

## ESTEQUIOMETRÍA

- 1.- Reacción química. Ecuación química.
- 2.- Tipos de reacciones.
- 3.- Cálculos estequiométricos.

---

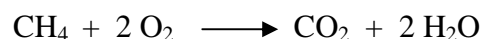
### 1.- REACCIÓN QUÍMICA. ECUACIÓN QUÍMICA

Una **reacción química** es cualquier proceso en el que los átomos, las moléculas o los iones de unas sustancias se transforman en los átomos, las moléculas o los iones de unas sustancias químicas distintas. Las sustancias iniciales que se transforman se denominan **reactivos** y las nuevas sustancias que se originan **productos**.

Una reacción química se representa abreviadamente mediante una **ecuación química** en la que se ponen las fórmulas de los reactivos y de los productos separadas por una flecha ( $\rightarrow$ ) para señalar el sentido de la reacción, o de dos flechas con sentidos opuestos ( $\rightleftharpoons$ ) para indicar que la reacción es reversible, es decir, coexisten sustancias reaccionantes y productos. Ejemplo:



Como una reacción química es, en esencia, un reagrupamiento de átomos de las sustancias reaccionantes para originar los productos, el número total de átomos de cada elemento debe permanecer invariable, es decir, debe ser el mismo en los dos miembros de la ecuación. Dicho de otro modo, una ecuación química debe ser coherente con la ley de conservación de la masa. Esto se consigue por medio de coeficientes que se colocan delante de cada fórmula y que corresponden al menor número de moléculas necesarias para que se lleve a cabo el proceso. Cuando en una ecuación química se cumple esto se dice que esa ecuación está **ajustada** o **igualada**. Por ejemplo:



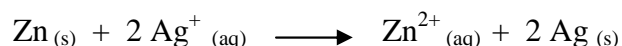
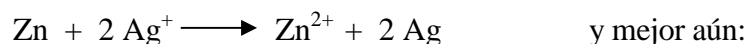
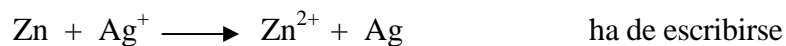
Los coeficientes son habitualmente números enteros sencillos. Un coeficiente multiplica toda la fórmula, y no se pueden cambiar los subíndices en una fórmula química para conseguir su ajuste. **Los coeficientes indican la proporción entre las sustancias de la reacción, expresadas en moléculas (o átomos en su caso) y en moles, y en el caso de los gases también en volumen.**

En las ecuaciones químicas es frecuente añadir un símbolo a la fórmula de un elemento o compuesto para indicar cuál es el estado físico (sólido, líquido o gaseoso) de la sustancia. Se suelen utilizar con este fin los símbolos (s), (l) y (g), respectivamente. Para aquellas sustancias que se encuentran disueltas en agua, es decir, en disolución acuosa, se utiliza el símbolo (aq). Así la reacción anterior puede escribirse de la siguiente forma:



dependiendo de cuál sea el estado del agua (gaseoso o líquido) que resulta de la reacción.

Si en la reacción intervienen iones, además, hay que igualar eléctricamente, para que se cumpla la ley de conservación de la carga, es decir, la suma algebraica de las cargas positivas y negativas ha de ser igual en ambos lados. Por ejemplo, la ecuación:

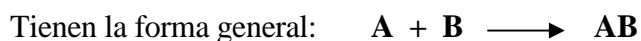


## 2.- TIPOS DE REACCIONES QUIMICAS

Considerando sólo el resultado global y sin atender al proceso íntimo de la reacción, podemos agrupar las reacciones químicas en cuatro tipos: síntesis o combinación, descomposición, sustitución o desplazamiento y doble descomposición o intercambio.

### a) Síntesis o combinación

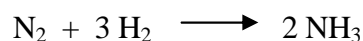
Dos o más sustancias reaccionan para dar otra más compleja.



