

TEMA N° 8. ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

**1.- ¿Recuerdas ¿qué es una transformación química de la materia?
¿Qué otro nombre recibe?**

Respuesta:

Una **Transformación Química de la Materia** implica:

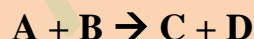
- a) **Un cambio en la composición química**
- b) **Un cambio en la estructura**
- c) **Un cambio en las propiedades de la misma.**

También se conoce con el nombre de **REACCIÓN QUÍMICA**.

2.- Explica cómo se produce una reacción química

Respuesta:

Una reacción química se representa de la forma:



A y **B** se conocen como **reactivos de reacción**. **C** y **D** se llaman **productos e reacción**.

Las **moléculas** de los **reactivos rompen sus enlaces**, los átomos **quedan libres** y se **reorganizan** dando lugar a los **productos de reacción**.

3.- Existen varias leyes mediante las cuales se rigen las reacciones químicas. A nuestro nivel nos interesan:

- a) Ley de **CONSERVACIÓN DE LA MASA** o Ley de LAVOISIER.
- b) Ley de **LAS PROPORCIONES DEFINIDAS**.

Define cada una de ellas.

Respuesta:

Fue elaborada independientemente por *Mijaíl Lomonósov* en 1745 y por *Antoine Lavoisier* en 1785. Se puede enunciar como:

«En una *reacción química* la *masa permanece constante*, es decir, la *masa consumida de los reactivos* es igual a la *masa obtenida de los productos*».

La ley de las *Proporciones Constantes* o ley de las *Proporciones Definidas* fue enunciada por *Louis Proust* a principios del siglo XIX por lo que también se conoce como *Ley de Proust*. Se puede enunciar como:

«Cuando se *combinan dos o más elementos químicos* para obtener un *determinado compuesto*, siempre lo hacen en una *relación de masas constantes*».

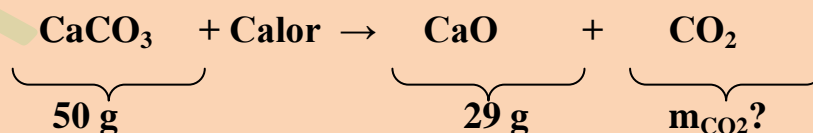
4.- Al calentar 50 gramos de carbonato de calcio (CaCO_3) se obtienen 29 gramos de óxido de calcio (CaO) y se desprende dióxido de carbono (CO_2), según la reacción química:



¿Qué cantidad de CO_2 se obtiene?

¿Qué ley has utilizado para obtener tu resultado?.

Resolución:



La ley de *Conservación de la Masa* nos dice:

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

luego:

$$m_{\text{CaCO}_3} = m_{\text{CaO}} + m_{\text{CO}_2}$$

$$50 \text{ g} = 29 \text{ g} + m_{\text{CO}_2} \quad m_{\text{CO}_2} = 50 \text{ g} - 29 \text{ g} = \mathbf{21 \text{ g de CO}_2}$$

5.- El Hidrógeno (H_2) y el Oxígeno (O_2) reaccionan en la proporción 1/8 para formar agua (H_2O). Si hacemos reaccionar 20 gramos de H_2 con 20 gramos de O_2 . Calcula:

- ¿Qué elemento reacciona totalmente?.
- ¿Qué cantidad sobrará del otro?.

Resolución:

La proporción 1/8 se puede interpretar como:

1 parte H_2 reacciona con 8 partes de O_2

Si consideramos como **“parte”** la unidad de masa **“gramo”** podemos decir que:

1 g de H_2 reacciona con 8 g de O_2 (**1 g H_2 / 8 g O_2**)

Vamos a considerar que reacciona todo el H_2 :

$$20 \text{ g } \cancel{\text{H}_2} \cdot \frac{8 \text{ g } \text{O}_2}{1 \text{ g } \cancel{\text{H}_2}} = 160 \text{ g de } \text{O}_2 \text{ (cantidad que no tenemos)}$$

Podemos concluir que el H_2 **no reacciona totalmente**.

