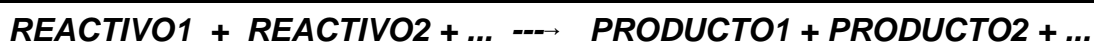


LOS CAMBIOS QUÍMICOS

1 - LAS TRANSFORMACIONES QUÍMICAS:

Una TRANSFORMACIÓN QUÍMICA es cualquier proceso en el cual un sistema químico experimenta algún cambio en sus propiedades. Se le suele llamar también *REACCIÓN QUÍMICA*. En ellas desaparecen unas sustancias, los *reactivos*, para aparecer otras nuevas sustancias, los *productos*.

Estos procesos se representan mediante **ECUACIONES QUÍMICAS** que constan de dos miembros en el primero de los cuales se escriben las fórmulas o símbolos de los reactivos y en el segundo miembro, las de los productos de la reacción, separados por una flecha (→) que nos indica el sentido en el que se produce la reacción.



En cualquier reacción química los reactivos se van transformando en productos a medida que transcurre el tiempo; algunas reacciones lo hacen muy rápidamente, como las explosiones, y otras muy lentamente, como la oxidación del hierro, aunque variando ciertos factores puede modificarse la velocidad con que se produce la evolución de la reacción, e incluso hay algunas que no se producen si no se inician mediante estímulos externos, aunque una vez que comienzan son muy rápidas, como la combustión del butano, que no se inicia mientras no se le acerque una cerilla.

La **velocidad de reacción** se define como la cantidad de sustancia (ya sea reactivo o producto) que se transforma en la unidad de tiempo.

Dado que las reacciones químicas se producen cuando chocan entre sí las partículas de los reactivos, todos aquellos factores que hagan aumentar el número de choques entre las partículas aumentarán también la velocidad de reacción y ello puede conseguirse ya sea por la existencia de mayor número de partículas o por que éstas se muevan más deprisa.

Los factores que influyen en la velocidad de reacción son:

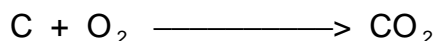
- **Naturaleza de los reactivos:** ya que hay algunas sustancias que reaccionan más rápidamente que otras, como es el caso de la combinación del carbono con oxígeno (se quema rápidamente) o del hierro con el oxígeno reacción ésta que es muy lenta.
- **Grado de división de los reactivos:** ya que si la reacción se produce al chocar entre sí las partículas de reactivo, cuanto más pequeñas sean éstas mayor será el número de choques entre las partículas y más se transformarán.
- **Concentración de los reactivos:** dado que cuanto más concentrados estén los reactivos mayor número de partículas de los mismos hay y por consiguiente, los choques entre ellas que darán lugar a la reacción serán también mayores
- **Temperatura:** pues cuanto mayor sea la temperatura, más rápidamente se moverán las partículas de los reactivos y mayor será el número de choques entre ellas que darán lugar a que reaccionen entre sí produciéndose la reacción.
- **Catalizadores:** Los catalizadores son sustancias que modifican la velocidad de la reacción sin sufrir ellos mismos cambios químicos permanentes. Estas sustancias actúan modificando la energía de activación, la cual es la energía que hay que comunicarle a una reacción para que comience a producirse.

2 - TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

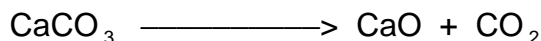
Las reacciones químicas pueden clasificarse en diversos grupos, de acuerdo con la propiedad de las mismos que se tenga en cuenta, así tenemos:

a) Atendiendo a cómo se intercambien los átomos entre los diferentes reactivos:

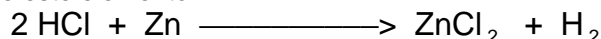
1) **REACCIÓN DE COMBINACIÓN** es aquella en la que se unen dos o más reactivos para dar un solo producto:



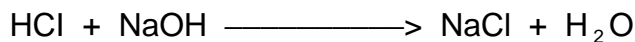
- 2) **REACCIÓN DE DESCOMPOSICIÓN** es aquella en la que a partir de un solo reactivo se obtienen varios productos:



- 3) **REACCIÓN DE SUSTITUCIÓN** es aquella en la que un elemento sustituye a otro que forma parte de un compuesto, liberándose este elemento.



