

# 6

## CANTIDAD DE MATERIA

### 1. Concepto de unidad de masa atómica (u.m.a.)

¿Por qué una nueva unidad para medir la masa de los átomos y las moléculas? La moléculas y los átomos que forman la materia son muy pequeños y sería absurdo tratar medir su masa en gramos porque resultan números incómodos de manejar, y sobre todo imposibles de medir. Por ejemplo:

- Masa del átomo de hidrógeno =  $1,6724 \cdot 10^{-24}$  g
- Masa del átomo de oxígeno =  $26,7768 \cdot 10^{-24}$  g
- Masa del nitrógeno =  $23,4297 \cdot 10^{-24}$  g
- Con estos números medir la masa de la molécula de agua (H<sub>2</sub>O) supondría pesar:  $1,6724 \cdot 10^{-24} \cdot 2 + 26,7768 \cdot 10^{-24} = 30,12 \cdot 10^{-24}$  g

Piensa que una balanza de laboratorio de gran precisión puede medir como mucho masa en torno a  $10^{-2}$  g = 0,01 g, por lo que no es sensible a estas magnitudes de masa tan pequeñas, es decir no las detecta.

Es necesario emplear una unidad de masa más pequeña que el gramo y para ello se eligió la u.m.a. (unidad de masa atómica)  $1 \text{ u.m.a.} = 1,6735 \cdot 10^{-24}$  g  
Definición de u.m.a.

Todos los átomos los comparamos con la unidad establecida para la masa atómica..

$$1 \text{ uma} = \frac{m(\text{g}) \text{ de } {}^{12}_6\text{C}}{12}$$

LA UNIDAD DE MASA ATÓMICA (UMA) SE DEFINE COMO LA DOCEAVA PARTE DE LA MASA DEL CARBONO 12

### 2. Masa atómica y masa molecular en uma

Si observas la tabla periódica verás que en todas ellas se señala para cada elemento químico:

- Masa atómica: número (generalmente con decimales) que expresa en uma, la masa de un átomo de un elemento químico.

Incorrectamente también se llama peso atómico. Tiene en cuenta la masa de todos los isótopos existentes y su abundancia relativa. Por ejemplo: si la masa atómica del B es 10,81 uma, significa que es 10,81 veces mayor que la masa de 1uma.

- Número atómico: Z, número natural que expresa el nº de protones del núcleo de todos los isótopos que forman cada elemento.

<b>Número atómico (Z)</b>					
	6	7	8	9	10
B	C	N	O	F	Ne
Boro 10,81	Carbono 12,011	Nitrógeno 14,007	Oxígeno 15,999	Flúor 18,998	Neón 20,1797
13	14	15	16	17	18
Al	Si				
Aluminio 26,9815	Silicio 28,0855				
<b>Masa atómica (uma)</b>					

Con este valor como unidad se calculan las masas de todos los demás elementos químicos tal y como aparecen en la Tabla Periódica y a partir de las masas de los elementos se obtienen las de las moléculas que forman. Los números que ahora se manejan son mucho más cómodos.

Masa molecular de una sustancia pura: es la masa de una molécula en relación a la uma (incorrectamente llamado peso molecular). Un ejemplo: la masa molecular del H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> será resultado de sumar 2 veces la masa de un átomo de H + 1 vez la masa de un átomo de S + 4 veces la masa atómica del S.

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ MH} + 1 \text{ MS} + 4 \text{ MO} = 2 \times 1 + 1 \times 32 + 4 \times 16 = 98 \text{ umas}$$

**Ejercicio 1.** Mirando las masas atómicas de los elementos en la Tabla Periódica calcula las masas

Fórmula	Masas atómicas	Masa molecular
HNO <sub>3</sub>	N=14	14 x 1 = 14
	H=1	1 x 1 = 1
	O=16	16 x 3 = 48
Total....		14+ 1+ 48= 73



1 mol de (moléculas) de agua	es la cantidad de agua	que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua	su masa es 18,00 g
1 mol de (átomos) de hierro	es la cantidad de hierro	que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro	su masa es 55,85 g
1 mol de (moléculas) de amoníaco	es la cantidad de amoníaco	que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de amoníaco	su masa es 17,00 g

### ¿Cómo calculo el peso (o masa) de un mol de una SUSTANCIA PURA?

Numéricamente coincide (es el mismo valor) con la masa molecular expresada en u.m.a.s.

¿Cómo convertimos a moles cualquier cantidad de sustancia pura? ¿Cuántos moles tengo?

Vamos a aprender a traducir de masa a moles, y de moles a nº de moléculas y nº de átomos

- 1 mol ..... M (g) (masa molecular en g)
- n moles..... m (g), y por tanto..... donde m es la masa (g) y M es el peso o masa molecular (g/mol).