Supongamos que reacciona todo el O_2 :

$$20 \text{ g } \cancel{\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ g } \text{H}_2}{8 \text{ g } \cancel{\text{O}_2}} = \mathbf{2,5 \text{ g de } \text{H}_2} \text{ (sí los tenemos)}$$

Reacciona todo el O_2 (20 g) que necesita 2,5 g de H_2 .

El reactivo sobrante es el H_2 y en una cantidad:

$$m_{H_2\text{sobrante}} = m_{H_2\text{total}} - m_{H_2\text{reaccionante}}$$

$$m_{H_2\text{sobrante}} = 20 \text{ g} - 2,5 \text{ g} = 17,5 \text{ g } H_2$$

6.- El carbono y el oxígeno reaccionan en la proporción 3/8 para formar CO_2 . ¿Qué cantidad de O_2 reaccionará con 40 gramos de carbono?

Resolución:

Como en ejercicio anterior:

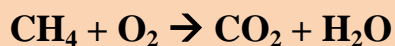
3 g Carbono / 8 g de O_2

Con 40 g de carbono:

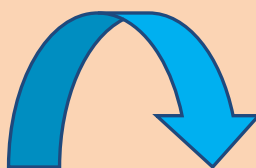
$$40 \text{ g } C \cdot \frac{8 \text{ g } O_2}{3 \text{ g } C} = 106,7 \text{ g } O_2$$

7.- El ajuste de una reacción química es una consecuencia de la ley de CONSERVACIÓN DE LA MASA, que también podría ser anunciada de la siguiente forma: En una reacción química, el número de átomos de un elemento químico en la derecha de la reacción química, debe ser igual al número de átomos de ese mismo elemento en la izquierda de la reacción química.

Ajustar la reacción química:



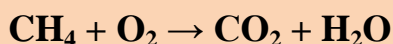
Resolución:



Existen dos métodos de ajuste:

- a) Por *tanteo*.- No es muy científico pero nos vale
 b) Por el método de **LOS COEFICIENTES INDETERMINADOS**.

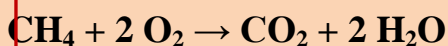
Por tanteo:



Seguiremos una especie de guía:

Para determinar el número de átomos multiplicaremos el subíndice del átomo por el coeficiente del átomo. Si no existen subíndice ni coeficiente consideraremos la “unidad”:

	<u>IZQUIERDA</u>	<u>DERECHA</u>	<u>OPERACIÓN</u>
Átomos C	1	1	Ajustado el C
Átomo H	4	2	Multiplicamos por 2 en la derecha
$\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$			
			El H ajustado
Átomo O	2	4	Multiplicaremos por 2 en la izquierda

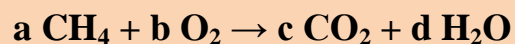


Reacción ajustada.

Este método se complica cuando la reacción tiene muchos reactivos y productos.

Por ***Coefficientes Indeterminados***. Consiste en aplicar las Matemáticas a la Química:

1º Paso.- Pondremos coeficientes literales a las moléculas de los reactivos y productos de reacción:



Estableceremos la tabla utilizada en el otro método:

	<u>Izquierda</u>	<u>Derecha</u>
Átomos C	1 . a = a	1 . c = c
Átomos H	4 . a = 4 a	2 . d = 2d
Átomos de O	2 . b = 2 b	2 . C + 1 . d = 2c+d

Aplicamos la ***Ley de Conservación de la Masa***:

$$m_{\text{Izquierda}} = m_{\text{Derecha}}$$

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

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

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

Seguiremos las siguientes reglas:

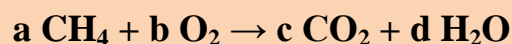
- A una incógnita le daremos el valor de la unidad (1) con la condición de que nos proporcione el valor de otra incógnita
- Evitar siempre que podáis utilizar quebrados para no complicar el cálculo matemático