- 4) **REACCIÓN DE DOBLE SUSTITUCIÓN** es aquella en la que dos compuestos intercambian algunos de sus elementos:

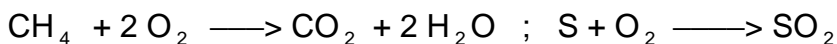


b) Atendiendo al tipo de proceso químico que tenga lugar:

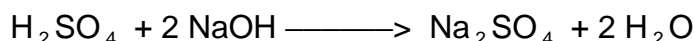
- 1) **REACCIÓN DE FORMACIÓN**: es aquella en la que se obtiene un mol de un compuesto a partir de sus elementos componentes en su forma más estable. (Las reacciones de formación son todas reacciones de combinación):



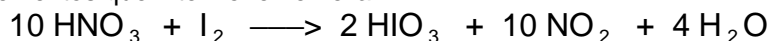
- 2) **REACCIÓN DE COMBUSTIÓN** es aquella en la que un compuesto reacciona con el oxígeno (se quema), obteniéndose los correspondientes óxidos. (Si se quema un compuesto orgánico se forman siempre agua y óxido de carbono(IV), ya que está compuesto por carbono e hidrógeno)



- 3) **REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN**: es aquella en la que reaccionan un ácido con una base (hidróxido), obteniéndose siempre la sal correspondiente y agua:



- 4) **REACCIÓN DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN (REDOX)** es aquella en la que cambia el número de oxidación de algunos de los elementos que intervienen en ella:



(cambia el yodo (pasa de "0" a "-5") y el nitrógeno (pasa de "+5" a "+4"))

c) Atendiendo al intercambio de energía que se produzca:

- 1) **REACCIÓN EXOTÉRMICA**: Es aquella en la que se produce un desprendimiento de energía en forma de calor.
- 2) **REACCIÓN ENDOTÉRMICA**: es aquella en la que es necesario suministrar calor a los reactivos para que se produzcan. (Absorben energía).

3 - LEYES DE LAS TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

Una de las primeras preocupaciones de los químicos acerca de las reacciones químicas fue la de conocer las cantidades de las diferentes sustancias que intervienen en una reacción química, hecho éste que se desarrolló con el uso sistemático de la balanza. Así, las primeras leyes generales de la química son:

- 1- LEY DE LAVOISIER O DE CONSERVACIÓN DE LA MASA**, enunciada en 1785, y que se enuncia:

"En toda reacción química, la masa total permanece siempre constante" o también como "En toda reacción química, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos de la reacción".

Esta ley se explica teniendo en cuenta que cuando se produce una reacción química, tiene lugar un intercambio de átomos entre los reactivos, pero al final, siguen estando los mismos átomos que había en un principio, aunque distribuidos de diferente manera.

- 2- LEY DE PROUST O DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS**, enunciada en 1801, y que se enuncia:

"Cuando se combinan dos elementos para formar un determinado compuesto, lo hacen siempre en la misma relación en peso".

Esta ley se explica teniendo en cuenta que cuando se unen dos elementos para formar un compuesto, por ejemplo el hidrógeno y el oxígeno para formar un mol de agua, siempre lo hacen uniéndose dos átomos-gramo de hidrógeno (2 gramos) por cada uno de oxígeno (16 gramos), o bien múltiplos de estas cantidades 4 átomos-gramo de H (2.2 gramos) con 2 átomos de oxígeno (2.16 gramos), etc permaneciendo, por tanto, constante la relación en peso:

$$\text{Un mol: } \frac{16 \text{ g de oxígeno}}{2 \text{ g de hidrógeno}} = 8 ; \text{ Dos moles: } \frac{2 \cdot 16 \text{ g de oxígeno}}{2 \cdot 2 \text{ g de hidrógeno}} = 8$$

Estas proporciones se cumplen siempre, sea cual sea la cantidad del compuesto que se tenga, y ello nos permite determinar la composición centesimal (en %) de cualquier compuesto.

Así, para el caso del ácido sulfúrico (H_2SO_4), cuyo peso molecular es

$$\text{H}_2: 2 \times 1 = 2$$

$$\text{S: } 1 \times 32 = 32$$

$$\text{O}_4: 4 \times 16 = \underline{64}$$

$$\text{Total: } 98 \implies \text{Peso molecular del } \text{H}_2\text{SO}_4 = 98$$

lo cual nos indica que la masa de un mol de mismo es de 98 g cantidad ésta en la que hay 2 g de hidrógeno, 32 g de azufre y 64 g de oxígeno.