### 4. Número de moléculas y número de átomos

Para encontrar el número de moléculas hay que traducir o convertir la masa (g) de la sustancia pura a moles, y después razonar del modo siguiente:

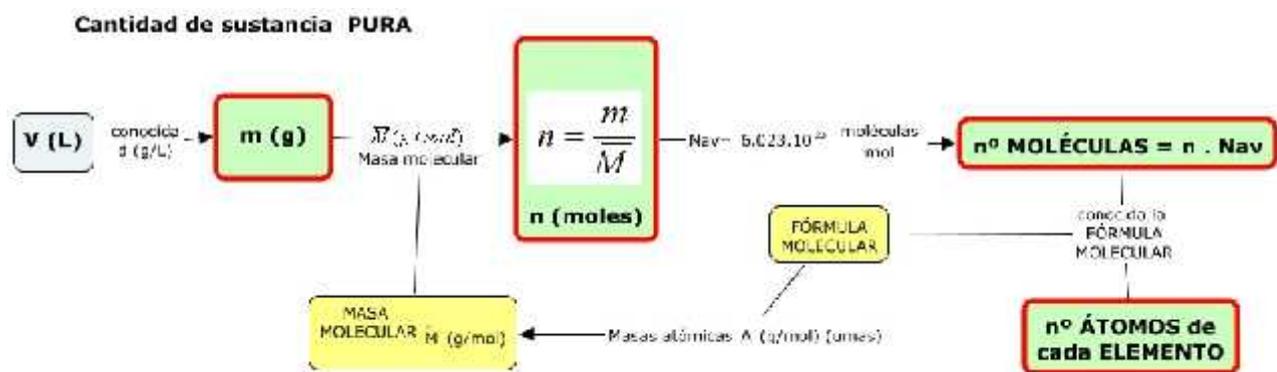
- 1 mol contiene el Nav de moléculas
- n moles contienen n veces el Nav de moléculas

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m = n \cdot M$$

Si conocemos el nº de moléculas, es fácil determinar el nº de átomos. Sólo hay que fijarse en la fórmula de la sustancia pura en cuestión:

En 100 moléculas de NH<sub>3</sub>, tendremos 100 átomos de + 3 x 100 átomos de H = 400 átomos en total, ya que cada 1 NH<sub>3</sub> = 1 N + 3 H.

$$N^{\circ} \text{ de moléculas} = n \cdot N_{av}$$



Traduciendo cantidades de materia:

## Cantidad de sustancia: el mol

No hay una balanza capaz de medir la masa de un solo átomo. Por ello los químicos idearon el concepto de masa relativa y crearon una escala adoptando como unidad de referencia, unidad de masa atómica  $u$

la doceava parte de la masa del átomo de C-12.

Para facilitar nuestros cálculos medimos la masa de gran cantidad de

átomos. 14g, no es la masa de un átomo de N, es la masa de un  $n^\circ$  muy

grande de átomos, que es siempre el mismo:

$602.000.000.000.000.000.000 = 6,02 \times 10^{23}$

Realmente un número muy grande, que tiene nombre propio, se llama

NÚMERO DE AVOGADRO.

Entonces ahora sabemos que con la masa atómica nos referimos a la

masa de todos esos átomos. Una nueva palabra: MOL

1 mol de cualquier elemento tiene una

masa en gramos igual al  $n^\circ$  que

expresa su masa atómica

El MOL es una unidad de cantidad del tipo de la "docena" pero mucho más grande, ya que 1 docena son 12 unidades y 1 mol son  $6,02 \cdot 10^{23}$  unidades.

**El mol designa un conjunto de  $6,02 \cdot 10^{23}$  partículas idénticas. Estas pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones o agrupamientos específicos de ellas.**

1 mol de cualquier elemento tiene una masa en gramos igual al  $n^\circ$  que expresa su masa atómica en " $u$ "

1 mol de un compuesto tiene una masa en gramos igual al  $n^\circ$  que expresa su masa molecular en " $u$ "

Dióxido de carbono	Está formado por moléculas de $CO_2$ .
	<ul style="list-style-type: none"> <li>1 mol de moléculas de <math>CO_2</math> tiene una masa de <math>12 + 16 \cdot 2 = 44</math> g.</li> <li>La masa molar del <math>CO_2</math> es 44 g/mol.</li> <li>En 44 g de <math>CO_2</math> hay <math>6,022 \cdot 10^{23}</math> moléculas de <math>CO_2</math>, es decir, <math>6,022 \cdot 10^{23}</math> átomos de C y <math>6,022 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 1,204 \cdot 10^{24}</math> átomos de O.</li> </ul>



### COMPOSICIÓN CENTESIMAL:

Lo que caracteriza a un compuesto es la proporción fija que hay entre los átomos que lo componen. La composición centesimal de un compuesto químico, es el % en masa de cada uno de los elementos que lo forman.

