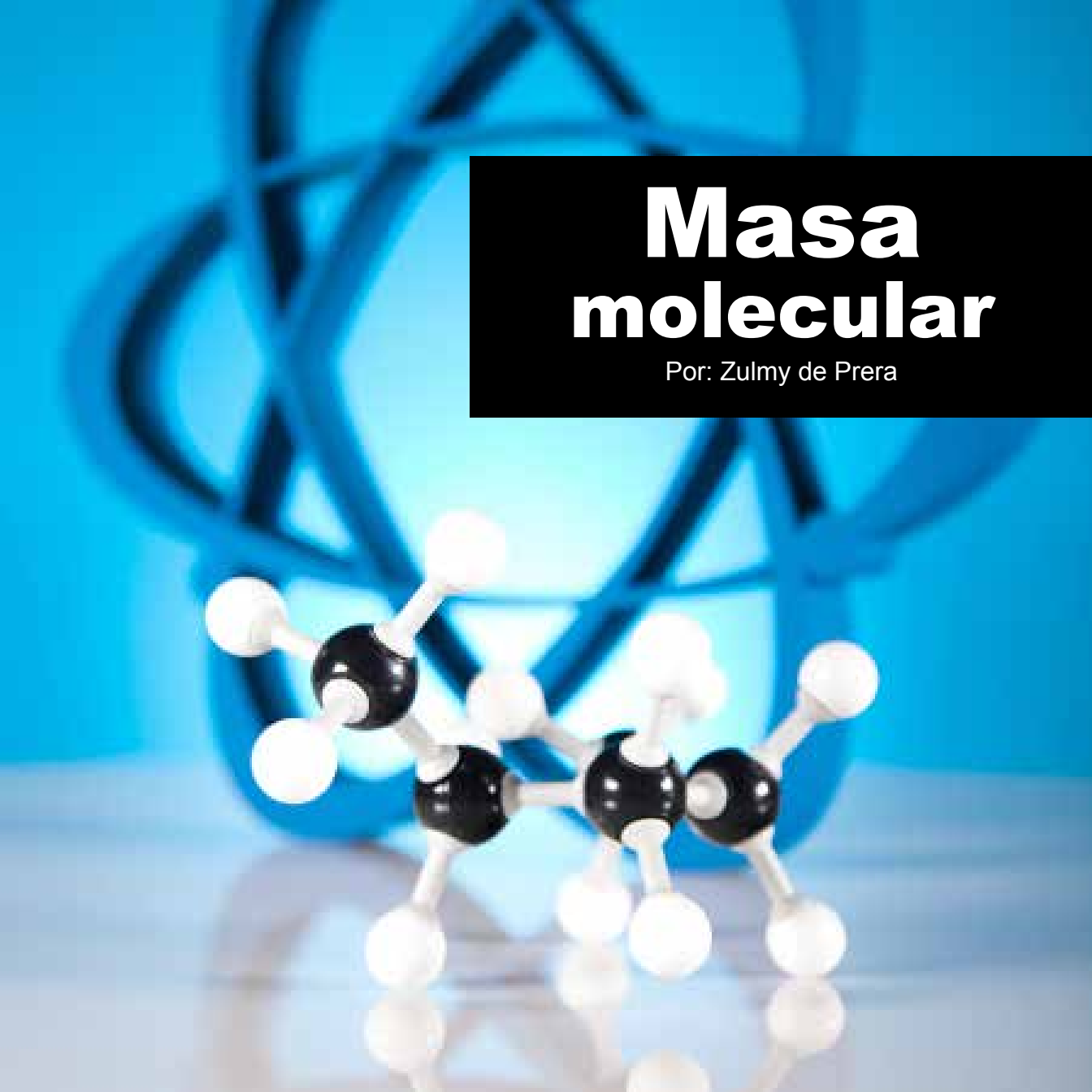
Masa molecular

Por: Zulmy de Prera



Índice

Masa molecular	3
Moléculas homonuclear y heteronuclear	6
Composición centesimal de un compuesto	8
Volumen molar	9
Masa molar M	12
Conclusión	14
Glosario	15

MASA MOLECULAR

Corresponde a la suma de las masas atómicas en uma en una molécula. Por ejemplo:

1. Dióxido de Carbono (CO_2)

Procedimiento:

- Establecer la relación atómica de cada elemento en la molécula.
- Buscar su peso o masa atómica en la tabla periódica.
- Obtener la masa molecular, multiplicando la masa atómica por el número de átomos del elemento en la fórmula y sumando la relación para el total de elementos en la molécula.

Masa molecular CO_2

= 1 (C) + 2 (O) =
1 (12.01115) + 2 (15.9994) = 12.01115 +31.9988 = 44.00995

2. Etanol, Alcohol Etílico (CH_3 CH_2 OH, aquí hay 2 C, 6 H y 1 O = 2 (C) + 6 (H) + 1(O) = 2 (12.01115) + 6 (1.00797) + 1 (15.9994) = 24.0223 +6.04782 + 15.9994 =46.06952

3. Carbonato de Aluminio $Al_2(CO_3)_3$ $Al_2(CO_3)_3$

Observación: Los círculos rojos marcan subíndices, que se operan tal y como los hemos venido trabajando.