La composición centesimal es la expresión de la composición del compuesto expresada en %, por lo que realizaremos las correspondientes proporciones (reglas de tres) para calcularla:

$$\left. \begin{array}{l} 98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ ---- } 2 \text{ g de hidróg} \\ 100 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ ---- } X \text{ g de hidróg} \end{array} \right\} X = \frac{2 \cdot 100}{98} = \mathbf{2,04\% \text{ de hidrógeno}}$$

$$\left. \begin{array}{l} 98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ ---- } 32 \text{ g de azufre} \\ 100 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ ---- } X \text{ g de azufre} \end{array} \right\} X = \frac{32 \cdot 100}{98} = \mathbf{32,65\% \text{ de azufre}}$$

$$\left. \begin{array}{l} 98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ ---- } 64 \text{ g de oxígeno} \\ 100 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ ---- } X \text{ g de oxígeno} \end{array} \right\} X = \frac{64 \cdot 100}{98} = \mathbf{65,31\% \text{ de oxígeno}}$$

PROBLEMAS Y EJERCICIOS COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Determinar la composición centesimal de los siguientes compuestos:

1 - ACIDO NÍTRICO

2 - SULFATO DE CALCIO

3 - HIDRÓXIDO DE SODIO

4 - FOSFATO DE CALCIO

5 - ÓXIDO DE HIERRO(III)

6 - TRIOXOCLORATO(V) DE POTASIO

7 - SULFURO DE COBRE(II)

8 - AGUA

9 - AMONIACO

10 - TRIOXOSILICATO(IV) DE ALUMINIO

11 - ÓXIDO DE CALCIO

12 - HIDRÓXIDO DE NÍQUEL(III)

13 - ACIDO CLORHÍDRICO

14 - HIDRÓXIDO DE CALCIO

15 - HIPOCLORITO DE SODIO

16 - HIDRÓXIDO DE HIERRO(III)

17 - CLORURO DE SODIO

18 - ÓXIDO DE SILICIO(IV)

19 - CARBONATO DE CALCIO

20 - SULFATO DE COBRE(II)

4 - ESTEQUIOMETRÍA. SIGNIFICADO DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS

La **ESTEQUIOMETRÍA** es la parte de la química que estudia las relaciones entre las cantidades (masas volúmenes) de las diferentes sustancias (reactivos o productos) que intervienen en una reacción química. Los *cálculos estequiométricos* son, por tanto, todas aquellas operaciones encaminadas a determinar las masas o volúmenes con los que participan las sustancias en una determinada reacción química.

Ya se había indicado que a los símbolos de los elementos o fórmulas de los compuestos se le puede dar un significado cuantitativo, al representar con ellos a una cantidad determinada de dicha sustancia (un mol).

Por ello, si en una ecuación química se representan los reactivos y productos por sus símbolos o fórmulas, obtenemos la **ECUACIÓN QUÍMICA** correspondiente a la reacción considerada, ecuación ésta que describe la reacción tanto desde el punto de vista cualitativo (indica qué sustancias intervienen) como desde el punto de vista cuantitativo (indica las cantidades de cada sustancia que participa en este proceso químico), pero para ello es necesario **"ajustarla", es decir, colocar un coeficiente delante de la fórmula o símbolo para que exista el mismo número de átomos de cada elemento a cada lado.**

Estas ecuaciones químicas "estequiométricas", es decir ajustadas, simplemente nos indican las cantidades de las sustancias que intervienen en el proceso, pero no nos dan ningún tipo de información de cómo se producen las reacciones químicas a las que representan.

Cuando están escritas correctamente (ajustadas) pueden utilizarse para determinar las cantidades de las sustancias que intervienen en el proceso; pero para poder utilizarlas es necesario que estén ajustadas, por ello vamos a ver primero cómo se ajustan las reacciones y después veremos cómo se pueden utilizar para realizar en ellas los cálculos estequiométricos.

- AJUSTE DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS

Para ajustar las ecuaciones químicas hay varios métodos, de los cuales solamente vamos a ver el **"método algebraico o de los coeficientes"**.

