

## TEMA N° 8

# LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

### Contenido Temático

- 1.- Introducción
- 2.- Masas Atómicas y masas Moleculares
- 3.- Composición Centesimal de un Compuesto Químico
- 4.- Mol. Número de Avogadro
- 5.- Volumen Molar Normal
- 6.- Transformaciones de la Materia
  - 6.1.- Transformaciones Químicas de la Materia
  - 6.2.- Transformaciones Físicas de la Materia
- 7.- Estudio de la Reacción Química
  - 7.1.- Clasificación de las reacciones químicas
- 8.- Cuantificación de las Reacciones Químicas

### 1.- Introducción

Si hacemos una retrospectiva de todo lo estudiado hasta el momento podemos decir que tenemos un **gran bagaje** de conocimientos de **Química** en lo referente a:

- a) Estructura atómica y Modelos Atómicos
- b) La Materia en la Naturaleza
- c) Sustancias puras y mezclas
- d) Localización de los Elementos Químicos en la Tabla Periódica
- e) Formulación de compuestos químicos

f) Como se unen los átomos para formar las moléculas de los compuestos químicos

Estamos en disposición de adentrarnos en la parte mágica de la Química. Me vais a permitir que os cuente un breve resumen personal respecto a la Química. A los 7 años de edad jugaba en mi casa a mezclar medicamentos para ver qué se podía obtener de la mezcla, lógicamente no se obtenía nada. A los 10 años era un experto en la fabricación de cohetes mezclando azufre (comprado en droguerías) con perclorato de potasio (adquirido en las farmacias). A los 13 años me regalaron un juego de laboratorio de Química y un microscopio. A los 17 años ingresé en la Facultad de Químicas y tras 5 años de estudio llegué a la conclusión de:

*La vida es pura Química*

Volviendo al Tema que estamos tratando, sabéis lo importante de preguntarnos ¿Cómo podemos obtener un compuesto químico (fármaco) que pueda curar todo tipo de cánceres? ¿Qué cantidades de compuestos químicos debemos combinar para obtener una cantidad determinada de otro compuesto químico interesante para la industria? ¿Cómo podemos obtener metales de alta pureza?. A todas estas interrogantes tiene respuesta la Química, no todas se han concluido con éxito pero se está en ello.

Estamos en el campo de la **Química** que estudia la **combinación entre compuestos químicos** o la **descomposición de un compuesto químico** para obtener un **compuesto químico determinado**. Estamos en el campo de las **Reacciones Químicas** pero antes de introducirnos directamente en ellas debemos ser capaces de cuantificar la **masa** de los **átomos** de

**elementos químicos** así como la **masa** de las **moléculas** obtenidas.

## 2.- Masas Atómicas y masas Moleculares

**Masa Atómica** es la masa de un **átomo** correspondiente a un determinado **elemento químico**.

La **Masa Atómica** se mide en "unidad de masa atómica" (u).

La **Unidad de Masa Atómica** equivale a una **doceava parte** (1/12) de la masa del átomo de carbono isótopo  $^{12}\text{C}$ . Su valor:

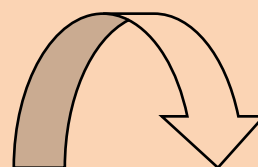
$$1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ Kg} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

En base a lo dicho podemos afirmar que la **masa atómica** es un **valor relativo**, pues se obtiene tomando como patrón de masa atómicas, la masa átomo de carbono-12.

### Ejemplo:

Cuando nos dicen que la **Masa Atómica** del elemento Sodio vale 23 u nos están diciendo que la masa del Sodio es 23 veces mayor que la doceava parte de la masa del átomo de Carbono isótopo 12 ( $^{12}\text{C}$ ).

Cuando queremos calcular la **Masa Relativa** de un átomo que tiene **varios isótopos** utilizaremos la **Media Ponderal**.



### Ejercicio resuelto1

Determinar la masa atómica relativa del Silicio. El Silicio presenta tres isótopos con distintas masas atómicas abundancias en la naturaleza. Lo vemos en la siguiente tabla:

<u>Isótopo</u>	<u>Masa Atómica (u)</u>	<u>Abundancia</u>
$^{28}\text{Si}$	27.976	92.2297%
$^{29}\text{Si}$	28.976	4.6832%
$^{30}\text{Si}$	29.973	3.0872%

La Media Ponderal la podemos obtener mediante la ecuación:

$$\text{MaSi} = \frac{\text{Ma}_1 \cdot \%_1 + \text{Ma}_2 \cdot \%_2 + \text{Ma}_3 \cdot \%_3}{100}$$
$$\text{MaSi} = \frac{(27.97693 \times 92,2297) + (28.97649 \times 4,6832) + (29.97377 \times 3,0872)}{100}$$
$$= 28.0854 \text{ u.} = \text{Ar}(\text{Si})$$

### Ejercicio resuelto2

Calcula la masa atómica del litio sabiendo que está formado por una mezcla de  $^6_3\text{Li}$  y  $^7_3\text{Li}$ . La abundancia de  $^7_3\text{Li}$  es del 92,40 %. La masa isotópica del  $^6\text{Li}$  es 6,0167 u y la del  $^7\text{Li}$  vale 7,0179 u.

### Solución

Debemos calcular la abundancia de  $^6\text{Li}$ :

$$\begin{aligned} \% 6\text{Li} + \% 7\text{Li} &= 100 \% \\ \% 6\text{Li} + 92,40 \% &= 100 \% \\ \% 6\text{Li} &= 100 \% - 92,40 \% = 7,6 \% \end{aligned}$$

$$\text{Ma Li} = \frac{6,0167 \cdot 7,6 + 7,0179 \cdot 92,40}{100} = 6,94 \text{ u}$$

### Ejercicio resuelto3

El cobre natural está formado por los isótopos  $^{63}\text{Cu}$  y  $^{65}\text{Cu}$ . El más abundante es el primero, con una distribución isotópica de 64,4 %. Calcula la masa atómica aproximada del cobre.

### Resolución

Calcularemos la abundancia del isótopo

$$\begin{array}{ll} ^{63}\text{Cu} & 64,4 \% \\ ^{65}\text{Cu} & ? \end{array}$$

$$\% ^{63}\text{Cu} + \% ^{65}\text{Cu} = 100 \%$$

$$64,4 \% + \% ^{65}\text{Cu} = 100 \%$$

$$\% ^{65}\text{Cu} = 100 \% - 64,4 \% = 35,6 \%$$

Como no conocemos las masas Atómicas Relativas de los isótopos tomaremos:

$$^{63}\text{Cu} = 63 \text{ u}$$

$$^{65}\text{Cu} = 65 \text{ u}$$

$$\text{MaCu} = \frac{63 \cdot 64,4 + 65 \cdot 35,6}{100} = 63,7 \text{ u}$$

### Ejercicio resuelto4

El plomo presenta cuatro isótopos:  $^{204}\text{Pb}$ ,  $^{206}\text{Pb}$ ,  $^{207}\text{Pb}$  y  $^{208}\text{Pb}$ . La abundancia de los tres primeros es 1,4 %; 28,2 % y 57,8 %. Calcula la masa atómica del plomo.

### Resolución

<u>Isótopo</u>	<u>Ma(u)</u>	<u>Abundancia</u>
$^{204}\text{Pb}$	204	1,4 %
$^{206}\text{Pb}$	206	28,2 %
$^{207}\text{Pb}$	207	57,8 %
$^{208}\text{Pb}$	208	?

Calculamos la abundancia del isótopo  $^{208}\text{Pb}$ :

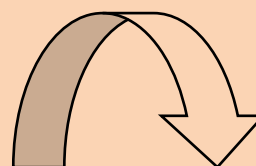
$$\% ^{204}\text{Pb} + \% ^{206}\text{Pb} + \% ^{207}\text{Pb} + \% ^{208}\text{Pb} = 100 \%$$

$$1,4 \% + 28,2 \% + 57,8 \% + \% ^{208}\text{Pb} = 100 \%$$

$$87,4 \% + \% ^{208}\text{Pb} = 100 \%$$

$$\% ^{208}\text{Pb} = 100 \% - 87,4 \% = 12,6 \%$$

$$\begin{aligned} M_{\text{rel. Pb}} &= \frac{204 \cdot 1,4 + 206 \cdot 28,2 + 207 \cdot 57,8 + 208 \cdot 12,6}{100} = \\ &= 145,8 \text{ u} \end{aligned}$$



## Masa Molecular

La **masa molecular** ( $M_{\text{molecular}}$ ) hace referencia a la **masa** de la **molécula** de un **compuesto químico**.

Se calcula sumando las masas atómicas relativas de todos los átomos que forman dicha molécula. Se trata por tanto de un **dato relativo** y su unidad viene dada en **unidades** de la **Masa atómica Relativa** (u).

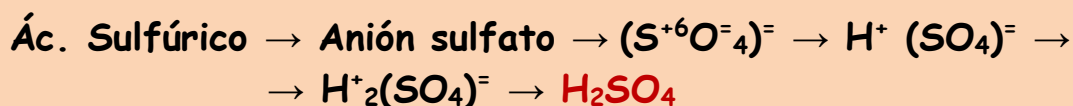
### Ejercicio resuelto5

Calcular la  $M_{\text{molecular}}$  del ácido Sulfúrico:

Masas atómicas relativas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u

### Resolución

Lo primero es determinar la obtención de la fórmula del ác. Sulfúrico:



$$\begin{array}{l} Mm \text{ H}_2\text{SO}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{S} = 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline Mm = 98 \text{ u} \end{array}$$

Me gusta utilizar proporciones en vez de igualdades (para operar con el "Factor de Conversión"):

$$Mm \text{ H}_2\text{SO}_4 / 98 \text{ u}$$

### Ejercicio resuelto6

Determinar el valor de la  $M_{\text{molecular}}$  de los compuestos químicos:

$\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Fe}_2[(\text{SO}_4)]_3$ .