#### Información obtenida de una fórmula química

##### Compuesto formado por moléculas

Una molécula de amoníaco,  $NH_3$ , contiene:

- 1 átomo de nitrógeno.
- 3 átomos de hidrógeno.

Su masa molecular relativa es:

$$1 \cdot 14 + 3 \cdot 1 = 17$$

Su composición centesimal es:

$$\% \text{ de N} = \frac{14}{17} \cdot 100 = 82,35 \%$$

$$\% \text{ de H} = \frac{3}{17} \cdot 100 = 17,65 \%$$

##### Compuesto formado por cristales

En un cristal de cloruro de calcio,  $CaCl_2$ , por cada átomo de calcio en forma de ion  $Ca^{2+}$  existen dos iones de cloro,  $Cl^-$ .

Su masa molecular relativa es:

$$1 \cdot 40 + 2 \cdot 35,5 = 111$$

Su composición centesimal es:

$$\% \text{ de Ca} = \frac{40}{111} \cdot 100 = 36 \%$$

$$\% \text{ de Cl} = \frac{71}{111} \cdot 100 = 64 \%$$

Comprueba que la suma de los porcentajes es 100.

1 mol de átomos  $\rightarrow$   
 $\rightarrow 6,022 \cdot 10^{23}$  átomos  
 1 mol de moléculas  $\rightarrow$   
 $\rightarrow 6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas

Es decir:

$n$  mol de moléculas, átomos... de cualquier sustancia, multiplicado por  $6,022 \cdot 10^{23}$ , es igual al número de moléculas, átomos... de dicha sustancia.

$$n \text{ mol de partículas} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = n \cdot n^\circ \text{ de partículas}$$

#### Calcula la composición centesimal del agua, $H_2O$ .

Primero se halla su masa molecular relativa, para lo cual hay que consultar en la tabla periódica las masas atómicas relativas, que son  $H = 1$  y  $O = 16$ . Así:

$$2 \text{ átomos de H} = 2; 1 \text{ átomo de O} = 16 \Rightarrow \text{masa molecular relativa} = 18$$

A continuación, se halla el porcentaje de hidrógeno y de oxígeno en la molécula:

$$\% \text{ de H} = \frac{2}{18} \cdot 100 = 11,1 \%; \% \text{ de O} = \frac{16}{18} \cdot 100 = 88,9 \%$$

La composición centesimal del agua es 11,1% de hidrógeno y 88,9% de oxígeno.

### ¿Para qué sirve la composición centesimal?

Sirve para calcular la cantidad de cada elemento químico presente en una muestra cualquiera de esa sustancia.

**Ejemplo:** Si tenemos medio litro de agua, ¿qué masa de oxígeno y de hidrógeno tendremos en nuestro vaso?

$$V = 0,5L \quad m = d \cdot V \quad \square \downarrow \downarrow \downarrow \quad m = 10^3 g/L \cdot 0,5L = 500g$$

masa de hidrógeno = masa de agua x 11,11 / 100 = 55,55 g de hidrógeno

masa de oxígeno = masa de agua x 88,89 / 100 = 444,45 g de oxígeno

#### Ejemplo 1

¿Cuántos moles son:

- a) 7,0 g de Na?
- b) 20,5 g de H<sub>2</sub>O?
- c) 64,8 g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?

**Solución:**

$$a) \quad 7,0 \cancel{\text{g Na}} \frac{1 \text{ mol Na}}{23,0 \cancel{\text{g Na}}} = 0,304 \text{ moles Na}$$

$$b) \quad 20,5 \cancel{\text{g H}_2\text{O}} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \cancel{\text{g H}_2\text{O}}} = 1,139 \text{ moles H}_2\text{O}$$

$$c) \quad 64,8 \cancel{\text{g H}_2\text{SO}_4} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,0 \cancel{\text{g H}_2\text{SO}_4}} = 0,661 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

#### Ejemplo 2.

Necesitamos tener:

- a) 1,20 moles de Zn.
- b) 0,25 moles de CH<sub>4</sub>
- c) 3,40 moles de H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

¿Cuántos gramos deberemos pesar de cada sustancia?

