

ESTEQUIOMETRIA



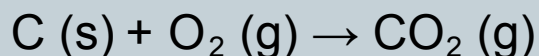
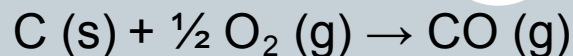
QUIMICA
UNIDAD 0
II MEDIOS



- Conocer las leyes que rigen la estequiometría de las reacciones.
- Comprender el concepto de mol.
- Reconocer la constante de Avogadro.
- Calcular masas molares.



Dadas las siguientes ecuaciones:



Es correcto afirmar que estas se relacionan con la ley de

- A) las proporciones definidas.
- B) las proporciones múltiples.
- C) la composición constante.
- D) las proporciones recíprocas.
- E) los volúmenes de combinación.



1. Estequiometría
2. Concepto de mol
3. Masa atómica y masa molar
4. Composición porcentual de los compuestos
5. Fórmula empírica y molecular

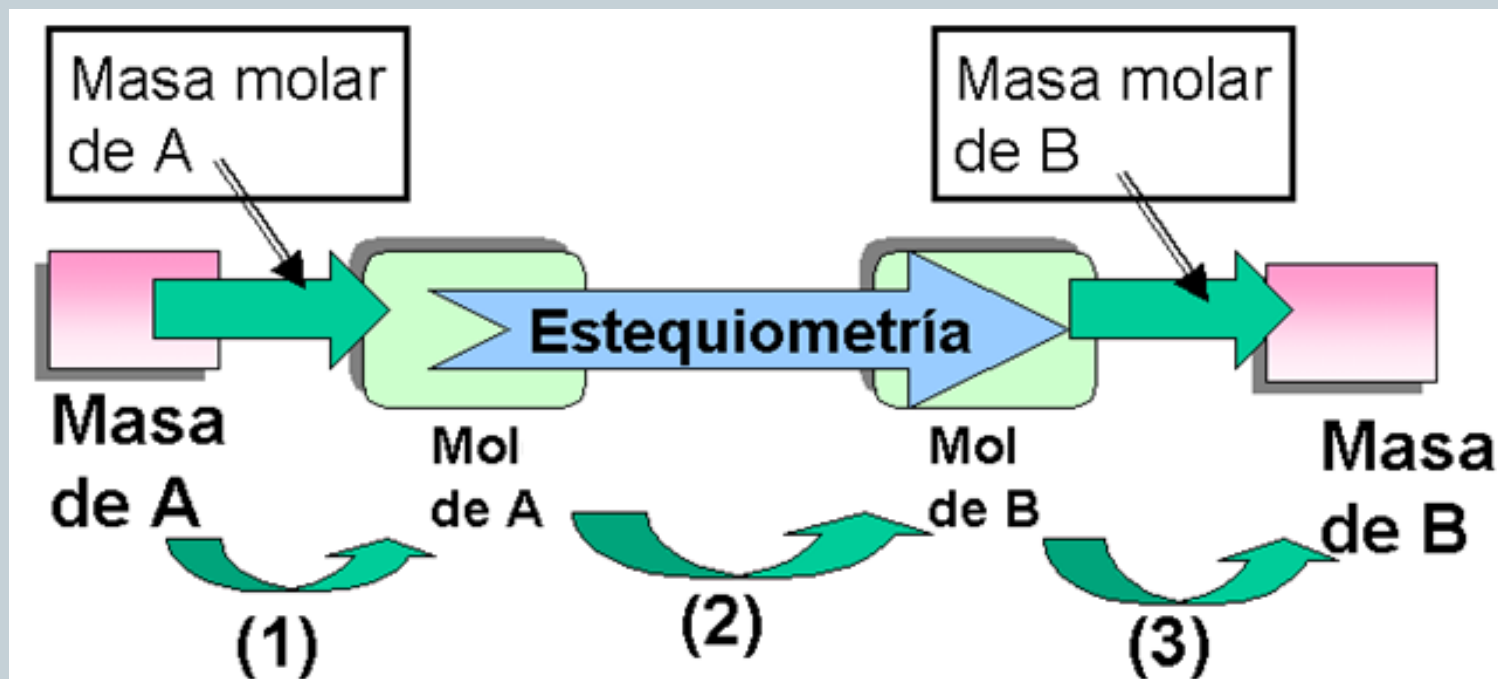


1. Estequiometría



Es el estudio **cuantitativo** de reactivos y productos en una reacción química.

