

Mol. Número de Avogadro. Estudio de las Reacciones Químicas. Estequiometría

Ejercicio resuelto nº 1

Determinar la “masa molecular” de los siguientes compuestos químicos:

LiO_2 ; CO_2 ; NaOH ; Ca(OH)_2 ; H_2SO_4 ; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; Na_3PO_4

DATOS: Masas atómicas: Li = 6,9 u ; O = 16 u ; C = 12 u ; Na = 23 u ; H = 1 u ; Ca = 40 u ; S = 32 u ; P = 31 u ; Fe = 56 u.

Resolución

La unidad de masa molecular es la “unidad de masa atómica” (u).

La “masa molecular” (**Mm**) de un compuesto químico se obtiene sumando las masas atómicas de los elementos químicos que forman el compuesto.

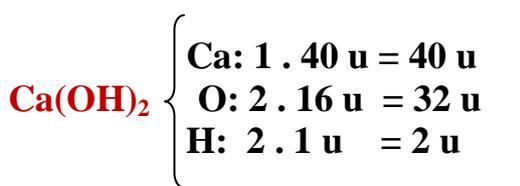
$$\text{LiO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Li: } 1 \cdot 6,9 \text{ u} = 6,9 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 38,9 \text{ u} \end{array} \right.$$

$$\text{CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 44 \text{ u} \end{array} \right.$$

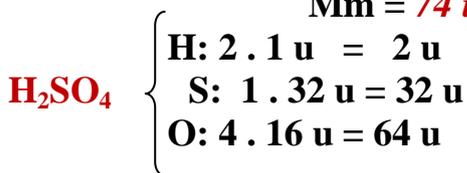
$$\text{NaOH} \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 40 \text{ u} \end{array} \right.$$

Cuando existe una agrupación de átomos entre paréntesis y con un subíndice, dicho subíndice multiplica a todos los átomos que están dentro de la agrupación.

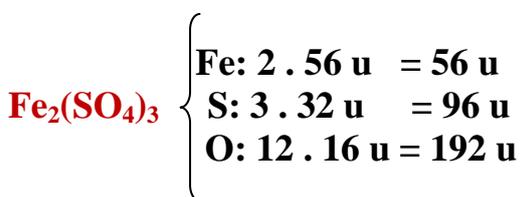
ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA



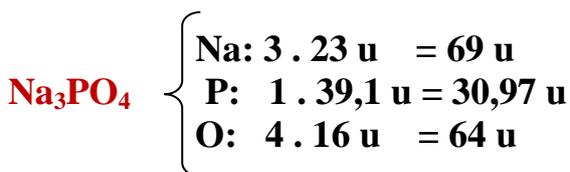
$$\text{Mm} = 74 \text{ u}$$



$$\text{Mm} = 98 \text{ u}$$



$$\text{Mm} = 344 \text{ u}$$



$$\text{Mm} = 163,97 \text{ u}$$

Ejercicio resuelto nº 2

Demuestra que el MOL de un compuesto equivale a la masa molecular del compuesto expresada en gramos.

DATOS:

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

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

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

En Química:

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

Resolución

En la Química no podemos trabajar a nivel atómico o molecular porque estamos hablando de masas al nivel de 10^{-24} g. Se crea entonces la unidad de masa química en el S.I. que se llama MOL.

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

Vamos a elegir un compuesto químico de los vistos en el ejercicio nº 1, el ácido sulfúrico (H_2SO_4) cuya $M_m = 98 \text{ u}$

El MOL o la MOL no es un número arbitrario tomado al azar, está demostrado experimentalmente.

Utilizando el “factor de conversión” demostraremos lo que nos pide el ejercicio:

$$1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{98 \text{ u}}{1 \text{ molécula}} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} =$$
$$= 979,82 \cdot 10^{-1} \text{ g} = 97,9 \text{ g} \approx 98 \text{ g}$$

Ejercicio resuelto nº 3

¿Qué masa tendrán $3,5 \cdot 10^{23}$ átomos de Hierro?

DATO: Masa atómica Fe = 56 u

Resolución

Cuando trabajamos con átomos aislados, no unido a otros átomos iguales o distinto no se utiliza el concepto de MOL se utiliza el Átomo – gramo.