Para aplicarlo correctamente hemos de seguir los pasos siguientes:

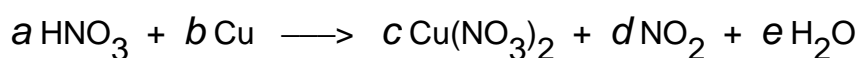
- 1- Se escriben correctamente las fórmulas de los reactivos y productos que intervienen en la reacción.
- 2- Se coloca delante de cada símbolo o fórmula un coeficiente: *a, b, c, d, ...*
- 3- Teniendo en cuenta que el número de átomos de cada elemento ha de ser el mismo a ambos lados, se establece una ecuación para cada uno de los elementos que intervienen en el proceso, igualando el número de átomos de cada uno que haya a ambos lados de la ecuación.
- 4- Normalmente aparecerán más incógnitas que ecuaciones, por lo que le asigna un valor a uno de los coeficientes (puede darse cualquier valor a cualquier coeficiente) y se resuelve después el sistema.
- 5- Si las soluciones obtenidas son números fraccionarios, se multiplican todos ellos por un número tal que los convierta en números enteros.
- 6- Se sustituyen los valores obtenidos en la ecuación (o reacción) química dada, con lo que tendremos ya la ecuación estequiométrica que representa el proceso.

EJEMPLO:

- *El ácido nítrico reacciona con el cobre, obteniéndose nitrato de cobre(II), óxido de nitrógeno(IV) y agua. Escribir y ajustar la ecuación química correspondiente.*

SOLUCIÓN

- 1- Se escriben las fórmulas y símbolos de las sustancias que intervienen y se le coloca un coeficiente delante de cada una de ellas:



- 2- Se establece una ecuación para cada uno de los elementos:

H => $a = 2 \cdot e$ (Hay 1 H en cada una de las "**a**" moles de ácido nítrico y 2 H en cada una de las "**e**" moles de agua)

N => $a = 2 \cdot c + d$

O => $3 \cdot a = 6 \cdot c + 2 \cdot d + e$

Cu => $b = c$

- 3- Como hay cinco incógnitas y solamente cuatro ecuaciones, le asignamos un valor cualquiera a una de las incógnitas, por ejemplo, $a = 2$; con ello, al sustituir a por el valor que le hemos asignado, el sistema anterior nos quedará:

H => $2 = 2 \cdot e$ **de la cual deducimos que $e = 1$**

N => $2 = 2 \cdot c + d$

O => $3 \cdot 2 = 6 \cdot c + 2 \cdot d + e$

Cu => $b = c$

y así: N => $2 = 2 \cdot c + d$ de donde deducimos que: $d = 2 - 2 \cdot c$
 O => $6 = 6 \cdot c + 2 \cdot d + 1$ => $6 = 6 \cdot c + 2 \cdot (2 - 2 \cdot c) + 1$
 Cu => $b = c$

$$6 = 6 \cdot c + 4 - 4 \cdot c + 1$$

$$6 - 4 - 1 = 2 \cdot c \text{ y de aquí, deducimos que : } c = \frac{1}{2}$$

por lo que como $b = c = \frac{1}{2}$

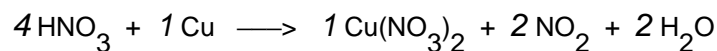
$$\text{y } d = 2 - 2 \cdot c = 2 - 2 \cdot \frac{1}{2} = 2 - 1 = 1,$$

resultarán las siguientes soluciones: $a = 2$; $b = \frac{1}{2}$; $c = \frac{1}{2}$; $d = 1$ y $e = 1$

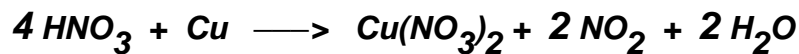
y para que todos los coeficientes sean números enteros, se multiplican por dos, con lo que nos quedarán:

$$a = 4 ; b = 1 ; c = 1 ; d = 2 \text{ y } e = 2$$

y al sustituirlos en la ecuación, esta nos quedará ajustada de la forma siguiente:

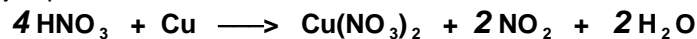


y puesto que pueden omitirse los coeficientes 1, tendremos:



- CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN LAS ECUACIONES QUÍMICAS

Los cálculos que pueden hacerse en las ecuaciones químicas se basan en la información que nos da la propia ecuación química sobre el proceso al que representa. Así, si tomamos como ejemplo la ecuación química ajustada del proceso del ejemplo anterior:



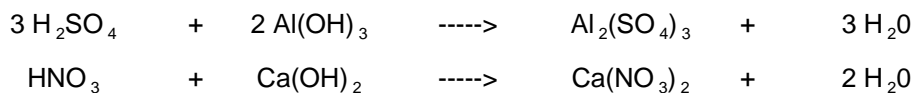
en ella, tenemos la siguiente información:

- 1) Los reactivos son el ácido nítrico: HNO_3 y el cobre: Cu
- 2) Los productos de la reacción son el nitrato de cobre(II): $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; el óxido de nitrógeno(IV): NO_2 y el agua: H_2O .
- 3) Cada átomo de cobre se combina con cuatro moléculas de ácido nítrico y se forman: una molécula de nitrato de cobre(II), dos moléculas de óxido de nitrógeno(IV) y otras dos moléculas de agua.
- 4) También podemos decir, que cada mol de cobre se combina con cuatro moles de ácido nítrico y se forman: un mol de nitrato de cobre(II), dos moles de óxido de nitrógeno(IV) y otras dos moles de agua.
- 5) Puesto que la masa en gramos de cada mol de sustancia coincide numéricamente con su peso molecular, podemos decir también que cada 63,5 gramos de cobre (su peso atómico) se combina con $(63 \times 4) = 252$ gramos de ácido nítrico (la masa de cuatro moles) y se forman: 187,5 gramos de nitrato de cobre(II), $(46 \times 2) = 92$ gramos de óxido de nitrógeno(IV) y $(18 \times 2) = 36$ gramos de agua.
- 6) Por tanto, si no se dispone de esas cantidades exactas, las cantidades de cada una de las sustancias que intervendrán en este proceso serán proporcionales a ellas, pudiendo realizarse los cálculos aplicando una simple proporción (regla de tres).

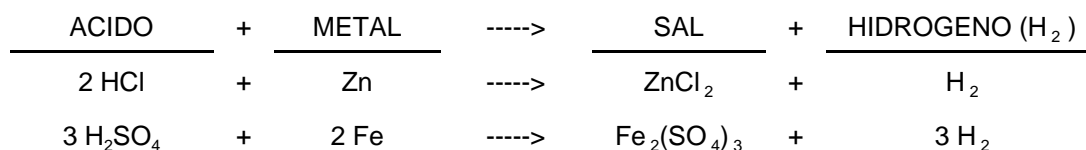
Aunque son muchos los tipos de reacciones que se nos pueden presentar, hay algunos más frecuentes y sencillos que otros, y son los que van a centrar fundamentalmente nuestra atención, y que son:

Reacción ácido-base: Los reactivos son un ácido y una base, y los productos: una sal y agua

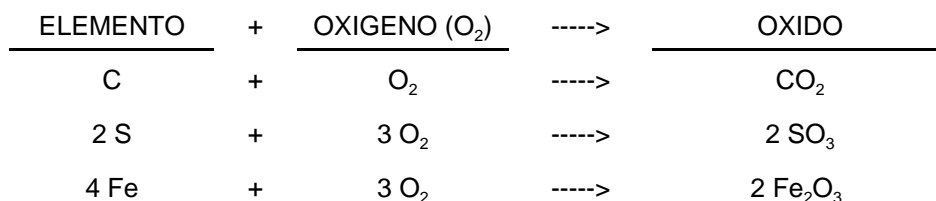




Reacción ácido-metal: Los reactivos son un ácido y un metal, y los productos, una sal e hidrógeno molecular (H_2). (Algunos metales como el oro, plata, platino, cobre, mercurio no dan esta reacción, sino otras diferentes, que no vamos a ver como tipo general)



Reacción de combustión: Los reactivos son un elemento cualquiera (metal o no metal) y oxígeno molecular (O_2), y los productos, alguno de los óxidos de ese elemento.

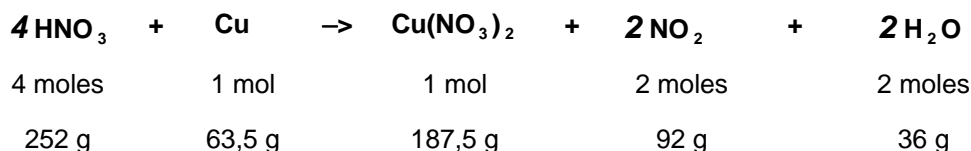


EJEMPLO:

- Determinar la cantidad una disolución 0,5 Molar de ácido nítrico que será necesaria para reaccionar completamente con 12,7 gramos de cobre. ¿Qué cantidades de nitrato de cobre(II), óxido de nitrógeno(IV) y agua se obtendrán en el proceso?.