Ma H 1 u ; Ma O = 16 u ; Ma S = 32 u ; Ma N = 14 u ;

Ma Fe = 56 u

### Resolución

$$M_{\text{molecular}} \text{H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{H} = 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{O} = 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \hline \end{array} \right.$$

$M_{\text{molecular}} = 18 \text{ u}$

$M_{\text{molecular}} \text{H}_2\text{O} / 18 \text{ u}$

$$M_{\text{molecular}} \text{SO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{S}: 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O}: 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \hline \end{array} \right.$$

$M_{\text{molecular}} = 80 \text{ u}$

$M_{\text{molecular}} \text{SO}_3 / 80 \text{ u}$

$$M_{\text{molecular}} \text{HNO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{H}: 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \text{N}: 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \\ \text{O}: 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \hline \end{array} \right.$$

$M_{\text{molecular}} = 63 \text{ u}$

$M_{\text{molecular}} \text{HNO}_3 / 63 \text{ u}$



$$M_{\text{molecular}} \text{Fe}_2[(\text{SO}_4)]_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Fe: } 2 \cdot 56 \text{ u} = 112 \text{ u} \\ \text{S: } 3 \cdot 32 \text{ u} = 96 \text{ u} \\ \text{O: } 12 \cdot 16 \text{ u} = 192 \text{ u} \end{array} \right. \\ \text{-----} \\ M_{\text{molecular}} = 400 \text{ u}$$

$$M_{\text{molecular}} \text{Fe}_2[(\text{SO}_4)]_3 / 400 \text{ u}$$

### 3.- Composición Centesimal de un Compuesto Químico

Nos indica el **porcentaje en masa**, de cada **elemento químico** que forma parte de un **compuesto**.

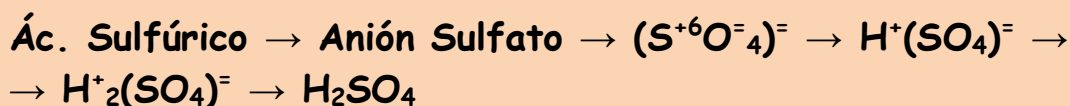
La **Composición Centesimal** la podemos conocer mediante el cálculo de la  $M_{\text{molecular}}$  del compuesto químico.

#### Ejemplo resuelto

Determinar la composición centesimal del **Ác. Sulfúrico**.

#### Resolución

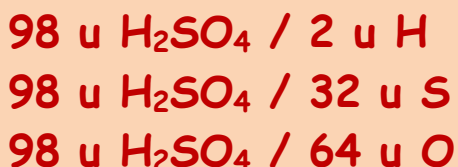
Lo primero a realizar es obtener la fórmula de dicho ácido:



**Cálculo de la  $M_{\text{molecular}}$  del **ác. Sulfúrico**:**

$$M_{\text{m}} \text{H}_2\text{SO}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{S} = 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \end{array} \right. \\ \text{-----} \\ M_{\text{m}} = 98 \text{ u}$$

Este cálculo nos permite establecer las siguientes proporciones:



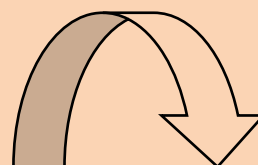
La composición centesimal se obtiene por cada 100 unidades de compuesto, en este caso por cada 100 u de ác. Sulfúrico. Las siguientes proporciones nos determinarán el % de cada uno de los elementos químicos que forman la molécula de ác. Sulfúrico:

$$100 \text{ u H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ u H}}{98 \text{ u H}_2\text{SO}_4} = 2,04 \% \text{ en Hidrógeno}$$

$$100 \text{ u H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{32 \text{ u S}}{98 \text{ u H}_2\text{SO}_4} = 32,65 \% \text{ en Azufre}$$

$$100 \text{ u H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{64 \text{ u O}}{98 \text{ u H}_2\text{SO}_4} = 65,30 \% \text{ en Oxígeno}$$

$$\text{-----}$$
$$99,99 \% \approx 100 \%$$



### Ejercicio resuelto7

Determinar la composición centesimal de cada uno de los siguientes compuestos químicos:



Ma H 1 u ; Ma O = 16 u ; Ma S = 32 u ; Ma N = 14 u ;  
Ma Fe = 56 u

### Resolución

Partiremos del cálculo de las  $M_{\text{moleculares}}$  de cada uno de los compuestos establecidos:

$$M_{\text{molecular}} \text{ H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{H} = 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{O} = 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \hline M_{\text{molecular}} = 18 \text{ u} \end{array} \right.$$

Proporciones que podemos establecer y que serán el punto de partida para aplicar el "factor de conversión":

$$\begin{array}{l} 18 \text{ u H}_2\text{O} / 2 \text{ u H} \\ 18 \text{ u H}_2\text{O} / 16 \text{ u O} \end{array}$$

$$100 \text{ u H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ u}}{18 \text{ u H}_2\text{O}} = 11,11 \% \text{ en Hidrógeno}$$

$$100 \text{ u H}_2\text{O} \cdot \frac{16 \text{ u O}}{18 \text{ u H}_2\text{O}} = 88,88 \text{ u en Oxígeno}$$

$$M_{\text{molecular}} \text{ SO}_3 \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \hline \end{array} \right.$$

$$M_{\text{molecular}} = 80 \text{ u}$$

$$M_{\text{molecular}} \text{ SO}_3 / 80 \text{ u}$$

Proporciones:

$$80 \text{ u SO}_3 / 32 \text{ u S}$$

$$80 \text{ u SO}_3 / 48 \text{ u O}$$

Cálculo %:

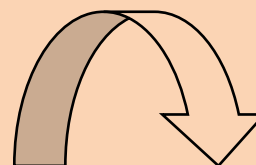
$$100 \text{ u SO}_3 \cdot \frac{32 \text{ u S}}{80 \text{ u SO}_3} = 40 \% \text{ en Azufre}$$

$$100 \text{ u SO}_3 \cdot \frac{48 \text{ u O}}{80 \text{ u SO}_3} = 60 \% \text{ en Oxígeno}$$

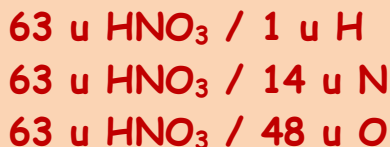
$$M_{\text{molecular}} \text{ HNO}_3 \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \text{N: } 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \hline \end{array} \right.$$

$$M_{\text{molecular}} = 63 \text{ u}$$

$$M_{\text{molecular}} \text{ HNO}_3 / 63 \text{ u}$$



Proporciones:



Cálculo %:

$$100 \text{ u HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ u H}}{63 \text{ u HNO}_3} = 1,59 \% \text{ en Hidrógeno}$$

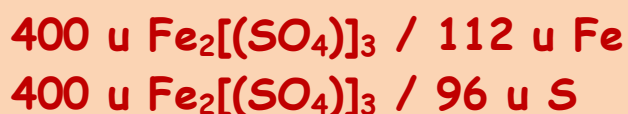
$$100 \text{ u HNO}_3 \cdot \frac{14 \text{ u N}}{63 \text{ u HNO}_3} = 22,22 \% \text{ en Nitrógeno}$$

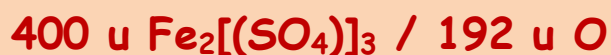
$$100 \text{ u HNO}_3 \cdot \frac{48 \text{ u O}}{63 \text{ u HNO}_3} = 76,19 \% \text{ en Oxígeno}$$

$$M_{\text{molecular}} \text{ Fe}_2[(\text{SO}_4)]_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Fe: } 2 \cdot 56 \text{ u} = 112 \text{ u} \\ \text{S: } 3 \cdot 32 \text{ u} = 96 \text{ u} \\ \text{O: } 12 \cdot 16 \text{ u} = 192 \text{ u} \\ \hline M_{\text{molecular}} = 400 \text{ u} \end{array} \right.$$

$$M_{\text{molecular}} \text{ Fe}_2[(\text{SO}_4)]_3 / 400 \text{ u}$$

Proporciones:





Cálculo %:

$$100 \text{ u Fe}_2[(\text{SO}_4)]_3 \cdot \frac{112 \text{ u Fe}}{400 \text{ u Fe}_2[(\text{SO}_4)]_3} = 28 \% \text{ en Hierro}$$

$$100 \text{ u Fe}_2[(\text{SO}_4)]_3 \cdot \frac{96 \text{ u S}}{400 \text{ u Fe}_2[(\text{SO}_4)]_3} = 24 \% \text{ en Azufre}$$

$$100 \text{ u Fe}_2[(\text{SO}_4)]_3 \cdot \frac{192 \text{ u O}}{400 \text{ u Fe}_2[(\text{SO}_4)]_3} = 48 \% \text{ en Oxígeno}$$

#### 4.- Mol. Número de Avogadro

En el laboratorio no podemos trabajar con valores tan pequeños de masa, por ejemplo, una molécula de Ác. Sulfúrico tiene una masa de:

$$1 \text{ molécula H}_2\text{SO}_4 / 98 \text{ u}$$
$$1 \text{ u} / 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$98 \text{ u} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 162,68 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Podemos eliminar potencias de "10" y nos queda:

$$0,00000000000000000000000016268 \text{ g} / 1 \text{ molécula H}_2\text{SO}_4$$



Comprobar que el **mol** de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  equivale a la  $M_{\text{molecular}}$  del  $\text{H}_2\text{SO}_4$  expresada en gramos.

La **masa** de **un mol** de sustancia, llamada **masa molar**, es equivalente a la **masa atómica** o **molecular**, según se haya considerado un mol de **átomos** o de **moléculas**, expresada en **gramos**.

Veamos si hemos entendido todo lo escrito:

$$1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 / 98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Luego:

$$98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

La  $m_{\text{atómica}}$  del Sodio es de 23 u  $\rightarrow$  1 mol Na 23 g

En el caso de trabajar con átomos de metales el concepto de **MOL** pasa a ser **átomo-gramo**. Es decir:

$$M_{\text{Na}} = 23 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ átomo - gramo Na} = 23 \text{ g}$$

Luego:

$$1 \text{ átomo - gramo Na} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na}$$

$$23 \text{ g Na} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na}$$



### Ejemplo resuelto8

Determinar el número de moles existentes en una muestra de 150 gramos de ácido Nítrico.