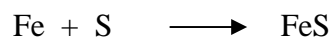
(A y B pueden representar elementos o compuestos y combinarse en una relación diferente a 1:1)

#### Ejemplos:

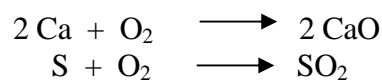
- Las reacciones entre dos no metales dan un compuesto covalente:



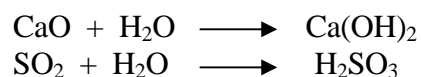
- Las reacciones entre un metal y un no metal dan origen a una sal:



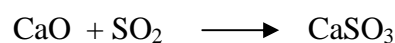
- Las reacciones entre un elemento y oxígeno producen óxidos:



- Las reacciones entre un óxido de metal y agua dan hidróxidos y si es óxido de no metal dan ácidos:



- Las reacciones entre un óxido de metal y un óxido de no metal dan sales:



### b) Descomposición

Es el proceso inverso del anterior. Una sustancia se descompone formando dos o más simples.

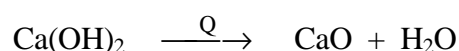
Su forma general es:  $\text{AB} \longrightarrow \text{A} + \text{B}$

#### Ejemplos:

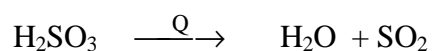
- Algunos óxidos de metales pesados ( $\text{HgO}$ ,  $\text{PbO}_2$ , etc.) se descomponen por el calor en oxígeno y el metal correspondiente:



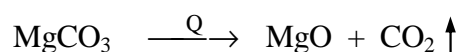
- Muchos hidróxidos, por calentamiento, se descomponen en óxidos metálicos y agua:



- Algunos ácidos ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , etc. ) se descomponen más o menos fácilmente (mejor calentando) en óxidos no metálicos y agua:

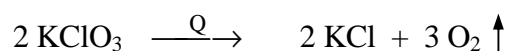


- Al calentar los carbonatos, forman óxidos metálicos y dióxido de carbono:

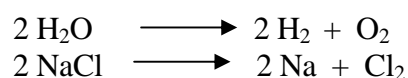


( la flecha hacia arriba en el  $\text{CO}_2$  que éste se desprende de forma gaseosa)

- Por calentamiento, los cloratos dan cloruro y oxígeno:



- Por electrólisis se producen numerosas reacciones de descomposición:



**c) Desplazamiento o sustitución**

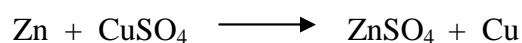
Uno de los elementos de un compuesto es sustituido por otro elemento.

La ecuación general es:  $AB + X \longrightarrow XB + A$

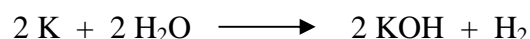
Como el elemento que sustituye se considera más activo, estas reacciones suministran un buen medio de ordenar los elementos por sus actividades.

Ejemplos:

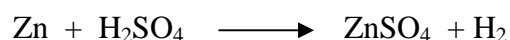
- Un metal puede verse desplazado de una de sus sales por otro metal más activo:



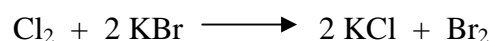
- Los metales más activos (alcalinos y alcalinotérreos) desplazan la mitad del hidrógeno del agua y forman hidróxidos:



- Muchos metales (excepto los menos activos) reaccionan con ciertos ácidos (HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> dil, etc.) reemplazando el hidrógeno y formando la sal correspondiente:



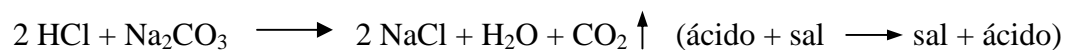
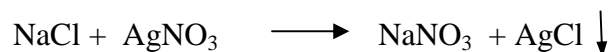
- Un halógeno puede desplazar a otro menos activo de sus compuestos (el orden de actividad es: F > Cl > Br > I):

**d) Doble descomposición o intercambio**

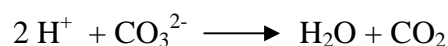
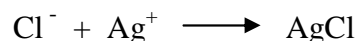
Estas reacciones, llamadas antiguamente de metátesis, equivalen a una doble sustitución o un intercambio.