**Solución:**

$$a) \quad 1,20 \cancel{\text{ moles Zn}} \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \cancel{\text{ mol Zn}}} = 78,5 \text{ g Zn}$$

$$b) \quad 0,25 \cancel{\text{ moles CH}_4} \frac{16,0 \text{ g CH}_4}{1 \cancel{\text{ mol CH}_4}} = 4,0 \text{ g CH}_4$$

$$c) \quad 3,40 \cancel{\text{ moles H}_2\text{CO}_3} \frac{62,0 \text{ g H}_2\text{CO}_3}{1 \cancel{\text{ mol H}_2\text{CO}_3}} = 210,8 \text{ g H}_2\text{CO}_3$$

### VOLUMEN MOLAR

Para referirnos al volumen de un gas hay que indicar a qué temperatura y a qué presión ha sido medido dicho volumen. Por esto se establecen unas condiciones fijas de presión y temperatura para comparar los volúmenes de los gases. Convencionalmente se ha establecido que las condiciones normales de presión y temperatura son 1 atmósfera y 0°C (273 K).

El **Volumen molar** es el volumen que ocupa 1 mol de gas medido a 273 K y 1 atm y para todos los gases es 22,4 L. En 22,4 L de cualquier gas hay  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos o moléculas

■ x mol de un gas a 273 K y 1 atm, multiplicado por 22,4 L/mol, es igual al número de litros de ese gas.

■ x litros de un gas a 273 K y 1 atm, dividido entre 22,4 L/mol, es igual al número de mol de ese gas.

## ACTIVIDADES —

### . EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Si dispongo de 36 g de agua ¿cuántos moles tengo?

2. ¿Cuántos gramos son 4 moles de cloruro sódico?

3. Determina la masa molecular de estas sustancias y escribe cuantos gramos son un mol de cada una:

H <sub>2</sub> O	N <sub>2</sub>	Ar	KCl	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub>
Ni <sub>2</sub> O <sub>3</sub>					
HBr	Na <sub>3</sub> N	Al(OH) <sub>3</sub>	Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>		

4. Calcula cuántos...:

- ... moles son 48g de carbono
- ... gramos son 6 moles de oxígeno
- ... moles son 36g de carbono
- ... gramos son 3,5 moles de dióxido de carbono
- ... moles son 500 g de dióxido de cloro

5. ¿Cuántos gramos son?:

- 10 moles de ácido clorhídrico
- 3 moles de hidruro de bario
- 4,2 moles de gas cloro
- 0,25 moles de nitruro de sodio

6. ¿Cuántos moles son?:

- 325 g de aluminio
- 1000 g de óxido de plata de plata
- 0,6 g de bromuro de berilio
- 4,85 g de sulfuro de potasio
- 780 g fosfuro de litio

7. ¿Cuántos gramos son?

- 6 moles de metano
- 20 moles de óxido de hierro (III)
- 4 moles de cloruro cúprico
- 3 moles de sulfuro de plata
- 9 moles de óxido de bromo (VII)

8. Traduce a moléculas y número total de átomos las cantidades anteriores.

9. Calcula la masa molecular del óxido de potasio y su composición centesimal.

b) Calcula la masa de potasio que añadiremos a una planta cuando le añadamos al agua del riego 25 g de óxido de potasio.

c) ¿Cuántos átomos de K añadimos? Responde si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

# REACCIONES QUÍMICAS

## 1. ¿Distingues los cambios físicos de los cambios químicos?

- FÍSICOS: La naturaleza de la materia no cambia, tan sólo cambia su aspecto o aspecto: cambios de estado, movimiento, separación mediante un imán, dilatación al calentar, ....
- QUÍMICOS: La naturaleza de la materia cambia, es decir la sustancia que forma esa materia se transforma en otra sustancia diferente: desprendimiento de un gas por descomposición térmica (no confundir con la ebullición), corrosión de limaduras de hierro, fósforo de una cerilla que arde, quemar butano o madera...

• ¿Qué indicios apuntarán hacia un cambio químico? Cuando se produzca desprendimiento de un gas, cambio de color, desprendimiento de calor, se produce un sólido (precipitado) insoluble.



## 2. Reacciones químicas

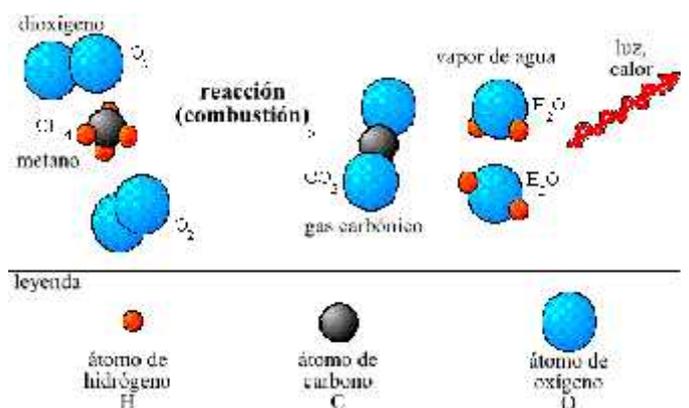
- **Reactivos** son las sustancias **PURAS** que tenemos ANTES de que se produzca la reacción química.
- **Productos** son las sustancias nuevas **PURAS** que se han formado DESPUES de que se haya producido la reacción química.

