**DPTO DE CIENCIAS**

**PROF. HECTOR OLIVARES V**

**2020**

**GUIA DE TRABAJO EN AULA**

**ASIGNATURA : QUIMICA CURSO : 1-NEM PERIODO :SEG.SEM**

 **UNIDAD 3 : RELACIONES CUANTITATIVAS**

**CONTENIDOS : DESIGNACION DE COMPUESTOS QUIMICOS**

**OBJETIVO : ANALIZAR LAS RELACIONES CUALITATIVAS Y CUANTITATIVAS EN LAS**

 **FORMULAS QUIMICAS DE DIVERSOS COMPUESTOS QUIMICOS.**

**FORMULAS QUIMICAS**

**Los compuestos químicos pueden designarse de dos maneras : por su nombre o por su fórmula.**

**En las fórmulas, se agrupan los diversos elementos que forman parte del compuesto, representados por medio de símbolos, que son usados para designar un elemento y la cantidad de este.**

**Las masas atómicas ( M.A ) o pesos atómicos ( P.A) de los elementos se encuentran en la tabla periódica, al igual que el nombre y símbolo de cada uno de ellos**

**A partir de la fórmula de un compuesto se puede determinar :**

**.- Los elementos de que está formado y el número de átomos que contiene su**

 **Molécula.**

**.- Su composición centesimal.**

**.- El estado de oxidación de los elementos que lo forman.**

**.- Su peso molecular.**

**1.- Calcular el peso molecular ( P.M) de:**

 **a.- Carbonato de Hierro (III). (CO3)3Fe2**

 **b.- Nitrato potásico NO3K N=14 K=39**

 **c.- Sulfato cálcico SO4Ca.2OH2 S=32 Ca = 40 H = 1**

**PROCEDA DE LA SIGUIENTE FORMA A OBJETO DE EVITAR COMETER ERRORES**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Elemento** | **Simbolo** | **P.A ( grs/mol)** | **Cantidad** | **Total** |
| **Carbono** | **C** | **12** | **3** | **36** |
| **Oxígeno** | **0** | **16** | **9** | **144** |
| **Hierro** | **Fe** | **56** | **2** | **112** |
|  |  |  | **PM** | **292** |