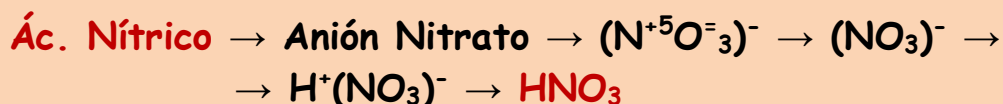
Masas atómicas: H = 1 u ; N = 14 u ; O = 16 u

### Resolución

Dos procedimientos para determinar el n° de moles:

#### Primer procedimiento

Empezaremos determinando la fórmula del ácido Nítrico



Calcularemos a continuación el valor de 1 mol de HNO<sub>3</sub>, para ello debemos conocer la Mm del HNO<sub>3</sub>:

$$\text{Mm HNO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \text{N: } 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \hline \end{array} \right.$$

$$\text{Mm} = 63 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol HNO}_3 / 63 \text{ g}$$

En nuestros 150 gramos de muestra:

$$150 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{63 \text{ g HNO}_3} = 2,38 \text{ moles HNO}_3$$

## Segundo procedimiento

Igual que en el primero debemos calcular La Mm del HNO<sub>3</sub>.  
Mm = 63 u

El factor de conversión aplicado en el primer procedimiento es totalmente equivalente a la expresión:

$$n^{\circ} \text{ moles} = \frac{m}{Mm}$$

**Ecuación** que nos determina el **n° de moles** existentes en una muestra de un compuesto químico. La masa siempre debe venir expresada en "**gramos**":

$$N^{\circ} \text{ moles} = \frac{150}{63} = 2,38 \text{ moles HNO}_3$$

Considero el primer método mucho más completo que el segundo pero éste es totalmente válido

## 5.- Volumen Molar Normal

Un **mol** de un gas **siempre ocupa el mismo volumen** cuando se **mantienen** las condiciones de **temperatura** y **presión**. El **volumen molar normal** de las **sustancias gaseosas** es **22,4 litros**, a una temperatura de **0°C** y una **presión** de **1 atmósfera**. Esto ocurre en todo gas ideal.

La temperatura de **0°C** y **1 atm** de presión se conocen como **CONDICIONES NORMALES**.

**1 mol de cualquier gas en C.N. / 22,4 l**

### Ejercicio resuelto9

Determinar el volumen que ocupan, en C.N. 2,5 moles de  $\text{CO}_2$ .

#### Resolución:

$$2,5 \text{ moles de } \text{CO}_2 \text{ (C.N.)} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol } \text{CO}_2 \text{ (C.N.)}} = 56 \text{ L}$$

### Ejercicio resuelto10

Determinar el volumen que ocupan 50 g de  $\text{CO}_2$ , en Condiciones Normales.

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; O = 16 u

#### Resolución

Calculemos primero la Mm del  $\text{CO}_2$ :

$$\text{Mm } \text{CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \hline \end{array} \right.$$

$$\text{Mm } \text{CO}_2 = 44 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } \text{CO}_2 / 44 \text{ g}$$

En C.N.:

$$1 \text{ mol } \text{CO}_2 / 22,4 \text{ L}$$

$$44 \text{ g } \text{CO}_2 / 22,4 \text{ L}$$

En 50 g de CO<sub>2</sub>:

$$\cancel{50 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{\cancel{44 \text{ g CO}_2}} = 25,45 \text{ L}$$

### Ejercicio resuelto11

Determinar la masa en gramos de:

- 2 átomos de Azufre
- 1 átomo de Aluminio
- 3 átomos de carbono

DATOS: Masas atómicas: S = 32 u ; Al = 27 u ; C = 12 u

### Resolución:

a) MaS = 32 u → 1 átomo - gramo S = 32 g

$$1 \text{ átomo - gramo S} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos S}$$

$$32 \text{ g S} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos S}$$

$$\cancel{2 \text{ átomos S}} \cdot \frac{32 \text{ g S}}{\cancel{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos S}}} = 10,62 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$= 1,062 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

$$b) \text{MaAl} = 27 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ átomo} - \text{gramo Al} = 27 \text{ g}$$

$$1 \text{ átomo} - \text{gramo Al} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Al}$$

$$27 \text{ g Al} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Al}$$

$$1 \text{ átomo Al} \cdot \frac{27 \text{ g Al}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Al}} = 4,48 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$c) \text{MaC} = 12 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ átomo} - \text{gramo C} = 12 \text{ g}$$

$$1 \text{ átomo} - \text{gramo C} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}$$

$$12 \text{ g C} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}$$

$$3 \text{ átomos C} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}} = 1,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

### Ejercicio resuelto12

Determinar la masa en gramos de UNA molécula de:

- Ac. Sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- De Dióxido de Carbono,  $\text{CO}_2$ .
- De tetraoxosulfato (VI) de Aluminio,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

### Resolución:

$$a) \text{MmH}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u (calcular y comprobar)}$$

$$1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{SO}_4$$

$$98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{SO}_4$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ molécula H}_2\text{SO}_4 &\cdot \frac{98 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{SO}_4} = \\ &= 16,27 \cdot 10^{-23} \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 1,6 \cdot 10^{-22} \text{ g} \end{aligned}$$

b)  $Mm\text{CO}_2 = 44 \text{ u}$  (calcular y comprobar)

$$1 \text{ mol CO}_2 = 44 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol CO}_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ molécula CO}_2 &\cdot \frac{44 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2} = \\ &= 7,3 \cdot 10^{-23} \text{ g} \end{aligned}$$

c)  $Mm \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ u}$  (calcular y comprobar)

$$1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ molécula Al}_2(\text{SO}_4)_3 &\cdot \frac{342 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \\ &= 56,78 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 5,7 \cdot 10^{-22} \text{ g} \end{aligned}$$

### Ejercicio resuelto13

¿Cuántas moles (at-g) de hierro representan 25,0 g de hierro (Fe)?

DATOS: Masas atómicas: Fe = 55,85 u

### Resolución

MaFe = 55,85 u → 1 átomo - gramo Fe = 55,85 g

Nuestra muestra:

$$25,0 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ átomo - gramo Fe}}{55,85 \text{ g Fe}} = 0,45 \text{ átomos - gramo}$$

### Ejercicio resuelto14

¿Cuántos átomos de magnesio están contenidos en 5,00 g de magnesio (Mg)?

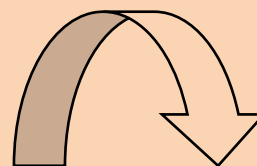
DATOS: Masas atómicas: Mg = 24,31 u

### Resolución

Ma Mg = 24,31 u lo que nos INDICA que 1 at-g de Mg / 24,31 g

Recordemos que: 1 at-g (mol) / 6,023 · 10<sup>23</sup> átomos de Mg

$$24,31 \text{ g Mg} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Mg}$$



En nuestra muestra:

$$\begin{aligned} 5,00 \text{ g Mg} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Mg}}{24,31 \text{ g Mg}} &= \\ &= 1,24 \cdot 10^{23} \text{ átomos Mg} \end{aligned}$$

### Ejercicio resuelto15

¿Cuál es la masa de  $3,01 \times 10^{23}$  átomos de sodio (Na)?

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u

**Resolución:**

Ma Na = 23 u  $\rightarrow$  1 at-g Na / 23 g de Na

Recordemos que: 1 at-g Na /  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos Na

Luego: 23 g Na /  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos Na

Nuestras moléculas iniciales serán:

$$\begin{aligned} 3,01 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na} \cdot \frac{23 \text{ g Na}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na}} &= \\ &= 11,46 \text{ g Na} \end{aligned}$$

### Ejercicio resuelto16

¿Cuántas moles de NaOH (hidróxido de sodio) hay en 1,0 Kg de esta sustancia?

DATO: Masas atómicas: Na = 23 u ; O = 16 u ; H = 1 u

Resultado: 25 moles

**Resolución**



Transformemos los Kg en gramos:

$$1,0 \text{ Kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} = 1000 \text{ g de NaOH}$$

Calculemos la Mm del NaOH:

$$\text{Mm NaOH} \begin{cases} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \end{cases}$$

$$\text{Mm} = 40 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol NaOH} / 40 \text{ g}$$

Nuestra muestra inicial:

$$1000 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 25 \text{ moles}$$

### Ejercicio resuelto17

¿Cuál es la masa de 5,00 moles de agua?

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; O = 16 u

Resultado: 90.1 g H<sub>2</sub>O

### Resolución

Fórmula del agua: H<sub>2</sub>O

Mm H<sub>2</sub>O = 18 u (calcular y comprobar)

Recordemos:

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} / 18 \text{ g H}_2\text{O}$$

Nuestra muestra inicial:

$$\cancel{5,00 \text{ moles H}_2\text{O}} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{\cancel{1 \text{ mol H}_2\text{O}}} = 90 \text{ g H}_2\text{O}$$

O bien:

$$\text{N}^\circ \text{ moles} = \frac{m}{M_m} \rightarrow m = \text{n}^\circ \text{ moles} \cdot M_m = 5 \cdot 18 = 90 \text{ g}$$

### Ejercicio resuelto18

¿Cuántas moléculas de HCl (cloruro de hidrógeno) hay en 25,0 g?

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; Cl = 35,5 u

### Resolución

$$M_m \text{ HCl} \begin{cases} \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \text{Cl: } 1 \cdot 35,5 \text{ u} = 35,5 \text{ u} \\ \hline \end{cases}$$
$$M_m = 36,5 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol HCl} / 36,5 \text{ g}$$

Recordemos que : 1 MOL /  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas

Luego:  $36,5 \text{ g HCl} / 6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas HCl

Nuestra muestra inicial:

$$\cancel{25,0 \text{ g HCl}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas HCl}}{\cancel{36,5 \text{ g HCl}}} =$$

$$= 4,12 \text{ moléculas HCl}$$

### Ejemplo resuelto19

Calcule la composición porcentual  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$  (carbonato de níquel III)

DATOS: Masas atómicas: Ni = 58,71 u ; C = 12 u ; O = 16 u

Resultado: Ni 39,47 % ; C 12,11 % ; O 48,42 %.

### Resolución

La Composición porcentual de un compuesto químico nos determina el % de cada uno de los elemento que existe en la molécula del compuesto.

