

Tema 4 - ESTEQUIOMETRÍA.

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 "**balancearla o 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.

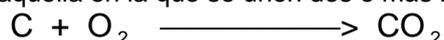
Cuando están escritas correctamente (balanceadas o ajustadas) pueden utilizarse para determinar las cantidades de las sustancias que intervienen en el proceso; pero para poder utilizarlas es necesario que estén ajustadas, por ello vamos a ver primero cómo se ajustan las reacciones y después veremos cómo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

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

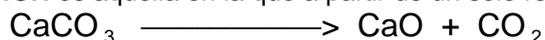
Las reacciones químicas pueden clasificarse en diversos grupos, de acuerdo con la propiedad de las mismas que se tenga en cuenta, así tenemos:

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

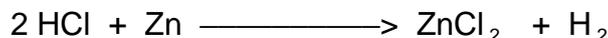
- 1) **REACCIÓN DE COMBINACIÓN** es aquella en la que se unen dos o más reactivos para dar un solo producto:



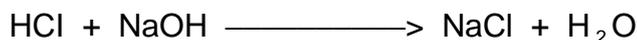
- 2) **REACCIÓN DE DESCOMPOSICIÓN** es aquella en la que a partir de un solo reactivo se obtienen varios productos:



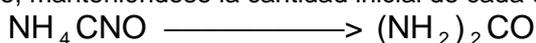
- 3) **REACCIÓN DE SUSTITUCIÓN SENCILLA** es aquella en la que un elemento sustituye a otro que forma parte de un compuesto, liberándose este elemento.



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

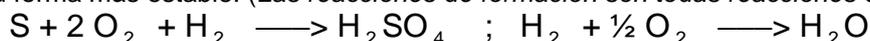


- 5) **REACCIÓN DE CAMBIO ISOMÉRICO O REAGRUPAMIENTO INTERNO**: Es la transformación de un compuesto en otro, manteniéndose la cantidad inicial de cada uno de los elementos:

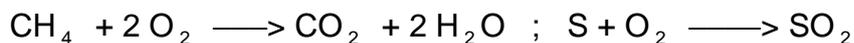


b) Atendiendo al tipo de proceso químico que tenga lugar:

- 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 reaccionan un ácido con una base (hidróxido), obteniéndose siempre la sal correspondiente y agua:



- 4) **REACCIÓN DE OXIDACIÓN-REDACCIÓN (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 tenga lugar:

- 1) **REACCIÓN EXOTÉRMICA:** Es aquella en las 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).

AJUSTE DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS

El ajuste de una ecuación química incluye todos aquellos pasos y/o cálculos necesarios para conseguir que exista el mismo nº de átomos de cada elemento en ambos miembros de la ecuación química: reactivos y productos.

Una ecuación química completa y balanceada, además de permitirnos conocer cuales son los reactivos y cuales los productos, nos indica las cantidades relativas de los mismos que participan en la reacción, cantidades que pueden expresarse en términos de moléculas, moles, gramos e incluso unidades de volumen si se trata de gases.

Así, de la reacción de combustión del butano: $2 \text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$; $\Delta H = - 890 \text{ KJ}$ podemos obtener la siguiente información:

- 1- Reactivos y productos: el metano gas reacciona con el oxígeno, también gas, para formar dióxido de carbono gaseoso y agua líquida, desprendiéndose calor en el proceso.
- 2- Cantidades que intervienen: Se produce la reacción entre un mol de metano ($12 + 2 \cdot 1 = 16$ gramos = 22,4 litros en C.N.) con 2 moles de oxígeno ($2 \cdot 32 = 64 \text{ g} = 2 \cdot 22,4 = 44,8$ litros en C.N.) originándose 1 mol de dióxido de carbono ($12 + 16 \cdot 2 = 44$ gramos = 22,4 litros en C.N.) , 2 moles de agua líquida ($1 \cdot 2 + 16 = 18$ gramos) a la vez que se desprenden 890 Kjulios en el proceso.

