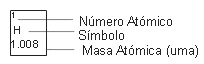
**3.1 Masa y tipos de fórmulas.**

## a) Masa molecular (suma de moléculas)

Las masas relativas de las moléculas se pueden expresar de la misma manera que en los átomos. Las masas moleculares se obtienen sumando las masas atómicas (en uma) de todos los átomos presentes en la molécula, por lo que si tomamos las masas atómicas de la tabla periódica tenemos:



|  |  |
| --- | --- |
| Masa molecular del H2: | |
| 2 (masa atómica de H) | = 2 (1.008 uma) |
|  | = 2.016 uma |

Amonio

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Masa molecular del NH3 (Amonio) | | |
| 1 (masa atómica del N) | + | 3 (masa atómica del H) |
| 1 (14.007 uma) | + | 3 (1.008 uma) |
| 14.007 | + | 3.024 uma |

|  |
| --- |
| = 17.031 uma |

## b) Masa fórmula (compuesto)

En el caso de sustancias no moleculares, al **sumar las masas atómicas** **de los átomos que se indican en una fórmula,** se dice que **se está calculando su masa fórmula**, que es la masa de una unidad de fórmula en unidades de masa atómica.

##### Ejemplo:

La fórmula empírica del sulfato de aluminio es Al2 (SO4)3.

¿Cuál es su masa fórmula?, si los pesos atómicos son:

Ejemplo

La fórmula Al2 (SO4)3 nos dice que dos átomos de Al están combinándose con tres grupos SO4 (llamados sulfatos); por ello el número total de átomos de S es 3, de O = es 3 x 4 = 12. En otras palabras, el Al2 (SO4)3 puede expresarse como Al2S3O12.

|  |  |
| --- | --- |
| Masa de dos átomos de Al = 2 (27 uma) | = 54.0 uma |
| Masa de tres átomos de S = 3 (32.1 uma) | = 96.3 uma |
| Masa de doce átomos de O = 12 (16.0 uma) | = 192.0 uma |
| Masa fórmula del Al2 (SO4)3 | |  | | --- | | = 342.3 uma | |

**Nota:** El dato que se obtiene en este cálculo es expresado en uma.

## c) Masa molar

De la misma manera que los objetos se pueden contar por docena, **los átomos se cuentan por** **moles,** en número muy grande, 6.02 x 1023. Este número se llama *número de Avogadro*[1]*;* **por lo tanto, un mol de átomos es igual a un número de Avogadro**, es decir, 6.02 x 1023 átomos.

¿Por qué los átomos se cuentan en moles?

Los átomos son tan pequeños que en los trabajos de laboratorio no se podría trabajar con dos o con 200 átomos. No se puede pesar cantidades tan minúsculas, incluso con las balanzas más sensibles; es por ello que los químicos inventaron una unidad, el *mol.* Tal como se explicó anteriormente, la masa de un átomo de oxígeno es de 16.0 uma, en tanto que un mol de átomos (6.02 x 1023 átomos) de oxígeno tiene una masa de 16.0 g, como se demuestra al utilizar el factor de **transformación de uma a gramos:**

Masa de un mol de O =

Masa de un átomo de O (1 mol de átomo X 1 uma[2])

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| M0 = 16 | uma | (6.02 x 1023 | Átomos | )(1.661 x 10-24 | G | = |
| átomo | mol | uma |

|  |  |
| --- | --- |
| M0 = 16 (1 g/mol) = | 16 g/mol |

En otras palabras, a la masa de un mol de una sustancia se le llamamasa molar*.*  Por consiguiente, la masa molar en gramos de una sustancia es numéricamente igual a su masa molecular (o su masa fórmula) en unidades de masa atómica.

Ejemplo:

Calcula la masa molar del ácido sulfúrico, H2SO4.

ácido sulfúrico

En donde:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Peso del H = 2(1.008 uma) | | = 2.016 uma |
| Peso del H = 1(32.000 uma) | | = 32.000 uma |
| Peso del H = 4(16.000 uma) | | = 64.000 uma |
| Masa molecular |  | = 98.016 uma |
| Por tanto, | **Masa molar** | **= 98.016 g** |

**Observa** que el dato obtenido se expresa en gramos.

Ahora sabes que un mol está formado por 6.023 x 1023 partículas y que además tiene una masa en gramos numéricamente igual a su masa molecular. Algunas aplicaciones de estas relaciones se muestran a continuación.