Recuerda

En las operaciones matemáticas, toda expresión entre paréntesis, deben operarse de primero. Entonces, resuelves antes la expresión, $(CO_3)_3$.

En donde, el subíndice 3 fuera del paréntesis, multiplica a TODOS los elementos dentro del mismo, así: Cx3,3 O x3.

Luego, continúas operando el resto de elementos.

Entonces, la masa molecular nos quedaría así:
2 (Al) + 3(C) + 3 (3) (O) =
2 (26.9815) + 3 (12.01115) + 9 (15.9994) =

53.963 +36.03345+ 143.9946 = 233.99105

4. Otros ejemplos: Clorato de Bario: $Ba(ClO_4)_2$

En este caso el subíndice 2 multiplica a todo el ClO_4, por lo tanto en la fórmula tendremos:
1 (Ba) + 2 (Cl) + (2)(4)(O)

5. Sulfato de Boro. $B_2(SO_4)_3$ En este caso el subíndice 3 multiplica a todo el Sulfato (SO_4). Pero NO al Boro. Por lo tanto en la fórmula tendremos:
2 (B) + 3(S) + 3(4) (O).

Ahora tú.

Encuentra la masa molecular de las siguientes moléculas, con una aproximación de 3 decimales.

1. HNO_3
2. $Ca_3(PO_4)_2$
3. NaOH

Solución:

1. 63.013; 2. 310.183; 3. 39.997

MOLÉCULAS HOMONUCLEAR Y HETERONUCLEAR

Se define **molécula homonuclear** a la molécula compuesta por un solo tipo de átomo, o bien pueden ser alótropos.

Normalmente todos los elementos químicos, a excepción de los gases nobles, cuando se encuentran en estado puro enlazan entre sí sus átomos de diferentes maneras: Moléculas diatómicas, cristales metálicos, cristales cova-

lentes, etc. Los alótropos, son elementos que pueden enlazarse entre sí de distinta manera. El oxígeno normal tiene dos átomos en la molécula, el ozono es un alótropo del oxígeno normal, con una molécula formada por tres átomos de oxígeno. Otro ejemplo conocido de alotropía es el carbono, que puede presentarse en forma de diamante, grafito o fulerenos. En todos estos casos la composición química es idéntica, carbono puro, pero varía la forma en la que se distribuyen los átomos en su estructura.

El ejemplo más representativo son las moléculas diatómicas de O_2, H_2, los Halógenos: F_2, Cl_2, Br_2, I_2 que no se encuentran libres en la naturaleza.

Así mismo, hay moléculas homonucleares de más de dos átomos, por ejemplo el Ozono (O_3), tetranucleares como Arsénico (As_4), fósforo (P_4).

El azufre puede presentarse como una molécula diatómica homonuclear (S_2), hexátomica (S_6) y octatómica (S_8).

Este tipo de moléculas, son NO polares, ya que no hay un diferencial electronegativo entre los átomos porque son del mismo elemento.

Molécula Heteronuclear, se refiere a aquellas moléculas compuestas por más de un tipo de átomo, es decir dos o más elementos diferentes, por ejemplo CO_2; NaF.

COMPOSICIÓN CENTESIMAL DE UN COMPUESTO

Como su nombre lo indica, composición centesimal hace referencia a porcentajes. En este caso se refiere al % de masa en un compuesto.

En el laboratorio, la composición centesimal se obtiene por análisis gravimétrico y se debe conocer los pesos atómicos de cada elemento que forma el compuesto, para tener un 100% del compuesto o composición molecular.

Otro procedimiento es a través de la composición molecular, ya que ella nos indica el tipo y número de átomos del compuesto, luego se obtiene el peso atómico y los % de composición de cada compuesto en la fórmula.

VOLUMEN MOLAR

Hablamos de volumen, por lo tanto, según el SI (Sistema Internacional), las unidades de medida son el metro cúbico por mol (m^3 /mol), es decir Volumen/mol.

De acuerdo a la hipótesis de Avogadro, los gases a los mismos volúmenes y bajo las mismas condiciones constantes de temperatura y presión, tienen el mismo número de moléculas. En otras palabras, 1 litro (1000 mililitros o m^3), de Oxígeno contiene el mismo número de moléculas que el Hidrógeno a las mismas condiciones de volumen, temperatura y presión.

Recordar que 1 mol de cualquier substancia tiene 6.022045 x 10^{23} partículas y en el caso de gases, tiene N_A moléculas, en donde N_A se refiere al número de Avogadro.

“Un Mol de cualquier substancia gaseosa ocupará siempre el mismo volumen bajo las mismas condiciones de temperatura y presión”.

Si 1 mol de cualquier gas tiene el mismo número de molécula, N_A que 1 mol de cualquier otro gas, y si números iguales de moléculas corresponden a volúmenes iguales en C.N (Condiciones Normales), entonces, 1 mol de cualquier gas tiene el mismo volumen en C.N que 1 mol de cualquier otro gas.