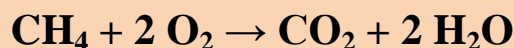
$$\text{En (1): } a = 1 \rightarrow c = 1$$

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

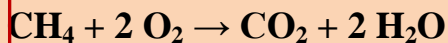
$$\text{En (3): } 2 \cdot b = 2 \cdot 1 + 2 ; 2b = 2 + 2 ; 2b = 4 ; b = 4/2 = 2$$

Llevamos los valores a la reacción:

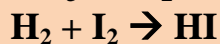
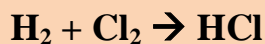
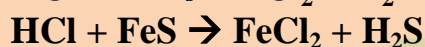
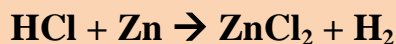




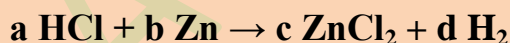
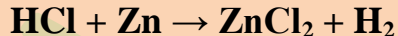
Contamos y la *reacción está ajustada*:



8.- Ajusta mediante el método COEFICIENTES INDETERMINADOS las siguientes reacciones químicas:



Resolución:



Derecha

Izquierda

Átomos de H: $1 \cdot a = a$

H: $2 \cdot d = 2d$

“ Cl: $1 \cdot a = a$

Cl: $2 \cdot c = 2c$

“ Zn: $1 \cdot b = b$

Zn: $1 \cdot c = c$

Igualamos:

$$a = 2d \quad (1)$$

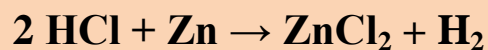
$$a = 2c \quad (2)$$

$$b = c \quad (3)$$

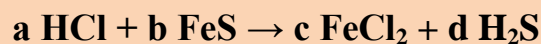
En este caso interesa dar a $b = 1 \rightarrow$ en (3) $\rightarrow c = 1$

En (2) $a = 2 \cdot 1 = 2$

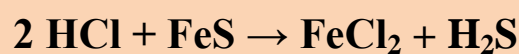
En (1) $2 = 2d$; $d = 2/2 = 1$



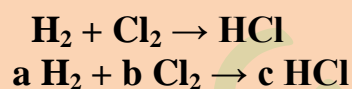
Reacción ajustada.



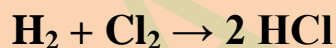
$$\left. \begin{array}{l} \text{H: } a = 2d \quad (1) \\ \text{Cl: } a = 2c \quad (2) \\ \text{Fe: } b = c \quad (3) \\ \text{S: } b = d \quad (4) \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{En (3) } \mathbf{b = 1} \rightarrow \mathbf{c = 1} \\ \text{En (4) } \mathbf{d = 1} \\ \text{En (2) } \mathbf{a = 2 \cdot 1 = 2} \\ \text{En (1) } \mathbf{2 = 2d} \ ; \ \mathbf{d = 2/2 = 1} \end{array}$$



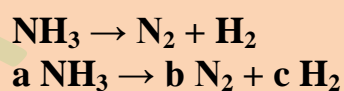
Reacción ajustada.



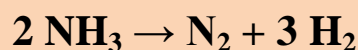
$$\left. \begin{array}{l} \text{H: } 2a = c \\ \text{Cl: } 2b = c \end{array} \right\} \begin{array}{l} a = 1 \rightarrow c = 2 \\ 2b = 2 \ ; \ b = 1 \end{array}$$



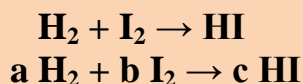
Reacción ajustada.