Calculamos primero la Mm del  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$ :

$$\begin{array}{l} \text{Mm Ni}_2(\text{CO}_3)_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ni: } 2 \cdot 58,71 \text{ u} = 117,42 \text{ u} \\ \text{C: } 3 \cdot 12\text{u} = 36 \text{ u} \\ \text{O} = 9 \cdot 16 \text{ u} = 144 \text{ u} \end{array} \right. \\ \text{-----} \\ \text{Mm} = 297,42 \text{ u} \end{array}$$

Podemos establecer las siguientes proporciones:

En 297,42 u de  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$  / 117,42 u de Ni

En 297,42 u de  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$  / 36 u de C

En 297,42 u de  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$  / 144 u de O

Como nos piden el % tomaremos como muestra **100 u** de  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$ :

$$\text{Ni: } 100 \text{ u } \cancel{\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3} \cdot \frac{117,42 \text{ u de Ni}}{297,42 \text{ u } \cancel{\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3}} =$$
$$= \mathbf{39,48 \% \text{ en Ni}}$$

$$\text{C: } 100 \text{ u } \cancel{\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3} \cdot \frac{36 \text{ u C}}{297,42 \text{ u } \cancel{\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3}} =$$
$$= \mathbf{12,10 \% \text{ en C}}$$

$$\text{O: } 100 \text{ u } \cancel{\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3} \cdot \frac{144 \text{ u O}}{297,42 \text{ u } \cancel{\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3}} =$$
$$= \mathbf{48,41 \% \text{ en O}}$$

Si queremos comprobar que el ejercicio está bien hecho podemos sumar los % y nos tiene que dar como resultado 100 %:

$$39,48 + 12,10 + 48,41 = 99,99 \approx \mathbf{100 \%}$$

### Ejercicio resuelto20

Determinar el volumen que ocupan, en C.N,  $5,62 \cdot 10^{26}$  moléculas de  $\text{CO}_2$ .

### Resolución

Recordemos: **1 mol de cualquier gas en C.N./ 22,4 L**  
**1 mol / 6,023 . 10<sup>23</sup> moléculas**

Luego: **6,023 . 10<sup>23</sup> moléculas CO<sub>2</sub> / 22,4 L**

Nuestra muestra **5,62 . 10<sup>26</sup> moléculas:**

$$\begin{aligned} 5,62 \cdot 10^{26} \text{ moléculas CO}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L de CO}_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2} &= \\ &= \mathbf{20,9 \cdot 10^3 \text{ L}} \end{aligned}$$

### Ejercicio resuelto21

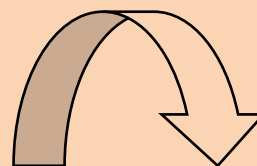
Calcula las moléculas de dióxido de carbono existentes en 1,5 moles de ese compuesto. Datos: Masas atómicas: C = 12 u ; O = 16 u

### Resolución

Recordemos: **1 mol CO<sub>2</sub> / 6,023 . 10<sup>23</sup> moléculas CO<sub>2</sub>**

En nuestra muestra:

$$\begin{aligned} 1,5 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} &= \\ &= \mathbf{9 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2} \end{aligned}$$



### Ejercicio resuelto22

¿Cuántos moles de  $N_2$  hay en  $1,2 \cdot 10^{24}$  moléculas del mismo?. DATOS: Masas atómicas: N = 14 u

### Resolución

Recordemos que: 1 mol  $N_2$  /  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $N_2$

Nuestra muestra inicial

$$\begin{aligned} 1,2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } N_2} &= \\ &= 19,9 \text{ moles } N_2 \end{aligned}$$

### Ejercicio resuelto23

¿Cuántas moléculas de  $O_2$  hay en un mol de dicho gas? ¿Y cuántos átomos de oxígeno?.  $M_a = 16$  u  
DATOS: Masas atómicas: O = 16 u

### Resolución

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol } O_2 \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2 / 1 \text{ mol}) &= \\ &= 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2 \end{aligned}$$

$$1 \text{ molécula } O_2 / 2 \text{ átomos de O}$$

$$\begin{aligned} 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot (2 \text{ átomos} / 1 \text{ molécula}) &= \\ &= 12,05 \cdot 10^{23} \text{ átomos O} = 1205 \cdot 10^{21} \text{ átomos O} \end{aligned}$$

### Ejercicio resuelto24

¿Cuántos moles hay en  $10^{21}$  moléculas de agua? ¿Cuántos átomos hay de cada uno de los elementos químicos en el compuesto?. DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; O = 16 u

### Resolución

1 mol de H<sub>2</sub>O /  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de H<sub>2</sub>O

$$\begin{aligned} 10^{21} \cancel{\text{moléculas H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \cancel{\text{moléculas de H}_2\text{O}}} &= \\ &= 0,166 \cdot 10^{-2} \text{ moles de H}_2\text{O} \end{aligned}$$

Sabemos que:

1 molécula de H<sub>2</sub>O / 2 átomos de H

$$\begin{aligned} 10^{21} \cancel{\text{moléculas de H}_2\text{O}} \cdot (2 \cancel{\text{átomos O}} / 1 \cancel{\text{molécula}}) &= \\ &= 2 \cdot 10^{21} \text{ átomos H} \end{aligned}$$

1 molécula de H<sub>2</sub>O / 1 átomo O

$$\begin{aligned} 10^{21} \text{ moléculas H}_2\text{O} \cdot (1 \text{ átomo O} / 1 \text{ molécula H}_2\text{O}) &= \\ &= 10^{21} \text{ átomos de Oxígeno} \end{aligned}$$

### Ejercicio resuelto25

Calcula la composición centesimal del nitrato de sodio, NaNO<sub>3</sub>. DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u ; N = 14 u ; O = 16 u

### Resolución

$$\begin{array}{l} \text{Mm NaNO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \\ \text{N} : 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \\ \text{O} : 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline \text{Mm} = 85 \text{ u} \end{array}$$

Podemos establecer las siguientes proporciones:

$$\begin{array}{l} 85 \text{ u NaNO}_3 / 23 \text{ u de Na} \\ 85 \text{ u NaNO}_3 / 14 \text{ u de N} \\ 85 \text{ u NaNO}_3 / 48 \text{ u O} \end{array}$$

Tomando como muestra **100 u de NaNO<sub>3</sub>**:

$$100 \text{ u NaNO}_3 \cdot (23 \text{ u Na} / 85 \text{ u NaNO}_3) = 27,05 \% \text{ en Na}$$

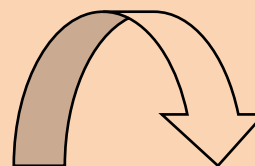
$$100 \text{ u NaNO}_3 \cdot (14 \text{ u N} / 85 \text{ u NaNO}_3) = 16,47 \% \text{ en N}$$

$$100 \text{ u NaNO}_3 \cdot (48 \text{ u O} / 85 \text{ u NaNO}_3) = 56,47 \% \text{ en O}$$

### Ejercicio resuelto26

Calcula la composición centesimal del sulfato de amonio,  
(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> DATOS: Masas atómicas: N = 14 u ; H = 1 u ; S  
= 32 u ; O = 16 u

### Resolución





$$\text{Mm } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{N: } 2 \cdot 14 \text{ u} = 28 \text{ u} \\ \text{H: } 8 \cdot 1 \text{ u} = 8 \text{ u} \\ \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \end{array} \right.$$

-----

$$\text{Mm} = 132 \text{ u}$$

Proporciones:

$$132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 / 28 \text{ u N}$$

$$132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 / 8 \text{ u H}$$

$$132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 / 32 \text{ u S}$$

$$132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 / 64 \text{ u O}$$

Para **100 u** de  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ :

$$100 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot [28 \text{ u N} / 132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4] = 21,21 \% \text{ en Nitrógeno}$$

$$100 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot [8 \text{ u H} / 132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4] = 6,06 \% \text{ en H}$$

$$100 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot [32 \text{ u S} / 132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4] = 24,24 \% \text{ en Azufre}$$

$$100 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot [64 \text{ u O} / 132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4] = 48,48 \% \text{ en Oxígeno}$$

### Ejercicio resuelto27

Determinar el valor del Mol de los compuestos químicos:

$\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Fe}_2[(\text{SO}_4)]_3$ .

Ma H 1 u ; Ma O = 16 u ; Ma S = 32 u ; Ma N = 14 u ;

Ma Fe = 56 u

## Resolución

$$\text{Mm } \text{H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{H} = 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{O} = 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \hline \end{array} \right.$$

$\text{Mm} = 18 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol H}_2\text{O}/18 \text{ g}$

$$\text{Mm } \text{SO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{S} : 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O} : 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \hline \end{array} \right.$$

$\text{Mm} = 80 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol SO}_3 / 80 \text{ g}$

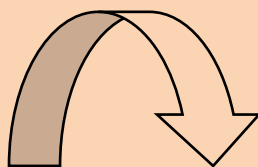
$$\text{Mm } \text{HNO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{H} : 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \text{N} : 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \\ \text{O} : 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \hline \end{array} \right.$$

$\text{Mm} = 63 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol HNO}_3 / 63 \text{ g}$

$$\text{Mm } \text{Fe}_2[(\text{SO}_4)]_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Fe} : 2 \cdot 56 \text{ u} = 112 \text{ u} \\ \text{S} : 3 \cdot 32 \text{ u} = 96 \text{ u} \\ \text{O} : 12 \cdot 16 \text{ u} = 192 \text{ u} \\ \hline \end{array} \right.$$

$\text{Mm} = 400 \text{ u}$

$1 \text{ mol Fe}_2[(\text{SO}_4)]_3/400 \text{ g}$



## 6.- Transformaciones de la Materia

Podríamos dar una definición de la **Química**: Ciencia que tiene por objeto el estudio de las **Transformaciones químicas** de la **Materia**.

**Física**: Ciencia que tiene por objeto el estudio de las **Transformaciones Físicas** de la **Materia**.

Hemos definido la **Química** y la **Física** en función de algo que **NO CONOCEMOS** como:

- a) Transformaciones Químicas de la Materia
- b) Transformaciones Física de la Materia

Cuando conozcamos en qué consisten estas transformaciones sabremos qué es la **Química** y la **Física**.

Estudio de las reacciones químicas

[http://www.fisicanet.com.ar/quimica/compuestos/ap02\\_reacciones\\_quimicas.php](http://www.fisicanet.com.ar/quimica/compuestos/ap02_reacciones_quimicas.php)

Reacciones químicas (Muy buena)

[http://www.quimicaweb.net/grupo\\_trabajo\\_fyq3/tema6/index6.htm](http://www.quimicaweb.net/grupo_trabajo_fyq3/tema6/index6.htm)

Estudio de las reacciones químicas

[http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales\\_didacticos/EDAD\\_3eso\\_reacciones\\_quimicas\\_1/3quincena9/3q9\\_index.htm](http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/EDAD_3eso_reacciones_quimicas_1/3quincena9/3q9_index.htm)

## Estudio de la Reacción Química

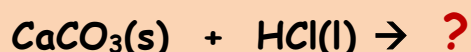
<https://www.youtube.com/watch?v=c6jLDJdAKsQ>

## Precipitación de Hidróxido de Cobre

<https://www.youtube.com/watch?v=Qc2pWUIzP2k>

### 6.1.- Transformaciones Químicas de la Materia

Vamos a realizar la experiencia de mezclar **Carbonato de calcio** (mármol,  $\text{CaCO}_3$ ) con **ácido Clorhídrico** ( $\text{HCl}$ ).



