****

**LICEO DE MÚSICA- COPIAPÓ**

“Educar a través de la música para el desarrollo integral de los estudiantes”

PROF: MARIA ANGELICA MORALES G.

2015

 

MODULO DE QUIMICA

I SEMESTRE 2015

LEYES PONDERALES Y

 ESTEQUIOMETRIA

2° MEDIO

NOMBRE:

CURSO:

LEYES PONDERALES Y ESTEQUIOMETRIA - LEYES PONDERALES

**Indicadores de Evaluación:** Explican la ley conservación de la materia, en términos macroscópicos, en una reacción química, de acuerdo a la conservación de la masa y la cantidad de átomos. Exponen la ley de las proporciones definidas a partir del análisis de los constituyentes de un compuesto químico. Predicen la formación de compuestos distintos con los mismos elementos constituyentes, a partir de la ley de las proporciones múltiples. Ejercitan leyes ponderales y aplican balanceo de ecuaciones

**LEYES PONDERALES**

Las leyes ponderales son aquellas que rigen el comportamiento de la materia en los cambios químicos, en función de la masa de las sustancias que participan.

***Ley de la Conservación de la Masa***

Respaldada por el trabajo del científico Antoine Lavoisier, esta ley sostiene que la materia (la masa) no puede crearse o destruirse durante una reacción química, sino solo transformarse o sufrir cambios de forma.  Es decir, que la cantidad de materia al inicio y al final de una reacción permanece constante.

|  |
| --- |
| http://2.bp.blogspot.com/-QHrxTyiTzZc/TwHrnmOVXnI/AAAAAAAAAnI/sb6d8U2ygSc/s1600/Antoine_lavoisier.jpg“En las reacciones químicas, la cantidad de materia que interviene permanece constante” |

**Ejemplo:**

32g de azufre se calientan con 56g de hierro, formando como producto único el sulfuro ferroso.

¿Qué cantidad de producto se obtiene de esta reacción?

**Solución:**

De acuerdo a la ley de la conservación de la masa, la masa de los reactantes debe ser igual a la masa de los productos.  Por lo tanto, si 88g de reactantes (32g + 56g) se combinaron al inicio de la reacción, la misma cantidad de masa debe obtenerse en los productos.  Dado que el único producto es el sulfato ferroso, la cantidad de éste obtenida debe ser de 88g.

***Ley de las Proporciones Definidas o Constantes***

Enunciada por el científico Proust, esta ley mantiene que al combinarse dos o mas elementos para hacer un compuesto determinado, las masas de las sustancias que intervienen son fijas.  Es decir, que existe una proporción de combinación exacta e invariable y por lo tanto,  la composición de un compuesto específico siempre es la misma.  Por ejemplo, en la formación del agua (H2O) intervienen dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.  Relacionando sus masas, la proporción de H a O es de 1g de H por cada 8g de O.  Si reaccionan 2g de H, se combinarán con 16g de O para formar el mismo compuesto.  Así mismo, si intervienen 4g de H en la formación de agua, la cantidad de O será de 32g.  La proporción 1g H : 8g O es constante para cualquier muestra de agua, un compuesto determinado.  Si la proporción llegara a cambiar, se puede concluir que el compuesto no es el mismo y que se trata de otro compuesto diferente que contiene los mismos elementos.

|  |
| --- |
|  “En la formación de un compuesto, la cantidad de un elemento que se combina con una masa definida de otro es siempre la misma”. |

**Ejemplo­:**

Una muestra de 100. g de óxido de mercurio (II) contiene 92.6g de mercurio y 7.40 g de oxígeno.  ¿Cuánto oxigeno se encuentra en otra muestra del mismo compuesto que contiene 150. g de mercurio?

 **Solución:**

Según la ley de las proporciones definidas o constantes, la proporción de mercurio a oxígeno en el óxido de mercurio (II) es constante.  La proporción es de 92.6g Hg/7.40g O = 12.5g.  Es decir que por cada gramo de oxígeno en el compuesto, hay 12.5g de mercurio.  Si la muestra contiene 150.g de Hg, la cantidad de O es de 150./12.5 = 12.0 Por lo tanto, hay 12.0 g de oxígeno en la muestra.