Mide las **proporciones cuantitativas** o **relaciones de masa** de los elementos químicos que están implicados en una reacción química.



1. Estequiometría

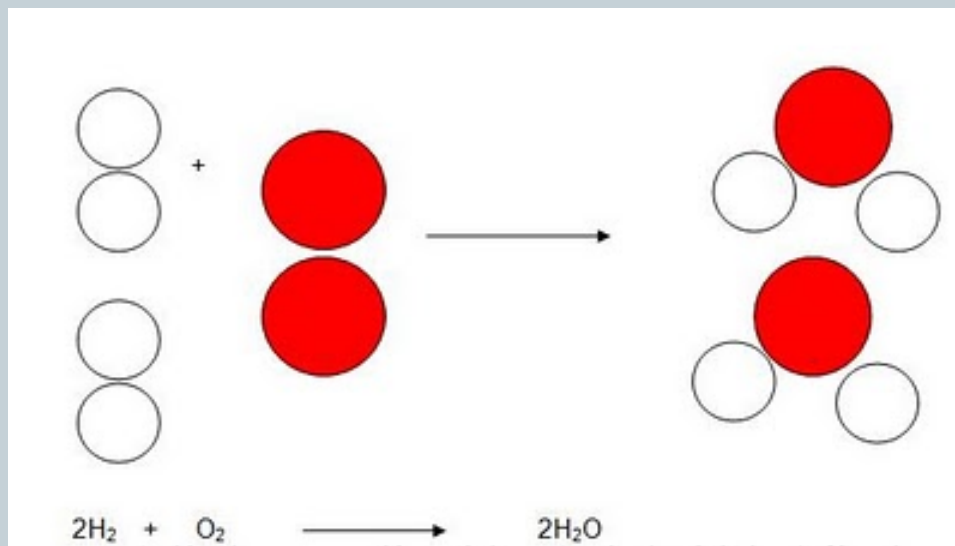


1.1 Ley de conservación de la masa

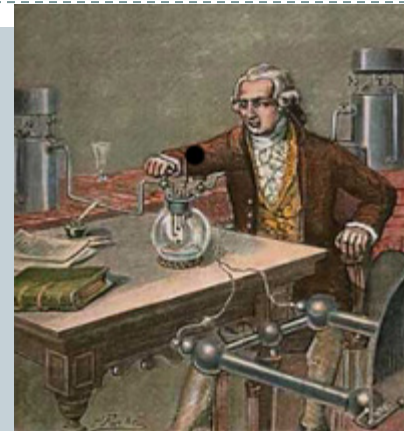
- En toda reacción química:

masa reactantes = masa productos

- Esta ley reafirma que en la naturaleza nada se crea ni se destruye, solo se **transforma**.



Reacción de formación de moléculas de agua.



Antoine Lavoisier
Químico francés
(1743-1794)