El **carbonato de calcio**,  $\text{CaCO}_3$ , es un **sólido** como indica el paréntesis a la derecha de la fórmula, está compuesto por átomos de **Calcio**, **Carbono** y **Oxígeno**. El **sólido** tiene un **entramado cristalino** que da al compuesto una **estructura interna** y tiene **unas propiedades físicas y químicas determinadas**. El ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ , es **líquido** y está formado por átomo de **Hidrógeno** y átomos de **Cloro**. Dicho de otra forma, estos dos compuestos químicos tienen:

- Una composición química** (átomos que los forman)
- Una estructura interna**
- Unas propiedades**

Cuando se **mezclan** estos dos compuestos químicos se produce una transformación, llamada **REACCIÓN QUÍMICA**, que lleva consigo la obtención de otros compuestos químicos:



## Carbonato de Calcio + ácido Clorhídrico

<https://www.youtube.com/watch?v=UpIPZkXazsY>

Obtenemos **tres compuestos químicos** totalmente diferentes a los que se mezclaron en un principio, es decir, obtenemos: **Cloruro de calcio**,  $\text{CaCl}_2$ , **Dióxido de Carbono**,  $\text{CO}_2$ , y **Agua**,  $\text{H}_2\text{O}$ . Si observamos la reacción en conjunto:



Podemos establecer unas diferencias:

- En los dos miembros de la **reacción** no hay compuestos químicos con la misma **composición** (átomos). Ha habido una **reorganización de átomos**.
- La **reorganización de átomos** ha hecho posible que aparezca un compuesto en **estado gas**, Estado de Agregación que no aparecía en la izquierda de la reacción química
- Los compuestos obtenidos son **diferentes** a los **iniciales** (izquierda) en el proceso químico

Por todo ello podemos concluir que una **Transformación Química** de la **MATERIA** implica un **CAMBIO** en:

- La **composición** (átomos constituyentes) de los compuestos químicos (Materia).
- En la **estructura** de los compuestos (Materia).
- Con los dos cambios anteriores, se han producido compuestos químicos distintos y tendrán, por tanto, **distintas propiedades físicas y químicas** de la **Materia**.

## 6.2.- Transformaciones Físicas de la Materia

Supongamos:

Tenemos en un plano horizontal un pequeño bloque de mármol. En un principio está en la posición **A** y más tarde en la posición **B**:



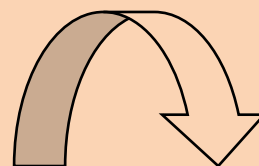
Para que el mármol pase de **(A)** a **(B)**:

- Hemos ejercido una **fuerza** sobre él
- Ha recorrido un **espacio**
- Se ha tardado un **tiempo** en el proceso
- El mármol ha llevado una **velocidad** en el traslado

Es decir, el bloque de mármol, en su **CAMBIO DE POSICIÓN** influyen muchas magnitudes pero una vez en la posición **(B)** el **mármol** sigue siendo **mármol**. El compuesto químico,  $\text{CaCO}_3$ , sigue siendo el mismo compuesto,  $\text{CaCO}_3$ . Se ha producido una **TRANSFORMACIÓN FÍSICA DE LA MATERIA**.

En la **Transformación Física** no se produce un cambio en la **composición, estructura y propiedades** de la **Materia**.

Otro ejemplo:



En un recipiente ponemos agua a calentar. Llegada a una cierta temperatura (100°C), ocurre:



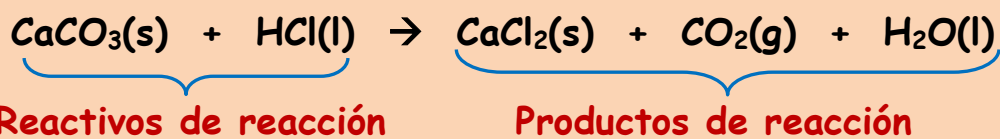
Se ha producido un **Cambio de Estado**.

En la **izquierda** y en la **derecha** del **proceso** el compuesto es el mismo, **agua**, pero en diferente **Estado de Agregación**. **Líquido** en la izquierda y **gas** en la derecha. No se trata de una **TRANSFORMACIÓN QUÍMICA**, no se han obtenido compuestos distintos.

Transformaciones físicas y químicas de la materia  
[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/35\\_las\\_reacciones\\_q  
uimicas/curso/index.html](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/35_las_reacciones_quimicas/curso/index.html)

## 7.- Estudio de la Reacción Química

Una reacción química se compone de **Reactivos de Reacción** (izquierda) y **Productos de Reacción** (derecha):



La **Reacción Química** también se conoce como **Ecuación Química**.

Para que una **Reacción Química** tenga lugar es necesario que los **enlaces químicos** que unen los átomos de las moléculas de los **Reactivos** se rompan, los átomos consiguen de esta forma total libertad lo que les permite que se reorganizan y

aparezcan los **Productos de Reacción**, totalmente diferentes a los **reactivos**, es decir:



Los **enlaces químicos** que mantienen unidos los átomos de **Ca**, **C** y **O** en el carbonato de calcio, **CaCO<sub>3</sub>**, se **deben romper**. Lo mismo debe ocurrir con los **enlaces** que mantienen unidos los átomos de **H** y **Cl**, en el ácido clorhídrico, **HCl**. La posterior **reorganización** de átomos, **con la respectiva formación de nuevos enlaces**, nos permite obtener las **moléculas** de los **Productos de reacción**.

La Reacción Química

<https://www.youtube.com/watch?v=fayXRqeWTSI>

Ejemplos de reacciones químicas

[https://www.youtube.com/watch?time\\_continue=59&v=VZ8SWIRs2Bg&feature=emb\\_logo](https://www.youtube.com/watch?time_continue=59&v=VZ8SWIRs2Bg&feature=emb_logo)

Ejemplos de reacciones químicas

<http://www.youtube.com/watch?v=VGWUjUiDsRI>

## 7.1.- Clasificación de las Reacciones Químicas

En las reacciones químicas existe un **balance energético** y en función de él las reacciones se clasifican en:

- a) Reacciones **ENDOTERMICAS**.- Debemos aportar a las moléculas de los **Reactivos** la **energía suficiente** para que se rompan los enlaces.
- b) Reacciones **EXOTÉRMICAS**.- Las propias moléculas de los **Reactivos** tienen cantidad de **energía** para **romper enlaces** en reactivos y **liberar energía** al exterior en forma de **calor**.



## Reacciones Exotérmicas y Endotérmicas

<http://html.rincondelvago.com/reacciones-exotermicas-y-endotermicas.html>

**Video:** Reacción exotérmica explosiva ( agua + sodio )

<http://www.youtube.com/watch?v=ApdNw9Xtb9o>

Un ejemplo muy cotidiano de reacción Exotérmica la tenemos en casa. Cuando nuestras madres tienen que cocinar nuestros alimentos y su cocina funciona a gas, abre la llave del gas que se pone en contacto con el **Oxígeno** del aire y aportando una **pequeña llama** el **gas se inflama** se produce la reacción química correspondiente y se **libera energía** en forma de **calor**.

Si el gas utilizado es **Butano**,  $C_4H_{10}$ , la reacción que tiene lugar es:



Con esta **energía calorífica** nuestra madre puede cocinar los alimentos.

## Tipos de reacciones químicas

<http://es.scribd.com/doc/20821913/Tipos-de-reacciones-quimicas>

## Tipos de reacciones químicas (MUY BUENO)

<http://www.slideshare.net/guest67705d/tipos-de-reacciones-quimicas-528181>

## Tipos de reacciones químicas

[http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Reacciones\\_quimicas.htm](http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Reacciones_quimicas.htm)

## 8.- Cuantificación de una Reacción Química

La cuantificación de una Reacción Química viene determinada por el principio de "conservación de la masa" o ley de Lavoisier:

"La masa de un sistema permanece invariable cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él. En términos químicos, la masa de los cuerpos reaccionantes es igual a la masa de los productos en reacción"

Estudiamos nuestra clásica reacción:



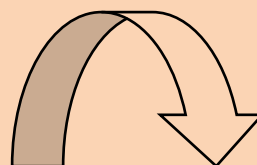
Según Lavoisier:

$$\sum m_{\text{reactivos}} = \sum m_{\text{productos}}$$

Los **reactivos** y **productos** de reacción están constituidos por **compuestos químicos** y estos por **átomos**. El **Principio de Conservación de la Masa**, a nivel atómico, lo podemos enunciar de la siguiente forma:

"El número de átomos de un mismo elemento químico debe ser igual en los dos miembros de la reacción"

Veamos si se cumple para nuestra reacción esta condición:



<u>ELEMENTO</u>	<u>Nº ÁTOMOS IZQ.</u>	<u>Nº ÁTOMOS DER.</u>
Ca	1	1
C	1	1
O	3	3
H	1	2
Cl	1	2

El **Hidrógeno** y el **Cloro NO ESTÁN AJUSTADOS**. Debemos proceder al ajuste y para ello existen dos métodos:

- Tanteo (cálculo mental)
- Coefficientes Indeterminados

### Tanteo

Como dice su nombre consiste en calcular a "ojo" los coeficientes que deben llevar los reactivos y productos de reacción. Este método puede ser muy corto o puede que nunca se termine. En nuestra reacción el ajuste es muy fácil. Poniendo un 2 como coeficiente del ácido Clorhídrico hemos conseguido ajustar la reacción:



**Comprobación:**

<u>ELEMENTO</u>	<u>Nº ÁTOMOS IZQ.</u>	<u>Nº ÁTOMOS DER.</u>
Ca	1	1
C	1	1
O	3	3
H	2	2
Cl	2	2

Todas las reacciones son tan fáciles de ajustar.

