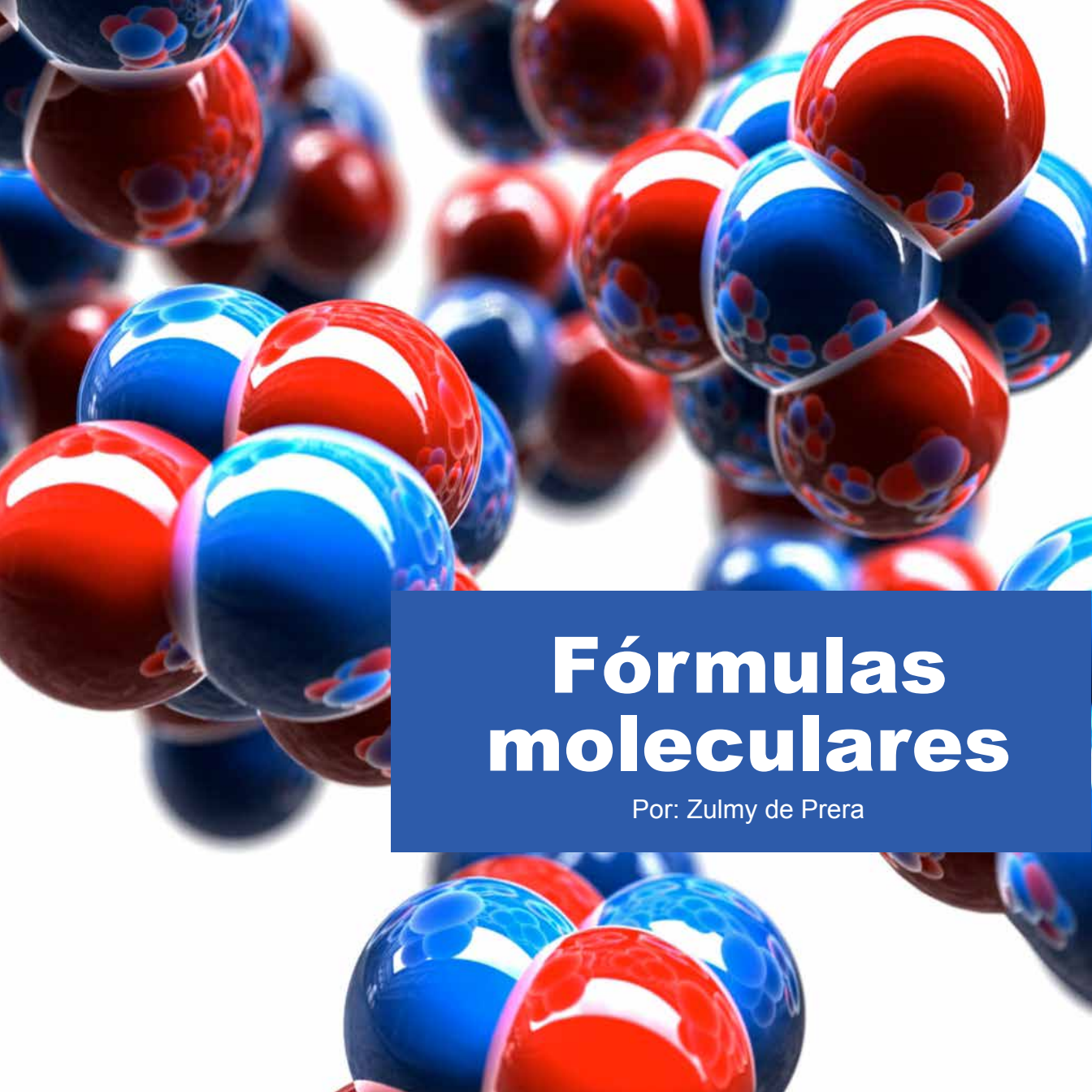


Fórmulas moleculares

Por: Zulmy de Prera

Índice

Introducción	**3**
Fórmulas empíricas y moleculares	**5**
Conclusión	**17**
Glosario	**18**
Evaluación	**20**