1. Estequiometría

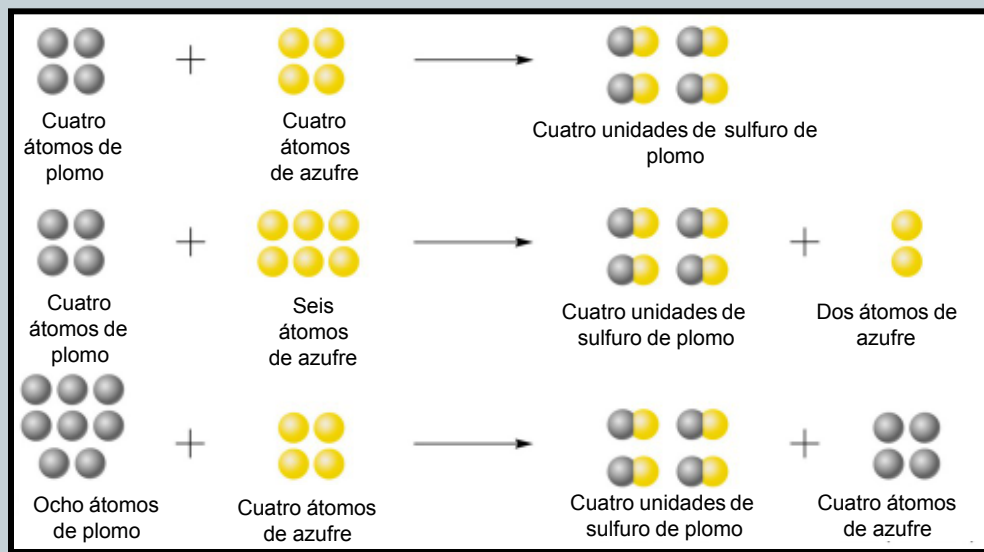


1.2 Ley de las proporciones definidas

- Diferentes muestras de una sustancia pura siempre contienen la **misma proporción** de elementos.
- En cuanto a la ecuación química, esta ley implica que siempre se van a poder asignar **subíndices fijos** a cada compuesto.



Louis Proust
Químico francés
(1754-1826)



Reacción de formación de PbS (galena).



En cualquier muestra de agua pura, siempre habrá 2 átomos de hidrógeno por 1 átomo de oxígeno, y la proporción de masa entre ambos siempre será 88,81% de O y 11,20% de H.

1. Estequiometría



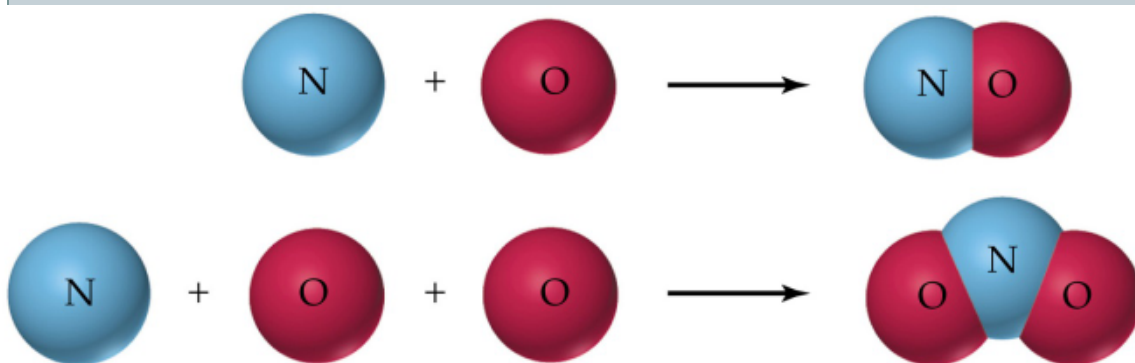
1.3 Ley de las proporciones múltiples

- Cuando dos elementos se combinan para dar más de un compuesto, las masas de uno de ellos que se unen con una cantidad fija del otro se relacionan entre sí en números enteros y sencillos.
- Así, por ejemplo, hay dos óxidos de cobre:

- ✓ CuO □ 79,89% de Cu □ 3,972 g de Cu/g de O
- ✓ Cu_2O □ 88,82% de Cu □ 7,943 g de Cu/g de O



John Dalton
(1766-1844)
Químico y físico
británico



Reacciones de formación de NOx

La relación entre las masas de Cu que se combinan con 1 g de O es:

$$\frac{3,972}{7,943} = \frac{1}{2}$$



La ley de proporciones definidas establece que en un compuesto dado, los elementos constituyentes se combinan siempre en la misma proporción. A partir de esta ley, es correcto predecir que

- A) las fórmulas químicas de dos compuestos distintos pueden ser iguales entre sí.
- B) las masas de O contenidas en un mol de distintos compuestos oxigenados deben ser distintas.
- C) si se descomponen 10 g de distintos compuestos formados por H y C, se obtendrá la misma masa de uno de los elementos.
- D) si se descomponen tres compuestos formados por N y O hasta obtener 0,5 g de O, las masas de N obtenidas deben ser iguales.
- E) si se analizan tres muestras de 5 g del mismo compuesto, deben contener la misma masa de cada elemento constituyente.