Se trata de un simple cambio de concepto. Al igual que el MOL:

1 átomo – gramo \rightarrow Ma en gramos

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

Nos vamos al ejercicio:

56 u de Hierro \rightarrow 56 g de Hierro = 1 átomo-gramo de Hierro

56 g Fe / $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe

Nuestra muestra:

$$3,5 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \cdot \frac{1 \text{ átomo-gramo}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{56 \text{ g}}{1 \text{ átomo-gramo}} =$$
$$= 32,56 \text{ g de Hierro}$$

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

Ejercicio resuelto nº 4

Tenemos un trozo de cobre de masa 32 g ¿Qué cantidad, en moles, contiene?

DATO: $M_a \text{ Cu} = 63,54 \text{ u}$

Resolución

Observar como los propios profesores de Química utilizamos indiferentemente el concepto de MOL y de at – g.

El ejercicio debería pedirnos átomos – gramo.

1 mol Cu / 63,54 g de Cu

Nuestra muestra:

$$32 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{63,54 \text{ g Cu}} = 0,5 \text{ moles de Cu}$$

Ejercicio resuelto nº 5

En 300 g de nitrato potásico (KNO_3) ¿Cuántos moléculas de dicho producto químico existirán?

$M_a \text{ K} = 39,1 \text{ u}$; $M_a \text{ N} = 14 \text{ u}$; $M_a \text{ O} = 16 \text{ u}$.

Resolución

Necesitamos conocer el valor del Mol de KNO_3 y para ello lo primero que haremos es calcular la Mm del compuesto:

KNO_3	{	K: 1 . 39,1 u = 39,1 u	39,1 g
		N: 1 . 14 u = 14 u.....	14 g
		O: 3 . 16 u = 48 u.....	48 g
<hr/>			
		Mm = <i>101,1 u</i>	1 mol = <i>101,1 g</i>

Según teoría:

1 mol de cualquier compuesto / $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas

101,1 g KNO_3 / $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas KNO_3

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

En nuestra muestra de 300 g de KNO_3 :

$$300 \text{ g } \cancel{\text{KNO}_3} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{101,1 \text{ g } \cancel{\text{KNO}_3}} = 17,87 \text{ moléculas de } \text{KNO}_3$$

Ejercicio resuelto nº 6

Determinar la masa de las siguientes muestras:

- 5 moles de NaOH
- $7,78 \cdot 10^{22}$ moléculas de H_2SO_4
- En 2500 ml de CO_2 en Condiciones Normales (1 atm de presión y 0°C)

DATOS:

Masas atómicas: Na = 23 u ; O = 16 u ; H = 1 u ; S = 32 u.

1 mol de cualquier gas en condiciones normales (P = 1 atm y t = 0°C) ocupa un volumen de 22,4 L (Volumen molar Normal)

1 mol de cualquier gas (C.N) / 22,4 L

Resolución

- 5 moles de NaOH

Calcularemos la Mm del compuesto químico:

NaOH	{	Na: 1 . 23 u = 23 u..... 32 g	
		O: 1 . 16 u = 16 u 16 g	
		H: 1 . 1 u = 1 u 1 g	
		Mm = 40 u	1 mol = 40 g

Según teoría:

1 mol NaOH / 40 g

Nuestra muestra:

$$5 \text{ moles } \cancel{\text{NaOH}} \cdot \frac{40 \text{ g}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{NaOH}}} = 200 \text{ g NaOH}$$

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

b) $7,78 \cdot 10^{22}$ moléculas de H_2SO_4

$$\text{Mm } H_2SO_4 \begin{cases} H: 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \dots\dots\dots 2 \text{ g} \\ S: 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \dots\dots\dots 32 \text{ g} \\ O: 4 \cdot 16 = 64 \text{ u} \dots\dots\dots 64 \text{ g} \end{cases}$$

Mm = 98 u **1 mol = 98 g**

1 mol H_2SO_4 / $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas H_2SO_4
1 mol H_2SO_4 / 98 g de H_2SO_4

98 g H_2SO_4 / $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2SO_4

Nuestra muestra:

$$7,78 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot \frac{98 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 12,65 \text{ g } H_2SO_4$$

c) En 2500 ml de CO_2 en Condiciones Normales (1 atm de presión y $^{\circ}C$)

$$2500 \text{ ml} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ ml}} = 2,5 \text{ L de } CO_2$$

$$\text{Mm } CO_2 \begin{cases} C: 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \dots\dots\dots 12 \text{ g} \\ O: 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \dots\dots\dots 32 \text{ g} \end{cases}$$

Mm = 44 u **1 mol = 44 g**

1 mol CO_2 (C.N) / 22,4 L
1 mol CO_2 (C.N) / 44 g

En nuestra muestra:

$$2,5 \text{ L } CO_2 \cdot \frac{44 \text{ g}}{22,4 \text{ L}} = 4,9 \text{ g } CO_2$$

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

Ejercicio resuelto nº 7

Determinar el número de moléculas existentes en las siguientes muestras:

- a) En 25 moles de NaOH
- b) En 350 g de H₂SO₄
- c) En 5,5 L de CO₂ en C.N.