Su forma general es:  $AB + XY \longrightarrow AY + XB$

Tienen lugar normalmente en disolución entre sustancias compuestas cada una por dos iones diferentes. Así los iones, que pueden moverse independientemente, se intercambian formando dos compuestos nuevos. Esto ocurre cuando uno de los compuestos que resulta es un precipitado (sólido insoluble), una molécula no iónica (covalente), o un gas:



Estas reacciones suelen abreviarse indicando sólo aquellos iones que intervienen directamente en la reacción. De esta manera los procesos anteriores vendrían indicados por:



### 3.- CÁLCULOS ESTEQUIOMETRICOS

La **estequiometría** es el estudio cuantitativo de las reacciones químicas. Las relaciones cuantitativas entre las cantidades de las sustancias que intervienen en una reacción permiten calcular la cantidad de una determinada sustancia si se conoce la cantidad de una cualquiera de ellas. En general, las cantidades calculadas son en masa, pero puede hallarse el correspondiente volumen si se conoce, para sólidos y líquidos, su densidad, y para los gases, a partir de la ecuación general que relaciona el volumen con el número de moles.

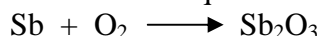
#### a) Relaciones mol-mol

Conocido el número de moles de una sustancia puede hallarse el número de moles de otra.

**A.1.-** ¿Cuántos moles de oxígeno se obtendrán calentando 3,5 moles de clorato potásico, según la reacción: Clorato potásico  $\longrightarrow$  cloruro potásico + oxígeno

Sol: 5,25 moles

**A.2.-** Cuando el Sb se quema en atmósfera de oxígeno se produce la siguiente reacción:



a) Ajusta la reacción y halla cuántos moles de oxígeno se necesitan para quemar 18 moles de Sb.

b) ¿Cuántos gramos de  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  se obtendrán?

Sol: a) 13,5 moles de oxígeno , b) 2.628 g de  $\text{Sb}_2\text{O}_3$

#### b) Relaciones masa-masa

Conocida la masa de una sustancia puede hallarse la masa de otra.

**A.3.-** Por tostación de sulfuro de cinc se obtiene el óxido del metal y se desprende dióxido de azufre. Si se dispone de 8,5 Kg de sulfuro: a) ¿Qué cantidad de óxido se producirá?. b) ¿Con qué masa de oxígeno reaccionará?

Sol: a) 7.104 g de  $\text{ZnO}$  , b) 4.189 g de oxígeno.

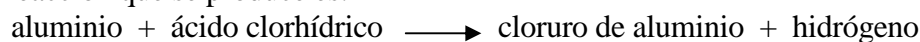
**A.4.-** ¿Qué masa en gramos de cloruro de plata puede obtenerse a partir de la reacción de 17 g de nitrato de plata con cloruro de sodio en exceso?

Sol: 14,3 g

### c) Relaciones masa-volumen

Si interviene en la reacción un gas, su cantidad puede darse también en volumen. Así, conocido la masa de una de las sustancias, puede hallarse el volumen de una sustancia gaseosa o viceversa.

**A.5.-** ¿Qué volumen de hidrógeno podemos obtener si disponemos de 14,3 g de aluminio y ácido clorhídrico en exceso?. Las condiciones de nuestro laboratorio en ese momento son 21 °C y 748 mm de Hg. La reacción que se produce es:



Sol: 19,46 l

**A.6.-** ¿Cuántos litros de oxígeno medidos en c.n. se necesitarán para quemar 36,0 g de butano? ¿Cuántos litros de CO<sub>2</sub> medidos en c.n. se formarán y cuántos gramos de agua?.

Sol: 90,4 l de O<sub>2</sub>; 55,61 l de CO<sub>2</sub> y 55,9 g de agua

**A.7.-** Al quemar 3 gramos de antracita se obtienen 5,3 litros de CO<sub>2</sub>, medidos en c.n. Calcula la cantidad de carbono que contiene la antracita.

Sol: 2,84 g

### d) Relaciones volumen-volumen

Si en la reacción intervienen al menos dos gases, sus coeficientes estequiométricos indican también la proporción en volumen, siempre que se midan en las mismas condiciones de P y T.

**A.8.-** a) ¿Cuántos litros de oxígeno serán necesarios para oxidar 500 litros de amoníaco?. b) ¿Cuántos litros de monóxido de nitrógeno y de vapor de agua se formarán?. Todos los gases han sido medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Sol: 500 litros NO, 625 litros O<sub>2</sub> y 750 litros de agua

**A.9.-** Tenemos 10,4 litros (que se midieron en c.n.) de acetileno (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>). ¿Qué volumen de aire (20 % de oxígeno y 80 % de nitrógeno en volumen), que está a 17 °C y 735 mm Hg se consumirá en su combustión?

