

INDICACIONES:

- Desarrollar en grupo de 2 estudiantes.
- Colocar el nombre de cada estudiante y grado, entregar en hojas de rayas y con bolígrafo, estudiante que no aparezca en el trabajo no podrá ser añadido luego de haber entregado.
- Colocar nombre de la profesora.
- Copiar los enunciados de los problemas.
- Presentar procedimiento completo.
- Cada estudiante del grupo debe saber desarrollar todos los problemas del taller para realizar el parcial del tema.

Calcule:

1. Moles de gas nitrógeno gaseoso en 21.0 litros de nitrógeno (N_2) a TPN (4p)
2. Moles de moléculas de oxígeno gaseoso en 575 ml de oxígeno (O_2) a TPN (4p)
3. Los gramos de monóxido de carbono gaseoso en 8.35 litros de monóxido de carbono a TPN (4p)
4. El volumen en dm^3 , que ocupan 1.5 moléculas de NH_3 a TPN (4p)
5. La densidad del gas metano (CH_4) en condiciones TPN (4p)
6. La composición porcentual para: (3puntos c/u)
 - a. cloroformo $CHCl_3$
 - b. el porcentaje de fósforo en el compuesto $Ca_3(PO_4)_2$
 - c. el porcentaje de oxígeno en $Mg(OH)_2$
7. La masa de tungsteno que puede extraerse de 700 g de óxido de tungsteno (WO_3) (4p)

FECHA DE ENTREGA DEL TALLER N.º 2 Y PRUEBA SUMATIVA: DEL 29 DE NOVIEMBRE AL 2 DE DICIEMBRE EN HORARIO REGULAR

SUBTEMA FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR O VERDADERA

1. Fórmula Empírica: Nos indica la proporción de los números enteros más simples en que se combinan los átomos o los iones en un compuesto. Es la fórmula más simple que se puede escribir de una sustancia. La misma nos brinda dos informaciones:

- La clase de elementos que componen el compuesto
- La relación de los átomos envueltos en el compuesto

Para CaF_2 (Fluoruro de calcio)

La fórmula nos indica que el compuesto está formado por calcio y flúor, en una relación de un átomo de Ca por dos átomos de F.

Ejemplo 1. Un compuesto está formado por 0,60 g de carbono, 0,18 g de hidrógeno y 0,35 g de nitrógeno. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

Paso 1. Moles de átomos de cada elemento. Un mol del átomo del elemento es igual al peso atómico en gramos.

$$\text{C} = 0,60 \text{ gC} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ gC}} = 0,050 \text{ mol} \quad \text{H} = 0,18 \text{ gH} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1,00 \text{ gH}} = 0,18 \text{ mol} \quad \text{N} = 0,35 \text{ gN} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14,0 \text{ gN}} = 0,025 \text{ mol}$$

Paso 2. Número de átomos de cada elemento. Dividiendo el número de moles de cada elemento entre el número menor de moles obtenidos.

$$\text{C} = \frac{0,050 \text{ mol}}{0,025 \text{ mol}} = 2 \text{ átomos} \quad \text{H} = \frac{0,18 \text{ mol}}{0,025 \text{ mol}} = 7,2 = 7 \text{ átomos} \quad \text{N} = \frac{0,025 \text{ mol}}{0,025 \text{ mol}} = 1 \text{ átomo}$$

Paso 3. Elaborar la fórmula. Colocar como subíndice en la fórmula el valor entero que corresponde a cada elemento.
F. E. = $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$

2. Fórmula Molecular o Verdadera: La fórmula molecular de un compuesto indica la cantidad real de los átomos de cada elemento que forman la molécula del compuesto.

Ejemplo 1. La fórmula empírica de un compuesto es de CH_2O y su masa molecular de 180 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?

Paso 1. Masa molar del compuesto.

$$\text{C} = 1 \times 12,0 = 12,0$$

$$\text{H} = 2 \times 1,0 = 2,0$$

$$\text{O} = 1 \times 16,0 = \underline{16,0}$$

30 g

Paso 2. Número de unidades. Se divide la masa molecular por la masa molar.

$$\text{Número de unidades} = \frac{180 \text{ g}}{30 \text{ g}} = 6$$

Paso 3. Elaborar la fórmula. Multiplicar el número de unidades por el número de átomos de la fórmula empírica y los valores obtenidos se colocan como subíndices para el símbolo de cada elemento. F.M. = $(\text{CH}_2\text{O})_6 = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Ejemplo 2. La fórmula empírica de un compuesto es de CH_2O y su masa molecular de 180 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?