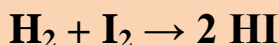
$$\left. \begin{array}{l} \text{N: } a = 2b \\ \text{H: } 3a = 2c \end{array} \right\} \begin{array}{l} b = 1 \rightarrow a = 2 \cdot 1 = 2 \\ 3 \cdot 2 = 2c \ ; \ 6 = 2c \ ; \ c = 6/2 = 3 \end{array}$$



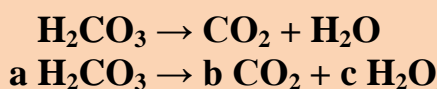
Reacción ajustada.



$$\begin{cases} \text{H: } 2a = c \\ \text{I: } 2b = c \end{cases} \left\{ \begin{array}{l} a = 1 \rightarrow c = 2 \\ 2b = 2 ; b = 2/2 = 1 \end{array} \right.$$



Reacción ajustada.



$$\begin{cases} \text{H: } 2a = 2c \\ \text{C: } a = b \\ \text{O: } 3a = 2b + 2c \end{cases} \left\{ \begin{array}{l} a = 1 \rightarrow b = 1 ; 2 \cdot 1 = 2c ; 2 = 2c ; c = 1 \\ \\ \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \end{array} \right.$$

La **reacción ya venía ajustada**. Es importante hacer primero un cálculo por tanteo para ver si la reacción viene ajustada. Si viene ajustada aplicaremos el método.



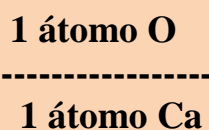
La reacción ya viene ajustada.

9.- Determina en qué proporción se unen el calcio y el oxígeno para formar el óxido de calcio (CaO).

DATOS: Masas atómicas: Ca = 40 ; O = 16.

Resolución:

La propia fórmula del compuesto, CaO, nos dice que proporción de unión tienen:



Como tenemos las masas atómicas de estos dos elementos químicos, la proporción es:

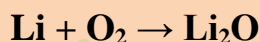
$$\frac{16 \text{ u O}}{40 \text{ u Ca}} = \frac{2}{5}$$

10.- El litio se une al oxígeno para formar óxido de litio (Li_2O), según la reacción química: $\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{O}$

- Ajusta la reacción química.
 - Establece la proporción en la que se unen el litio y el oxígeno.
 - Si hacemos reaccionar 10 gramos de litio ¿cuántos gramos de oxígeno nos harán falta?.
 - ¿Qué cantidad de óxido de litio se formará?.
- DATOS: Masas atómicas: $\text{Li} = 7$; $\text{O} = 16$.

Resolución:

a) Ajustar reacción



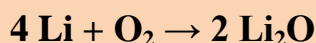
Por Coeficientes Indeterminados:



$$\begin{cases} \text{Li: } a = 2c \\ \text{O: } 2b = c \end{cases} \left\{ \begin{array}{l} c = 1 \rightarrow a = 2 \\ 2b = 1 ; b = 1/2 \end{array} \right.$$



Podeos dejar el coeficiente fraccionario ($1/2$) o bien quitar de nominadores como si se tratara de una ecuación matemática:



Reacción ajustada

b) Proporción entre Li y Oxígeno:

El óxido de litio tiene de fórmula, Li_2O .

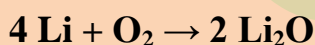
$$\frac{2 \text{ átomos Li} \quad 2 \cdot 7 \text{ u} \quad 14}{1 \text{ átomos O} \quad 1 \cdot 16 \text{ u} \quad 16} = \frac{7}{8} = \frac{8 \text{ (O)}}{7 \text{ (Li)}}$$

c) 10 g de Li necesitaran:

La proporción la podemos poner: $\frac{8 \text{ g O}}{7 \text{ g Li}}$

Luego: $10 \text{ g Li} \cdot \frac{8 \text{ g O}}{7 \text{ g Li}} = 11,42 \text{ g de Oxígeno}$

d) Según la reacción química:



2 moléculas de Li_2O necesitan 4 átomos de Li

$$\left[\frac{2 \text{ moléculas Li}_2\text{O}}{4 \text{ átomo Li}} \right]$$

$$\text{Mm Li}_2\text{O} = 2 \cdot 7 + 1 \cdot 16 = 30 \text{ u}$$

$$10 \text{ g Li} \cdot \frac{2 \cdot 30 \text{ g Li}_2\text{O}}{4 \cdot 7 \text{ g Li}} = 42,85 \text{ g Li}_2\text{O}$$

11.- Se establece en Química la magnitud fundamental CANTIDAD DE SUSTANCIA. La unidad de esta magnitud recibe el nombre de MOL. Define el mol.