Habilidad de Pensamiento Científico: *Análisis del desarrollo de alguna teoría o concepto.*



E

ASE

2. Concepto de mol

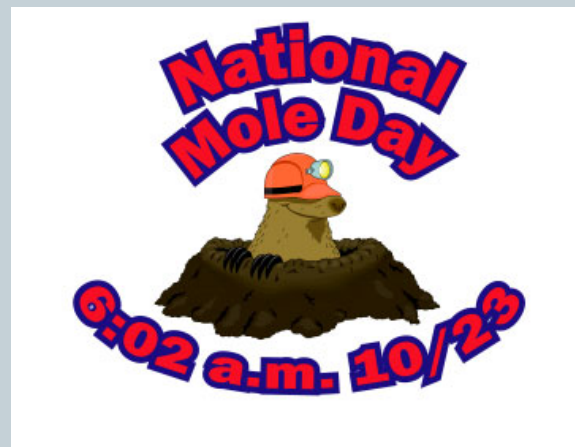


Debido a que los átomos tienen masas tan pequeñas, es conveniente tener una unidad especial para describir una gran cantidad de átomos.

Mol ➡ Es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g del isótopo de carbono-12.



Un mol de distintas sustancias.



Al igual que una docena de naranjas contiene 12 naranjas, 1 mol de átomos de hidrógeno contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos de H.

2. Concepto de mol



El número real de átomos en 12 g de carbono-12 se determinó experimentalmente. Este número se denomina **número de Avogadro** (N_A).

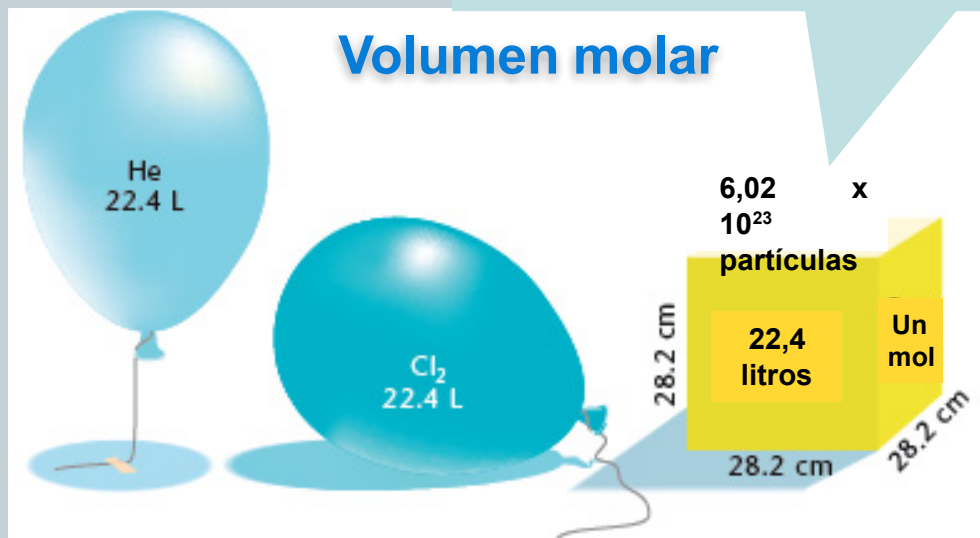
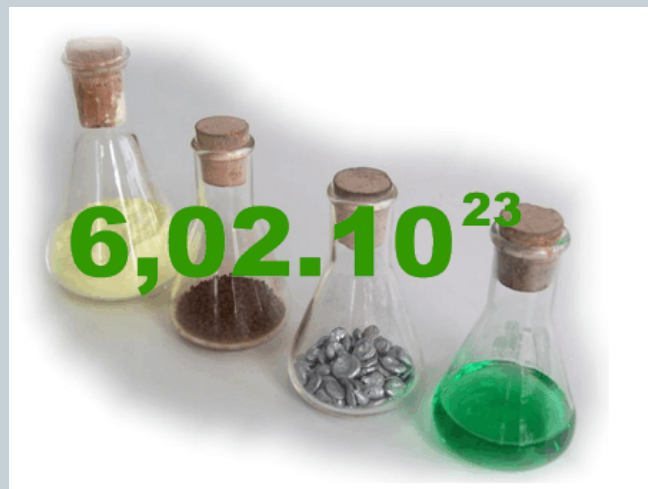
$$1 \text{ mol de átomos de } ^{12}\text{C} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de } ^{12}\text{C}$$

1 Mol



$N_A = 6,022 \times 10^{23}$ átomos, moléculas o iones.