Ejemplos

**1)** **Cálculo de moles de átomos**

¿Cuántos moles de átomos de cobre existen en 3.05 g de cobre?

cobre

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 3.05 ~~g de Cu~~ ( | 1 mol de átomos de Cu | ) = |
| 63.5 g de Cu |

|  |
| --- |
| 0.0480 mol de átomos de Cu |

2) Cálculo de átomos

¿Cuántos átomos de azufre hay en una muestra de este elemento que pesa 10.0g?

azufre

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| (10.0 ~~g de S)~~ ( | 1 ~~mol de átomos de S~~ | ) ( | 6.023 x 1023 átomos de S | ) |
| 32.0 ~~g de S~~ | 1 ~~mol de átomos de S~~ |

|  |
| --- |
| 1.88 x 1023 átomos de S |

3) Cálculo de gramos

¿Cuántos gramos hay en 8.46 x 1024 átomos de flúor?

 flúor

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| (8.46 x 1024 ~~átomos de  F~~ )( | 1 ~~mol de átomos de F~~ | ) ( | 19 g de F | ) |
| 6.023 x 1023 ~~átomos de F~~ | 1 ~~mol de átomos de F~~ |

|  |
| --- |
| 267 g de F |

## d) Fórmula química

En el lenguaje de la Química, toda sustancia pura conocida, ya sea un elemento o un compuesto, tiene su nombre y su fórmula individual. Asimismo, cada fórmula química tiene tres significados o interpretaciones: un significado cualitativo, uno cuantitativo microscópico y uno cuantitativo macroscópico.

*Cualitativo*, una fórmula expresa una sustancia; por ejemplo, H2O representa al agua; NaCl representa a la sal de mesa, etcétera.

*Cuantitativo microscópico*, una fórmula molecular indica **el número de átomos presentes en una molécula.** Así la fórmula de la nicotina, C10H14N2 nos indica que en esta molécula existen 10 átomos de carbono, 14 de hidrógeno y dos de nitrógeno. Asimismo, la fórmula mínima nos indica la composición de una unidad fórmula; por ejemplo, la unidad fórmula del sulfato de potasio, K2SO4, nos indica que en ese compuesto por cada dos átomos de potasio hay uno de azufre y cuatro de oxígeno. **La fórmula** **empírica indica que la relación de átomos de** K: S: O es de 2:1:4.

*Cualitativo macroscópico*, La fórmula nos indica las relaciones de **moles de átomos**. Es decir, una fórmula molecular indica el número de moles de átomos de cada elemento **presente** **en un mol de moléculas** del compuesto; por ejemplo, la fórmula de la nicotina indica que un mol de moléculas de nicotina posee 10 moles de átomos de carbono, 14 moles de átomos de hidrógeno y dos moles de átomos de nitrógeno.

En el caso de K2SO4, la fórmula empírica nos indica que un mol de unidades fórmula consta de dos moles de átomos de potasio, un mol de átomos de azufre y cuatro moles de átomos de oxígeno.

Por tanto,la fórmula de una sustancia expresa el tipo y número de átomos que están químicamente combinados en una unidad de dicha sustancia. Hay diversos tipos de fórmulas, entre ellas están:

Una*fórmula empírica****[1]*** **expresa la relación más simple** de números **enteros** entre los**átomos** en un compuesto, en tanto la*fórmula molecular* **expresa el número real de átomos** de una molécula, esto es, en**la unidad más pequeña del compuesto**.

**Cálculo de fórmulas a partir de datos experimentales**

La fórmula de un compuesto permite calcular muchos datos cuantitativos tales como la masa molecular, la masa molar y la composición porcentual.

¿Te has preguntado alguna vez cómo fue posible saber que la fórmula del agua es H2O?

¿Por qué el agua “normal” tiene como fórmula H2O y el agua “oxigenada” tiene la fórmula H2O2?

Para llegar a proponer la fórmula de cualquier compuesto es necesario realizar experimentos que consisten en determinar los elementos que forman los compuestos, el porcentaje en peso de los elementos constitutivos del compuesto; la masa relativa de cada elemento presente.

Existen muchos métodos para obtener experimentalmente el porcentaje en peso de los  diversos elementos de un compuesto; entre éstos están los análisis por precipitación y por combustión.

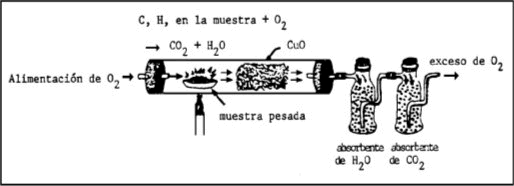


Figura 13. Aparato empleado en el análisis por combustión de una sustancia. Cualquier cantidad de C o CO reacciona formando CO2; cuando pasa por el CuO, el H2 reacciona formando H2O.

## e) Fórmula mínima (empírica)

Cuando se tiene el análisis de un compuesto, el cual fue obtenido de alguna forma y siguiendo una serie de pasos, se logra obtener la fórmula del compuesto, a la cual se le denomina fórmula mínima. Para llegar a tal se dan los siguientes pasos.

1. Tener los elementos expresados en tanto por ciento.
2. Calcular la masa (grs.) de los elementos.
3. Obtener el número de moles de cada uno de los elementos.
4. Obtener el número de átomos de cada uno de los elementos, para lo cual se debe dividir cada número resultante del paso anterior (c) entre el más pequeño.
5. Expresar la fórmula mínima, colocando primero los metales, posteriormente los no metales y por último el oxígeno.