SOLUCIÓN

La ecuación ajustada que representa al proceso, y que acabamos de ajustar, y las cantidades de reactivos y productos que representa es:



y las cantidades que aparecen aquí son las cantidades correspondientes a cada sustancia que intervendrán en el proceso estequiométrico. Si se dispone de otras cantidades, como en este caso que disponemos de 12,7 g de cobre y no de 63,5, las cantidades de las demás sustancias se modificarán en la misma proporción.

Si queremos resolver el ejercicio utilizando reglas de tres, hemos de tomar para la primera línea de la misma las cantidades que nos aparecen en la relación anterior, y para la segunda, el dato que nos da el ejercicio: 12,7 g de cobre si queremos realizar los cálculos en gramos, o bien $12,7/63,5 = 0,2$ moles, si los queremos realizar en estas unidades.

$$\left. \begin{array}{l} 63,5 \text{ g de Cobre} \text{ ---- } 252 \text{ g de HNO}_3 \\ 12,7 \text{ g de Cobre} \text{ ---- } X \text{ g de HNO}_3 \end{array} \right\} X = \frac{12,7 \cdot 252}{63,5} = \mathbf{50,4 \text{ g de HNO}_3}$$

$$\left. \begin{array}{l} 63,5 \text{ g de Cobre} \text{ ---- } 187,5 \text{ g de Cu(NO}_3)_2 \\ 12,7 \text{ g de Cobre} \text{ ---- } X \text{ g de Cu(NO}_3)_2 \end{array} \right\} X = \frac{12,7 \cdot 187,5}{63,5} = \mathbf{37,5 \text{ g de Cu(NO}_3)_2}$$

$$\left. \begin{array}{l} 63,5 \text{ g de Cobre} \text{ ---- } 92 \text{ g de NO}_2 \\ 12,7 \text{ g de Cobre} \text{ ---- } X \text{ g de NO}_2 \end{array} \right\} X = \frac{12,7 \cdot 92}{63,5} = \mathbf{18,4 \text{ g de NO}_2}$$

$$\left. \begin{array}{l} 63,5 \text{ g de Cobre} \text{ ---- } 36 \text{ g de H}_2\text{O} \\ 12,7 \text{ g de Cobre} \text{ ---- } X \text{ g de H}_2\text{O} \end{array} \right\} X = \frac{12,7 \cdot 36}{63,5} = \mathbf{7,2 \text{ g de H}_2\text{O}}$$

Lo cual nos indica que para reaccionar completamente con 12,7 g de cobre se necesitan 50,4 g de ácido nítrico, obteniéndose en la reacción 37,5 g de nitrato de cobre(II), 18,4 g de óxido de nitrógeno(IV) y 7,2 g de agua.

Pero como el ácido nítrico de que se dispone es una disolución 0,5 Molar, la cantidad del mismo se debe expresar en volumen de disolución, para lo que es necesario recordar la expresión que nos daba la Molaridad de una disolución, teniendo en cuenta que se ha de tomar un volumen de disolución que contenga 50,4 g de dicho ácido.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{lítros de disolución}} = \frac{\text{gr de soluto}}{P_m \text{ soluto} \cdot l \text{ disolución}}$$

donde conocemos: la Molaridad de la disolución (0,5 M), los gramos de ácido nítrico (que es el soluto) que hemos de tener (50,4 g) y el peso molecular del mismo: 63 g/mol, por lo que si sustituimos, nos quedará:

$$0,5 \text{ Molar} = \frac{50,4 \text{ g}_s}{63 \frac{\text{g}_s}{\text{mol}_s} \cdot l_{\text{disol}}} ; \quad l_{\text{disol}} = \frac{50,4 \text{ g}_s}{63 \frac{\text{g}_s}{\text{mol}_s} \cdot 0,5 \frac{\text{Mol}_s}{\text{lítro}_{\text{disol}}}} = 1,6 \text{ litros de disolución}$$

Es decir, que para que esta reacción se produzca se necesitan 1,6 litros de la disolución 0,5 Molar de ácido nítrico.