***Ley de las Proporciones Múltiples***

Afirmada por el trabajo científico de John Dalton, esta ley se aplica a compuestos diferentes que se conforman de los mismos elementos.  La ley afirma que cuando existe la combinación de elementos en más de una proporción para formar diferentes compuestos, la relación entre las masas de uno de los elementos que reacciona con una misma masa de otro elemento se expresa en números enteros pequeños.

Por ejemplo, el carbono y el  oxígeno forman dos compuestos comunes que son el dióxido de carbono (CO2) y el monóxido de carbono (CO).  El  cuadro muestra las relaciones entre los compuestos, así:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Compuesto | Relación por masa molar | Proporción |
| CO2 | 12g C: 32g O | 1:2 |
| CO | 12g C:  16g O | 1:1 |

Al comparar la relación entre las masas de oxígeno que reaccionan con una misma masa  de carbono (12g), se obtiene que esta proporción es de 32g O: 16g O, lo que es igual a 2:1 ó 2 (un número entero pequeño).

|  |
| --- |
|  “Cuando dos elementos reaccionan en más de una proporción para formar compuestos diferentes, las masas de uno de los elementos que se combinan con la misma masa de otro, están en relación de números enteros pequeños”. |

 **Ejemplo:**

Un mol del compuesto “A” contiene 28g de nitrógeno por cada 16g de oxígeno y un mol del compuesto B contiene 48g de oxígeno por cada 28g de nitrógeno.

Utilice la información acerca de los compuestos A y B para ilustrar la ley de las proporciones múltiples.

**Solución:**

Comparando las masas de oxígeno que reaccionan con una misma cantidad de nitrógeno (28g), se obtiene que la relación es de 48g O: 16g O, lo que es igual a 3:1 ó 3 (un número entero pequeño).

**EJERCICIOS**

Resuelve los siguientes ejercicios teniendo en cuenta lo leído en esta guía.

1.- Si se reaccionan 5g de un compuesto A con 10g de un compuesto B, ¿qué cantidad de compuesto C se obtiene como producto de la reacción?

2.- En una reacción, el cloruro de sodio y el nitrato de plata producen nitrato de sodio y cloruro de plata.  Si 14.61g de cloruro de sodio reaccionan con 42.45g de nitrato de plata y se forman 21.25g de nitrato de sodio, ¿qué cantidad (masa) de cloruro de plata se obtiene?

3.- Un mol de monóxido de carbono contiene 12g C y 16g O.  ¿Qué cantidad de carbono hay en una muestra del mismo compuesto que contiene 4.0g de oxígeno?

4.- Una muestra de cloruro de sodio contiene 1.64g de sodio y 2.53g de cloro.  Otra muestra del mismo compuesto esta conformada por 3.28g de sodio y 5.06g de cloro.  ¿Explique cuál de las leyes ilustra el ejemplo anterior?

5.- Una muestra (A) contiene 2.0g de carbono y 2.66g de oxígeno.  Otra muestra (B) contiene 2.0g de carbono y 5.32g de oxígeno.  ¿Cuál(es) de los enunciados es(son) verdadero(s)?

1. La muestra A y B son el mismo compuesto.
2. Las muestras son de compuestos diferentes que contienen los mismos elementos.
3. La información respalda la ley de las proporciones definidas o constantes.
4. La información ilustra la ley de las proporciones múltiples.
5. La información refleja una violación de la ley de la conservación de la masa.

6.- Un pedazo de metal se oxida y sufre un aumento de peso.  ¿Explique por qué?

**BALANCEO DE ECUACIONES QUIMICAS**

Cuando la reacción química se expresa como ecuación, además de escribir correctamente todas las especies participantes (**nomenclatura**), se debe ajustar el número de átomos de reactivos y productos, colocando un coeficiente a la izquierda de los reactivos o de los productos. El balanceo de ecuaciones busca igualar el de átomos en ambos lados de la ecuación, para mantener la Ley de Lavoisier.
Por ejemplo en la siguiente reacción (síntesis de agua), el número de átomos de oxígenos de reactivos, es mayor al de productos.

**H2 + O2**🡪 H2O

Para igualar los átomos en ambos lados es necesario colocar coeficientes y de esta forma queda una ecuación balanceada.

2 H2 + O2 🡪 2 H2O

**Nota: Para calcular el número de átomos, el coeficiente multiplica a los subíndices y cuando el coeficiente es igual a 1 "se omite" por lo que el número de átomos es igual al subíndice.**

Los métodos más comunes para balancear una ecuación son: Tanteo y Algebraico

**Método del Tanteo**

Consiste en dar coeficientes al azar hasta igualar todas las especies.