Respuesta:

El *mol* (molécula- gramos) es la *unidad* de *masa* en el *Sistema Internacional de Unidades*.

Se define como ***un mol*** a la cantidad de esa sustancia que contiene tantas entidades elementales del tipo considerado, como ***átomos*** hay en ***12 gramos*** del isótopo del carbono ^{12}C .

El número de unidades elementales (átomos, moléculas, iones, electrones) u otras partículas o grupos específicos de éstas, existentes en un mol de sustancia es, ***por definición***, una ***constante*** que no depende del material ni del tipo de partícula considerado. Esta cantidad es llamada ***número de Avogadro*** (N_A) y equivale a:

$$1 \text{ mol} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ unidades elementales}$$

Cuando trabajamos con átomos el concepto de ***“mol”*** ya no es el apropiado a pesar de que se puede utilizar. En el caso de átomos, como ejemplo el Cu, debemos utilizar el concepto de ***“átomo – gramo”*** que lo podemos definir al igual que el ***“mol”*** ***como unidad de masa química en el Sistema Internacional de Medidas***. Además implica el mismo número de entidades químicas, en este caso de átomos:

Un ***átomo - gramo*** implica ***6,023 . 10²³*** átomos del elemento químico correspondiente.

1 mol de átomos $\rightarrow 6,023 \cdot 10^{23}$ átomos

1 mol de moléculas $\rightarrow 6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas

1 mol de iones $\rightarrow 6,023 \cdot 10^{23}$ iones

1 mol de electrones $\rightarrow 6,023 \cdot 10^{23}$ electrones

1 átomo – gramo de Ag $\rightarrow 6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de plata

1 mol de pelotas de tenis $\rightarrow 6,023 \cdot 10^{23}$ pelotas de tenis

El ***Número de Avogadro*** no es un número elegido a ***capricho*** del algún investigador. Se trata de una ***Constante*** que tiene su ***Demostración experimental***.

12.- Explica el porqué de la coincidencia del valor del mol de un compuesto químico coincida con su Masa Molecular expresada en gramos.

Resolución:

A veces somos los mismos profesores los que inducimos a conceptos erróneos. Decimos a los alumnos que el mol es la masa molecular del compuesto expresada en gramos. NO coincide con el valor de la Masa Molecular en gramos. Vamos a demostrarlo:

Supongamos un mol de ácido sulfúrico (H_2SO_4):

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

$$\begin{array}{l}
 \text{Masa Molecular (Mm)} \\
 \text{H}_2\text{SO}_4
 \end{array}
 \left\{
 \begin{array}{l}
 \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\
 \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\
 \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \\
 \hline
 \text{Mm H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } 98 \text{ u (u = unidad de masa atómica)}
 \end{array}
 \right.$$

$$1 \text{ uma} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Partimos de 1 mol de H_2SO_4 . Ojo con el Factor de Conversión:

$$\frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{98 \text{ u}}{1 \text{ molécula}} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} =$$

$$= 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 98 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 979,8 \cdot 10^{-1} \text{ g} = 97,98 \text{ g} \approx 98 \text{ g}$$

Por simplicidad en los ejercicios en pizarra no hacemos toda esta demostración si no que a la Mm le añadimos gramos y tenemos el valor del mol del compuesto.

Podríamos hacer exactamente lo mismo con la coincidencia del **átomo – gramo** con la masa atómica del átomo expresada en gramos.

13.- La masa molecular del O₂ es de 32 gramos; la masa atómica del cobre (Cu) es de 63,54 gramos, y la del alcohol etílico (C₂H₆O), es de 46 gramos. ¿Tienen en algo en común esas tres masas?.

