

Fórmulas moleculares

Por: Zulmy de Prera



Índice

Fórmulas moleculares	4
Fórmulas empíricas y moleculares	6
Masa molecular	18
Moléculas homonuclear y heteronuclear	21
Composición centesimal de un compuesto	23
Volumen molar	24
Masa molar M	26
Conclusión	28
Glosario	29

Hasta ahora comprendo el mérito de las recetas de cocina. Una receta es una forma muy simplificada de una serie de cálculos más complicados que otras personas han realizado para nosotros.

Es bueno poder entender y seguir una receta. El problema es que no siempre las recetas van a ser fáciles. ¿Qué pasa, por ejemplo, cuando la receta te pide cantidades infinitesimales de un ingrediente?

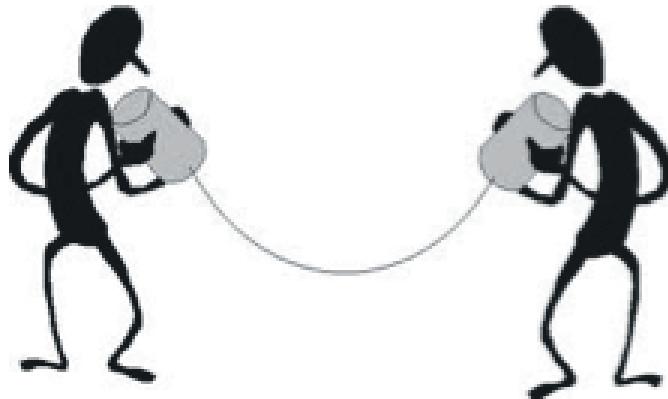
En Guatemala, en la cocina popular, la unidad de medida más pequeña es una "pizca", lo que puedas agarrar con las puntas de los dedos. Las "pizcas" no son medidas exactas, creo que difícilmente la pizca de un día va a coincidir con la pizca de otro día.

Por otra parte, hay recetas que necesitan que las cantidades sean exactas, exacto quiere decir: Ni más, ni menos. ¿Y qué hacer cuando las cantidades son tan pequeñas que una pizca resulta grande?

.....la solución: Fórmulas moleculares!

Ahora nos toca aprender a usar recetas en donde las cantidades están en número de moles....esta es una nueva unidad de medida. A partir de ahora tú y yo estaremos en la capacidad de entender cualquier receta que nos pongan enfrente.

La comunicación es muy importante y tenemos que asegurarnos que el mensaje llega y se recibe de acuerdo a lo que deseamos expresar.



¿Conoces la expresión teléfono descompuesto?
Bueno, eso es precisamente lo que deseamos evitar.

El objetivo es que nuestra comunicación, en este caso, nuestra comunicación científica se comprenda y reciba de acuerdo a lo que deseamos expresar.

Como hemos visto, para comunicar lo que sucede en el ambiente químico, hacemos uso de las fórmulas químicas. Veremos los tipos de fórmulas y el lenguaje que se utiliza para expresar correctamente lo que deseamos comunicar.

Fórmulas empíricas y moleculares

Número de Avogadro:

En honor al científico italiano Amedeo Avogadro.

Avogadro = 1 mol = 6.022045×10^{23} partículas.

(Las partículas pueden ser átomos, moléculas).

Masa molar de un elemento:

Se utiliza para describir una gran cantidad de átomos, que como podrás imaginar, son tan pequeños que no se ven a simple vista, pero que en una partícula, elemento o

compuesto, se presentan en grandes cantidades “invisibles a simple vista”.

La unidad utilizada para indicar Masa Molar, en el sistema internacional SI es el mol.

Mol:

Cantidad de sustancia 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.

Te preguntarás y ¿por qué carbono 12, si hay tantos otros elementos?, la respuesta es simple, Carbono (C), es el elemento más abundante en la naturaleza.

Entonces, 1 mol de átomos de carbono 12 tiene una masa de 12 g y contiene 6.022045×10^{23} partículas o átomos = masa molar del carbono 12 = 12 uma (unidades de masa atómica).

Por lo tanto, la masa molar (g) de un elemento es igual a su masa atómica expresada en uma.

$$\text{Masa molar (g)} = \text{masa atómica (uma)} = 1 \text{ mol}$$

El símbolo de un elemento identifica al elemento. Cuando el símbolo está acompañado de un número que es el peso o masa atómica, ese número también nos indica que hablamos de un mol de ese elemento. Por ejemplo: Carbono C , peso o masa atómica = 12.01115 = 1 mol de C.