PROBLEMAS Y EJERCICIOS SOBRE ESTEQUIOMETRÍA

Ajustar las siguientes reacciones:

- 1- SULFURO DE HIERRO(II) + OXIGENO (O₂) ----> OXIDO DE AZUFRE(IV) + OXIDO DE HIERRO(II)
- 2- METANO + OXIGENO (O₂) ----> OXIDO DE CARBONO(IV) + AGUA
- 3- AC. SULFÚRICO + YODURO DE HIDROGENO ----> YODO (I₂) + SULFURO DE HIDROGENO + AGUA
- 4- CARBONATO DE CALCIO ----> OXIDO DE CALCIO + OXIDO DE CARBONO(IV)
- 5- ACIDO NÍTRICO + COBRE --> NITRATO DE COBRE(II) + OXIDO DE NITRÓGENO(IV) + AGUA
- 6- OXIDO DE LITIO + AGUA ----> HIDRÓXIDO DE LITIO
- 7- OXIDO DE BERILIO + ACIDO CLORHÍDRICO ----> CLORURO DE BERILIO + AGUA
- 8- CLORO(Cl₂) + HIDRÓXIDO DE SODIO ----> CLORURO DE SODIO + HIPOCLORITO DE SODIO + AGUA
- 9- CLORURO DE SODIO + ACIDO SULFÚRICO ----> SULFATO DE SODIO + ACIDO CLORHÍDRICO
- 10- PLATA + ACIDO NÍTRICO ----> NITRATO DE PLATA + OXIDO DE NITRÓGENO(IV) + AGUA
- 11- COBRE + ACIDO SULFÚRICO ----> SULFATO DE COBRE(II) + OXIDO DE AZUFRE(IV) + AGUA
- 12- FOSFATO DE CALCIO + OXIDO DE SILICIO(IV) + CARBONO ---->
----> SILICATO DE CALCIO + OXIDO DE CARBONO(II) + FOSFORO(P₂)
- 13- HIDRÓXIDO DE CALCIO + ACIDO FOSFÓRICO ----> FOSFATO DE CALCIO + AGUA
- 14- AMONIACO + OXIDO DE COBRE(II) ----> COBRE + AGUA + NITRÓGENO (N₂)
- 15- ÁC. SULFÚRICO + FLUORURO DE CALCIO ----> SULFATO DE CALCIO + FLUORURO DE HIDROGENO
- 16- NITRATO DE PLOMO(II) ----> OXIDO DE PLOMO(II) + OXIDO DE NITRÓGENO(IV) + OXIGENO (O₂)
- 17- YODO (I₂) + ACIDO NÍTRICO ----> ACIDO YÓDICO + OXIDO DE NITRÓGENO(IV) + AGUA
- 18- ACIDO SULFÚRICO + HIDRÓXIDO DE ALUMINIO ----> SULFATO DE ALUMINIO + AGUA