Por tanto, es necesario ajustar todas las ecuaciones químicas antes de proceder a realizar cualquier tipo de cálculo en ellas.

Para ajustar estas reacciones, pueden utilizarse varios métodos generales, que son:

- Ajuste “**a ojo**”, colocando aleatoriamente los coeficientes hasta conseguir el ajuste. Es útil y rápido en ecuaciones sencillas.
 - Ajuste por el “**método algebraico o de los coeficientes**”, basado en la aplicación de un balance de materia a cada uno de los elementos que intervienen en el proceso químico.
 - Ajuste por métodos de oxidación reducción (redox): método del **cambio de valencia y Método del ion-electrón**, basados en la igualación del número de electrones intercambiados entre los reactivos. El estudio de estos métodos queda para el momento que se aborde el estudio de los procesos redox.
- **Ajuste de reacciones “a ojo”** :Útil para procesos sencillos, tales como
- a) Reacciones ácido-base, en las que deben colocarse unos coeficientes tales que nos den el mismo número de H que de OH:

$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al}(\text{OH})_3 \longrightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$$
 donde hay 3 OH y 2 H, por lo que deben colocarse 6 de cada uno (el mínimo común múltiplo de ambos) ajustando después los demás coeficientes, por lo que nos quedará:

$$3 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{Al}(\text{OH})_3 \longrightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$$
 - b) Reacciones de combustión: en la que un compuesto se combina con oxígeno para dar los óxidos correspondientes a todos los elementos que lo componen:

$$\text{CH}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
 en las que deben igualarse primero los elementos formadores de

óxidos dejando siempre para el final el Oxígeno:
 $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

- Ajuste por el “método algebraico o de los coeficientes”.

Este método se basa en la aplicación de un balance de materia para todos y cada uno de los elementos que intervienen en el proceso. En él, se colocan unos coeficientes delante de cada uno de los reactivos y productos tales que hagan que el número de átomos de cada elemento en los reactivos y productos sea el mismo.

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, \dots
- 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:

$$\text{H} \Rightarrow a = 2 \cdot e \quad (\text{Hay 1 H en cada una de las "a" moles de ácido nítrico y 2 H en cada una de las "e" moles de agua})$$

$$\text{N} \Rightarrow a = 2 \cdot c + d$$

$$\text{O} \Rightarrow 3 \cdot a = 6 \cdot c + 2 \cdot d + e$$

$$\text{Cu} \Rightarrow b = c$$

- 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:

$$\text{H} \Rightarrow 2 = 2 \cdot e \quad \dots \quad \text{de la cual deducimos que } e = 1$$

$$\text{N} \Rightarrow 2 = 2 \cdot c + d$$

$$\text{O} \Rightarrow 3 \cdot 2 = 6 \cdot c + 2 \cdot d + e$$

$$\text{Cu} \Rightarrow b = c$$

y así:

$$\text{N} \Rightarrow 2 = 2 \cdot c + d \quad \dots \quad \text{de donde deducimos que: } d = 2 - 2 \cdot c$$

$$\text{O} \Rightarrow 6 = 6 \cdot c + 2 \cdot d + 1 \Rightarrow 6 = 6 \cdot c + 2 \cdot (2 - 2 \cdot c) + 1$$

$$\text{Cu} \Rightarrow b = c$$

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

$$\text{por lo que como } b = c = \frac{1}{2} \quad \text{y } d = 2 - 2 \cdot \frac{1}{2} = 2 - 1 = 1,$$

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

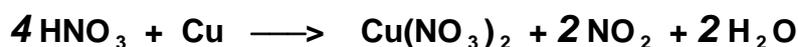
y para que todos los coeficientes sean números enteros, se multiplican por dos, con lo que nos quedarán:

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

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



y puesto que pueden omitirse los coeficientes 1, tendremos:



TIPOS DE PROBLEMAS DE ESTEQUIOMETRÍA

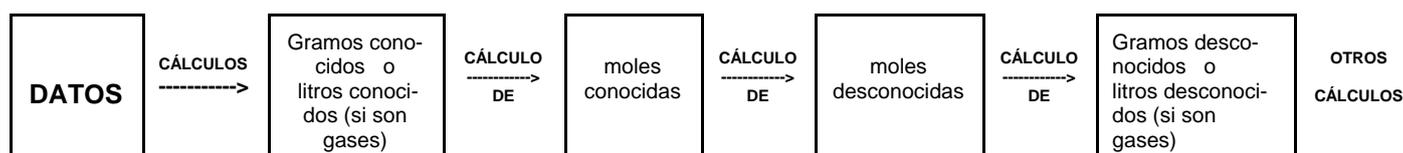
Los cálculos a realizar en cualquier problema de estequiometría pueden ser:

- Cálculos masa-masa
- Cálculos masa - volumen o volumen - masa
- Cálculos volumen - volumen

A partir de la información que se obtiene de la ecuación química balanceada (ajustada) podemos realizar cualquier cálculo sin más que relacionar las cantidades de las sustancias conocidas con aquellas que hemos de calcular.

Es útil y sencillo realizar los cálculos en moles ya que el número de moles de cada reactivo o producto que intervienen en la reacción balanceada coincide con el coeficiente que afecta a ese compuesto.

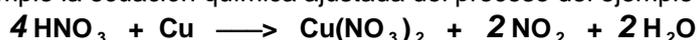
Así, los pasos generales a seguir serían los representados en el siguiente esquema:



Desde los datos que nos faciliten: gramos de reactivos o productos, cantidades de disoluciones de reactivos o productos, etc, se determinan los gramos de la sustancia (reactivo o producto) que se conocen para, después, determinar su número de moles (a veces este cálculo del número de moles puede hacerse directamente desde los datos iniciales).

Con estos datos se puede determinar el número de moles de cualquier otra sustancia que intervenga en la reacción ya sea reactivo o producto.

Así, si tomamos como ejemplo la ecuación química ajustada del proceso del ejemplo anterior:



en ella, tenemos la siguiente información:

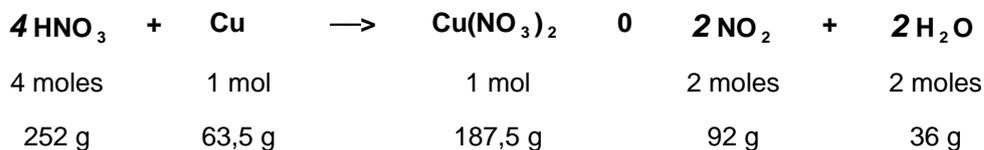
- 1) Los reactivos son el ácido nítrico: **HNO₃** y el cobre: **Cu**
- 2) Los productos de la reacción son el nitrato de cobre(II): **Cu(NO₃)₂**; el óxido de nitrógeno(IV): **NO₂** y el agua: **H₂O**
- 3) Cada átomo de cobre se combina con cuatro moléculas de ácido nítrico y se forman: una molécula de 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 (63x4) = 252 gramos de ácido nítrico (la masa de cuatro moles) y se forman: 187,5 gramos de nitrato de cobre(II), (46x2) = 92 gramos de óxido de nitrógeno(IV) y (18x2)= 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).

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.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} = \frac{\text{gr de soluto}}{\text{Pm soluto} \cdot l \text{ disolución}}$$

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:

$$0,5 \text{ Molar} = \frac{50,4 \text{ g}_s}{63 \frac{\text{g}_s}{\text{mol}_s} \cdot l \text{ disolución}}$$

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

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

REACTIVOS IMPUROS

En ocasiones las sustancias que se manejan en el laboratorio o industria no son puras por lo que como cálculos previos se ha de determinar la cantidad de sustancia pura que interviene en la reacción, ya que las ecuaciones balanceadas se refieren siempre a reactivos o productos puros.

REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO

Cuando se produce una reacción química, ésta suele evolucionar hasta que uno de los reactivos se agota, el cual recibe el nombre de REACTIVO LIMITANTE, ya que la cantidad de este reactivo es la que nos limita la cantidad de producto que puede formarse. El otro reactivo, del cual sobra una cierta cantidad, recibe el nombre de REACTIVO EN EXCESO.

RENDIMIENTO DE UN PROCESO

Cuando se aplican las relaciones entre las cantidades de reactivos y/o productos que aparecen en la ecuación química, estamos aplicándolas a un procedimiento teórico (rendimiento de un 100%), en el cual se parte de la base que todo reactivo limitante forma los correspondientes productos, y sin que se pierda nada de estos durante el proceso.

Sin embargo, en la vida real raramente se produce esto ya que o bien no reacciona todo el reactivo o bien se pierde parte de los productos por reacciones colaterales o en los procesos de separación o purificación de los productos obtenidos.

Por ello se hace necesario definir el RENDIMIENTO DE UN PROCESO o PORCENTAJE DE RENDIMIENTO como el cociente entre la cantidad real obtenida en ese proceso y la cantidad teórica que debería obtenerse si se cumplieran exactamente las relaciones entre las cantidades que aparecen en la ecuación balanceada. Este rendimiento puede expresarse también en %:

$$\text{PORCENTAJE DE RENDIMIENTO} = \frac{\text{CANTIDAD REAL OBTENIDA}}{\text{CANTIDAD TEORICA QUE SE PODRIA OBTENER}} \cdot 100 = \%$$

CALCULO DEL CALOR INTERCAMBIADO EN UNA REACCIÓN QUÍMICA

Además de las relaciones masa-volumen que acabamos de ver también pueden aplicarse estos cálculos al calor de reacción. Deben realizarse tomando la cantidad de calor intercambiado como un dato más de los que aparecen en la ecuación química balanceada, semejante a los de masa de reactivos y productos para realizar con ellos los pertinentes cálculos estequiométricos

PROBLEMAS Y EJERCICIOS PROPUESTOS SOBRE ESTEQUIOMETRÍA

1. Ajustar las siguientes reacciones:

- a: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCr}(\text{SO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b: $\text{KmnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- c: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- d: $\text{KmnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- e: $\text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{ClNO} + \text{H}_2\text{O}$
- f: $\text{As} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_3\text{AsO}_4$
- g: $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaClO} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- h: $\text{PbO}_2 + \text{HI} \rightarrow \text{I}_2 + \text{PbI}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- i: $\text{K MnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- j: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- k: $\text{MnO}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- l: $\text{CrI}_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaIO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- m: $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3$