## Coeficientes Indeterminados

Este método **NUNCA** falla. Consiste en poner delante de cada compuesto químico, reactivos y productos, unos coeficientes literales. Nuestro problema consiste en determinar el valor de estos coeficientes resolviendo las ecuaciones que se obtendrán al aplicar el Principio de Conservación de la Masa:



ELE.   IZQ.   DER.

$$\text{Ca} \quad 1 \cdot a = 1 \cdot c \quad \rightarrow \quad a = c \quad (1)$$

$$\text{C} \quad 1 \cdot a = 1 \cdot d \quad \rightarrow \quad a = d \quad (2)$$

$$\text{O} \quad 3 \cdot a = 2 \cdot d + 1 \cdot e \quad \rightarrow \quad 3a = 2d + 2 \quad (3)$$

$$\text{H} \quad 1 \cdot b = 2 \cdot e \quad \rightarrow \quad b = 2e \quad (4)$$

$$\text{Cl} \quad 1 \cdot b = 2 \cdot c \quad \rightarrow \quad b = 2c \quad (5)$$

Una vez planteadas las ecuaciones le daremos a una de las incógnitas el valor de la **UNIDAD**. Elegimos aquella que nos facilite el valor número posible de las otras incógnitas. Supongamos que **a = 1**:

$$\text{En (1)} \rightarrow c = 1$$

$$\text{En (2)} \rightarrow d = 1$$

$$\text{En (5)} \rightarrow b = 2$$

$$\text{En (4)} \rightarrow 2 = 2e \quad ; \quad e = 2/2 = 1$$

La (3) no ha hecho falta utilizar. Llevamos los valores obtenidos a la reacción inicial:



Los coeficientes iguales a la **unidad** los podemos eliminar por lo que al no existir coeficiente supondremos la **UNIDAD**:



**Comprobación:**

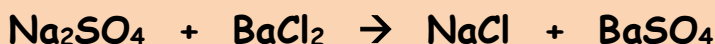
ELE.   IZQ.   DER.

Ca	1	=	1
C	1	=	1
O	3	= 2 + 1	= 3
H	2	=	2
Cl	2	=	2

**Reacción AJUSTADA.**

**Ejemplo resuelto**

Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción:



**Resolución**

Interesa que antes de aplicar el método comprobéis si la reacción ya está ajustada. **NO LO ESTÁ.** Procedemos al ajuste.



$$\left. \begin{array}{l} \text{Na: } 2 \cdot a = 1 \cdot c \rightarrow 2a = c \quad (1) \\ \text{S: } 1a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \quad (2) \\ \text{O: } 4 \cdot a = 4 \cdot d \rightarrow a = d \quad (3) \\ \text{Ba: } 1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \quad (4) \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Si en (1) hacemos } a = 1 \\ \rightarrow c = 2 \\ \text{En (2) } d = 1 \\ \text{De (5) } 2b = c \end{array}$$

$$2 b = 2 \ ; \ b = 2/2 = 1$$

$$\text{Cl: } 2 \cdot b = 1 \cdot c \rightarrow 2 b = c \quad (5)$$

Nos vamos a la reacción, sustituimos los coeficientes por sus valores y comprobamos si está ajustada:



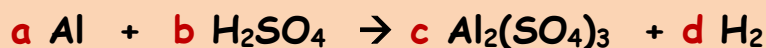
La reacción está ajustada.

### Ejercicio resuelto28

Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción:



### Resolución



$$\text{Al: } 1 \cdot a = 2 \cdot c \rightarrow a = 2 c \quad (1)$$

$$\text{H: } 2 \cdot b = 2 \cdot d \rightarrow 2b = 2d \quad (2)$$

$$\text{S: } 1 \cdot b = 3 \cdot c \rightarrow b = 3 c \quad (3)$$

$$\text{O: } 4 \cdot b = 12 \cdot c \rightarrow 4 b = 12 c \quad (4)$$

$$\text{De (1) } c = 1 \rightarrow a = 2$$

$$\text{En (3) } b = 3 \cdot 1 = 3$$

$$\text{De (2) } 2 \cdot 3 = 2 d \ ; \ 6 = 2 d \ ; \ d = 6/2 = 3$$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada.

### Ejercicio resuelto29

Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción química:



### Resolución



$$\text{Fe: } 1 \cdot a = 2 \cdot c \rightarrow a = 2c \quad (1)$$

$$\text{S: } 1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \quad (2)$$

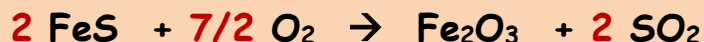
$$\text{O: } 2 \cdot b = 3 \cdot c + 2 \cdot d \rightarrow 2b = 3c + 2d \quad (3)$$

$$\text{De (1) } c = 1 \rightarrow a = 2$$

$$\text{De (2) } d = 2$$

$$\text{De (3) } 2b = 3 \cdot 1 + 2 \cdot 2 ; 2b = 3 + 4 ; 2b = 7 \\ b = 7/2$$

Nos vamos a la reacción química:



La reacción está ajustada, pero si no os gusta el coeficiente  $7/2$  podéis trabajar como en una ecuación matemática y quitar denominadores:



### Reacción ajustada

Animación interactiva. Ajuste reacciones químicas

[http://www.fisica-quimica-secundaria-bachillerato.com/animaciones-flash-interactivas/quimica/balanceo\\_ecuacion\\_quimica\\_1.htm](http://www.fisica-quimica-secundaria-bachillerato.com/animaciones-flash-interactivas/quimica/balanceo_ecuacion_quimica_1.htm)

### Ejercicio resuelto30

Hacemos reaccionar 25 g de Óxido de azufre (VI) con agua obteniendo 30,6 gramos de ácido sulfúrico [Ác. Tetaroxosulfurico (VI)]. ¿Qué cantidad de agua tendremos que añadir al SO<sub>3</sub>?

### Resolución

#### Compuestos químicos:

Óxido de azufre (VI) → S<sup>+6</sup>O<sup>=</sup> → S<sup>+6</sup>O<sup>=</sup><sub>3</sub> → SO<sub>3</sub>

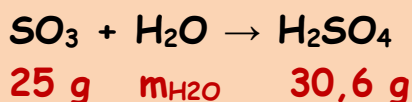
Agua: H<sub>2</sub>O

Ác. Sulfúrico → Anión sulfato → (S<sup>+6</sup>O<sup>=</sup><sub>4</sub>)<sup>=</sup> → (SO<sub>4</sub>)<sup>=</sup> →  
→ H<sup>+</sup>(SO<sub>4</sub>)<sup>=</sup> → H<sup>+</sup><sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sup>=</sup> → H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

#### Reacción química:



La reacción está ajustada.



Aplicando el principio de Conservación de la Masa:

$$\sum \text{reactivos} = \sum \text{productos}$$

$$m_{\text{SO}_3} + m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{SO}_4} \quad ; \quad m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{SO}_4} - m_{\text{SO}_3}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 30,6 \text{ g} - 25 \text{ g} = 5,6 \text{ g H}_2\text{O}$$



### Ejercicio resuelto31

Reaccionan 10 g de aluminio con gas oxígeno. ¿cuántos gramos de óxido de aluminio se forman?. Reacción química:

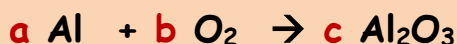


DATOS: Masas atómicas: Al = 27 u ; O = 16 u

### Resolución

La reacción química **NO ESTÁ AJUSTADA**.

Ajuste:



$$\text{Al: } a = 2c \quad (1)$$

$$\text{O: } 2b = 3c \quad (2)$$

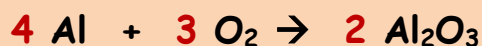
$$\text{De (1) } c = 1 \rightarrow a = 2$$

$$\text{De (2) } 2b = 3 \cdot 1 \quad ; \quad b = 3/2$$

Nos vamos a la reacción química:

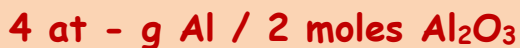


Si quitamos denominadores:



**Reacción ajustada.**

La reacción química nos indica que:



$$M_a \text{ Al} = 27 \text{ u} ; 1 \text{ at} - \text{g Al} = 27 \text{ g}$$

$$M_m \text{ Al}_2\text{O}_3 \begin{cases} \text{Al: } 2 \cdot 27 = 54 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \hline \end{cases}$$
$$M_m = 102 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 = 102 \text{ g}$$

La proporción anterior quedaría de la forma:

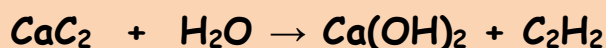
$$4 \cdot 27 \text{ g Al} / 2 \cdot 102 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$

Con nuestra muestra inicial:

$$\cancel{10 \text{ g Al}} \cdot \frac{2 \cdot 102 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{4 \cdot \cancel{27 \text{ g Al}}} = 18,9 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$

### Ejercicio resuelto32

Se echan 50 g de carburo de calcio sobre agua y se obtiene acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) según la siguiente reacción química:

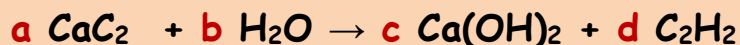


¿Qué volumen de  $\text{C}_2\text{H}_2$  podemos obtener en C.N.?

DATOS: Masas atómicas: Ca = 40 u ; C = 12 u ; H = 1 u ;  
O = 16 u

**Resolución:**

La reacción no está ajustada. Procedemos a ello:



$$\text{Ca: } a = c \quad (1)$$

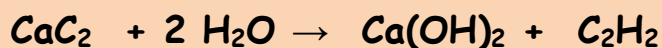
$$\text{C: } 2a = 2d \rightarrow a = d \quad (2)$$

$$\text{H: } 2b = 2c \rightarrow b = c \quad (3)$$

$$\text{O: } b = 2c \quad (4)$$

$$\text{De (1) } a = 1 \rightarrow c = 1 \rightarrow d = 1 \rightarrow b = 2$$

Nos vamos a la reacción:



**Reacción ajustada.**

Según la reacción química:

$$1 \text{ mol CaC}_2 / 1 \text{ mol C}_2\text{H}_2 \quad (1)$$

Recordemos que:

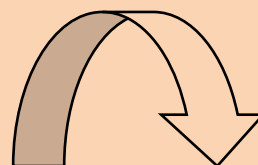
$$1 \text{ mol gas C.N.} / 22,4 \text{ L} \quad (2)$$

$$\text{Mm CaC}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40 \text{ u} = 40 \text{ u} \\ \text{C: } 2 \cdot 12 \text{ u} = 24 \text{ u} \\ \hline \end{array} \right.$$

$$\text{Mm} = 64 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol CaC}_2 / 64 \text{ g}$$

La proporción (1) queda:

$$64 \text{ g CaC}_2 / 1 \text{ mol C}_2\text{H}_2$$



Con nuestra materia prima:

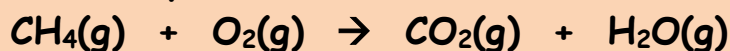
$$\cancel{50 \text{ g CaC}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{\cancel{64 \text{ g CaC}_2}} = 12,5 \text{ mol de C}_2\text{H}_2$$

Con los moles de C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> y la proporción (2) tenemos:

$$\cancel{12,5 \text{ moles C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L C}_2\text{H}_2}{\cancel{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}} = 280 \text{ L C}_2\text{H}_2$$

### Ejercicio resuelto33

Se queman en aire 200 L de gas metano (CH<sub>4</sub>) para dar CO<sub>2</sub> (g) y H<sub>2</sub>O (g). Reacción química:



Si todos los gases están en Condiciones Normales (C.N.)

a) ¿Qué volumen de O<sub>2</sub> se consumirá en el proceso?

b) ¿Qué volumen de vapor de agua se obtendrá?