Ejemplo 1:

CaF2 + H2SO4 🡪 CaSO4 + HF Ecuación **no** balanceada

El número de F y de H esta desbalanceado, por lo que se asignará (al azar) un coeficiente en la especie del flúor de la derecha.

CaF2 + H2SO4 🡪 CaSO4 + 2 HF Ecuación balanceada

Ejemplo 2:

K + H2O 🡪 KOH + H2 Ecuación **no** balanceada

El número de H esta desbalanceado, por lo que se asignará (al azar) un coeficiente en la especie del hidrógeno de la izquierda.

K + 2 H2O 🡪 KOH + H2 Ecuación no balanceada

Quedarían 4 H en reactivos y 3 en productos, además la cantidad de oxígenos quedó desbalanceada, por lo que ahora se ajustará el hidrógeno y el oxígeno.

K + 2 H2O 🡪 2 KOH + H2 Ecuación **no** balanceada

El número de K es de 1 en reactivos y 2 en productos, por lo que el balanceo se termina ajustando el número de potasios.

2 K + 2 H2O 🡪 2 KOH + H2 Ecuación balanceada

**Método Algebraico**

Este método es un proceso matemático que consistente en asignar literales a cada una de las especies , crear ecuaciones en función de los átomos y al resolver las ecuaciones, determinar el valor de los coeficientes.

**Ecuación a balancear: FeS + O2 🡪 Fe2O3 + SO2**

Los pasos a seguir son los siguientes:

1. Escribir una letra, empezando por A, sobre las especies de la ecuación:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **A** |  | **B** |  | **C** |  | **D** |
| **FeS** | **+** | **O2** | **🡪** | **Fe2O3** | **+** | **SO2** |

2. Escribir los elementos y para cada uno de ellos establecer cuántos hay en reactivos y en productos, con respecto a la variable. Por ejemplo hay un Fe en reactivos y dos en productos, pero en función de las literales donde se localizan las especies (A y C) se establece la ecuación **A = 2C** .

El símbolo produce (🡪 ) equivale al signo igual a (=).

      Fe       A = 2C

       S         A = D

       O        2B = 3C + 2D

3. Utilizando esas ecuaciones, dar un valor a cualquier letra que nos permita resolver una ecuación (obtener el valor de una literal o variable) y obtener después el valor de las demás variables. Es decir se asigna un valor al azar (generalmente se le asigna el 2) a alguna variable en una ecuación, en este caso C = 2 , de tal forma que al sustituir el valor en la primera ecuación se encontrará el valor de A. Sustituyendo el valor de A en la segunda ecuación se encuentra el valor de D y finalmente en la tercera ecuación se sustituyen los valores de C y D para encontrar el valor de B.

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| A |   | **B** |   | **C** |   | **D** |
| **FeS** | **+** | **O2** | **🡪** | **Fe2O3** | **+** | **SO2** |

  Fe    **A = 2C**                   Sí **C =2**        **A= D**          **2B = 3C + 2D**
   S     **A = D                   A= 2C**          **D = 4**2B = (3)(2) + (2)(4)
   O   **2B = 3C + 2D**           A= 2x(2)                         2B = 14

                                           **A = 4**                               B = 14/2     **B = 7**

4. Asignar a cada una de las especies el valor encontrado para cada una de las variables:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **A** |   | **B** |   | **C** |   | **D** |
| **4 FeS** | **+** | **7 O2** | **🡪** | **2Fe2O3** | **+** | **4SO2** |

 Ecuación Balanceada

EJERCICIOS

Para las siguientes reacciones balancéalas de acuerdo a los dos métodos:

2. (NH4)2 CO3 🡪 NH3 + CO2 + H2O

3. (NH4)2Cr2O7 🡪 Cr2O3 + N2 + H2O

4. CaSiO3 + HF 🡪 H2SiF6 + CaF2 + H2O

5. P4O10 + Mg(OH)2 🡪 Mg3(PO4)2 + H2O

6. I2O5 + BrF3 🡪 IF5 + O2 + BrF2

**LEYES PONDERALES Y ESTEQUIOMETRIA**

**ESTEQUIOMETRIA**

**Indicadores de Evaluación:** Identifican el mol como unidad de una magnitud denominada cantidad de sustancia, aplicable a cálculos estequiométricos. Calculan la masa molecular y molar de un compuesto a partir de su fórmula y de la masa atómica y molar de sus elementos constituyentes