Recuerda

Masa atómica = A = # protones + #neutrones

Es el número a la derecha del elemento en la tabla Periódica

6	12,01115
4830	2,+4
3727	C
2,26	
$1s^2 2s^2 2p^2$	
Carbono	

Una fórmula, identifica al número relativo de átomos de cada elemento en un compuesto. Es como en una receta de cocina.

Entonces, si el compuesto es Cloruro de Aluminio (Al Cl_3), la fórmula indica que hay 1 átomo de Aluminio (Al) por cada tres átomos de Cloro (Cl_3).

En este caso hablamos de una **fórmula molecular**, porque expresa los elementos que forman el compuesto.

Ahora bien, cuando la fórmula molecular expresa el número de elementos que forman el compuesto a la mínima expresión, es decir, cuando los sub-índices son el número más pequeño (sólo divisible entre sí mismo o la unidad), hablamos de una fórmula empírica.

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

1. **AlCl₃** El sub-índice 3 no puede dividirse por otro número.
2. **NaCl** Ésta sería su fórmula empírica y molecular.
3. **MgO** Fórmula empírica y molecular, porque para formar el óxido de Magnesio, se necesita 2 moles de Magnesio y 2 moles de Oxígeno, los cuales divididos entre 2 que es el común denominador del compuesto, nos da MgO, o sea una relación de 1 mol de Mg : 1 mol de O, para formar el compuesto.
4. **H₂O₂** Peróxido de Hidrógeno, Agua oxigenada. Ambos sub-índices pueden dividirse entre 2, con lo cual quedaría la siguiente fórmula HO. Esta es una fórmula empírica, indica los elementos en el compuesto.



Ahora tú.

Escribe las fórmulas empíricas de los siguientes compuestos:

1. **Acetileno C₂H₂**
2. **Tetróxido de DiNitrógeno N₂O₄**
3. **Hidracina N₂H₂**
4. **Amoníaco NH₃**
5. **Metano CH₄**

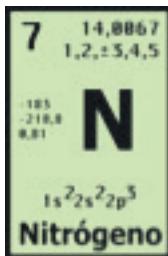
Solución

1. CH; 2. NO₂ ; 3. NH; 4. NH₃; 5. CH₄;

Masa atómica

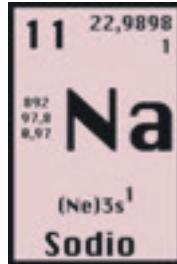
Ejemplo:

1. La masa atómica de Nitrógeno = 14.0067uma



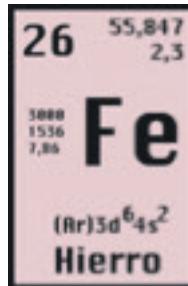
Entonces, la masa atómica en g = masa atómica en uma,
= masa molar, también conocida como peso atómico.

2. Masa atómica de Sodio (Na) = 22.9898 uma y la Masa molar: 22.9898 g = 1 mol de Na



3. Masa molar de Hierro = 55.847 g. Masa atómica = 55.847 uma = 1 mol de Fe

Las unidades para expresar masa molar = g/mol, o kg/mol.



Pero, es comúnmente aceptado decir que la masa molar de un elemento es igual a x número de g (gramos), sin indicar que son g/mol.

4. Calcular la masa en g, de un átomo de C12.

¿Qué sabemos?

1 mol C12 = 6.022045×10^{23} partículas o átomos

1 mol C12 = 12 g = 12 uma. Entonces;

$$g = \frac{12g}{1 \text{ mol C12}} \times \frac{1 \text{ mol C12}}{6.022045 \times 10^{23}} = \frac{12g}{6.022045 \times 10^{23}} = 1.993 \times 10^{-23} \text{ g}$$

5. Encontrar la relación entre masa atómica y gramos.

¿Qué sabemos?

1 mol C12 = 1.993×10^{-23} g

1 uma C12 = 12 g. Entonces;

$$\frac{\text{Uma}}{\text{g}} = \frac{12 \text{ uma}}{1.993 \times 10^{-23} \text{ g}} = \frac{6.022045 \times 10^{23} \text{ uma}}{\text{g}}$$

$$\frac{\text{g}}{\text{uma}} = \frac{1.993 \times 10^{-23} \text{ g}}{12 \text{ uma}} = 1.661 \times 10^{-24} \text{ g/uma}$$

De donde: $1 \text{ uma C12} = 1.661 \times 10^{-24} \text{ g}$
 $1 \text{ g C12} = 6.022045 \times 10^{23} \text{ uma}$

Estas dos relaciones puedes agregarlas a tu formulario, te servirán para cálculos de molaridad, uma, de otros elementos.

El número de Avogadro es útil, tal y como hemos visto en el ejemplo anterior para los cálculos entre la masa de átomos, moles, entre número y masa de átomos y para calcular la masa de un elemento.