DATOS:

Masas atómicas: Na = 23 u ; O = 16 u ; H = 1 u ; S = 32 u.

1 mol de cualquier gas en condiciones normales (P = 1 atm y t = 0°C) ocupa un volumen de 22,4 L (Volumen molar Normal)

1 mol de cualquier gas (C.N) / 22,4 L

Resolución

- a) En 25 moles de NaOH

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

En nuestra muestra:

$$25 \text{ moles NaOH} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol NaOH}} = 150,57 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NaOH}$$

- b) En 350 g de H₂SO₄

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

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

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

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

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

En nuestra muestra:

$$350 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{98 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4}} = 21,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{H}_2\text{SO}_4$$

c) En 5,5 L de CO₂ en C.N.

$$\begin{aligned} &1 \text{ mol CO}_2 \text{ (C.N.)} / 22,4 \text{ L} \\ &1 \text{ mol CO}_2 \text{ (C.N.)} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2 \end{aligned}$$

$$22,4 \text{ L CO}_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2$$

En 5,5 L de CO₂:

$$5,5 \text{ L } \cancel{\text{CO}_2} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{22,4 \text{ L } \cancel{\text{CO}_2}} = 1,48 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CO}_2$$

Ejercicio resuelto nº 8

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.

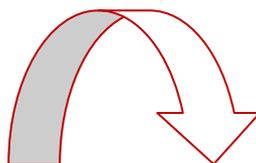
Resolución

Con la fórmula del compuesto (CaO) podemos establecer:

1 átomo Calcio / 1 átomo Oxígeno

Según las masas atómicas:

40 g / Calcio / 16 g / Oxígeno → 10 partes de Ca / 4 partes de O



ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

Ejercicio resuelto nº 9

El litio se une al oxígeno para formar óxido de litio (Li_2O). Determina en qué proporción se deben unir el litio y el oxígeno.

DATOS: Masas Atómicas: $\text{Li} = 7 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$.

Resolución

Según la fórmula, Li_2O :

2 átomos de Li / 1 átomo de Oxígeno

1at-g Li = 7 g

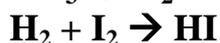
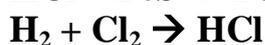
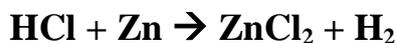
1at-g O = 16 g

2 at-g de Li / 1 at-g de O

2 . 7 g Li / 1 . 16 g O \rightarrow 7 partes de Li / 8 partes de O

Ejercicio resuelto nº 10

Ajustar por el método de los coeficientes indeterminados las siguientes reacciones químicas:



Resolución

La Ley de Lavoisier sobre la constancia de la masa dice: *En un sistema químico aislado la masa permanece constante.*

Esta ley en una reacción química, teniendo presente que los átomos de los elementos químicos tienen masa se traduce en: *El número de átomos de un elemento químico en la izquierda de una reacción química debe ser igual al número de átomos del mismo elemento en la derecha de la reacción.*

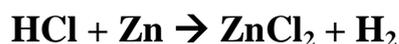
Conseguir lo dicho, se conoce como “ajustar una reacción química”.

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

En nuestro nivel existen dos métodos de ajuste:

- a) Por tanteo
- b) Por el método de los “Coeficientes Indeterminados”

Tomemos, como ejemplo la reacción química:



Por tanteo:

Lo dice el propio nombre del método, es decir, tanteando:



como en la derecha hay 2 átomos de Cl, pondré delante del HCl un 2:



El Cloro ya está ajustado.

Tenemos 2 átomos de H en la izquierda y 2 átomos de H en la derecha.

Tenemos 1 átomo de Zn en la izquierda y 1 átomo de Zn en la derecha.

La reacción está ajustada.

Pero no penséis que todas las reacciones se ajustan igual de fácil. Por ejemplo, si proponemos para ajustar la reacción química:



El método por tanteo no es el más aconsejable. Para este caso es mejor el método de los “Coeficientes Indeterminados”.