* **Definición**: se define un **mol de átomos** de cualquier elemento como la cantidad de sustancia que contiene exactamente el mismo número de átomos que 12 g. de C12. Esta definición me está hablando de número de átomos (partículas). Pues bien, este número de partículas que contiene un mol se llama **número de Avogadro** y su valor es 6’023·1023. El número de Avogadro se representa por **NA**.
	+ Un mol de granos de arroz contiene 6’023·1023 granos de arroz, es decir, cuando yo vaya contando granos de arroz hasta conseguir 6’023·1023 granos de arroz, entonces tendré un mol de granos de arroz. Si yo voy contando granos de arroz hasta conseguir 12 granos de arroz, puedo decir que tengo una docena de granos de arroz.

Entonces:

|  |
| --- |
| * Un mol de átomos de Fe contiene 6’023·1023 átomos de Fe.
* En los problemas tienes que utilizar la siguiente relación para realizar la regla de tres:

1 mol de átomos de Fe ------- 6’023·1023 átomos de Fe |

* + ¿Cuánto pesa un mol de átomos? Un mol de átomos pesa justamente la masa atómica del elemento expresada en gramos.
		- El átomo de Fe pesa 55’8 u.m.a., entonces un mol de átomos de Fe pesa 55’8 gramos.
		- El átomo de O pesa 16 u.m.a., entonces un mol de átomos de O pesa 16 gramos.

|  |
| --- |
| * + - La masa de un mol de átomos de Fe es de 55’8 g.
		- En los problemas tienes que utilizar la siguiente relación para realizar la regla de tres:

1 mol de átomos de Fe ---------- 55’8 g de Fe |

* Un **mol de cualquier sustancia** (ahora estoy hablando de moléculas y no de átomos) contiene 6’023·1023 moléculas de esa sustancia y pesa la masa en gramos de la molécula de la que está compuesta la sustancia.
	+ La molécula del ácido sulfúrico tiene como fórmula H2SO4. La masa molecular del ácido sulfúrico es 98 u.m.a. Entonces un mol de ácido sulfúrico contiene 6’023·1023 moléculas de ácido sulfúrico y un mol de ácido sulfúrico tiene una masa de 98 g.

|  |
| --- |
| * + La masa de un mol de ácido sulfúrico es de 98 g.
	+ Un mol de ácido sulfúrico contiene 6’023·1023 moléculas de ácido sulfúrico.
 |

|  |
| --- |
| Relaciones de las moléculas |

* **DATOS** Masas atómicas: H=1, N=14, O=16, S=32

La masa molecular de (NH4)2SO4= 128 u.m.a.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | 1 mol de (NH4)2SO4 |  |
|  |  |  |  |  |
| 6’023·1023 moléculas de (NH4)2SO4 |  | 128 g de (NH4)2SO4 |
|  |

**Problema 1**

Calcula el número de moles de amoniaco (NH3) que hay en 0’85 g de este compuesto.

**Problema 2**

Calcula cuantos gramos hay en 0’2 moles de agua (H2O).

**Problema 3**

Calcula los moles que son 1.2046·1024 moléculas de agua.

**Ejercicios**

1. Calcula el número de moles que habrá en:
	1. 49 g de H2SO4.
	2. 20·1020 moléculas de H2SO4.
2. Calcula el número de moles y moléculas que hay en 25 g de NH3.
3. ¿Cuántos moles y moléculas de HNO3 hay en 126 g de este ácido?
4. ¿Cuántos gramos de N2O4 habrá en 0’5 moles?
5. ¿Cuántas moléculas de O2 habrá en 64 g?
6. ¿Cuántos gramos de H2O habrá en 3’0115·1023 moléculas de agua?

LEYES PONDERALES Y ESTEQUIOMETRIA- ESTEQUIOMETRIA

ESTEQUIOMETRIA DE REACCIONES

**Indicadores de Evaluación:** Representan reacciones químicas en una ecuación de reactantes y productos. Formulan explicaciones y conclusiones del comportamiento de reactantes y productos de acuerdo a las leyes ponderales

Una **reacción o transformación química** es un proceso por el cual los enlaces de las sustancias iniciales, llamadas **reactivos**, sufren una transformación y sus átomos se reorganizan de distinta manera para formar otras sustancias llamadas **productos**, y normalmente se produce un intercambio de energía.