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

### Resolución

La reacción **NO ESTÁ AJUSTADA**. Procedemos al ajuste:



$$\text{C: } a = c \quad (1)$$

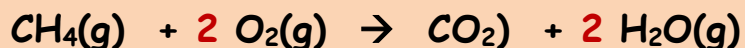
$$\text{H: } 4 a = 2 d \quad (2)$$

$$\text{O: } 2 b = 2 c + d \quad (3)$$

$$\text{De (1) } a = 1 \rightarrow c = 1 \rightarrow d = 2$$

$$\text{De (3) } 2 b = 2 \cdot 1 + 2 \quad ; \quad 2 b = 4 \quad ; \quad b = 2$$

Nos vamos a la reacción:



**Reacción ajustada.**

Cuando en una reacción química todos **SUS COMPONENTES SE ENCUENTRAN EN ESTADO GAS, LOS COEFICIENTES NUMÉRICOS SE PUEDEN CONSIDERAR COMO VOLUMENES, ES DECIR:**



a)

Volumen de  $\text{O}_2$  consumido.

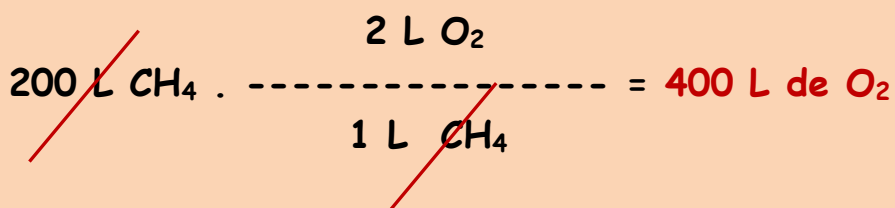
La reacción nos dice:



Si consideramos como **unidad de volumen el Litro:**



Con nuestra muestra inicial:





De (1)  $a = 1 \rightarrow b = 1$

De (2)  $3 \cdot 1 = 2 \cdot c \quad ; \quad c = 3/2$

Nos vamos a la reacción química:



Si quitamos denominadores:



**Reacción ajustada.**

Debemos obtener un Volumen de 38 L de  $\text{N}_2$  (los gases ocupan el volumen del recipiente que los forma) a una presión de 1 atm y a una temperatura de  $0^\circ\text{C}$ . Las condiciones de Presión y temperatura corresponden con C.N. Recordemos:

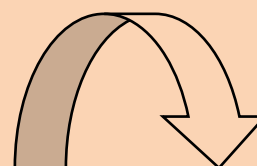
$$1 \text{ mol N}_2 \text{ C.N.} / 22,4 \text{ L}$$

Los 38 L. implican un número de moles de  $\text{N}_2$ :

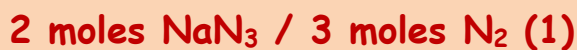
$$38 \cancel{\text{ L}} \text{ N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{22,4 \cancel{\text{ L}}} = 1,7 \text{ moles N}_2$$

Debemos obtener 1,7 moles de  $\text{N}_2$ :

Debemos calcular los gramos de acida  $\text{NaN}_3$  que debemos utilizar para obtener los 1,7 moles de  $\text{N}_2$ .

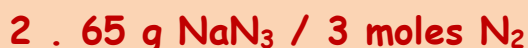


La reacción nos dice que:



$$\text{Mm NaN}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \\ \text{N: } 3 \cdot 14 \text{ u} = 42 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 65 \text{ u} \end{array} \right. \quad 1 \text{ mol NaN}_3 = 65 \text{ g}$$

La proporción (1) nos quedaría:



Los moles de N<sub>2</sub> necesarios saldrán de una cantidad de NaN<sub>3</sub>:

$$1,7 \text{ moles N}_2 \cdot \frac{2 \cdot 65 \text{ g NaN}_3}{3 \text{ moles N}_2} = 73,7 \text{ g NaN}_3$$

### Ejercicio resuelto35

Tenemos 10 kg de cinc que hacemos reaccionar con todo el ácido sulfúrico que se necesite. ¿Qué cantidad de hidrógeno, en masa y volumen en Condiciones Normales, se desprende?

Reacción química:



Datos: Masas atómicas: S = 32 u., O = 16 u., H = 1u., Zn = 65,4 u.

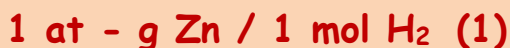
**Resolución:**



La reacción **está ajustada**.

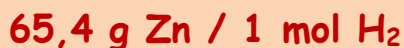
$$m_{\text{Zn}} = 10 \text{ Kg} \cdot (1000 \text{ g/1 Kg}) = 10000 \text{ g}$$

La Reacción nos dice:



$$M_{\text{a Zn}} = 65,4 \text{ u} ; 1 \text{ at - g Zn} = 65,4 \text{ g}$$

La proporción (1) la podemos expresar de la forma:



Nuestra muestra inicial implica:

$$10000 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{65,4 \text{ g Zn}} = 152,9 \text{ moles H}_2$$

Estos moles implican una masa:

$$M_{\text{m H}_2} = 2 \cdot 1 = 2 \text{ u} ; 1 \text{ mol H}_2 = 2 \text{ g}$$

$$152,9 \text{ moles H}_2 \cdot \frac{2 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 305,8 \text{ g H}_2$$

En lo referente al volumen de H<sub>2</sub> obtenido recordemos:

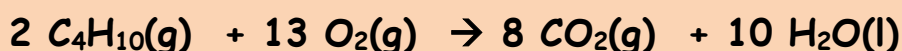


$$152,9 \text{ moles } \cancel{\text{H}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L } \cancel{\text{H}_2}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2}} = 3424,96 \text{ L } \text{H}_2$$

### Problema resuelto36

Queremos quemar 14 kg de butano. ¿Cuánto oxígeno necesita?

Reacción química:



Datos: Masas atómicas: C = 12 u., H = 1 u., O = 16 u.

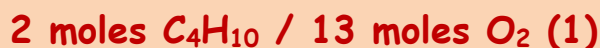
### Resolución:

La reacción está ajustada.

$$\begin{aligned} \text{Muestra inicial } 14 \text{ Kg } \text{C}_4\text{H}_{10} &= 14 \cancel{\text{ Kg}} \cdot (1000 \text{ g} / 1 \cancel{\text{ Kg}}) = \\ &= 14000 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_{10} \end{aligned}$$

Oxígeno necesario para la combustión:

La reacción os dice que:



$$\begin{aligned} \text{Mm } \text{C}_4\text{H}_{10} \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 4 \cdot 12 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \text{H: } 10 \cdot 1 \text{ u} = 10 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 58 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_{10} / 58 \text{ g} \end{array} \right. \end{aligned}$$

$$\text{Mm } O_2 = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \quad ; \quad 1 \text{ mol } O_2 = 32 \text{ g}$$

La proporción (1) queda de la forma:

$$2 \cdot 58 \text{ g } C_4H_{10} / 13 \cdot 32 \text{ g } O_2$$

Los 14000 g de  $C_4H_{10}$  se transforman en:

$$14000 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{13 \cdot 32 \text{ g } O_2}{2 \cdot 58 \text{ g } C_4H_{10}} =$$
$$= 50206,89 \text{ g } H_2$$

### Ejercicio resuelto37

Queremos fabricar 1 t de dióxido de azufre, ¿cuánto azufre necesitamos?. Reacción química:



Datos: Masas atómicas: S = 32 u., O = 16 u.

### Resolución

La reacción viene ajustada.

$$m_{SO_2} = 1 \text{ t} = 1000 \text{ Kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} = 1000000 \text{ g } SO_2$$

La reacción dice:

$$1 \text{ at - g } S / 1 \text{ mol } SO_2 (1)$$

$$M_{\text{aS}} = 32 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ at} - \text{g S} = 32 \text{ g}$$

$$M_{\text{mSO}_2} = 64 \text{ u (Calcular y comprobar)} \rightarrow 1 \text{ mol SO}_2 = 64 \text{ g}$$

La proporción (1) queda de la forma:

$$32 \text{ g S} / 64 \text{ g SO}_2$$

Para obtener 1000000 g de SO<sub>2</sub>:

$$1000000 \text{ g SO}_2 \cdot \frac{32 \text{ g S}}{64 \text{ g SO}_2} = 500.000 \text{ g S}$$

### Ejercicio propuesto38

¿Qué volumen de nitrógeno y de hidrógeno, medidos en condiciones normales, se precisan para obtener 16,8 litros de amoníaco (NH<sub>3</sub>), medidos en las mismas condiciones?.

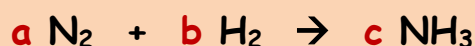
Reacción química:



DATOS: Masas atómicas: N = 14 u ; H = 1 u .

### Resolución

La reacción no está ajustada. Ajustamos:



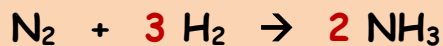
$$\text{N: } 2a = c \text{ (1)}$$

$$\text{H: } 2b = 3c \text{ (2)}$$

$$\text{En (1) } a = 1 \rightarrow c = 2$$

$$\text{En (2) } 2b = 3 \cdot 2 ; 2b = 6 ; b = 6/2 = 3$$

Nos vamos a la reacción inicial:



**Reacción ajustada.**

Al ser todos los componentes gaseosos los coeficientes representan los volúmenes puestos en juego, es decir:



Volumen de N<sub>2</sub>:

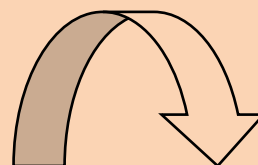
$$1 \text{ L N}_2 / 2 \text{ L NH}_3$$

$$16,8 \text{ L NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ L N}_2}{2 \text{ L NH}_3} = 8,4 \text{ L N}_2$$

Volumen de H<sub>2</sub>:

$$3 \text{ L H}_2 / 2 \text{ L NH}_3$$

$$16,8 \text{ L NH}_3 \cdot \frac{3 \text{ L H}_2}{2 \text{ L NH}_3} = 25,2 \text{ L H}_2$$



### Ejercicio resuelto39

¿Qué volumen de O<sub>2</sub> en CN se obtiene de 1kg de clorato plástico?