 **RESPUESTAS a.- 292 grs/mol b.- 101 gr/mol c.- 172 gr/mol**

**2.- Calcular la composición centesimal del Oxalato de Plata C2O4Ag2 Ag = 108 gr/mol**

 **1.- Determinar el PM del Oxalato de Ag. Para ello use la información de la T.P. y**

 **construya un cuadro similar al de la pregunta anterior**

 **PM = 304 gr/mol**

 **2.- Determinar el % de cada elemento de la fórmula. Recuerda que el P.M del**

 **compuesto equivale al 100 %. ( P.A C=12 0=16 Ag = 108 gr/mol )**

 **Paso 1 .- Determinamos el PM del compuesto R .- 304 grs/mol**

 **Paso 2.- Determinamos el % de cada elemento de la fórmula**

 **Ejemplo para el Carbono ( 24 grs) : 304 grs = 100 %**

 **24 grs = X %**

 **C = 7,89 % O =21 % Ag =71,11 %**

 **3.- Calcular la fórmula de un compuesto en cuyo análisis se han encontrado los**

 **siguientes porcentajes = 7,91 % de C - 21,07 % de O – 71,02 % de Ag**

 **Paso 1 .- Dividimos el % de cada elemento con su PA. ( C= 12 O=16 Ag= 108)**

 **C .- 7,89%/12 = 0,659 O .- 21,07 %/16 = 1,316**

 **Ag.- 71,02%/108 = 0,657**

 **Paso 2 .- Cada uno de los valores obtenidos se divide con el menor valor**

 **Obtenido. Se observa que el menor valor obtenido es 0,657**

 **Carbono = 0,659/ 0,657 = 1**

 **Oxígeno = 1,316/ 0,657 = 2**

 **Plata = 0,657/0,657 =1**

 **Paso 3.- Representamos la fórmula empírica : CO2Ag.**

 **Su PM=152 gr/mol .**

**4.- Se tiene una muestra de 320 gramos de CO2Ag. Cuantos gramos de plata contiene la**

 **muestra?.**

 **Respuesta. Lo primero es obtener el Peso Atómico de cada elemento de la fórmula y para**

 **Obtenemos la información desde la Tabla Periódica y desarrollamos una tabla**

 **similar a la del ejercicio 1, para obtener el Peso Molecular ( PM).**

 **PM = 152 grs/mol.**

 **1mol del compuesto CO2Ag tiene una masa de 152 grs y en ella hay 108**

 **gramos de plata (Ag).**

 **Luego procedemos a una regla de 3 para obtener el resultado.**

 **152 grs de CO2Ag contiene 108 grs de Ag**

 **320 “ “ “ x “**

 **De la expresión se despeja la incógnita X.**

 **X = 320 x 108 / 152 por tanto X = 227 grs de Ag**



**EL MOL**

**Un mol es la unidad de medida (en el Sistema Internacional) de la cantidad de sustancia y expresa el número de entidades elementales (es decir, según el contexto en el que lo estemos utilizando, puede representar el numero de átomos, de moléculas, iones).**

**Dicha unidad (el mol) corresponde a 6.022 X 10 ²³, que representa la cantidad de átomos presentes en 12g de carbono-12.**

**El numero en si (6.022 X 10 ²³) es conocido como** “**Numero de Avogadro” (o constante de Avogadro).**

**Para el concepto de “mol” por acuerdo se tomó como elemento patrón al isótopo Carbono-12**

**( C-12).**

**Su fórmula general es mol =masa en gramos / masa atómica ó masa molecular**

**Por acuerdo en química se considera sinónimo de masa , el peso. Entonces**

**Masa atómica ( m.a) = peso atómico ( P.A) y masa molecular ( m.m ) = Peso molecular ( PM).**

**Entonces n = mol Luego n = m/ PA ó n = m/ PM donde M = masa.**

**Ejemplos**

**1.- El P.A de la Plata (Ag) es 108 grs/mol. Significa que 1 mol de plata tiene**

 **una masa de 108 gramos y contiene 6,023 x 1023 átomos de Plata.**

**2.- El agua ( H2O) tiene un PM de 18 grs/mol. Significa que 1 mol de agua**

 **Tiene una masa de 18 grs y contiene 6,02 x 1023 moléculas de agua.**

**Ejercicios tipos**

**1.-A cuántos moles corresponden 10,00g de Cu?. El P.A del Cu es 63,55 g/mol**

 **Usamos la formula general (n = m/P.A ) remplazamos**

 **n = 10,00/63,55 = 0.1573 moles**

**2.- Indica la cantidad de átomos de plata contenidos en 1,5 moles**

 **R.- 1,5 moles x 6,02 x 1023 = 9,03 x 1023 átomos.**

**3.- Calcular la masa de 1 átomo de Plata.**

 **6,02 x 1023 átomos de Ag tienen una masa de 108 grs**

 **1 “ “ X grs.**

 **R.- 17,9 x 10-23 grs.**



**Mediante convenio internacional se estableció que el átomo de referencia**

**Sería el carbono-12 por ser el más abundante en la naturaleza, asignándole**

**una masa relativa de**

**12 uma (unidades de masa**

**atómica).La unidad de masa**

**atómica, uma, se define**

**como la masa exactamente**

**igual a la doceava (1/12) parte de la** **masa de un átomo de carbono**-**12.**





**1MOL DE PROPANO ( C3H8) equivale a 44 grs/mol y produce 132 grs de CO2**

**(3 MOLES).Cuantos gramos de propoano se requiere para producir 924 grs de**

**CO2.**