Resolución:

32 g O₂ → 1 mol de O₂ → **6,023 . 10²³ moléculas de O₂**

63,5 g átomos de Cu → 1 mol de átomos de Cu → **6,023 . 10²³ átomos de Cu**

46 g de alcohol etílico → 1 mol moléculas de alcohol etílico →

→ **6,023 . 10²³ moléculas de alcohol etílico**

Coinciden en el **número de entidades químicas** (Nº Avogadro)

14.- ¿Qué masa tendrán 3,011 . 10²³ átomos de cobre? ¿A qué cantidad de sustancia equivale?.

Ma Cu = 63,5 u

Resolución:

Muestra: 3,011 . 10²³ átomos de Cu

1 mol átomos de Cu = 63,5 g → **1 mol Cu / 63,5 g** ↔

↔ **63,5 g Cu / 1 mol**

1 mol átomos de Cu → 6,023 . 10²³ átomos Cu

63,5 g Cu → 6,023 . 10²³ átomos de Cu → **63,5 g Cu / 6,023 . 10²³ átomos Cu**

Luego:

$$3,011 \cdot 10^{23} \text{ átomos Cu} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Cu}} = 31,75 \text{ g de Cu}$$

15.- ¿Qué cantidad, en moles, contiene un alambre de cobre de 15,89 gramos?.

Dato: Ma Cu = 63,5 u.

Resolución:

1 átomo - gramo Cu/63,5 g Cu

$$5,89 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ átomo - gramo}}{63,5 \text{ g Cu}} = 0,25 \text{ átomos - gramo de Cu}$$

16.- ¿Qué cantidad de sustancia, en moles, hay en 300 g de butano (C₄H₁₀)? ¿Cuántas moléculas habrá en esa cantidad?.

Datos: MaC = 12 u ; MaH = 1 u

Resolución:

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

$$300 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} = 5,17 \text{ moles C}_4\text{H}_{10}$$

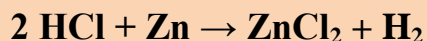
$$1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_4\text{H}_{10} \leftrightarrow$$

$$\leftrightarrow 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_4\text{H}_{10} / 1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}$$

$$5,17 \text{ moles C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} =$$

$$= 31,14 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de C}_4\text{H}_{10}$$

17.- El profesor explicará el significado de los coeficientes obtenidos en el ajuste de la reacción de la cuestión nº 8 (una de ellas).



Resolución:

A nivel molecular y atómico la reacción se podría interpretar de la siguiente forma:

2 moléculas de ácido clorhídrico (HCl) reaccionan con 1 átomo de Zn para obtener una molécula de ZnCl₂ y una molécula de Hidrógeno (H₂).

En el laboratorio, a la hora de cuantificar una reacción química aplicamos el concepto de “mol” y “átomo – gramo” cuyos valores nos permiten trabajar con las balanzas, cosa que no ocurría con la masa de una molécula o la de un átomo.

Repasado el concepto de **Mol** o **molécula - gramo** e introducido el concepto de **átomo – gramos** ya podemos trabajar con la reacción a nivel macroscópico:



La reacción la podemos traducir a:

2 moles de ácido clorhídrico (HCl) reaccionan con un átomo gramos de Zn para obtener un mol de ZnCl₂ y un mol de gas hidrógeno (HCl)

Al expresar la reacción de esta forma ya podemos trabajar con la misma puesto que implica valores más tangibles que a nivel microscópico.

18.- Calcular el número de moles que hay en 25 g de Sulfato de cobre (CuSO₄).

Datos: Ma Cu = 63,5 u ; Ma S = 32 u ; Ma H = 1 u

Resolución:

Con los datos de las Ma obtendremos la Mm del CuSO_4 :

$$\text{Mm CuSO}_4 \begin{cases} \text{Cu} = 1 \cdot 63,5 \text{ u} = 63,5 \text{ u} \\ \text{S} : 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O} = 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} \text{ ----- } 159,5 \text{ u} \end{cases} \rightarrow 1 \text{ mol CuSO}_4 / 159,5 \text{ g}$$

$$25 \text{ g CuSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{159,5 \text{ g CuSO}_4} = 0,16 \text{ moles de CuSO}_4$$

19.- Determinar el número de moléculas existentes en 4,25 moles de FeSO_4 .