Una transformación química es **homogénea** si tanto los reactivos como los productos se encuentran en el mismo estado (sólido, líquido o gas). En caso contrario se dice que es **heterogénea**.

Una transformación química se representa esquemáticamente mediante una **ecuación química**.

* + Una ecuación química consta de dos miembros. En el primero se escriben las fórmulas de las moléculas de los reactivos y en el segundo las de los productos.
	+ Por ejemplo, vamos a escribir la ecuación química de la combustión del metano (CH4):



**Nota**: siempre que os digan que una sustancia se quema o que se realiza la combustión de una sustancia, la ecuación química es 

* + Para escribir correctamente la ecuación química se requiere:
		- Conocer las fórmulas de los reactivos y los productos.
		- Satisfacer la ley de conservación de los átomos: la suma de todos los átomos de los reactivos es igual a la suma de los átomos de todos los productos. Para conseguirlo se utilizan los llamados **coeficientes estequiométricos**, que son números que se colocan delante de cada uno de los compuestos que intervienen en la reacción. Este proceso se denomina **ajustar la reacción**.
		- En la molécula de agua (H2O) hay dos átomos de H y un átomo de O.

Si tengo **3**H2O, el coeficiente estequiométrico es **3**, y significa que hay tres moléculas de agua, por tanto hay 6 átomos de H y 2 de O. Si tengo H2O, el coeficiente estequiométrico es 1, que no se pone.

* La ecuación química ajustada del ejemplo es:



Esta reacción química significa que 1 molécula (mol) de metano reacciona con dos moléculas (moles) de oxígeno para dar 1 molécula (mol) de dióxido de carbono y 2 moléculas (moles) de agua.

Cuando mezclo dos sustancias (que son los reactivos) se van consumiendo hasta conseguir los productos y puede ocurrir que un reactivo se consuma totalmente mientras que aún quedan cantidades de otros reactivos. Se llama **reactivo limitante** al reactivo que se consume primero y **reactivo excedente** a los demás.

En la práctica, las cantidades de productos que se obtienen son generalmente menores que las calculadas teóricamente. Se define el **rendimiento** como el cociente entre la cantidad que se obtiene experimentalmente y la cantidad que se obtiene teóricamente: Se suele expresar en tanto por ciento.



Cuando se dice que el rendimiento de la reacción es del 90% significa que de 100 g del producto que debería obtenerse se obtienen 90 g.

**Ejercicio**: Con la reacción química ajustada anterior, calcular:



1. Los moles de dióxido de carbono que se obtienen con 18 g de metano.
2. Los gramos de metano necesarios para conseguir 0’2 moles de agua.
3. Los gramos de agua que se obtienen con 22 g de oxígeno.
4. Los gramos de dióxido de carbono que se obtienen con 5 g de oxígeno, si el rendimiento de la reacción es del 80%.

**Ejercicios**

1. Ajustar las siguientes reacciones químicas:
	1. NH3 + O2  N2 + H2O (combustión)
	2. CH4 + O2  CO2 + H2O (combustión)
	3. CaCO3 + HCl  CaCl2 + CO2 + H2O
	4. HNO3 + Cu  Cu(NO3)2 + NO2 + H2O
	5. NH3 + CO2  (NH2)2CO + H2O
	6. KClO3  KCl + O2 (descomposición)
2. Dada la ecuación química:



* 1. Ajusta la ecuación.
	2. ¿Qué cantidad de HCl será necesaria para reaccionar completamente con 52 g de ?
	3. ¿Qué cantidad de NaCl se formará?
1. En la reacción química:

BaS + Na2SO4 🡪 BaSO4 + Na2S (ajústala)

1. Según la reacción:

NH3 + CO2 🡪 (NH2)2CO + H2O (ajústala)

Hacemos reaccionar 500 g de amoniaco, NH3, con 750 g de CO2, para obtener urea.

* 1. ¿Cuál de los dos es el reactivo limitante?
	2. ¿Cuántos gramos de urea se obtienen supuesto un rendimiento del 100%?