Sol: 142,8 litros

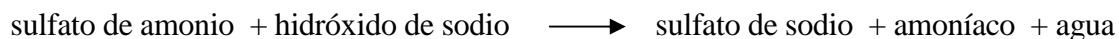
**A.10.-** Se hace arder 2 litros de propano, medidos a 12 °C y 740 mmHg. Calcula el volumen de oxígeno necesario para su combustión medido a 23 °C y 750 mmHg.

Sol: 10,25 litros

**e) Pureza de los reactivos**

Si hay alguna sustancia impura, sólo la parte pura de ella intervendrá en la reacción.

**A.11.-** Halla la pureza de una muestra de sulfato amónico, de la que tomados 13,162 g y tratados con exceso de sosa cáustica hacen desprender 3,77 l de amoníaco medidos a 18 °C y 742 mmHg, según la reacción:



Sol: 77,3 %

**A.12.-** Calcula la cantidad de caliza cuya riqueza en carbonato cálcico es del 85,3 %, que se necesita para obtener, por reacción con un exceso de ácido clorhídrico, 10 litros de dióxido de carbono medidos a 18 °C y 752 mm Hg.



Sol: 48,53 g

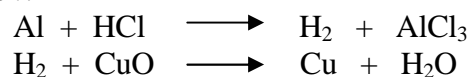
**f) Reacciones consecutivas**

Con mucha frecuencia, sobre todo en la industria, la obtención de un producto implica varias etapas en las que algún producto intermedio entra como reactivo en la siguiente reacción, y así sucesivamente.

**A.13.-** Una determinada cantidad de tricloruro de hierro ha sido oxidada completamente y todo el cloro se ha desprendido en forma de cloro, mientras que el hierro ha pasado a formar óxido de hierro(III). Este cloro gaseoso se ha empleado para transformar silicio en tetracloruro de silicio. Se han producido un total de 7,44 moles de tetracloruro de silicio. ¿Cuántos moles de tricloruro de hierro fueron oxidados?.

Sol: 9,92 moles

**A.14.-** ¿Cuántos gramos de cobre se obtendrán cuando el gas hidrógeno obtenido al hacer reaccionar 41,6 g de Al con un exceso de cloruro de hidrógeno se hace pasar sobre una cantidad en exceso de CuO?.



Sol: 147 g

**g) Rendimiento**

La cantidad máxima de un producto que puede obtenerse, según la ecuación química, a partir de una cantidad conocida de reactivo, se denomina **rendimiento teórico**. Pero la mayoría de las veces no se consigue ese valor máximo; rara vez las reacciones dan un rendimiento del 100 %, es decir, los reactivos no suelen convertirse enteramente en productos. Unas veces es consecuencia de que la reacción es reversible y alcanza un estado de equilibrio antes del término de la misma, y otras porque ocurren reacciones secundarias en las que los mismos reactivos originan algunos productos secundarios paralelamente a los principales.

El **rendimiento real** de una reacción, expresado en %, se calcula:

$$\text{Rendimiento real} = \frac{\text{cantidad de producto obtenida}}{\text{cantidad de producto teórica}} \times 100$$

**A.15.-** Por oxidación de 100 Kg de tolueno ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$ ), se han obtenido 124,1 Kg de ácido benzoico ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ). Calcula el rendimiento en este proceso.

Sol: 93,6 %

**A.16.-** Al calentar  $\text{KNO}_3$  se descompone en  $\text{KNO}_2$  y  $\text{O}_2$ . a) Si a partir de 3 g de  $\text{KNO}_3$  se obtienen 0,24 g de  $\text{O}_2$ ?, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?. b) ¿Cuántos gramos de  $\text{KNO}_2$  se obtienen?.

Sol: a) 50,5 % , b) 1,275 g

#### h) Reactivo limitante

En la mayoría de las reacciones químicas, por ejemplo, las que se llevan a cabo en la industria, las cantidades de reactivos suministradas no están, normalmente, en las proporciones exactas requeridas por la ecuación de la reacción. En estas condiciones, los productos obtenidos contienen alguna cantidad de reactivo que no ha reaccionado.