Condiciones normales de presión y temperatura (CNPT)



3. Masa atómica y masa molar



3.1 Masa atómica



Masa atómica es la **masa de un átomo**, en unidades de masa atómica.

Una **unidad de masa atómica (uma)** se define como una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12.

$$1 \text{ uma} = 1/12 \text{ } ^{12}\text{C}$$

$$12 \text{ uma} = \text{masa de un átomo de } ^{12}\text{C}$$

La masa atómica de un elemento también se conoce como **peso atómico**.

$$^1\text{H} = 1,008 \text{ uma}$$

$$^{16}\text{O} = 16,00 \text{ uma}$$

$$1 \text{ uma} = 1,661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 6,022 \times 10^{23} \text{ uma}$$

3. Masa atómica y masa molar



3.2 Masa molar

Se define como la **masa** (en gramos o kilogramos) de **1 mol** de unidades (átomos o moléculas) de una sustancia.

Para cualquier elemento
 $\text{masa atómica (uma)} = \text{masa molar (gramos)}$

Por ejemplo:

	Masa atómica	Masa molar
Carbono (C)	12 uma	12 g/mol
Sodio (Na)	23 uma	23 g/mol
Fósforo (P)	31 uma	31 g/mol



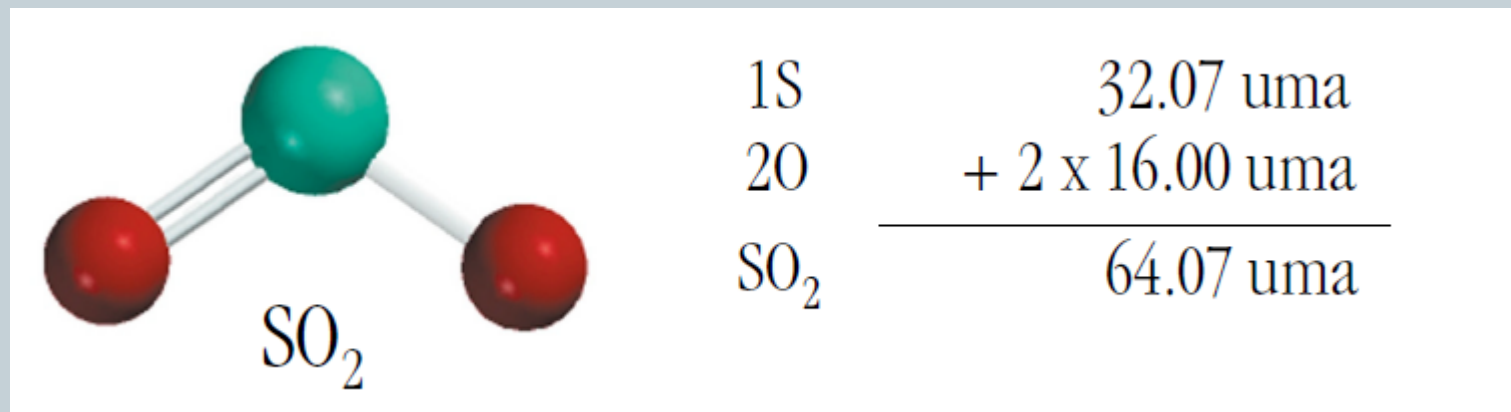
Si se conoce la masa atómica de un elemento, también se conoce su masa molar.

3. Masa atómica y masa molar



3.3 Masa molecular

Algunas veces denominada también **peso molecular**, es la suma de las masas atómicas (en uma) en una molécula.



Para cualquier molécula:

$$\text{Masa molecular (uma)} = \text{Masa molar (g/mol)}$$

$$1 \text{ molécula de SO}_2 = 64,07 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mol de SO}_2 = 64,07 \text{ g de SO}_2 \rightarrow \text{MM SO}_2 = 64,07 \text{ g/mol}$$



La masa molar de un elemento químico es X g/mol. Esto significa que

- I) un átomo del elemento masa X gramos.
- II) un mol de átomos del elemento masa X gramos.
- III) $6,02 \times 10^{23}$ átomos del elemento masan X gramos.