Para determinar el número de átomos de un elemento químico, multiplicar el subíndice que lleva el átomo en el compuesto químico por el número que hay delante del compuesto. El método de los Coeficientes Indeterminados es un método matemático que nunca falla, puede ser que sea un poco más largo que el Tanteo pero más seguro. El método consiste en poner letras delante de los compuestos químicos, plantear unas ecuaciones que resolviéndolas ajustaremos la reacción:

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA



<u>ÁTOMO</u>	<u>Nº ÁTOMOS IZQUIERDA</u>	<u>Nº ÁTOMOS DERECHA</u>
Ca	1 . a = a	1 . c = c
C	1 . a = a	1 . e = e
O	3 . a + 4 . b = 4 . c + 1 . d + 2 . e	3a + 4b = 4c + d + 2e
H	2 . b = 2b	2 . e = 2e
S	1 . b = b	1 . c = c

Para que se cumpla la ley de la Constancia de Masas:

Ca: a = c (1)	{	Para resolver el sistema a una de las incógnitas (letras) de daremos el valor de 1 con la condición de obtener rápidamente otra incógnita
C: a = e (2)		
O: 3a + 4b = 4c + d + 2e (3)		
H: 2b = 2e (4)		
S: b = c (5)		

Haremos:

$$\begin{aligned}
 a = 1 &\rightarrow c = 1 \\
 \text{en (5) } b = c &\rightarrow b = 1 \\
 \text{en (4) } \rightarrow 2b = 2e &\rightarrow b = e \rightarrow e = 1 \\
 \text{en (3) } \rightarrow 3 \cdot 1 + 4 \cdot 1 = 4 \cdot 1 + d + 2 \cdot 1 &\rightarrow 3 + 4 = 4 + d + 2 \\
 &7 = 6 + d ; d = 7 - 6 ; d = 1
 \end{aligned}$$

Ahora llevamos los valores de las incógnitas a la reacción:



Los coeficientes de valor la unidad los podemos eliminar de la reacción:



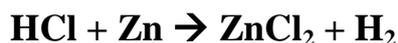
La reacción ya estaba ajustada. ¿Hemos perdido el tiempo? NUNCA. En la Química y en la Física no hay pérdidas de tiempo ni fracasos, existen **HIPÓTESIS** que al experimentar podemos observar que eran falsas. Pero esto implica que nos volvamos a plantear la situación, repasar conceptos y establecer una nueva hipótesis. Yo he logrado explicar el método de los Coeficientes Indeterminados, pero si es cierto que este tipo de reacciones nos manda un mensaje:

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

ANTES DE APLICAR EL MÉTODO DE COEFICIENTES INDETERMINADOS utilizar el de Tanteo pues puede ocurrir lo que nos ha ocurrido, la reacción ya venía ajustada.

Volvemos al ejercicio que consistía en aplicar el método de los **COEFICIENTES INDETERMINADOS**:

a)



La reacción no está ajustada \rightarrow C. INDETRMINADOS



Hagamos el siguiente planteamiento:

<u>ATO.</u>	<u>N° ÁTO. IZQUI.</u>	<u>N° ÁTO. DERE.</u>	<u>ECUACIÓN</u>
H	1 . a = a	2 . d = 2d	a = 2d
Cl	1 . a = a	2 . c = 2c	a = 2c
Zn	1 . b = b	1 . c = c	b = c

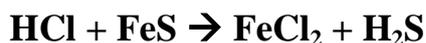
$$\begin{array}{l} a = 2d \quad (1) \\ a = 2c \quad (2) \\ b = c \quad (3) \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \text{En (3) haremos que } b = 1 \rightarrow c = 1 \\ \text{En (2): } a = 2 \cdot 1 = 2 \\ \text{En (1): } 2 = 2d ; d = 2/2 = 1 \end{array} \right.$$

Llevemos estos valores a la reacción:

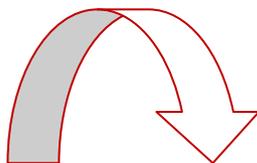


Si contáis átomos la reacción está **AJUSTADA**.

b)



La reacción no está ajustada.



ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA



<u>ATO.</u>	<u>Nº ÁTO. IZQUI.</u>	<u>Nº ÁTO. DERE.</u>	<u>ECUACIÓN</u>
H	1 . a = a	2 . d = 2d	a = 2d (1)
Cl	1 . a = a	2 . c = 2c	a = 2c (2)
Fe	1 . b = b	1 . c = c	b = c (3)
S	1 . b = b	1 . d = d	b = d (4)

En (4): $b = 1 \rightarrow d = 1$

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

En (2): $2 = 2c \rightarrow c = 2/2 = 1$

Nos vamos a la reacción:



La reacción está **AJUSTADA**.

c)



La reacción no está ajustada.

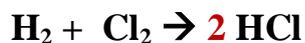
<u>ATO.</u>	<u>Nº ÁTO. IZQUI.</u>	<u>Nº ÁTO. DERE.</u>	<u>ECUACIÓN</u>
H	2 . a = 2a	1 . c = c	2a = c (1)
Cl	2 . b = 2b	1 . c = c	2b = c (2)

Evitar los quebrados al darle a una incógnita el valor de la unidad.

En (1): $a = 1 \rightarrow 2 \cdot 1 = c \rightarrow c = 2$

En (2): $2b = 2 \rightarrow b = 2 / 2 \rightarrow b = 1$

Nos vamos a la reacción inicial:



Reacción **AJUSTADA**.

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

d)



Reacción no ajustada.



<u>ATO.</u>	<u>Nº ÁTO. IZQUI.</u>	<u>Nº ÁTO. DERE.</u>	<u>ECUACIÓN</u>
N	1 . a = a	2 . b = 2b	a = 2b (1)
H	3 . a = 3a	2 . c = 2c	3a = 2c (2)

Al adjudicar la unidad a una incógnita procurar que no aparezcan quebrados (trabajar con quebrados es más engorroso):

En (1): $b = 1 \rightarrow a = 2 \cdot 1 = 2$

En (2): $3 \cdot 2 = 2c$; $6 = 2c \rightarrow c = 3$

Nos aparece un quebrado pero una vez obtenidos los valores de los coeficientes no tienen mayor importancia:



La reacción ya está **AJUSTADA**.



La reacción sigue estando **AJUSTADA**.

e)



La reacción no está ajustada.



<u>ATO.</u>	<u>Nº ÁTO. IZQUI.</u>	<u>Nº ÁTO. DERE.</u>	<u>ECUACIÓN</u>
H	2 . a = 2a	1 . c = c	2a = c (1)
I	2 . b = 2b	1 . c = c	2b = c (2)

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

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

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

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

$$\text{En (2): } 2b = 2 \rightarrow b = 2/2 = 1 \rightarrow b = 1$$



Reacción **AJUSTADA**.

f)



Reacción está Ajustada.

g)



La reacción está **AJUSTADA**.

Debido a la ley de Lavoisier sobre la “Constancia de Masas” muchos profesores a las reacciones químicas les llaman “Ecuaciones Químicas”. *Este no es mi caso*, entre un químico y un matemático hay muchas diferencias. Si una reacción química es una ecuación podemos quitar denominadores y obtendremos otra reacción también ajustada pero con coeficientes más altos.

Ejercicio resuelto nº 11

Para obtener óxido de calcio (CaO) se utiliza la descomposición química del carbonato de calcio (CaCO₃) por acción del calor según la reacción:



Si calentamos 50 gramos de carbonato de calcio. Determinar:

a) Cantidad (en gramos) de óxido de calcio, que se obtiene.

b) Cantidad (en moles) de dióxido de carbono (CO₂) que se obtiene.

DATOS: Masas atómicas: Ca = 40; C = 12; O = 16.

Resolución

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA



El calor no se ajusta, solo manifiesta que es la energía que se utiliza para que tenga lugar la reacción. La reacción está **AJUSTADA**. La reacción la podemos poner de la forma:



Vamos a leer la reacción química, es decir, lo que ocurre en la reacción química:

1 molécula de CaCO_3 con aporte calorífico nos proporciona 1 molécula de CaO y 1 molécula de CO_2 .

La masa de las moléculas de los compuestos químicos está en el orden de 10^{-24} g:

0,000000000000000000000001 g

No existen balanzas que trabajen a estos niveles.

Lo que se hace es considerar que los coeficientes numéricos de una reacción química se refieren a MOLES. El problema técnico lo eliminamos. Leemos de nuevo la reacción:

1 mol de CaCO_3 con la energía necesaria nos proporciona 1 mol de CaO y 1 mol de CO_2 .