Resolución:

$$1 \text{ mol FeSO}_4 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de FeSO}_4$$

$$4,5 \text{ moles FeSO}_4 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de FeSO}_4}{1 \text{ mol FeSO}_4} = 27,1 \text{ moléculas FeSO}_4$$

20.- Traducir 2,75 moles de SO_3 a moléculas.

Resolución:

$$1 \text{ mol SO}_3 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de SO}_3$$

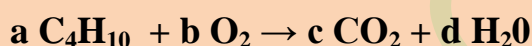
$$2,75 \text{ moles SO}_3 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas SO}_3}{1 \text{ mol SO}_3} = 16,56 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de SO}_3$$

21.- El butano (C_4H_{10}) reacciona con el oxígeno atmosférico (O_2) y produce dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O). a) Escribe y ajusta la reacción química. b) Indica las relaciones estequiométricas en moles. c) Queremos quemar 14 kg de butano. ¿Cuánto oxígeno necesita? d) ¿Si queremos obtener 1500 g de CO_2 ¿qué cantidad de Oxígeno (O_2) nos hará falta?

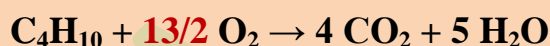
Datos: $M_a C = 12 \text{ u}$; $M_a H = 1 \text{ u}$; $M_a O = 16 \text{ u}$;

Resolución:

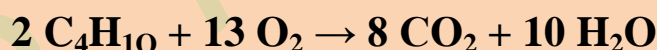
a) Ajuste reacción química:



$$\begin{array}{l} C: 4a = c \quad (1) \\ H: 10a = 2d \quad (2) \\ O: 2b = 2c + d \quad (3) \end{array} \left\{ \begin{array}{l} (1) \quad a = 1 \rightarrow c = 4 \\ (2) \quad 10 \cdot 1 = 2d ; 10 = 2d ; d = 10/2 = 5 \\ (3) \quad 2b = 2 \cdot 4 + 5 ; 2b = 13 ; b = 13/2 \end{array} \right.$$



Podemos quitar denominadores:



Reacción ajustada

b) 2 moles C_4H_{10} reaccionan con 13 moles de O_2

2 moles C_4H_{10} / 13 moles de O_2

2 moles C_4H_{10} proporcionan 8 moles de CO_2

2 moles C_4H_{10} / 8 moles CO_2

2 moles C_4H_{10} proporcionan 10 moles de H_2O

2 moles C_4H_{10} / 10 moles H_2O

13 moles O_2 proporcionan 8 moles de CO_2

13 moles O_2 /8 moles CO_2

13 moles O_2 proporcionan 10 moles de H_2O

13 moles O_2 /10 moles H_2O

c) Se ponen en combustión 14 kg de butano. ¿Cuánto oxígeno necesita?

Necesitamos conocer la proporción en que reaccionan el butano (C_4H_{10}) con el Oxígeno (O_2). En el apartado b) del ejercicio están todas las proporciones, en nuestro caso:

2 moles C_4H_{10} / 13 moles de O_2

Como nuestro dato viene en Kg, después de ser pasados a gramos, tendremos que establecer la proporción anterior en gramos y para ello necesitamos conocer el mol de C_4H_{10} y del O_2 .

$$\text{Masa de butano } 15 \text{ Kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} = 15000 \text{ g butano}$$

Calculo del valor de los moles:

Necesitamos conocer la Mm del C_4H_{10} y la Mm del O_2

Las masas atómicas vienen en el enunciado del ejercicio.

$$\text{Mm } C_4H_{10} \begin{cases} \text{C: } 4 \cdot 12 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \text{H: } 10 \cdot 1 = 10 \text{ u} \\ \hline \text{Mm --- } 58 \text{ u} \end{cases} \rightarrow 1 \text{ mol } C_4H_{10} = 58 \text{ g}$$