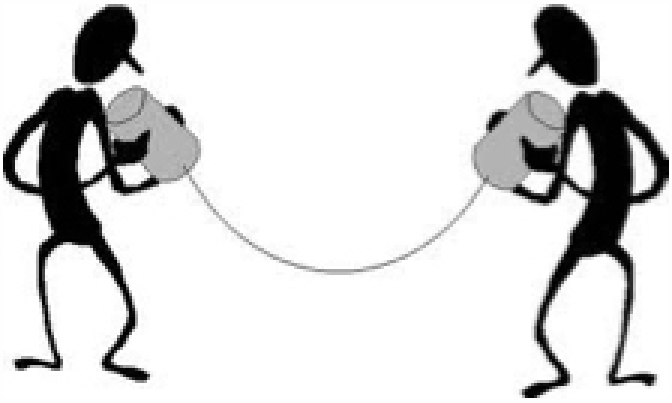
Hasta ahora comprendo el mérito de las recetas de cocina. Una receta es una forma muy simplificada de una serie de cálculos más complicados que otras personas han realizado para nosotros.

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 Avogradro.
Avogadro = 1 mol = 6.022045 x 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 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.

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.**

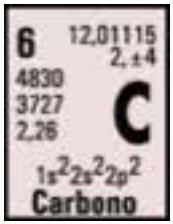
Masa molar (g) = masa atómica (uma) = 1 mol

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 ©, 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:



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. $AlCl_3$ 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 daMgO, o sea una relación de 1 mol de Mg : 1 mol de O, para formar el compuesto.
4. H_2O_2 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 C_2H_2**
2. **Tetróxido de DiNitrógeno N_2O_4**
3. **Hidracina N_2H_2**
4. **Amoníaco NH_3**
5. **Metano CH_4**

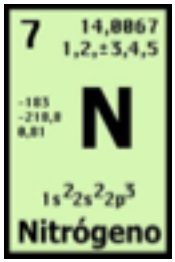
Solución

1. CH; 2. NO_2 ; 3. NH; 4. NH_3; 5. CH_4;

Masa atómica

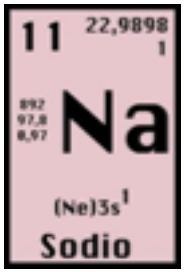
Ejemplo:

1. La masa atómica de Nitrógeno = 14.0067uma

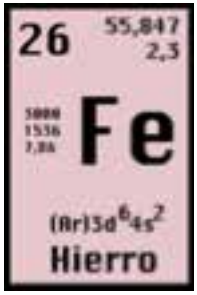


Entonces, la masa atómica en g = masa atómica en uma, = masa molar, también conocida como peso atómico.

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;

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

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;

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

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

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

$1 \text{ g C12} = \frac{6.022045 \times 10^{23}}{\text{uma}}$

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:

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

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 x 10^{23} partículas.

Entonces:

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

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:

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

Ahora tú.

Resuelve los siguientes problemas.

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

a) CH_4 b) $Ca_3 P_2$

Solución:

a) 12.01 g C; 6.02 x 10^{23} átomos de C;
4.032 g H; 2.4 x 10^{24} átomos de H

b) 120.24 g Ca; 1.81 x 10^{24} átomos de Ca;

61.95 g P; 1.204 x 10^{24} átomos de P

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.

EVALUACIÓN

1. Determina el peso molecular de TrifluorSilano ($SiHF_3$)

2. ¿Cuántos gramos de H y S contienen 0.400 moles de H_2 S?

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 substancias:
   a) Calcita ($CaCO_3$)
   b) Cuarzo (Si O_2)

5. ¿Cuántos moles representan 4.00 g de O_2?

6. Determina los % de hierro en $FeCO_3$, Fe_2 O_3;

Por: Zulmy de Prera
Palabras: 1,523
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