A continuación te presentamos un ejemplo:

De acuerdo al análisis que se realizó a cierto gas, en el laboratorio, se encontró que estaba conformado por los siguientes gases: Nitrógeno (N) y Oxígeno (O), cuyo porcentaje era de 25.93% y 74.07% respectivamente.

Conforme a estos datos y siguiendo los pasos anteriores podremos saber cuál es la fórmula mínima de este gas.

\* Expresar los elementos en tanto por ciento

Nitrógeno   N = 25.93%   Oxígeno O = 74.07%

\* Calcular la masa (grs.)  de cada elemento, tomando como base 100gr. del compuesto

Nitrógeno N = 25.93gr.     Oxígeno  O = 74.07gr.

\* Obtener el número de moles.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Para el **nitrógeno** (25.93 ~~g de N~~ )( | 1 mol de átomos de N | ) =1.852 mol de átomos de N |
| 14.00 ~~g de Nitrógeno~~ |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Para el **oxígeno** (74.07 ~~g de O~~ )( | 1 mol de átomos de O | ) =4.629 mol de átomos de O |
| 16.00 ~~g de Oxígeno~~ |

\* Calcular la relación de átomos (dividir entre el más pequeño)

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Átomos de Nitrógeno | | |
| N= | 1.852 | = 1 **(2)** = 2 |
| 1.852 |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Átomos de Oxígeno | | |
| O= | 4.629 | = 2.5  **(2)** = 5 |
| 1.852 |

En caso de que la**relación no sea de números enteros, se multiplica por un número pequeño** (2, 3, 4)  para transformarla en números enteros. En nuestro caso, será 2.

\* Expresar la fórmula mínima

Por tanto, se obtiene la fórmula mínima de

N2O5 (Pentóxido de nitrógeno o anhídrido nítrico)

## f) Formula molecular

La fórmula molecular de una sustancia siempre es un múltiplo entero de su fórmula empírica. Para determinar la fórmula molecular de un compuesto, el químico tiene que proceder experimentalmente para conocer la masa molecular además de su fórmula mínima.  En este sentido mencionaremos cuáles son los pasos para obtener la fórmula molecular:

1. Se calcula la fórmula mínima (se retoman los 5 pasos para obtener la fórmula mínima).
2. Obtener la masa atómica de la fórmula mínima obtenida.
3. Dividir la masa atómica experimental entre la masa atómica de la fórmula mínima.
4. El número obtenido en el paso anterior  multiplicarlo por la fórmula mínima, por tanto se obtiene la fórmula molecular.

El siguiente ejemplo te mostrará cómo se usa la masa molecular con la fórmula mínima para calcular la fórmula molecular.

Ejemplo:

Un combustible licuado casero tiene como constituyente un determinado compuesto. El análisis de este compuesto muestra que contiene 85.69% de carbono y 14.31% de hidrógeno en peso. La determinación de su masa molecular da un valor de 55.9 uma. Calcula la fórmula molecular del compuesto.

1) Calcular la **fórmula mínima**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Para el **carbono** (85.69 ~~g de C~~ )( | 1 mol de C | ) =7.14 mol de C |
| 12.00 ~~g de C~~ |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Para el **hidrógeno** (14.31 ~~g de H~~ )( | 1 mol de H | ) =14.31 mol de H |
| 1.00 ~~g de H~~ |

Al calcular la relación de moles tenemos que:

|  |  |
| --- | --- |
| 7.14 ~~mol de C~~ | = 1 |
| 7.14 ~~mol de C~~ |

|  |  |
| --- | --- |
| 14.31 ~~mol de H~~ | = 2.0 |
| 7.14 ~~mol de C~~ |

Por tanto, la fórmula mínima es:

|  |
| --- |
| CH2 |

2) Obtener la masa atómica de la fórmula empírica.

Por tanto, la masa fórmula es de 1(12.00) + 2(1.00) = 14.00 uma

3) Obtener la fórmula empírica por molécula.

La masa molecular es un múltiplo simple de la masa de la fórmula empírica, CH2 esto es, *n* (14.027 uma), donde *n* es un número entero.

La masa molecular experimental es 55.9 uma. Por lo tanto,

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ( | 55.9 uma por molécula | ) = 3.99 aprox. |
| 14.027 uma por fórmula empírica |
|  |  | = 4 fórmulas empíricas por molécula |

4) Multiplicar el resultado anterior por la fórmula mínima

Así pues, la fórmula molecular es:      4 (CH2) = C4H8.

# Actividad de aprendizaje

## 2.3 Estequiometria

##### *Presentación*

Como se revisó en la unidad la estequiometría es la rama de la química que se encarga del estudio cuantitativo de los moles, las masas y los volúmenes de los reactivos y los productos que participan en una reacción. Esta rama de la química nos permite predecir las cantidades de materia prima que se requieren para obtener cierto producto o la cantidad de sustancia generada en un proceso determinado. Por ejemplo, cuando nos preguntamos cuánta gasolina será necesaria para recorrer cierta distancia.

Para llevar a cabo la estequiometría es importante que recuerdes la información referente a los moles y al número de Avogadro, que ya se revisaron con anterioridad.