Es (son) correcta(s)

- A) solo I.
- B) solo II.
- C) solo III.
- D) solo II y III.
- E) I, II y III.

D

Comprensión

3. Masa atómica y masa molar



Ejemplo:

Determinar la masa molecular y la masa molar de los compuestos SO_2 y $\text{CuSO}_4 \times 5 \text{H}_2\text{O}$.



Para calcular la masa molecular es necesario contar el número de átomos de cada elemento presente en la molécula y buscar su masa atómica en la tabla periódica.

En el dióxido de azufre hay un átomo de S y dos átomos de O, por lo que:



$$\text{Masa molecular de } \text{SO}_2 = 32,1 \text{ uma} + 2 (16,0 \text{ uma}) = 64,1 \text{ uma}$$

$$\text{Masa molar} = 64,1 \text{ g/mol}$$

Corresponde a una molécula pentahidratada y se debe sumar la masa molecular de $5 \text{H}_2\text{O}$ a la masa de CuSO_4 .

$$\text{Masa molecular de } \text{CuSO}_4 = 63,5 + 32,1 + 4 (16,0) = 159,6 \text{ uma}$$

$$\text{Masa molecular de } 5\text{H}_2\text{O} = 5 (2 \times 1,0 + 16,0) = 5 (18,0) = 90 \text{ uma}$$

$$\text{Masa molecular} = 159,6 \text{ uma} + 90 \text{ uma} = 249,6 \text{ uma}$$

$$\text{Masa molar} = 249,6 \text{ g/mol}$$

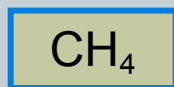


3. Masa atómica y masa molar



Ejemplo:

El metano (CH_4) es el principal componente del gas natural. ¿Cuántos mol de CH_4 hay en 8,0 g de CH_4 ?



$$\begin{aligned} \text{Masa molar} &= 12,0 \text{ g/mol} + 4 (1,0 \text{ g/mol}) \\ &= 16 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Existen dos formas para el cálculo del número de mol:

1)

$$\frac{x \text{ mol de } \text{CH}_4}{1 \text{ mol de } \text{CH}_4} \rightarrow \frac{8,0 \text{ g de } \text{CH}_4}{16 \text{ g de } \text{CH}_4}$$

$$x = \frac{8 * 1}{16} = 0,5 \text{ mol de } \text{CH}_4$$

2) Utilizando la siguiente fórmula:

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$n = \frac{8,0 \text{ g}}{16,0 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol}$$

Para complementar el contenido de esta clase te invitamos a revisar la siguiente cápsula...



Bienvenidos a la

Cpech
EL PREUNIVERSITARIO DE CHILE

Cápsula de Química
ESTEQUIOMETRÍA

Hola, alumnos del Preuniversitario Cpech. En esta cápsula veremos los principios básicos de la Estequiometría.

ESCA
NÉ
AME



Descubre
nuestros videos
interactivos



<https://youtu.be/hPhnTES2duE>

4. Composición porcentual de los compuestos

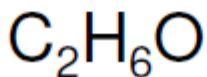
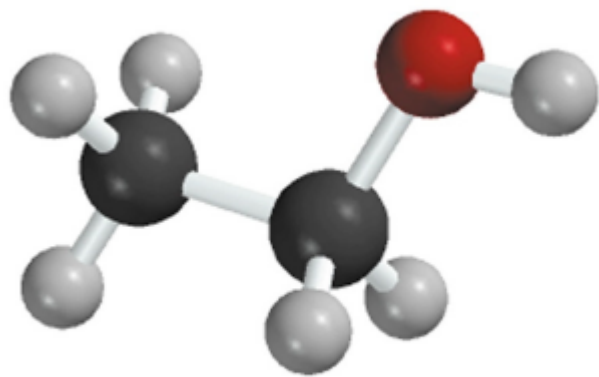


n es el número de mol del elemento en un mol del compuesto.