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

2 moles C₄H₁₀ / 13 moles de O₂

En esta proporción sustituimos los moles por sus valores en gramos:

$$2 \cdot 58 \text{ g C}_4\text{H}_{10} / 13 \cdot 32 \text{ g O}_2$$

operamos:

$$116 \text{ g C}_4\text{H}_{10} / 416 \text{ g O}_2 \quad \leftrightarrow \quad 416 \text{ g O}_2 / 116 \text{ g C}_4\text{H}_{10}$$

Al partir de 15000 g de C₄H₁₀:

$$15000 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{416 \text{ g de O}_2}{116 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} = 53793,1 \text{ g de O}_2$$

d) Si queremos obtener 1500 g de CO₂ ¿qué cantidad de Oxígeno (O₂) nos hará falta?

La proporción CO₂ con O₂ es:

13 moles O₂ / 8 moles CO₂

Conocemos por el apartado anterior que 1 mol O₂ = 32 g

$$\text{Mm CO}_2 \begin{cases} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} \text{ ---- } 44 \text{ u} \end{cases} \rightarrow 1 \text{ mol de CO}_2 = 44 \text{ g}$$

Nos vamos a la proporción:

$$13 \cdot 32 \text{ g O}_2 / 8 \cdot 44 \text{ g de CO}_2$$

$$416 \text{ g O}_2 / 352 \text{ g CO}_2$$

Luego los 1500 g de de CO₂:

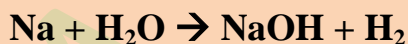
$$1500 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{416 \text{ g de O}_2}{352 \text{ g CO}_2} = 1772,7 \text{ g de O}_2$$

22.- El sodio metálico (Na) reacciona violentamente con el agua para formar hidróxido de sodio (NaOH) y gas hidrógeno (H₂), que se puede inflamar.

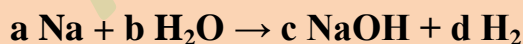
- Escribe y ajusta la reacción química.
- Si hacemos reaccionar 10 g de Na qué cantidad de NaOH se obtendrá

Resolución:

a) La reacción química que tiene lugar en dicho ejercicio es:



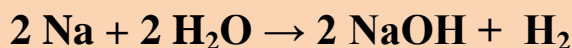
Ajuste:



$$\begin{array}{l} \text{Na: } a = c \text{ (1)} \\ \text{H: } 2b = c + 2d \text{ (2)} \\ \text{O: } b = c \text{ (3)} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \text{(1) } a = 1 \rightarrow c = 1 \\ \text{(3) } b = 1 \\ \text{(2) } 2 \cdot 1 = 1 + 2d ; 2 - 1 = 2d ; 1 = 2d ; d = 1/2 \end{array} \right.$$

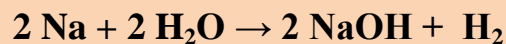


Quitamos denominadores:



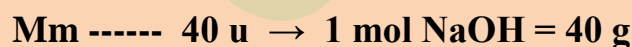
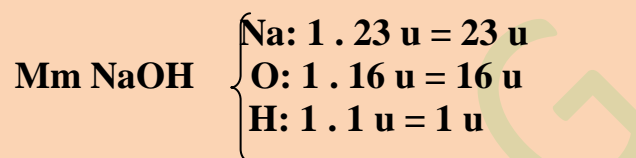
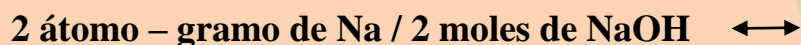
Reacción ajustada.

b) Si hacemos reaccionar 10 g de Na qué cantidad de NaOH se obtendrá



Tenemos que relacionar el Na con el Hidróxido de sodio (NaOH).

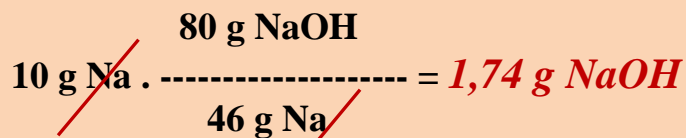
Según la reacción química:



Si nos vamos a la proporción anterior (1)



Con los 10 gramos de Na:



----- 0 -----