• **Enlaces:** En todas las reacciones químicas ocurre el siguiente proceso:

1. Se rompen los enlaces de los reactivos
2. Se forman enlaces nuevos que originan las nuevas sustancias que llamamos productos de reacción o simplemente productos.

Como vemos, una reacción química es una reorganización o una redistribución de átomos.

Observa la imagen, e identifica los enlaces rotos y los formados...



• **Energía de las reacciones químicas:** A la vez que las sustancias se transforman, existe un intercambio de energía:

➤ • Si los productos tienen menos energía que los reactivos, la reacción química es **EXOTÉRMICA**, es decir, **LIBERA** calor:  
Reactivos → Productos + energía

➤ • Si los productos tienen más energía que los reactivos, la reacción química es **ENDOTÉRMICA**, es decir, **ABSORBE** calor:  
Reactivos + energía → Productos

La cantidad de energía liberada/absorbida depende de la cantidad de reactivo que se ha transformado.

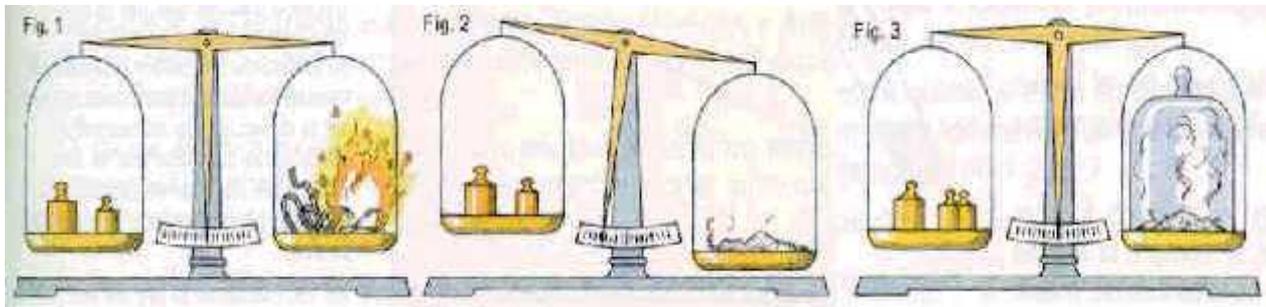
La energía transferida en una reacción química depende de **qué enlaces** se rompen y se forman y de **cuántos enlaces** se rompen y se forman.

### 3. Ley de la conservación de la masa en las reacciones químicas: (Ley de Lavoisier)

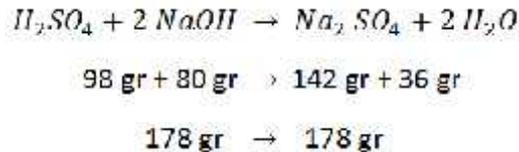
El número de átomos de cada clase no varía, por lo que la masa antes y después de la reacción tampoco varía. Este hecho da lugar al principio de conservación de la masa:

$$\text{Masa de los reactivos} = \text{Masa de los productos}$$

**Ejemplo 1:** Al quemar un tronco en la chimenea, las cenizas parecen pesar menos que el tronco, pero hemos de contar que como productos de reacción se originan además de cenizas, humo, hollín o carbonilla y vapor de agua. Observa que si lo quemamos sin dejar escapar ninguno de los productos de reacción, la masa se conserva: que el tronco, pero hemos de contar que como productos de reacción se originan además de cenizas, humo, hollín o carbonilla y vapor de agua. Observa que si lo quemamos sin dejar escapar ninguno de los productos de reacción, la masa se conserva:



**Ejemplo 2:**



### 4. Representación de una reacción química: ecuación química.

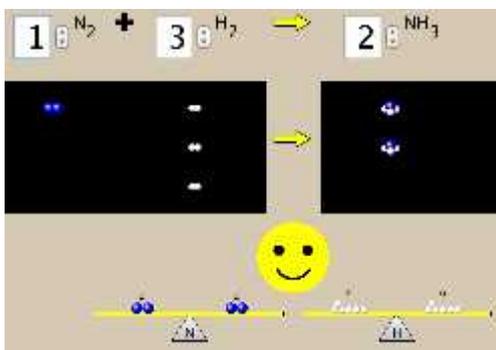
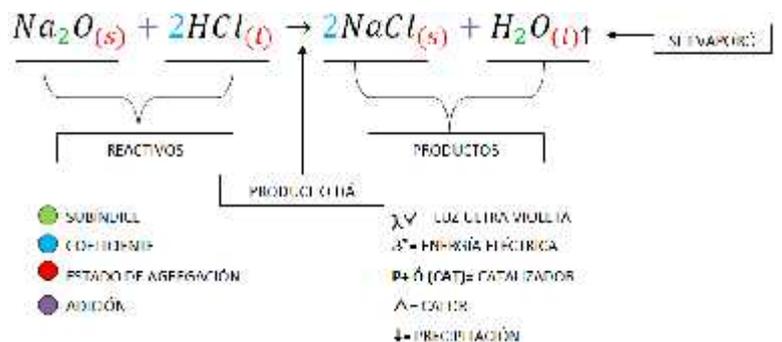
Se realiza mediante una ecuación química en la que indicamos:

1. Sustancias que forman los **reactivos** y los **productos**, además de su estado de agregación en el que participan.

2. **Energía** puesta en juego.