**Composición porcentual y fórmulas de compuestos**

Si se conoce la fórmula de un compuesto, su composición química se puede expresar como porcentaje de masa de cada elemento en el compuesto. Una vez que se conoce la composición porcentual de un compuesto se puede determinar la fórmula más simple o **fórmula empírica**, que es la relación entre el menor número entero de átomos presentes en una molécula del compuesto. En los compuestos moleculares la **fórmula molecular** indica el número real de átomos presentes en la molécula. Puede ser igual a la fórmula empírica o a un múltiplo entero de ella.

**Problemas resueltos**

**1.-** Expresar la masa molecular del cloruro de calcio (CaCl2).

**Solución:**

El cloruro de calcio está formado por 3 átomos, un átomo de calcio y dos átomos de cloro. Para

calcular la masa molecular se realiza la suma de las masas atómicas, multiplicando cada uno

por el número de veces en que esté presente el elemento.

Las masas atómicas son : Ca = 40,08

Cl = 35,45

Masa molecular : 40,08 + 2 x 35,45 = **110,98**

**2.-** Calcular el número de moles (de átomos) y de átomos contenidos en 80 gramos de azufre.

**Solución:**

La masa atómica del azufre S es 32,064 gramos. Esta masa corresponde a un mol de átomos de

azufre y por lo tanto a 6,022 x 1023 átomos de azufre.



3.- El nitrato de amonio, NH4NO3, el cual se prepara a partir de ácido nítrico, se emplea como fertilizante nitrogenado. Calcula los porcentajes de masa de los elementos en el nitrato de amonio.



4.- Una muestra de un compuesto que pesa 83.5 g contiene 33.4 g de azufre. El resto es deoxígeno, ¿Cuál es la fórmula mínima o empírica?.

La formula mínima o empírica es SO3



5.- La composición en porciento del acetaldehído es 54.5% de C, 9.2% de H y 36.3 de O, y su

peso molecular es 44 uma. Determina la fórmula molecular del acetaldehído.



Formula empírica C2H4O1 : Peso formula 44 uma



**Problemas para resolver:**

1.- Al quemar una muestra de un hidrocarburo se producen 12.28 g de CO2 y 5.86 g de agua.

¿Cuál es la composición porcentual de cada elemento en el compuesto?

 ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto orgánico?

2.- La alicina es el compuesto que proporciona el olor característico al ajo. Al realizar un análisis de este compuesto se encuentra que tiene la siguiente composición porcentual: C:44.4%, H:6.21%, S:39.5%, O:9.86%. También se encuentra que su masa molar es igual a 162 g/mol. Calcula la fórmula empírica y la fórmula molecular de este compuesto.

3.- En un experimento se obtuvo un compuesto de hierro y oxígeno que tienen 27.65% de oxígeno y 72.34% de hierro. Obtenga la fórmula mínima del compuesto.

4.- En una reacción de combustión se queman 3 gramos de un compuesto orgánico, si se producen 8 gramos de CO2 ¿Qué porcentaje en masa del compuesto es carbono?.

**LEYES PONDERALES Y ESTEQUIOMETRIA – El Mol**

**EL MOL**

**Aprendizaje(s) Esperado(s):** Establecer relaciones cuantitativas en diversas reacciones químicas

Aplicar las leyes ponderales y los conceptos de estequiometria en resolución de problemas.

**Habilidades:** Identifican el mol como unidad de una magnitud denominada cantidad de sustancia, aplicable a cálculos estequiométricos.

Calculan la masa molecular y molar de un compuesto a partir de su fórmula y de la masa atómica y molar de sus elementos constituyentes

 La estequiometria es el estudio de los cálculos basados en ecuaciones y fórmulas químicas y de las relaciones cuantitativas que de ellas y de las masas atómicas y moleculares se deducen.

Los cálculos estequiométricos se realizan en base a reacciones químicas balanceadas, esto significa que debe existir el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha. La materia no se crea ni se destruye, se transforma.

La masa atómica (antes denominado peso atómico), que figura en la tabla periódica para cada elemento, es la correspondiente a la masa de un mol de átomos de dicho elemento. Cualquier tipo de átomo, molécula o ion tiene una masa característica y definida, por lo que se deduce que un mol de una sustancia pura dada también tiene masa definida.