DATOS: Masas atómicas: K = 39,1 u ; Cl = 35,5 u ; O = 16 u

### Resolución

Tenemos que ajustar la reacción química:



$$\text{K: } a = b \quad (1)$$

$$\text{Cl: } a = b \quad (2)$$

$$\text{O: } 3a = 2c \quad (3)$$

$$\text{De (1) } a = 1 \rightarrow b = 1$$

$$\text{De (3) } 3 \cdot 1 = 2 \cdot c ; 3 = 2c ; c = 3/2$$

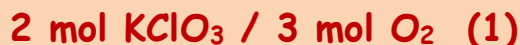
Nos vamos a la reacción:



Quitamos denominadores:



La reacción nos dice:



Recordemos:



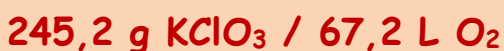
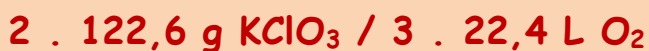
La proporción (1) nos queda de la forma:



$$\text{Mm KClO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{K: } 1 \cdot 39,1 \text{ u} = 39,1 \text{ u} \\ \text{Cl: } 1 \cdot 35,5 = 35,5 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \end{array} \right.$$

-----  
$$\text{Mm} = 122,6 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol KClO}_3 = 122,6 \text{ g}$$

La proporción (2) nos queda:



Masa inicial de  $\text{KClO}_3$ :

$$m_{\text{KClO}_3} = 1 \text{ Kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} = 1000 \text{ g}$$

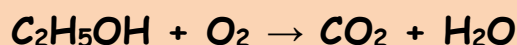
Con esta masa inicial:

$$1000 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{67,2 \text{ L O}_2}{245,2 \text{ g KClO}_3} = 274,1 \text{ L O}_2$$

### Ejercicio resuelto40

La combustión del etanol ( $C_2H_5OH$ ) produce dióxido de carbono y agua.

Reacción química:



Calcula:

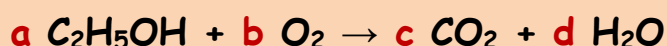
- Escribe y ajusta la ecuación
- Calcular el número de moles de  $O_2$  que se necesitan para producir 0,8 moles de  $CO_2$

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

### Resolución

a)

Reacción química:



$$C: 2a = c \quad (1)$$

$$H: 6a = 2d \quad (2)$$

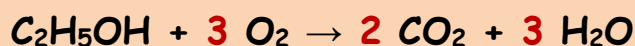
$$O: a + 2b = 2c + d \quad (3)$$

$$\text{De (1) } a = 1 \rightarrow c = 2$$

$$\text{De (2) } 6 = 2d \quad ; \quad d = 6/2 = 3$$

$$\text{De (3) } 1 + 2b = 4 + 3 \quad ; \quad 2b = 6 \quad ; \quad b = 6/2 = 3$$

Nos vamos a la reacción química:





## Reacción ajustada.

b)

La reacción química nos dice:

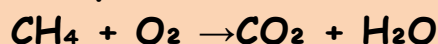


Con nuestros moles iniciales:

$$0,8 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{3 \text{ moles O}_2}{2 \text{ moles CO}_2} = 1,2 \text{ moles O}_2$$

## Ejercicio resuelto41

Dada la reacción química:

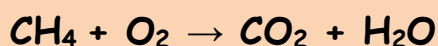


A partir de 3 moles de CH<sub>4</sub>, determinar:

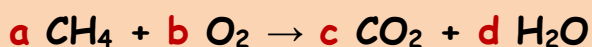
- Calcula el n° de moles de CO<sub>2</sub>
- El volumen de CO<sub>2</sub> obtenido en condiciones normales
- Cuántos moles de O<sub>2</sub> serían necesarios para que la reacción se completa

## Resolución

La reacción:



No está ajustada. Procedemos al ajuste:



$$\text{C: } 1 \cdot a = 1 \cdot c \rightarrow a = c \quad (1)$$

$$\text{H: } 4 \cdot a = 2 \cdot d \rightarrow 4a = 2d \quad (2)$$

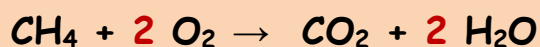
$$\text{O: } 2 \cdot b = 2 \cdot c + 1 \cdot d \rightarrow 2b = 2c + d \quad (3)$$

$$\text{En (1): } a = 1 \rightarrow c = 1$$

$$\text{En (2): } 4 \cdot 1 = 2d ; 4 = 2d ; d = 4/2 = 2$$

$$\text{En (3): } 2b = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 2 ; 2b = 4 ; b = 4/2 = 2$$

Llevamos los valores a la reacción inicial:



**Reacción ajustada.**

1 mol  $\text{CH}_4$  reacciona con 2 moles de  $\text{O}_2$ :

$$1 \text{ mol CH}_4 / 2 \text{ moles O}_2$$

1 mol  $\text{CH}_4$  nos proporciona 1 mol de  $\text{CO}_2$ :

$$1 \text{ mol CH}_4 / 1 \text{ mol CO}_2$$

1 mol de  $\text{CH}_4$  nos proporciona 2 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ :

$$1 \text{ mol CH}_4 / 2 \text{ moles H}_2\text{O}$$

Para resolver las cuestiones que nos piden elegiremos la proporción adecuada.

a)

Partimos de 3 moles de metano,  $\text{CH}_4$ .

Calcula el nº de moles de  $\text{CO}_2$  obtenidos

La relación estequiométrica entre  $\text{CH}_4$  y  $\text{CO}_2$  es la siguiente:



Con nuestra muestra inicial:

$$3 \text{ moles } \cancel{\text{CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CH}_4}} = 3 \text{ moles } \text{CO}_2$$

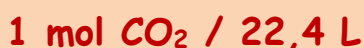
b)

El volumen de  $\text{CO}_2$  obtenido en condiciones normales

Recordar:



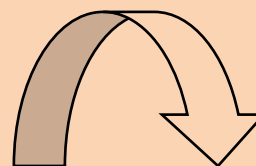
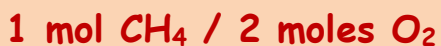
Luego:



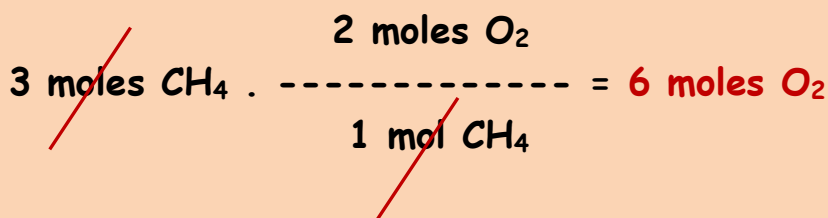
Tenemos 3 moles de  $\text{CO}_2$ :

$$3 \text{ moles } \cancel{\text{CO}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}} = 67,2 \text{ L}$$

c)



Con 3 moles de  $\text{CH}_4$ :



### Ejercicio resuelto42

Dadas las siguiente reacción:



Partimos de 4 moles de carbonato de calcio,  $\text{CaCO}_3$ . Calcula:

a) La masa de  $\text{HCl}$  necesaria para que reaccione todo el  $\text{CaCO}_3$

b) Número de  $n^\circ$  de moles de  $\text{CO}_2$  obtenidos

c) El Volumen de  $\text{CO}_2$  obtenido en condiciones normales

Masas atómicas:  $\text{Ca} = 40 \text{ u}$  ;  $\text{C} = 12 \text{ u}$  ;  $\text{O} = 16 \text{ u}$  ;  $\text{H} = 1 \text{ u}$   
 $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$

### Resolución



La reacción no está ajustada. Procedemos al ajuste:



$$\text{Ca: } 1 \cdot a = 1 \cdot c \rightarrow a = c \quad (1)$$

$$\text{C: } 1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \quad (2)$$

$$\text{O: } 3 \cdot a = 2 \cdot d + 1 \cdot e \rightarrow 3a = 2d + e \quad (3)$$

$$\text{Cl: } 1 \cdot b = 2 \cdot c \rightarrow b = 2c \quad (4)$$

En (1):  $a = 1 \rightarrow c = 1$

En (2):  $d = 1$

$$\text{En (3): } 3 \cdot 1 = 2 \cdot 1 + e ; 3 = 2 + e ; e = 1$$

$$\text{En (4): } b = 2 \cdot 1 ; b = 2$$

Llevamos los valores a la reacción inicial:



### Reacción ajustada

a)

Relación estequiométrica:

$$1 \text{ mol CaCO}_3 / 2 \text{ moles HCl (1)}$$

Cálculo del MOL de HCl:

$$\begin{array}{l} \text{Mm HCl} \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 1 \cdot 1\text{u} = 1\text{ u} \\ \text{Cl: } 1 \cdot 35,5\text{ u} = 35,5\text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 36,5\text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol HCl} / 36,5\text{ g} \end{array} \right. \end{array}$$

La proporción (1) queda de la forma:

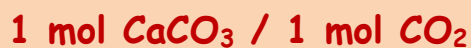
$$1 \text{ mol CaCO}_3 / 2 \cdot 36,5 \text{ g HCl}$$

Con nuestra muestra inicial:

$$4 \text{ moles } \cancel{\text{CaCO}_3} \cdot \frac{2 \cdot 36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CaCO}_3}} = 292 \text{ g HCl}$$

b)

Relación estequiométrica:

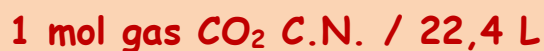


Con nuestra muestra:

$$3 \text{ moles CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 3 \text{ moles CO}_2$$

c)

Recordar:



Con nuestros moles de CO<sub>2</sub>:

$$3 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol CO}_2} = 67,2 \text{ L CO}_2$$

----- ○ -----