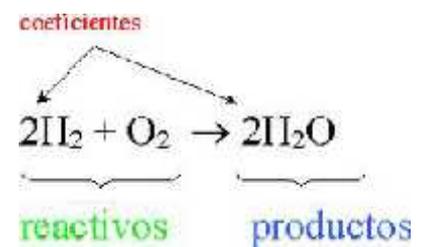
3. **Coefficientes estequiométricos** que nos indican la cantidad de cada sustancia que interviene en la reacción para garantizar la conservación de la masa. Los coeficientes del ejemplo anterior son : 1 2 > 2 1 **pero...**

**No tienen que sumar lo mismo!!**



### 5. Ecuación química ajustada o equilibrada: métodos de ajuste

Es importante destacar que cuando la ecuación química está AJUSTADA O EQUILIBRADA cuando el número de átomos



de cada clase o cada elemento, coincide en reactivos y productos. Para ello usaremos unos coeficientes estequiométricos que serán números naturales o fraccionarios.  
Ejemplo: Reactivos:  $4H + 2O$  > Productos:  $4H + 2O$

**A) Método de tanteo:**  $aCuO + bC > cCu + CO_2$

1. Identificamos las fórmulas de todos los reactivos y productos de la reacción.

Reactivos: CuO, C

Productos: Cu, CO<sub>2</sub>

2. Se plantea la ecuación química con los coeficientes a calcular:

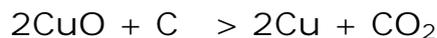
- Ajustamos los átomos distintos a H y O, empezando siempre por los que están sin O y sin H
- Elegiremos siempre un elemento de la reacción que aparezca en una sola fórmula de los reactivos o de los productos.
- Contamos que haya el mismo nº de átomos a la derecha y a la izquierda para cada átomo.
- Comprobamos que todos estén ajustados

C: 1→1 ajustado: b=1, d=1

O: 1→2, por lo que hemos de multiplicar CuO por 2 para ajustar: a=2, d=1

Cu: 2→1, por lo que hemos de multiplicar Cu por 1 para ajustar: a=2 (no se mueve) y c=2

3. Hemos de comprobar que NO SE HAN MODIFICADO NINGUNA DE LAS FÓRMULAS (no podemos cambiarlas)



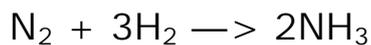
**B) Método matemático:**

- Asignamos coeficientes (a, b, c,...) para cada sustancia que interviene.
- Planteamos una ecuación para cada elemento químico presente. Obtendremos así un sistema de ecuaciones.
- La damos un valor sencillo al azar a uno de los coeficientes (a=1)
- Resolvemos el sistema de ecuaciones y calcularemos los valores de los coeficientes estequiométricos a, b, c, d...

**EJEMPLO:**  $aN_2 + bH_2 \rightarrow cNH_3$

(N)  $2a = c$  (H)  $2b = 3c$

Le damos el valor a=1, y resolvemos. Los resultados son a=1, b=3, c=2, Nuestra ecuación química queda así:



Recuerda que los coeficientes de valor 1 no se indican, pero se suponen.

Una vez ajustada la reacción ¿para qué sirve? La ecuación ajustada nos proporciona una información:

- cualitativa, el N reacciona con el H<sub>2</sub> produciéndose amoníaco.
- y lo que es más importante, cuantitativa.

Esto nos lleva, en buena lógica a realizar una interpretación molar de la reacción, más útil de cara a realizar cálculos

<b>2 Mg (s)</b>	+	<b>O<sub>2</sub> (g)</b>	=	<b>2 MgO (s)</b>
2 átomos de Mg		1 molécula de O <sub>2</sub>	producen	2 moléculas de MgO
10 átomos de Mg		5 molécula de O <sub>2</sub>	producen	10 moléculas de MgO
200 átomos de Mg		100 molécula de O <sub>2</sub>	producen	200 moléculas de MgO
2 docenas		1 docena	producen	2 docenas
<b>2 MOLES</b>		<b>1 MOL</b>	producen	<b>2 MOLES</b>

Y conociendo al menos la cantidad de una de las sustancias que intervienen en la reacción, podremos calcular a partir de ella las cantidades de sustancia

consumidas o producidas en dicha reacción.