La masa molecular (antes denominado peso molecular) de una sustancia es la suma de las masas atómicas de los elementos de la fórmula, multiplicados cada uno por el número de veces en que esté presente el elemento. Por lo tanto, la masa molecular (uma) corresponde a la masa de 1 mol de dicha molécula.

La masa molar es la masa en gramos de un mol de sustancia. La masa molar (en g/mol) de cualquier sustancia es siempre numéricamente igual a su masa molecular.

Se define un **mol de átomos** de cualquier elemento como la cantidad de sustancia que contiene exactamente el mismo número de átomos que 12 g. de C12. Esta definición me está hablando de número de átomos (partículas). Pues bien, este número de partículas que contiene un mol se llama **número de Avogadro** y su valor es 6’023·1023. El número de Avogadro se representa por **NA**.

* + Un mol de granos de arroz contiene 6,023·1023 granos de arroz, es decir, cuando yo vaya contando granos de arroz hasta conseguir 6,023·1023 granos de arroz, entonces tendré un mol de granos de arroz. Si yo voy contando granos de arroz hasta conseguir 12 granos de arroz, puedo decir que tengo una docena de granos de arroz.

Entonces:

|  |
| --- |
| * Un mol de átomos de Fe contiene 6,023·1023 átomos de Fe.
* En los problemas tienes que utilizar la siguiente relación para realizar la regla de tres:

1 mol de átomos de Fe 🡪 6,023·1023 átomos de Fe |

¿Cuánto pesa un mol de átomos? Un mol de átomos pesa justamente la masa atómica del elemento expresada en gramos.

* + - El átomo de Fe pesa 55,8 u.m.a., entonces un mol de átomos de Fe pesa 55,8 gramos.
		- El átomo de O pesa 16 u.m.a., entonces un mol de átomos de O pesa 16 gramos.

|  |
| --- |
| * + - La masa de un mol de átomos de Fe es de 55,8 g.
		- En los problemas tenéis que utilizar la siguiente relación para realizar la regla de tres:

1 mol de átomos de Fe 🡪 55,8 g de Fe |

* Un **mol de cualquier sustancia** (ahora estoy hablando de moléculas y no de átomos) contiene 6,023·1023 moléculas de esa sustancia y pesa la masa en gramos de la molécula de la que está compuesta la sustancia.
	+ La molécula del ácido sulfúrico tiene como fórmula H2SO4. La masa molecular del ácido sulfúrico es 98 u.m.a. Entonces un mol de ácido sulfúrico contiene 6,023·1023 moléculas de ácido sulfúrico y un mol de ácido sulfúrico tiene una masa de 98 g.

|  |
| --- |
| * + La masa de un mol de ácido sulfúrico es de 98 g.
	+ Un mol de ácido sulfúrico contiene 6,023·1023 moléculas de ácido sulfúrico.
 |

* **DATOS** Masas atómicas: H=1, N=14, O=16, S=32

La masa molecular de (NH4)2SO4= 128 u.m.a.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | 1 mol de (NH4)2SO4 |  |
|  |  |  |  |  |
| 6’023·1023 moléculas de (NH4)2SO4 |  | 128 g de (NH4)2SO4 |

**EJERCICIOS**

De acuerdo a lo leído realiza los siguientes ejercicios

1.- Expresar la masa molecular del cloruro de calcio (CaCl2).

1. Calcula el número de moles que habrá en:
	1. 49 g de H2SO4.
	2. 20·1020 moléculas de H2SO4.
2. Calcula el número de moles y moléculas que hay en 25 g de NH3.
3. ¿Cuántos moles y moléculas de HNO3 hay en 126 g de este ácido?
4. ¿Cuántos gramos de N2O4 habrá en 0,5 moles?
5. ¿Cuántas moléculas de O2 habrá en 64 g?
6. ¿Cuántos gramos de H2O habrá en 3,0115·1023 moléculas de agua?
7. El alcohol etílico se quema de acuerdo con la siguiente ecuación: C2H5OH + O2CO2+ H2O

¿Cuántos mol de CO2 se producen cuando se queman 3.00 mol de C2H5OH de esta manera?.