Las cantidades de los compuestos que se desea obtener y que se forman en la reacción, vendrán determinadas por la cantidad de **reactivo limitante**; esto es, el reactivo que se consume antes y que por lo tanto, determina la cantidad máxima de producto que se puede obtener.

**A.17.-** ¿Qué masa en gramos de cloruro de plata se formará cuando se mezclen en solución acuosa 35,4 gramos de cloruro de sodio y 99,8 gramos de nitrato de plata?

Sol: 84,4 g

**A.18.-** Una mezcla de 12,2 g potasio y 22,2 g de bromo ha sido calentada hasta que la reacción fue completa. ¿Cuántos gramos de bromuro potásico se formarán?

Sol: 33,36 g

**A.19.-** Se mezclan 18 moles de hidrógeno con 18 moles de nitrógeno. Calcula los moles de amoníaco que se forman.

Sol: 12 moles de amoníaco



### i) Disoluciones en las reacciones químicas

En los laboratorios, la mayor parte de los reactivos se encuentran dispuestos en forma de disolución. Entre sus grandes ventajas se pueden señalar dos principales:

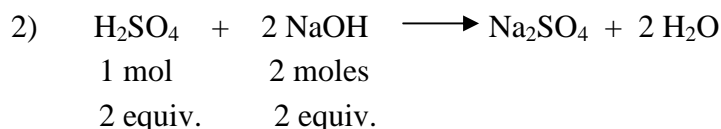
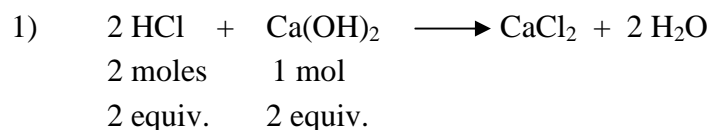
1ª.- Una reacción entre sólidos tiene lugar lentamente porque sólo puede producirse en la superficie de contacto. En cambio, si se disuelven, se dispersan como iones o moléculas, por lo cual el contacto será más íntimo y, por tanto, la reacción más rápida.

2ª.- Diluyendo sucesivamente una disolución podemos disponer de productos en cantidad tan minúscula que sería imposible su manejo y la medida exacta de su masa si estuviesen en estado sólido.

En aquellas reacciones que tienen lugar en disolución, los cálculos químicos se suelen llevar a cabo utilizando el principio general de que las sustancias reaccionan equivalente a equivalente. Es decir, cuando dos sustancias reaccionan aunque su relación en moles sea diferente, la relación en equivalentes es idéntica:

$$\boxed{\text{n}^\circ \text{ de equivalentes de A} = \text{n}^\circ \text{ de equivalentes de B}}$$

Ejemplos:

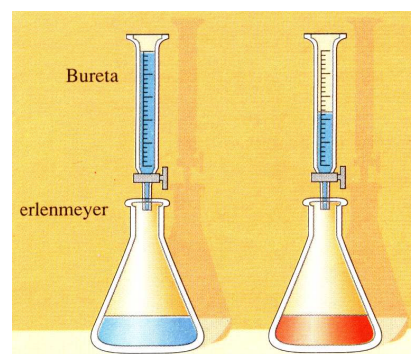


En este hecho se basa la determinación cuantitativa de una sustancia, cuando se conoce el número de equivalentes de otra que ha reaccionado con ella. Una **valoración** consiste en añadir gradualmente mediante una bureta una disolución de un reactivo de concentración conocida a una disolución de otra sustancia de concentración desconocida. El punto final de la valoración o **punto de equivalencia** puede conocerse por el cambio de color del indicador.

Como  $N = \frac{\text{n}^\circ \text{ eq. sto}}{V(l) \text{ don}}$ , se deduce que:  $\text{n}^\circ \text{ eq.} = V \cdot N$

Por tanto, en una valoración ácido-base la ecuación  $\text{n}^\circ \text{ de eq. de A} = \text{n}^\circ \text{ de eq. de B}$ , se puede poner como:

$$\boxed{V_A \cdot N_A = V_B \cdot N_B}$$



**A.20.-** Calcula la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato cálcico es del 83,6 %, que podrán ser atacados por 150 ml de disolución de ácido clorhídrico 1N.