2. Por reducción de 8,465 g de un óxido de cobre se obtienen 6,762 g de metal. Hallar la fórmula empírica de dicho óxido. ¿Cuál es el equivalente químico del cobre en dicho óxido? (Resp.: CuO ; $Eq = 31,75$ g)
3. ¿Qué cantidad de aire medido en C.N. se necesita para quemar completamente 1 Kg de antracita, si ésta contiene un 95% de carbono? (Resp.: 8444,4 litros aire)
4. Se quema completamente 1 gramo de hexano (C_6H_{14}) con aire (21% de oxígeno y 79% de nitrógeno en volumen). ¿Qué cantidad de aire será necesaria? ¿Cuántos gramos de óxido de carbono(IV) se obtendrán? (Resp.: 11,78 l aire , 3,07 g CO_2)
5. Se hacen reaccionar 5 g de un mármol que contiene un 73% de carbonato de calcio con una disolución de ácido clorhídrico del 20% en peso. Calcular la cantidad de cloruro de calcio que se formará. ¿Cuántos litros de óxido de carbono(IV) medidos en C.N. se obtendrán? ¿Cuánto ácido clorhídrico se necesitará? (Resp.: 4,05 g $CaCl_2$; 0,82 litros CO_2 ; 13,3 g de HCl del 20%)
6. Se tratan 50 g de zinc del 98% de pureza con una disolución 2 Molar de ácido clorhídrico. Calcular el volumen de hidrógeno desprendido, medido a 27°C y 690 mm Hg, así como el volumen de disolución que se necesitará. (Resp.: 20,4 litros de H_2 ; 1,32 litros de disolución)
7. El ácido oxálico ($C_2O_4H_2$) se descompone por la acción del ácido sulfúrico concentrado dando óxido de carbono(IV), óxido de carbono(II) y agua. Calcular la cantidad de ácido oxálico del 71,87% de pureza será necesario para obtener 10 l de óxido de carbono(II) medido a 20°C y 755 mm? (Resp.: 51,78 g de ác. Oxálico)
8. Calcular la concentración de una disolución de hidróxido de sodio sabiendo que 25 ml de la misma reaccionan exactamente con 19,2 ml de una disolución 0,2 Molar de ácido clorhídrico. ¿Qué cantidad de cloruro de sodio se obtiene? (Resp.: 0,15 Molar ; 0.153 g de $NaCl$)
9. 1 gramo de alcohol (C_2H_6O) se quema completamente en un recipiente de 3 litros lleno de oxígeno en condiciones normales. ¿Cuál será la presión final de la mezcla de gases obtenida a 125°C, ¿Qué cantidad de agua y de óxido de carbono(IV) se obtendrá? ¿Cuánto oxígeno sobra? (Considérese despreciable el volumen de alcohol inicial) (Resp.: P final = 1,93 atm ; 1,17 g de agua y 1,91 g de CO_2 ; sobran 2,2 g de O_2)
10. Durante la combustión de un cierto metal, 2,07 g del mismo se combinaron con 2,4 g de oxígeno. Determinar la cantidad de hidrógeno que puede reaccionar con 1,38 g de dicho metal. (Resp.: 0,2 g de Hidrógeno)
11. En la formación del sulfuro de zinc se sabe que por cada 65,4 g de zinc se necesitan 32,1 g de azufre . Si se dispone de 30 g de cada uno, ¿cual de ellos y en qué cantidad sobrará? (Resp.: Sobran 17,37 g de S)
12. Determinar el peso equivalente de un metal si 3,4 g de su yoduro contienen 1,9 g de yodo, cuyo peso equivalente es 126,9. (Resp.: 100,18 g/eq)
13. Al reducir con aluminio 1,305 g de dióxido de manganeso se obtuvieron 0,825 g de manganeso metálico. Determinar la cantidad de óxido de aluminio obtenido. ¿Cuál es el equivalente químico del manganeso? (Resp.: 1,02 g de Al_2O_3 ; 13,75 g/eq de Mn)
14. Al disolverse 1,11 g de un metal en un ácido se desprenden 404,2 ml de hidrógeno, medido a 19°C y 770 mm Hg. Determinar el peso equivalente de dicho metal así como su peso atómico si se sabe que ese metal es divalente.

RESOLUCIÓN

Se determina el nº de gramos de Hidrógeno desprendido, utilizando la ecuación de Clapeyron para los gases

$$\text{ideales: } P \cdot V = n \cdot R \cdot T: \frac{770}{760} \cdot 0,04042 = \frac{g_{H_2}}{2,014} \cdot 0,082 \cdot 292 ; g = 0,034 \text{ g de hidrógeno;}$$

Teniendo en cuenta que el número de equivalentes se calcula dividiendo la cantidad que tenemos entre el peso equivalente de la sustancia de que se trate y que, además, por definición, un equivalente es la cantidad de una sustancia que reacciona o sustituye exactamente a 1,007 g de Hidrógeno, y que toda reacción se produce equivalente a equivalente, resultará que el número de equivalentes de ese metal será igual al número de equivalentes de hidrógeno, por todo ello, tendremos:

$$N^{\circ} \text{ equivalentes } H_2 = N^{\circ} \text{ equivalentes metal: } \frac{0,034}{1,007} = \frac{1,11}{P_{eq}} \quad P_{eq. METAL} = 32,88 \text{ g/eq}$$