- 19- Se colocan en un recipiente 10 g de hidróxido de sodio. A continuación se añade lentamente ácido clorhídrico hasta que se produce la neutralización. ¿Qué cantidad de este ácido ha sido necesaria? ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio se obtienen?
- 20- Se deja gotear una disolución de ácido sulfúrico sobre 6,5 g de zinc. ¿Qué cantidad de ácido es necesaria para que la reacción sea completa? ¿Cuanto hidrógeno y sulfato de zinc se obtendrán?
- 21- El aluminio reacciona con el óxido de manganeso(IV) obteniéndose manganeso metal y óxido de aluminio. ¿Qué cantidad de aluminio se necesita para reaccionar completamente con 1,305 g de dióxido de manganeso? ¿Qué cantidades de manganeso metálico y óxido de aluminio se obtienen?
- 22- El clorato de potasio se descompone dando oxígeno y cloruro de potasio. Calcular la cantidad de clorato de potasio que será necesario descomponer para obtener 1 Kg de oxígeno.
- 23- En la reacción entre el ácido nítrico y el cobre, (ver ejercicio nº 5) ¿Qué cantidad de ácido nítrico es necesaria para reaccionar con 2,0 g de cobre? ¿Qué cantidad de sal se obtiene?
- 24- El sodio metálico reacciona con el agua formándose hidróxido de sodio y desprendiéndose hidrógeno gaseoso. ¿Qué cantidad de hidrógeno se obtendrá a partir de 46 g de sodio? ¿Qué cantidad de hidróxido de sodio se formará?
- 25- Al calentar nitrato de sodio con ácido sulfúrico concentrado se desprende ácido nítrico y se forma sulfato de sodio. Formúla y ajusta la reacción. ¿Qué cantidad de ácido nítrico puro se puede obtener a partir de 3 Tm de nitrato de sodio? ¿Cuanto ácido sulfúrico se necesita?
- 26- Se tratan 0,65 g de zinc con una disolución 1 molar de ácido clorhídrico. ¿Cuanto de cloruro de zinc se forma? ¿Cuántos gramos de ác. clorhídrico reaccionan? ¿Qué volumen de disolución se necesita?
- 27- Se hacen reaccionar 4 g de hidróxido de sodio con una disolución 0,2 Molar de ácido sulfúrico. ¿Cuántos gramos de ácido se necesitan? ¿Cual será el volumen de dicha disolución? ¿Qué cantidad de sulfato de sodio se obtendrá?
- 28- Se hacen reaccionar 5,6 g de hierro con una disolución 0,5 molar de ácido clorhídrico. ¿Cuántos gramos de hidrógeno se obtienen? ¿Cuántos gramos de ácido son necesarios? ¿Qué volumen de disolución se gastará?
- 29- Calcular el volumen de una disolución 0,3 Molar de hidróxido de sodio que se necesitará para neutralizar 150 ml de una disolución 0,1 Molar de ácido sulfúrico. Escribir y ajustar la reacción que tiene lugar. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico y de hidróxido de sodio intervendrán en esta reacción?
- 30 - Para neutralizar 200 ml de una disolución de ácido clorhídrico se necesitan 4 g de hidróxido de sodio. Calcular la concentración de la disolución de ácido clorhídrico, expresándola en g/l, % en peso y Molaridad.
- 31 - Se tienen 10 ml de una disolución 0,5 Molar de hidróxido de potasio que se neutralizan exactamente con una disolución 0,05 Molar de ácido sulfúrico. Calcule el volumen de esta última disolución que se necesitará, así como los gramos de ácido sulfúrico contenidos en ese volumen de disolución.
- 32 - El cloro se prepara corrientemente en el laboratorio mediante la reacción del dióxido de manganeso con el ácido clorhídrico, obteniéndose cloruro de manganeso(II), cloro y agua. Escriba y ajuste la ecuación química correspondiente a este proceso.
- 33 - Si se tratan 17,4 g de dióxido de manganeso con una disolución 0,2 Molar de ácido clorhídrico, calcule: a) los gramos de HCl que se necesitarán; b) el volumen de la disolución de ácido clorhídrico que será necesario, c) Los gramos de cloro que se obtendrán, d) El volumen que ocupará el cloro obtenido, medido en condiciones normales.
- 34 - Calcular la cantidad de oxígeno necesaria para quemar completamente 1 Tonelada de carbón. ¿Qué volumen ocupará esa cantidad de oxígeno, medida en condiciones normales?
- 35 - Se descompone 1 Kg de Carbonato de Calcio por calefacción (ver reacción en el ejercicio nº 4). Calcular la cantidad de cal viva (óxido de calcio) que se obtiene. ¿Cuanto dióxido de carbono se desprende? (Expréselo en gramos y litros en condiciones normales)
- 36 - La tostación de la pirita (disulfuro de hierro) transcurre según la ecuación del ejercicio nº 1. Determine la cantidad de oxígeno necesaria para tostar 1 Tonelada de pirita, así como la cantidad de óxido de hierro(II) que se obtendrá

- 37-** Se hace reaccionar ácido sulfúrico 2 Molar, con 40 gr de carbonato de sodio, obteniéndose sulfato de sodio, dióxido de carbono y agua. Calcula la masa de sulfato sódico obtenido, así como los gramos de ácido sulfúrico que se necesitarán.
- 38-** El nitrato cúprico se prepara haciendo reaccionar cobre metálico con una disolución de ácido nítrico, según la ecuación del ejercicio nº 5 . ¿Qué cantidad de ácido nítrico 3M se necesita para preparar 5 gr de nitrato de cobre(II)
- 39-** Al quemar 30 gr de antracita se obtienen 53 litros de CO₂ medidos en C.N. Calcula la riqueza en carbono de la antracita.
- 40-** ¿Cuántos gr de MnO₂ puro, y de ácido clorhídrico serán necesarios para preparar 1 litro de cloro gaseoso medido en Condiciones Normales si la reacción química que tiene lugar es:
$$\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$$
- 41-** Para analizar una aleación de plata se disuelven en ácido nítrico 2'6 gr de la misma. Se añade cloruro de sodio a la disolución, hasta precipitar toda la plata en forma de cloruro de plata, que recogido fue de 1'42 gramos. Calcular la cantidad de plata que había en la muestra así el porcentaje de plata que contiene la aleación