Sol: 8,97 g

**A.21.-** Una muestra de 0,25 g de un ácido sólido se disolvió en agua y fue neutralizada exactamente por 40 cc de base 0,125 N. ¿Cuánto vale el equivalente del ácido?

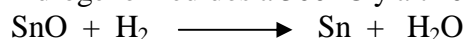
Sol: 50 g

### EJERCICIOS COMPLEMENTARIOS

**A.1.-** Calcula la cantidad de clorato potásico que se necesita para obtener por calentamiento 1 kg de oxígeno, sabiendo que además se produce cloruro potásico.

Sol: 2.553 g

**A.2.-** ¿Cuántos gramos de estaño se obtendrán si se reduce un exceso de SnO con 1500 cm<sup>3</sup> de hidrógeno medidos a 300 °C y a 740 mmHg?



Sol: 3,68 g

**A.3.-** Halla el V de cloro medido a 20 °C y 746 mm Hg, que podemos obtener al hacer reaccionar 50 gramos de permanganato potásico con un exceso de ácido clorhídrico concentrado, según la siguiente reacción:

permanganato potásico + cloruro de hidrógeno → cloruro de potasio + cloruro de manganeso (II)  
+ cloro + agua

Sol: 19,3 litros

**A.4.-** Halla el volumen de hidrógeno medido sobre agua a 25 °C y 750 mm Hg, que se desprende al calentar 1,52 g de silicio con disolución de sosa cáustica, sabiendo que la presión de vapor del agua a 25 °C es de 23,8 mm Hg.  $\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2 + \text{Na}_2\text{SiO}_3$

Sol: 2,77 litros

**A.5.-** Al hacer pasar 100 litros de aire a 20 °C y 740 mm Hg a través de una disolución de hidróxido bórico se precipitan 0,296 g de carbonato de bario. Calcula el tanto por ciento en volumen de dióxido de carbono en el aire.  $\text{Ba(OH)}_2 + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Sol: 0,037 %

**A.6.-** Calcula el volumen de hidrógeno en condiciones normales que podrá obtenerse al hacer reaccionar 500 g de cinc con ácido sulfúrico diluido.

Sol: 171,3 litros

**A.7.-** En exceso de aire se quema una mezcla de propano y butano cuya proporción en masa es 2:1. Si la muestra pesaba 18 g, calcula el volumen de dióxido de carbono obtenido (supuesto gas ideal y medido a 740 mm y 40 °C).

Sol: 32,4 l

**A.8.-** Se hace arder 2 litros de propano,  $C_3H_8$ , medidos a  $12\text{ }^\circ\text{C}$  y  $740\text{ mm Hg}$ . Calcula el volumen de oxígeno necesario para su combustión medido a  $23\text{ }^\circ\text{C}$  y  $750\text{ mm Hg}$ .

Sol: 10,25 litros

**A.9.-** Por acción del agua sobre el carburo de aluminio ( $C_4Al_3$ ) se obtiene metano e hidróxido de aluminio. Calcula el volumen de metano, medido sobre agua a  $16\text{ }^\circ\text{C}$  y  $736\text{ mm}$ , que obtendremos, suponiendo una pérdida del  $1,8\%$ , a partir de  $3,2\text{ g}$  de un carburo de aluminio de  $91,3\%$  de pureza. La presión de vapor del agua a  $16\text{ }^\circ\text{C}$  es de  $13,6\text{ mmHg}$ .

Sol: 1,491 litros.

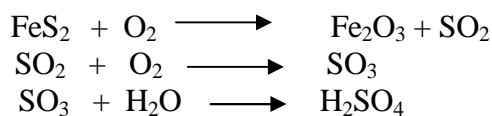
**A.10.-** Calcula la pureza de una muestra de carburo cálcico ( $CaC_2$ ) sabiendo que al tratar  $2,056\text{ g}$  de carburo con agua se obtienen  $656\text{ cc}$  de acetileno medidos sobre agua a  $22\text{ }^\circ\text{C}$  y  $748\text{ mmHg}$ . La presión de vapor del agua a  $22\text{ }^\circ\text{C}$  es de  $19,8\text{ mmHg}$ .

Sol:  $80,9\%$

**A.11.-** Calcula la cantidad de una muestra de giobertita, cuya riqueza en carbonato de magnesio es del  $93,8\%$ , que se necesita para obtener  $5\text{ litros}$  de dióxido de carbono medidos a  $12\text{ }^\circ\text{C}$  y  $743\text{ mm}$  de Hg por su reacción con un exceso de ácido clorhídrico.