Por tostación del sulfuro de cinc, se obtiene el óxido del metal y se desprende dióxido de azufre.

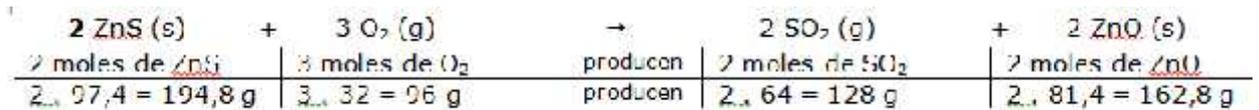


Si disponemos de 8,5 Kg de sulfuro, ¿Qué cantidad de óxido se producirá?

(masas atómicas: S=32; Zn=65,4; O=16)

$$\begin{aligned} M_r \text{ZnS} &= 65,4 + 32 = 97,4 \text{ g/mol} \\ M_r \text{O}_2 &= 16 \times 2 = 32 \text{ g/mol} \\ M_r \text{SO}_2 &= 32 + 16 \times 2 = 64 \text{ g/mol} \\ M_r \text{ZnO} &= 65,4 + 16 = 81,4 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Ajustar la ecuación:



Como los 8,5 Kg de ZnS son  $8500 \text{ g} / 97,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 87,3 \text{ moles de ZnS}$

Se producirán también 87,3 moles de ZnO. Y para calcular su masa:

$87,3 \text{ moles} \times 81,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 7106,2 \text{ g de ZnO} = 7,1 \text{ Kg de ZnO}$

## Actividades

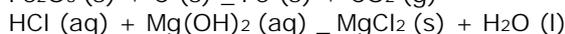
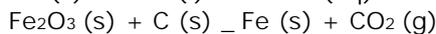
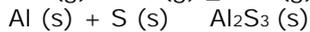
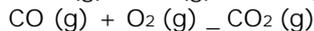
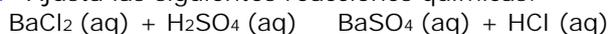
1. ¿Cuáles son las características de un cambio químico?

2. ¿Cómo es que a partir del sodio, un metal de color plateado que reacciona violentamente con el agua y del cloro, un gas tan venenoso que fue usado como un arma en la Primera Guerra Mundial, resulta un compuesto, el cloruro de sodio (la sal de mesa), tan inofensivo que lo comemos todos

3. Indica si los siguientes procesos son físicos o químicos:

- Se fríe un huevo
- Un imán que atrae un trozo de hierro
- Fabricación de un yogur
- Fusión de estaño en la soldadura
- Oxidación de un llave de hierro puesta a la intemperie
- Se quema con un mechero una cinta de magnesio
- Se hincha un neumático
- Dilatación de una barra de hierro
- Combustión del butano en una estufa
- Explosión de la gasolina en los motores de los coches

4. Ajusta las siguientes reacciones químicas:



5. El magnesio se combina con el ácido clorhídrico según:  $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$

a) Ajusta la reacción y calcula cuántos gramos de ácido reaccionan con 6 g de Mg.

b) Halla la masa de H<sub>2</sub> y de cloruro de magnesio que se obtiene. masas atómicas Mg= 24 ; H=1;

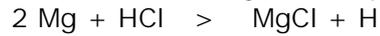
Cl=35,5

6. El metano (CH<sub>4</sub>) reacciona con el oxígeno(O<sub>2</sub>) del aire, para producir dióxido de carbono y agua.

a. Escribe la ecuación ajustada.

- b. ¿cuántos moles de metano y de oxígeno son necesarios para obtener 5 moles de CO<sub>2</sub>?  
c. ¿cuántos gramos de metano y de oxígeno son necesarios para obtener 450 g de CO<sub>2</sub>?

7. El magnesio es un metal muy activo que reacciona con el ácido clorhídrico:



- a. Ajusta la ecuación y calcula cuántos gramos de ácido reaccionan completamente con 10 g de Mg.  
b. Halla la masa de hidrógeno y de cloruro de magnesio que se obtiene.

Masas atómicas Mg= 24; H=1; Cl: 35,5

8. El etanol (C<sub>2</sub> H<sub>6</sub> O) reacciona con el oxígeno del aire (O<sub>2</sub>) para producir dióxido de carbono y agua. Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente a dicho proceso y determina los gramos de etanol necesarios para que reaccionen 1,5 Kg de O<sub>2</sub>.