6. **El Helio(He)**, es un gas utilizado industrialmente, en los trabajos de investigación, es el elemento que llena los globos que ves en las ferias.

¿Cuántos moles de He hay en 6.35 g de He?

Procedimiento:

a) Encuentra la masa atómica del elemento en tu tabla periódica.

He = 4.0026 uma = 1 mol;

Entonces:

$$\frac{1 \text{ mol}}{4.0026 \text{ g He}} = \frac{6.35 \text{ g He}}{4.0026 \text{ g He}} = \underline{1.586 \text{ mol}}$$

Aplicación práctica, es lo mismo que decir a cuántos moles de He, equivalen 6.35 g He.

7. **La plata (Ag)**, es un metal muy utilizado en joyería. Calcula la masa en (g) de un átomo de plata.

¿Qué sabemos? 1 mol Ag = 107.870 g;(Tabla periódica);
1 mol Ag = 6.022045×10^{23} partículas.

Entonces:

$$\frac{\cancel{1 \text{ mol Ag}}}{6.022045 \times 10^{23}} \times \frac{107.870 \text{ g}}{\cancel{1 \text{ mol Ag}}} = 17.912519 \times 10^{23}; \text{ g} = 1.7912519 \times 10^{-24}$$

8. La lluvia ácida se produce por presencia de Azufre con Carbón.



Recuerda

Azufre (S) es un NO Metal de la familia VI A.

¿Cuántos átomos de S hay en 16.3 g de S?

¿Qué sabemos?

1 mol S = 32.064 g. (Tabla periódica);

1 mol S = 6.022045×10^{23}

Entonces:

$$\frac{16.3 \text{ g S} \times 1 \text{ mol S}}{32.064 \text{ g S}} \times \frac{6.022045 \times 10^{23} \text{ átomos S}}{1 \text{ mol S}} = 3.06 \times 10^{23} \text{ átomos S}$$



Ahora tú. Resuelve los siguientes problemas.

1. ¿Cuántos gramos de los elementos que forman los siguientes compuestos están contenidos en 1 mol de?



Solución:

a) 12.01 g C; 6.02 x 10²³ átomos de C;
4.032 g H; 2.4 x 10²⁴ átomos de H

b) 120.24 g Ca; 1.81 x 10²⁴ átomos de Ca;

61.95 g P; 1.204 x 10²⁴ átomos de P

Masa molecular

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

1. Dióxido de Carbono (CO₂)

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

$$= 1 (\text{C}) + 2 (\text{O}) =$$

$$1 (12.01115) + 2 (15.9994) = 12.01115 + 31.9988 = 44.00995$$

2. Etanol, Alcohol Etílico ($\text{CH}_3 \text{CH}_2 \text{OH}$, aquí hay 2 C, 6 H y 1 O = $2 (\text{C}) + 6 (\text{H}) + 1 (\text{O}) = 2 (12.01115) + 6 (1.00797) + 1 (15.9994) = 24.0223 + 6.04782 + 15.9994 = 46.06952$

3. Carbonato de Aluminio $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ $\text{Al}(\text{CO}_3)_2$

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, $(\text{CO}_3)_3$.

En donde, el subíndice 3 fuera del paréntesis, multiplica a TODOS los elementos dentro del mismo, así: $Cx_{3,3} O x_3$.

Luego, continuas 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. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
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 covalentes, 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), hexatómica (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 sustancia tiene 6.022045×10^{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 sustancia 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° 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 (SO₂) = 22.3 L y Dióxido de Carbono (CO₂) = 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 CO contiene el mismo # de moléculas = 1 L Oxígeno, entonces, Peso molecular de $O_2 = 2 (15.9994) = 31.99988$ aprox. 32

$$32 \times \frac{1.25 \text{ g CO}_2}{1.43 \text{ g O}} = 28$$

Masa molar M



Masa molecular se representa como u .

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.

¿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 una en una molécula.

Mol: Cantidad de sustancia 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.

Evaluación:

1. Determina el peso molecular de TrifluorSilano (SiHF_3)
2. ¿Cuántos gramos de H y S contienen 0.400 moles de H_2S ?
3. ¿Cuántos moles de átomos están contenidos en 92.91 g de fósforo?
4. Calcula el número de gramos en un mol de cada una de las siguientes sustancias:
 - a) Calcita (CaCO_3)
 - b) Cuarzo (SiO_2)
5. ¿Cuántos moles representan 4.00 g de O_2 ?
6. Determina los % de hierro en FeCO_3 , Fe_2O_3 ;

Por: Zulmy de Prera
Palabras: 3,044
Imágenes: Shutterstock

Fuentes:

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

LA QUÍMICA. Rod O'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