La valencia nos indica el número de equivalentes que hay en un mol de esa sustancia:

$$valencia = \frac{\text{Peso molecular}}{\text{Peso equivalente}} \quad ; \text{ y así: } Pm = 2.32,88 = 67,76 \text{ g/mol}$$

15. Hallar la cantidad de oxígeno medido a 27°C y 700 mm Hg y de mercurio que se obtendrán en la descomposición térmica de 75 g de óxido de mercurio(II) la cual transcurre según la ecuación:
 $2 \text{ HgO} \rightarrow 2 \text{ Hg} + \text{O}_2$
16. Calcular la cantidad de clorato de potasio que será necesario descomponer para obtener 1 Kg de oxígeno. ¿Qué volumen ocupará éste en Condiciones Normales? ($2 \text{ KClO}_3 \rightarrow 2 \text{ KCl} + \text{O}_2$)
17. Calcular el volumen de una disolución de ácido clorhídrico 0,1 Molar se necesita para neutralizar 25 ml de una disolución 0,15 Molar de hidróxido de sodio.
18. Se mezclan 10 moles de hidrógeno gaseoso con 20 moles de nitrógeno, también gaseoso, formándose 4 moles de amoníaco gas. ¿Qué cantidad de cada uno ha reaccionado?
19. Hallar el volumen de una disolución 1,25 molar de ácido sulfúrico que se necesita para neutralizar 5 gramos de hidróxido de sodio.
20. El metano (CH_4) puede obtenerse descomponiendo el carburo de aluminio (Al_4C_3) con agua. ¿Qué cantidad de carburo se necesita para obtener 600 ml de metano en C.N. si el rendimiento de la reacción es del 92%?
21. Calcular la cantidad de hierro que podrá obtenerse a partir de limonita (Hidróxido de hierro(III)) del 60% de pureza si el rendimiento de la operación es del 70%.
22. Determinar al volumen de óxido de azufre(IV) medido a 157°C y 2 atm, que se obtendrá en la tostación de una pirita del 40% de riqueza si el rendimiento de la reacción es del 65%.
23. Para la obtención de azufre se ha utilizado una roca que contenía un 37% de dicho elemento. Después de tratar 80 Tm de dicha roca se han obtenido 21,5 Tm de azufre bruto con un 8% de impurezas. ¿Cual es el rendimiento de esta operación? ¿Qué cantidad de azufre ha quedado sin aprovechar?
24. Al calentar nitrato de sodio con ácido sulfúrico concentrado se desprende ácido nítrico y se forma hidrogenosulfato 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 del 85% de pureza si el rendimiento de la operación es del 90%? Si el ácido sulfúrico utilizado tiene una concentración 8 Molar, calcular el volumen de disolución que se necesitará. (SOL: 1703,2 Kg HNO_3 ; 3754,9 L H_2SO_4)
25. Se toma 1 g de clorato de potasio y se calcina dando lugar a cloruro de potasio y oxígeno. Teniendo en cuenta que el rendimiento de la reacción es del 90%, calcular: a) La cantidad de cloruro de potasio que se obtendrá. b) Volumen de oxígeno que se desprenderá, medida a 25°C y 710 mm de Hg de presión.
26. 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 volumen ocupará en condiciones normales? ¿Qué cantidad de hidróxido de sodio se formará?
27. Quemamos con aire 1 Tm de azufre del 80% de pureza. Calcular la cantidad de óxido de azufre(IV) que se obtendrá si el rendimiento de la operación es del 90%. ¿Qué cantidad de aire será necesaria? DATO: Composición del aire en volumen: 21% de Oxígeno y 79% de nitrógeno.
28. En la reacción: $\text{Hg} + 2 \text{ HNO}_3 \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$, calcular: a) Equivalente gramo del mercurio; b) Los gramos de ác. nítrico que reaccionan con 20 g de mercurio; c) Litros de H_2 obtenidos, en C.N.
29. 2,00 g de una muestra que contiene clorato de potasio y cloruro de potasio se calienta hasta que todo el clorato de potasio se descompone según el proceso: $2 \text{ KClO}_{3(\text{sólido})} \rightarrow 2 \text{ KCl}_{(\text{sólido})} + 3 \text{ O}_{2(\text{g})}$. El oxígeno que se desprende, una vez seco, ocupa un volumen de 500 ml a 25°C y 750 mm Hg. Calcular a) Número de moles de oxígeno producidas b) El porcentaje de clorato y cloruro de potasio en la mezcla inicial.
30. Hallar la cantidad de pirolusita de un 72,6%, de MnO_2 necesaria para obtener 25 g de cloro por reacción con un exceso de ácido clorhídrico concentrado. (Resp.: 42,22 g pirolusita)
31. Por acción del bromo líquido sobre el hidróxido de potasio en caliente se forman bromuro y bromato de potasio. Calcular el volumen de bromo que se necesita para preparar 50 g de bromato de potasio, K BrO_3 . La densidad