1. Durante el proceso de la fotosíntesis la C6H12O6 + O2 en presencia de luz solar, se transforman en CO2+ H2O.

**a.** Representa la ecuación química del proceso balanceada.

**b.** .Cuantos gramos de C6H12O6 se pueden obtener con 3.250 g de CO2?

**c.** .Cuantos gramos de oxigeno se liberan al aire en esta reacción, si tenemos 3.250 g de CO2?

**Fórmula empírica y molecular**

La fórmula empírica es la fórmula que expresa la relación más simple entre sus átomos constituyentes y, por tanto, no es la verdadera fórmula del compuesto, pero a partir de ella es posible obtener la fórmula molecular o verdadera fórmula del compuesto. La determinación de la fórmula empírica se realiza a partir de datos obtenidos mediante análisis químico.

Consideremos, por ejemplo, los resultados obtenidos mediante análisis químico para un compuesto desconocido.

masa de carbono = 0,8180 g, masa de hidrógeno = 0,1370 g y masa de oxígeno = 0,5450 g.

Las etapas que debemos de seguir para encontrar la fórmula empírica a partir de estos datos son:

1. Determinamos la cantidad (de acuerdo con SI el término cantidad se refiere a mol) de cada elemento constituyente del compuesto.

mol de C = masa de carbono/Masa atómica del carbono = 0,8180 g/12,011 gmol-1 = 0,06810

mol de H = masa de hidrógeno/Masa atómica del hidrógeno = 0,1370 g/1,0079 gmol-1 = 0,1359

mol de oxígeno = masa de oxígeno/Masa atómica del oxígeno = 0,5450 g/15,9994 gmol-1 = 0,03406

2. Determinamos la relación más simple. Esto lo podemos hacer dividiendo el menor entre el menor y todos entre el menor.

relación mol de C/mol de oxígeno = 0,06810/0,03406=1,999 aproximado a 2

relación mol de H/mol de oxígeno = 0,1359/0,03406 = 3,990 aproximado a 4

relación mol de O/mol de oxígeno = 0,03406/0,03406 = 1,000 ó 1

3. Determinamos la fórmula empírica. **C2H4O**

La fórmula molecular puede calcularse a partir de la fórmula empírica cuando es conocida la masa molar del compuesto. Cuando la fórmula empírica es distinta a la fórmula molecular, esta última se obtendrá gracias a un múltiplo que afecta a la primera,

Para obtener el valor del múltiplo, que representa la cantidad de unidades de la fórmula empírica que contiene la fórmula molecular, es necesario aplicar la siguiente fórmula:



Lee y observa los procesos del siguiente ejercicio resuelto:

**Ejemplo:** determinaremos la fórmula molecular del propileno, un hidrocarburo cuya masa molar es de 42,00 g y contiene 14,3%de hidrógeno y 85,7% de carbono.

**Paso 1:** emplearemos todos los procedimientos estudiados anteriormente para determinar la fórmula empírica.



La masa molar del compuesto según el dato entregado en el problema es 42,00 g; la masa de la fórmula empírica (CH2) será:



La cantidad de unidades de fórmula empírica será:



El valor obtenido (3) multiplica ambos elementos en la fórmula empírica, entonces:



Finalmente, la fórmula molecular del compuesto es **C3H6**

**Ejercicios:**

1. Determine la fórmula empírica de una sal que posee 32,38 % de Na, 22,57 % de S y 45,05 % de O.

2. Al analizar 0,26 g de un óxido de nitrógeno, se obtiene 0,079 g de Nitrógeno y 0,181 g de Oxígeno. Se sabe que la masa molar del compuesto es 92 g/mol. Calcular: La fórmula empírica y molecular.

3. Al analizar 50 g de un compuesto formado por Carbono, Hidrógeno, Oxígeno y Nitrógeno, se obtienen 106,02 g de CO2; 27,11 g de agua y 8,40 g de N2. Determine la fórmula empírica.

4.-La hidroquinona es un compuesto orgánico que comúnmente se utiliza como revelador de fotografía. Tiene una masa molar de 110,1 g/mol y una composición de 65,45% de carbono, 5,45% de hidrógeno y 29,09% de oxígeno. Calcule formula molecular.

5.-La fructosa es un azúcar natural muy dulce que se encuentra en la miel y frutas. Su masa molar es de 180,1 g/mol y su composición es de 40% de carbono, 6,7% de hidrógeno y 53,3% de oxígeno. Calcule formula molecular.

**6.-** La aspirina es un analgésico y antipirético. Su masa molar es de 180,2g/mol y su composición es de 60% de carbono, 4,48% de hidrógeno y 35,5% de oxígeno. Calcule formula molecular.