Composición porcentual de un elemento en un compuesto:



$$\frac{n \times \text{masa molar del elemento}}{\text{Masa molar del compuesto}} \times 100\%$$



% C

$$\frac{2 \times (12,01) \text{ g}}{46,07 \text{ g}} \times 100\% = 52,14\%$$

% H

$$\frac{6 \times (1,008) \text{ g}}{46,07 \text{ g}} \times 100\% = 13,13\%$$

% O

$$\frac{1 \times (16,00) \text{ g}}{46,07 \text{ g}} \times 100\% = 34,73\%$$

$$52,14\% + 13,13\% + 34,73\% = 100\%$$

4. Composición porcentual de los compuestos



Ejemplo:

El ácido fosfórico (H_3PO_4) es un líquido incoloro que se utiliza en detergentes y bebidas gaseosas. Calcular la composición porcentual en masa de H, P y O en este compuesto.

Se debe tomar la masa molar del ácido fosfórico como el 100% y así calcular el porcentaje en masa de cada uno de los elementos en el H_3PO_4 .

$$\underline{\% \text{H}} \left| \frac{98,0 \text{ g } \text{H}_3\text{PO}_4}{3,0 \text{ g H}} \rightarrow \frac{100 \%}{X \%} = 3,1 \%$$

$$\underline{\% \text{P}} \left| \frac{98,0 \text{ g } \text{H}_3\text{PO}_4}{31,0 \text{ g P}} \rightarrow \frac{100 \%}{X \%} = 31,6 \%$$

$$\underline{\% \text{O}} \left| \frac{98,0 \text{ g } \text{H}_3\text{PO}_4}{4(16,0 \text{ g O})} \rightarrow \frac{100 \%}{X \%} = 65,3 \%$$

5. Fórmula empírica y molecular



Peróxido de hidrógeno



Fórmula
empírica

Representa la proporción más simple en la que están presentes los átomos que forman un compuesto químico.



Fórmula
molecular

Indica el número de átomos de cada elemento que están presentes en una molécula.



Fórmula
semidesarrollada

Muestra todos los átomos que forman una molécula covalente, y los enlaces entre los átomos de carbono (en compuestos orgánicos) o de otros tipos de átomos.

5. Fórmula empírica y molecular



Ejemplo:

Un hidrocarburo de masa molar 42 g/mol, contiene un 85,7% de carbono. ¿Cuál es su formula empírica y molecular?

1. En primer lugar asumimos que disponemos de 100 g de hidrocarburo, por lo tanto, disponemos de 85,7 g de carbono. Los restantes 14,3 g son de hidrógeno.

2. A continuación se calcula el número de mol de cada elemento

C

$$n = \frac{m}{\text{M.M.}} \rightarrow n = \frac{85,7 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 7,14 \text{ mol}$$

H

$$n = \frac{m}{\text{M.M.}} \rightarrow n = \frac{14,3 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 14,3 \text{ mol}$$

5. Fórmula empírica y molecular



3. Luego se dividen los mol de carbono e hidrógeno por el menor valor de mol obtenido.

C

$$\frac{7,14 \text{ mol}}{7,14 \text{ mol}} = 1$$

Fórmula empírica = CH₂

H

$$\frac{14,3 \text{ mol}}{7,14 \text{ mol}} = 2$$

4. Se calcula la masa molar de la fórmula empírica.

$$C = 1C \times 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$2 \times H = 2H \times 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Total = 14 g/mol

5. Fórmula empírica y molecular



5. Se calcula la relación entre masa molar empírica y masa molar dada.

$$\text{Factor} = \text{MM dada} / \text{MM Fórmula empírica} = 42/14 = 3$$

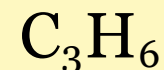
6. Se multiplica la fórmula empírica por el factor.

**Fórmula
empírica**



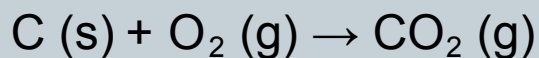
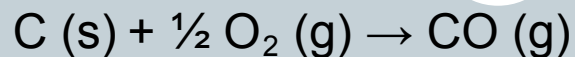
x 3

**Fórmula
molecular**





Dadas las siguientes ecuaciones:



Es correcto afirmar que estas se relacionan con la ley de

- A) las proporciones definidas.
- B) las proporciones múltiples.
- C) la composición constante.
- D) las proporciones recíprocas.
- E) los volúmenes de combinación.

B

Reconocimiento

Síntesis de la clase