Esta lectura yo la establezco mediante proporciones para más tarde aplicar el “Factor de Conversión”:



Con estas proporciones ya podemos realizar el ejercicio.

- a) Cantidad, en gramos, de óxido de calcio (CaO) obtenido de óxido de calcio que se obtiene.

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

Aplicaremos la proporción:



Como nos piden la cantidad obtenida de CaO en gramos no tenemos más remedio que calcular el valor del mol de CaCO₃ y de CaO. Para ello debemos conocer las masa moleculares (Mm) de ambos compuestos:

$$\begin{array}{l} \text{Mm CaCO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40 \text{ U} = 40 \text{ u} \dots\dots\dots 40 \text{ g} \\ \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \dots\dots\dots 12 \text{ g} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \dots\dots\dots 48 \text{ g} \end{array} \right. \\ \hline \text{Mm} = 100 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 1 \text{ mol} = 100 \text{ g} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{Mm CaO} \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40 \text{ u} = 40 \text{ u} \dots\dots\dots 40 \text{ g} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \dots\dots\dots 16 \text{ g} \end{array} \right. \\ \hline \text{Mm} = 56 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 1 \text{ mol} = 56 \text{ g} \end{array}$$

Podemos establecer la siguiente proporción:

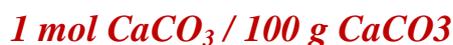


Con nuestra muestra de 50 g de CaCO₃ podemos utilizar el “Factor de conversión”:

$$50 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{56 \text{ g CaO}}{100 \text{ g CaCO}_3} = 28 \text{ g de CaO}$$

b) Cantidad (en moles) de dióxido de carbono (CO₂) que se obtiene.

Nuestra muestra inicial de 50 g de CaCO₃ debe ser pasada a moles. Según los cálculos del apartado anterior podemos establecer:



ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

$$50 \text{ g } \cancel{\text{CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3}{100 \text{ g } \cancel{\text{CaCO}_3}} = 0,5 \text{ moles de CO}_2$$

Ejercicio resuelto nº 12

El Hidrógeno (H_2) y el Oxígeno (O_2) reaccionan en la proporción 1/8 para formar agua (H_2O). Si hacemos reaccionar 30 gramos de H_2 ¿Qué cantidad de oxígeno obtendremos?.

Resolución

En este ejercicio no nos hace falta reacción química puesto que nos dicen en qué proporción se unen las moléculas:

1 molécula de H_2 / 1 molécula O_2

Como hemos dicho que ha nivel molecular no trabajamos, la proporción anterior la podemos poner de la forma:

1 mol H_2 / 1 mol O_2

$\text{Mm } \text{H}_2 = 2 \cdot 1 = 2 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } \text{H}_2 = 2 \text{ g}$

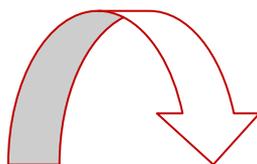
$\text{Mm } \text{O}_2 = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } \text{O}_2 = 32 \text{ g}$

Podemos establecer la proporción:

2 g H_2 / 32 g O_2

Con nuestros 30 g de H_2 :

$$30 \text{ g } \cancel{\text{H}_2} \cdot \frac{32 \text{ g } \text{O}_2}{2 \text{ g } \cancel{\text{H}_2}} = 480 \text{ g de } \text{O}_2$$



ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

Ejercicio resuelto nº 13

Hacemos reaccionar metano (CH_4) con la 70 g de Oxígeno (O_2) para formar dióxido de carbono y agua según la reacción:



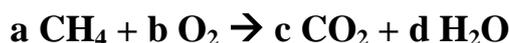
Determinar:

- La cantidad de metano (CH_4) que reaccionará con el O_2 .
- La cantidad de CO_2 obtenido
- Los moles de agua obtenidos.

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

Resolución

Estudiando la reacción química podemos observar que no está ajustada. Ajustaremos por Coeficientes Indeterminados:



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

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

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

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

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

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

Nos vamos a la reacción inicial:



Reacción *ajustada*.

- La cantidad de metano (CH_4) que reaccionará con el O_2 .