Paso 1. Masa molar del compuesto.

$$C = 1 \times 12,0 = 12,0$$

$$H = 2 \times 1,0 = 2,0$$

$$O = 1 \times 16,0 = \underline{16,0}$$
$$30 \text{ g}$$

Paso 2. Número de unidades. Se divide la masa molecular por la masa molar.

$$\text{N}^\circ \text{ de unidades} = \frac{180 \text{ g}}{30 \text{ g}} = 6$$

Paso 3. Elaborar la fórmula. Multiplicar el número de unidades por el número de átomos de la fórmula empírica y los valores obtenidos se colocan como subíndices para el símbolo de cada elemento.

$$\text{F.M.} = (\text{CH}_2\text{O})_6 = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Ejemplo 2. El etano contiene 80,0% de carbono, 20,0% de hidrógeno y su masa molecular pesa 30,0 g. Encontrar la fórmula verdadera.

$$C = 80\% = 80\text{g} \quad H = 20\% = 20 \text{ g}$$

Moles:

$$C = 80 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12\text{gC}} = 6,67 \text{ moles} \quad H = 20 \text{ gH} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ gH}} = 20 \text{ moles}$$

Átomos:

$$C = \frac{6,67 \text{ moles}}{6,67 \text{ moles}} = 1 \quad H = \frac{20 \text{ moles}}{6,67 \text{ moles}} = 3 \quad \text{F.E.} = \text{CH}_3$$

Masa molar del CH_3

$$C = 1 \times 12,0 = 12,0 \text{ g}$$

$$H = 3 \times 1,0 = \underline{3,0 \text{ g}}$$
$$15,0 \text{ g}$$

$$\text{N.}^\circ \text{ de unidades} = \frac{30 \text{ g}}{15\text{g}} = 2$$

$$\text{F. M.} = (\text{CH}_3)_2 = \text{C}_2\text{H}_6$$

Ejemplo 2. Una muestra de 5,00 g de un óxido de nitrógeno contiene 1,84g de nitrógeno. ¿Cuál es su fórmula empírica? Si la masa molar es 76 g/mol. ¿Cuál es su fórmula molecular?

Gramos de Oxígeno: gramos de la muestra – gramos de nitrógeno

$$5,00 \text{ g} - 1,84 \text{ g N} = 3,16 \text{ g O}$$

$$\text{Mol de N} = \frac{1,84 \text{ g N}}{14,0 \text{ gN}} \times \frac{1 \text{ mol N}}{1} = 0,131 \text{ mol}$$

$$\text{Mol de O} = \frac{3,16 \text{ g O}}{16 \text{ gO}} \times \frac{1 \text{ mol O}}{1} = 0,198 \text{ mol O}$$

$$\begin{array}{cc} \text{N} & \text{O} \\ \frac{0,131}{0,131} = 1 & \frac{0,198}{0,131} = 1,5 \end{array}$$

F.E= $(\text{NO}_{1,5})$ como la relación molar se expresa en números enteros, multiplicamos la misma por 2,

$$\text{F. E} = (\text{NO}_{1,5})_2 = \text{N}_2\text{O}_3$$

$$\begin{array}{l} 2 \times 14 = 28 \\ 3 \times 16 = \underline{48} \\ 76 \text{ g} \end{array}$$

$$\frac{76}{76} = 1$$

$$\text{F.M.} = \text{N}_2\text{O}_3$$

TALLER N° 3
FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR O VERDADERA

INDICACIONES:

- Desarrollar en grupo de 2 estudiantes.
- Colocar el nombre de cada estudiante y grado, entregar en hojas de rayas y con bolígrafo, estudiante que no aparezca en el trabajo no podrá ser añadido luego de haber entregado.
- Colocar nombre de la profesora.
- Copiar los enunciados de los problemas.
- Presentar procedimiento completo.
- Cada estudiante del grupo debe saber desarrollar todos los problemas del taller para realizar el parcial del tema.
- Desarrolle de forma clara y ordenada. (5 puntos c/u)

a. FÓRMULA EMPÍRICA

Calcule la fórmula empírica de un compuesto:

1. Que contiene 32,4% de sodio, 22,6 de azufre y 45,1% de oxígeno
2. Formado por 26,6 g de potasio, 35,4g de cromo y 38,1% de oxígeno.
3. Que en el análisis dio: 7,20% de fósforo y 92,8% de bromo

b. FÓRMULA MOLECULAR

4. Determine la fórmula molecular de cada uno de los compuestos siguientes a partir de los siguientes datos experimentales: 41,4% de carbono, 3,5% de hidrógeno, 55,1% de oxígeno y una masa molecular de 116,0 g/mol.
5. El cianógeno, un gas muy venenoso con un olor semejante a las almendras, dio en el análisis: 46,2% de carbono y 53,8% de nitrógeno. En condiciones TPN, el cianógeno tiene una densidad de 2,32 g/L. Calcule su fórmula molecular.
6. La sulfadiazina, un medicamento de sulfa que se utilizó en el tratamiento de las infecciones por bacterias, dio el siguiente resultado después de su análisis: 48,0 % de carbono, 4,0 % de hidrógeno, 22,4% de nitrógeno, 12,8% de azufre y 12,8 % de oxígeno. Se encontró su masa molecular igual a 250 g/mol. Calcule la fórmula molecular de la sulfadiazina.
7. Un hidrocarburo gaseoso tiene una densidad de 1,25 g/L a 0°C y 760 torr. Su composición es de 85,6% de carbono y 14,4 % de hidrógeno. Calcule su fórmula molecular

FECHA DE ENTREGA TALLER N°3 Y PRUEBA SUMATIVA DEL 12 AL 16 DE DICIEMBRE EN HORARIO REGULAR.