Las C.N (condiciones Normales, son a 1 atmósfera de presión y 273.15 K ó 0^0 C). = 22.4 L para todos los gases reales y se conoce como Volumen molar normal de un gas. Entonces,

Volumen molar normal de un gas = 22.4 L

Ahora bien, este volumen de 22.4 L corresponde a gases ideales. Los gases reales son diferentes, y así, tenemos los siguientes valores de Volumen Molar:

Monóxido de Carbono (CO) = 22.4 L; Dióxido de Azufre (SO_2) = 22.3 L y Dióxido de Carbono (CO_2) = 22.3 L

¿Y para qué nos sirve?. Bueno mediante esta constante podemos determinar los pesos relativos de las moléculas (pesos moleculares) de los gases, pesos atómicos utilizando la densidad del gas.

Ejemplo:

1. En condiciones estándar, 1 L de Oxígeno pesa 1.43 g y 1 L de Monóxido de Carbono (CO) pesa 1.25 g. Determinar el peso molecular del CO.

Procedimiento:

Por Avogadro, 1 L COcontiene el mismo # de moléculas = 1 L Oxígeno, entonces, Peso molecular de O_2 = 2 (15.9994) = 31.99988 aprox. 32

$$32 \text{ X } \frac{1.25 \text{ g } CO_2}{1.43 \text{ g O}} = 28$$

MASA MOLAR M

Masa molecular se representa como uma.
Masa molar M se representa como g/mol. Es decir, masa por unidad de cantidad de sustancia o mol.
La masa molar M es una propiedad física intensiva de la materia.

Recuerda

¿Propiedades Intensivas de la materia?

Revisa el capítulo de materia, plantea ejemplos.

La diferencia entre masa molecular y masa molar es que la masa molecular se refiere a una sola molécula, en tanto que, la masa molar corresponde a 6.02245×10^{23} moléculas.

Las masas molares pueden obtenerse calculadas a partir de pesos atómicos estándar y la fórmula química.

Ejemplos de masas molares en el ambiente podrían ser:

1–238 g/mol para átomos de elementos de ocurrencia natural.

10–1.000 g/mol para compuestos químicos sencillos .

1.000–5.000.000 g/mol para’ ‘polímeros,’ ‘proteínas, fragmentos de’ ‘ADN, etc.

CONCLUSIÓN

Las fórmulas químicas son el mecanismo para expresar lo que sucede en el ambiente químico. Y las reacciones, los elementos, compuestos y moléculas involucrados (reactivos) y los productos obtenidos.

Para expresar las reacciones químicas de una manera universal, es decir, lenguaje por todos conocidos, se hace importante el manejar los temas básicos, las operaciones involucradas y lo que representa el resultado final.

Toda esta información y su manejo apropiado (conceptos, valores y constantes) es fundamental para manejar los experimentos químicos, reportar lo observado y sacar las conclusiones en lenguaje científico. Entonces, es la base para los sistemas de investigación química.

GLOSARIO

Composición centesimal. Porcentaje de masa de un compuesto en una formulación.

Fórmula empírica. Cuando los sub-índices de un compuesto son los números enteros más pequeños posibles que expresan el número relativo de átomos.

Fórmula molecular. Identifica al número relativo de átomos de cada elemento en un compuesto.

Masa atómica. O peso atómico es igual al número de protones y neutrones en un núcleo, expresada en uma.

Masa molar de un elemento. La masa molar (g) de un elemento es igual a su masa atómica expresada en uma.

Masa molar M. Masa por unidad de cantidad de sustancia o mol.

Masa molecular. Corresponde a la suma de las masas atómicas en uma en una molécula.

Mol. Cantidad de substancia que contiene tantas unidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g (gramos) (0.012 kg) del elemento carbono 12.

Molécula heteronuclear. Molécula compuesta de varios tipos de átomos.

Molécula homonuclear. Molécula compuesta por un solo tipo de átomo, o bien pueden ser alótropos.

Número de Avogadro. Constante que indica el número de partículas (átomos o moléculas) contenidas en un mol de producto.

Relación molar. Relación entre los moles y moléculas dada por el número de Avogadro.

Volumen molar. Volumen que ocupa un mol de un gas a condiciones normales de presión y temperatura.

Por: Zulmy de Prera
Palabras: 1,521
Imágenes: Shutterstock

Fuentes:
http://www.thebigger.com/chemistry/chemical-bonding/what-are-homonuclear-molecules-and-hetero-nuclear-molecules/

LA QUÍMICA. RodO´Connor. Ed. TEC-CIEN, LTDA. 1976
QUÍMICA GENERAL. Schaum….
QUÍMICA I. Un enfoque constructivista. Gabriela Pérez Aguirre et al. Pearson Educación de México. S.A de C.V. Ed 1. 2007.
QUÍMICA. Raymond Chang. 4ª. Ed. McGraw-Hill. Julio 1992