Según la reacción química:



ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

$$\text{Mm CH}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \dots\dots\dots 12 \text{ g} \\ \text{H: } 4 \cdot 1 \text{ u} = 4 \text{ u} \dots\dots\dots 4 \text{ g} \end{array} \right.$$

$$\text{Mm} = 16 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 1 \text{ mol CH}_4 = 16 \text{ g}$$

$$\text{Mm O}_2 = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \dots\dots\dots 1 \text{ mol O}_2 = 32 \text{ g}$$

Con los 70 g de O₂ reaccionarán:

$$16 \text{ g CH}_4 / 32 \text{ g O}_2$$

$$70 \text{ g O}_2 \cdot \frac{16 \text{ g CH}_4}{32 \text{ g O}_2} = 35 \text{ g de CH}_4$$

b) La cantidad de CO₂ obtenido.

Según la reacción química:



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

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

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

$$2 \cdot 32 \text{ g O}_2 / 44 \text{ g CO}_2$$

Con los 70 g de O₂:

$$70 \text{ g O}_2 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{2 \cdot 32 \text{ g O}_2} = 48,125 \text{ g CO}_2$$

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

c) Los moles de agua obtenidos.

Según la reacción:



Podemos establecer:



El mol de O_2 (ya se demostró) \rightarrow 32 g



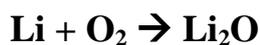
El agua la podemos dejar en moles porque es así como nos la piden.

Para los 70 g de O_2 :

$$70 \text{ g } \cancel{\text{O}_2} \cdot \frac{2 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}}{2 \cdot 32 \text{ g } \cancel{\text{O}_2}} = 2,18 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}$$

Ejercicio resuelto nº 14

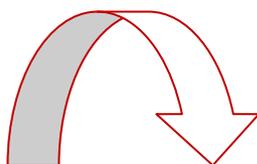
Hacemos reacción Litio con 20 g de O_2 , según la reacción:



- Qué cantidad de Litio reaccionará con el oxígeno.
- ¿Qué cantidad de óxido de litio se formará?.

DATOS: Masas atómicas: Li = 7 ; O = 16.

Resolución



ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

Hay que ajustar la reacción:



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

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

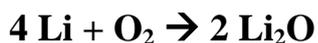
$$\text{En (1): } c = 1 \rightarrow a = 2 \cdot 1 = 2 \rightarrow a = 2$$

$$\text{En (2): } 2b = 1 \rightarrow b = 1/2$$

Nos vamos a la reacción química inicial:



Quitamos denominadores:



reacción **AJUSTADA**

a)

Qué cantidad de Litio reaccionará con el oxígeno.

Según la reacción química:

$$4 \text{ at-g de Li} / 1 \text{ mol O}_2$$

$$\text{Ma Li} = 7 \rightarrow 1 \text{ at-g de Li} = 7 \text{ g}$$

$$\text{Mm O}_2 = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol O}_2 = 32 \text{ g}$$

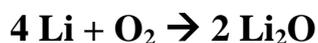
$$4 \cdot 7 \text{ g Li} / 32 \text{ g O}_2$$

Con 20 g de O₂:

$$20 \text{ g O}_2 \cdot \frac{4 \cdot 7 \text{ g Li}}{32 \text{ g O}_2} = 17,5 \text{ g Li}$$

b)

¿Qué cantidad de óxido de litio se formará?.



1 mol O₂ / 2 moles Li₂O

Mm O₂ = 2 · 16 = 32 g equivalente a 1 mol O₂ = 32 g

$$\begin{array}{l}
 \text{Mm Li}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l}
 \text{Li: } 2 \cdot 7 \text{ u} = 14 \text{ u} \dots\dots\dots 14 \text{ g} \\
 \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \dots\dots\dots 16 \text{ g} \\
 \hline
 \text{Mm} = 30 \text{ u} \qquad 1 \text{ mol Li}_2\text{O} = 30 \text{ g}
 \end{array} \right.
 \end{array}$$

32 g O₂ / 2 · 30 g Li₂O

Con 20 g de O₂:

$$\cancel{20 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \cdot 30 \text{ g Li}_2\text{O}}{\cancel{32 \text{ g O}_2}} = 37,5 \text{ g Li}_2\text{O}$$

Ejercicio resuelto nº 15

Cuando nuestra madre o nosotros mismos nos preparamos el café con leche o el Cola-Cao estamos realizando una reacción química, siempre y cuando no utilicemos aparatos eléctricos. Si tenemos en casa la cocina tradicional de Butano (gas, C₄H₁₀). Abrimos el mando de la cocina y podemos oír como sale el gas, con una llama o con una simple chispa eléctrica el Butano se inflama y se produce la reacción de combustión que necesita obligatoriamente la presencia de gas oxígeno (O₂) que lo aporta el aire.