Masas atómicas H=1; O=16 ; C=12

9. Considera la reacción: CaCO<sub>3</sub> + HCl > CaCl<sub>2</sub> + CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O

Si reaccionan 2,5 Kg de carbonato cálcico, calcula los gramos de cloruro cálcico y de agua que se obtienen y el número de moléculas de ácido clorhídrico, que se necesitan para que reaccionen los 2,5 Kg de carbonato cálcico.

Masas atómicas C=12; O=16; H=1; Cl=35,5; Ca=40.

10. Explica la razón por la que las combustiones se producen con más dificultad en presencia de aire que con oxígeno puro.

11. ¿ Qué es una reacción exotérmica ? En una reacción exotérmica , ¿ los productos tienen más energía o menos que los reactivos ?

12. La oxidación de un trozo de hierro en la atmósfera es lenta. ¿ Qué podrías hacer para que fuera más rápida ?

13. Escribe la reacción de combustión del acetileno (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>) y sabiendo que al quemar un mol se desprenden 1.281 kJ , calcula :

- a) Moles de acetileno que habrá que quemar para obtener 5 moles de agua.  
b) Al quemar 80 gramos de acetileno, ¿cuántos gramos de oxígeno necesitaremos ?  
c) Con 3 moles de acetileno, ¿cuántos gramos de dióxido de carbono se producirán ?  
d) ¿ Cuántos julios se desprenderán al quemar 125 gramos de acetileno ?

1.

Reaccionan 1,3 litros de nitrógeno (gas) con hidrógeno (gas) para dar amoníaco (gas), todos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

- Escribir y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
- Calcular los litros de hidrógeno necesarios para la reacción.
- Determinar los litros de amoníaco que se obtienen

**Solución:**



Como son gases y están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura podemos establecer la relación en litros:

$$1,3 \text{ litros N}_2 \frac{3 \text{ litros H}_2}{1 \text{ litro N}_2} = 3,9 \text{ litros H}_2$$

$$1,3 \text{ litros N}_2 \frac{2 \text{ litros NH}_3}{1 \text{ litro N}_2} = 2,6 \text{ litros NH}_3$$

2.

Se queman 0,34 moles de propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ).

- Escribir y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
- Calcular los moles de oxígeno necesarios.
- Determinar los moles de dióxido de carbono que se obtienen.

**Solución:**

Siempre que se quema un compuesto formado por C e H se obtiene  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$



Moles de oxígeno necesarios para la combustión:

$$0,34 \text{ moles C}_3\text{H}_8 \frac{5 \text{ moles O}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 1,70 \text{ moles O}_2$$

Factor que transforma dato en incógnita. Se lee en la ecuación ajustada.

Moles de  $\text{CO}_2$  obtenidos:

$$0,34 \text{ moles C}_3\text{H}_8 \frac{3 \text{ moles CO}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 1,02 \text{ moles CO}_2$$

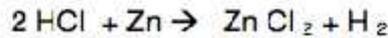
3.

El zinc reacciona con el ácido clorhídrico formando cloruro de zinc e hidrógeno gas. Si hacemos reaccionar 6,0 g de ácido:

- d) ¿Cuántos gramos de zinc reaccionan?
- e) ¿Cuál sería el volumen de H<sub>2</sub> obtenido si se mide en c. n.?

**Solución:**

Ácido clorhídrico + Zinc → Cloruro de zinc + Hidrógeno



- **Pasa el dato que te dan a moles:**

$$6,0 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} = 0,16 \text{ moles de HCl}$$

Para plantear este factor de conversión debes obtener la masa molecular del compuesto.

- **Transforma ahora los moles del dato en moles de la incógnita** leyendo el correspondiente factor de conversión en la ecuación ajustada

$$0,16 \text{ moles de HCl} \frac{1 \text{ mol de Zn}}{2 \text{ mol de HCl}} = 0,08 \text{ moles de Zn}$$

Lee el factor en la ecuación ajustada

- **Transforma moles en gramos** usando la masa atómica o molecular:

$$0,08 \text{ moles de Zn} \frac{65,4 \text{ g de Zn}}{1 \text{ mol de Zn}} = \boxed{5,2 \text{ g de Zn}}$$

- Esto se puede hacer de forma directa "empatando" unos factores de conversión con otros:

$$6,0 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ moles HCl}} \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 5,2 \text{ g de Zn}$$

asa gramos a moles

Pasa de dato (HCl) a incógnita (Zn)

Pasa moles a gramos

**Si la sustancia es un gas y está medido en c.n. (0°C y 1atm)**, se puede obtener el volumen teniendo en cuenta que 1 mol de cualquier sustancia gaseosa ocupa 22,4 litros (volumen molar)

$$6,0 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ moles HCl}} \frac{22,4 \text{ litros}}{1 \text{ mol H}_2} = 1,84 \text{ litros de H}_2$$

Factor que convierte moles en litros (sólo para gases medidos en c.n.)