Sol:  $18,8\text{ g}$

**A.12.-** ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico podrá obtenerse a partir de una tonelada de piritita ( $FeS_2$ ), de acuerdo con las siguientes reacciones:



Sol:  $1,64\text{ toneladas}$

**A.13.-** La reacción de combustión del carbono en cantidad controlada de oxígeno produce monóxido de carbono. La cantidad de este último es menor de la teórica, debido a que también tiene lugar la reacción: carbono + oxígeno  $\longrightarrow$  dióxido de carbono. Si a partir de  $4,54\text{ g}$  de C se han obtenido  $7,29\text{ l}$  de CO a  $22\text{ }^\circ\text{C}$  y  $764\text{ mm Hg}$ , ¿cuál ha sido el rendimiento?

Sol:  $80,2\%$

**A.14.-** ¿Cuántas toneladas de Pb se obtendrán a partir de  $2.000\text{ toneladas}$  de mineral que contiene un  $21\%$  de PbS, si el rendimiento es del  $94\%$  ?.

Sol:  $341\text{ toneladas}$ .

**A.15.-** El ácido clorhídrico comercial se prepara calentando cloruro sódico con ácido sulfúrico concentrado. Calcula la cantidad de ácido sulfúrico al  $90\%$  en peso necesario para obtener  $15\text{ Kg}$  de ácido clorhídrico al  $30\%$  en masa.

Sol:  $4,71\text{ kg}$

**A.16.-** ¿Cuántos gramos de  $Bi_2S_3$  se obtendrán si se mezclan  $12,3\text{ g}$  de  $H_2S$  con  $126\text{ g}$  de  $Bi(NO_3)_3$ , según la reacción:

Sol:  $62\text{ g}$

**A.17.-** ¿Cuántos ml de ácido clorhídrico del 25 % en peso y densidad 0,91 g/ml son necesarios para neutralizar 32 g de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ?

Sol: 138,6 ml

**A.18.-** El carbonato de magnesio reacciona con el ácido fosfórico y da lugar al fosfato de magnesio, dióxido de carbono y agua. a) Escribe la reacción ajustada. b) Se mezclan 72 g de carbonato de magnesio y 37 ml de ácido fosfórico (densidad = 1,34 g/ml y 50 % de riqueza). Calcula el volumen de dióxido de carbono obtenido medido a 23 °C y presión de 743 mm Hg.

Sol: 9,42 litros

**A.19.-** El ácido clorhídrico reacciona con el carbonato sódico para dar, entre otros productos, dióxido de carbono. Calcula el volumen de ácido clorhídrico 0,6 M que se necesita para que reaccione completamente con 4,2 g de carbonato sódico.

Sol: 132 ml

**A.20.-** Se hacen reaccionar 200 g de piedra caliza, que contiene un 60 % de carbonato cálcico, con 200 cc de una disolución de ácido clorhídrico, de una concentración del 30 % (en peso) y densidad 1,15 g/ml. El proceso transcurre a 17 °C y 740 mmHg. Calcula: a) La masa de cloruro cálcico obtenido; b) El volumen de dióxido de carbono producido en las condiciones de la reacción.

Sol: a) 104,9 g , b) 23,08 l

**A.21.** Un ácido sulfúrico diluido del 47 % en masa tiene una densidad de 1,1 g/cm<sup>3</sup>. Calcula el volumen de dicha disolución necesario para neutralizar 1 mol de KOH.

Sol: 94,78 ml

**A.22.-** En la valoración de 50 cc de una disolución de ácido sulfúrico se han gastado 37,6 cc de hidróxido de potasio 0,2 N. Halla su normalidad, así como los gramos de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  disueltos en los 50 cm<sup>3</sup>.

Sol: 0,15 N y 0,368 g

**A.23.-** Para determinar el porcentaje de ácido acético en un vinagre, se diluyen 10,03 g de vinagre hasta 100 cc y se valora una muestra de 25 cc con una disolución 0,0176 M de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , gastándose 34,30 cc. ¿Cuál es el porcentaje de ácido en el vinagre?

Sol: 2,88 %