Hemos realizado el cálculo de la cantidad de gas Butano (C₄H₁₀) consumido y llegamos a la conclusión de que son 10 moles de Butano los consumidos en esta reacción de combustión:



Determinar:

- a) El volumen de gas oxígeno (O₂) medido en Condiciones normales.
- b) La cantidad, en gramos, que se formarán de dióxido de carbono (CO₂).
- c) La cantidad, en moles, de agua que se produciría en la reacción.

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

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

Resolución

Lo primero que debemos hacer es estudiar la reacción para comprobar si está ajustada o hay que ajustarla.

La reacción no está ajustada. Procedemos a su ajuste:



$$\text{C: } 4a = c \quad (1)$$

$$\text{H: } 10a = 2d \quad (2)$$

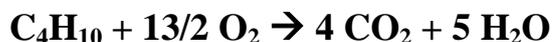
$$\text{O: } 2b = 2c + d \quad (3)$$

$$\text{En (1): } a = 1 \rightarrow c = 4 \cdot 1 = 4 \rightarrow c = 4$$

$$\text{En (2): } 10 \cdot 1 = 2d ; 10 = 2d \rightarrow d = 10 / 2 = 5$$

$$\text{En (3): } 2b = 2 \cdot 4 + 5 ; 2b = 13 \rightarrow b = 13 / 2 \quad (\text{la división debe dar un número entero, si no es así el dato lo dejamos como quebrado})$$

Llevemos los coeficientes a la reacción de combustión:



La reacción ya está ajustada pero para no tener coeficientes fraccionarios quitaremos denominadores:



La reacción sigue estando **AJUSTADA**.

Esta reacción nos proporciona la siguiente información:

$$2 \text{ moles } \text{C}_4\text{H}_{10} / 13 \text{ moles } \text{O}_2 \quad (1)$$

$$2 \text{ moles } \text{C}_4\text{H}_{10} / 8 \text{ moles de } \text{CO}_2 \quad (2)$$

$$2 \text{ moles } \text{C}_4\text{H}_{10} / 10 \text{ moles } \text{H}_2\text{O} \quad (3)$$

Estas proporciones las utilizaremos según nos convenga.

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

a)

El volumen de gas oxígeno (O₂) medido en Condiciones Normales. Debemos relacionar el Butano con el Oxígeno y por lo tanto utilizaremos la proporción (1)



El Butano viene en moles, luego la proporción en lo que respecta al Butano no la tocaremos.

El Oxígeno nos lo piden en volumen. Recordaremos el Volumen Molar Normal:



La proporción debe cambiar con respecto al gas Oxígeno:



Los 10 moles de Butano necesitarán un volumen de Oxígeno:

$$10 \text{ moles } C_4H_{10} \cdot \frac{13 \cdot 22,4 \text{ L de } O_2}{2 \text{ moles } C_4H_{10}} = 1456 \text{ L de } O_2$$

b)

La cantidad, en gramos, que se formarán de dióxido de carbono (CO₂). Se relacionan el Butano con el dióxido de carbono (CO₂). Utiliza la proporción (2):



El Butano al venir en moles no modificaremos la proporción. Con respecto al CO₂ nos lo piden en gramos. Esto implica conocer los gramos correspondientes a un mol de CO₂:

$$\begin{array}{l} \text{Mm } CO_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \dots\dots\dots 12 \text{ g} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \dots\dots\dots 32 \text{ g} \end{array} \right. \\ \hline \text{Mm } CO_2 = 44 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 1 \text{ mol } CO_2 = 44 \text{ g} \end{array}$$

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

La proporción (2) quedaría de la forma:



Nuestros 10 moles iniciales de Butano se transforman en una cantidad en gramos de CO_2 .

$$10 \text{ moles } C_4H_{10} \cdot \frac{8.44 \text{ g de } CO_2}{2 \text{ moles } C_4H_{10}} = 1760 \text{ g de } CO_2$$

c)

La cantidad, en moles, de agua que se produciría en la reacción. Relacionamos el butano con el agua. Proporción (3):



El Butano viene en moles y el H_2O nos lo piden en moles. Podemos utilizar la proporción tal y como está:

$$10 \text{ moles } C_4H_{10} \cdot \frac{10 \text{ moles de } H_2O}{2 \text{ moles } C_4H_{10}} = 50 \text{ moles de } H_2O$$