del bromo es $3,19 \text{ g/cm}^3$. (Resp.: $45,0 \text{ cm}^3$ de bromo líquido)

32. Para la obtención del fósforo se trata en el horno eléctrico una mezcla de fosfato de calcio, sílice y carbón. Si el rendimiento del proceso en cuanto al fósforo obtenido es del 87 % calcular las cantidades de fosfato de calcio del 95,6% en $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, de sílice del 97,4% en SiO_2 y de carbón del 96,1 % en C que se necesitan para obtener una tonelada de fósforo. El carbono se oxida a monóxido de carbono. (Res. 6,02 Tm de fosfato de calcio; 3,43 Tm de sílice, y 1,16 Tm de carbón)
33. 0,852 g de una aleación de aluminio y cobre se disuelven en ácido nítrico, el líquido se evapora a sequedad y la mezcla de nitratos se calcina. Se obtienen 1,566 g de una mezcla de óxidos de aluminio (Al_2O_3) y de cobre (CuO). Calcular la composición de aquella aleación. (Res. 92,15 % de Al y 7,85 % de Cu)
34. En el análisis de una muestra de giobertita se pesan 2,8160 gramos de mineral, que se disuelven en ácido clorhídrico diluido; el líquido se lleva a un volumen de 250 cm^3 . Se toman 50 cm^3 de este líquido, se añade amoníaco en exceso y se precipita con fosfato de sodio. El precipitado obtenido se filtra, lava, seca y calcina en cuyo proceso el fosfato de magnesio formado se transforma en pirofosfato de magnesio. Se obtienen 0,622 g de $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$. Calcular el contenido en magnesio de aquel mineral y su riqueza en carbonato de magnesio, MgCO_3 (Res. 24,13 % Mg; 83,66 % MgCO_3)
35. Calcular la cantidad de una muestra de giobertita, cuya riqueza en MgCO_3 es del 93,8 % , que se necesita para obtener 5 litros de dióxido de carbono medidos a 12°C Y 743 mm de Hg, por su reacción con un exceso de ácido clorhídrico. (Resp.: 18,81 g giobertita)
36. Al hacer pasar 100 litros de aire a 20°C Y 740 mm a través de una disolución de hidróxido de bario se precipitan 0,296 g de carbonato de bario, BaCO_3 . Calcular el tanto por ciento en volumen de dióxido de carbono en el aire. (Resp.: 0,037% CO_2)
37. Se mezclan 2 g de oxígeno con 2 litros de hidrógeno medidos a 18°C Y 768 mm de Hg. Se hace estallar la mezcla, con lo que reaccionan en parte convirtiéndose en agua y el gas que resulta se mide sobre agua a 29°C y 740 mm de Hg. Calcular el volumen y el peso de este gas. La presión del vapor de agua a 29°C es de 30,0 mm de Hg. (Resp.: 0,531 litros y 0,645 g de O_2)
38. El metal escandio reacciona con el ácido clorhídrico en disolución acuosa, desprendiéndose hidrógeno. Cuando se tratan así 2,25 g de escandio se desprenden 2,41 litros de hidrógeno medidos a 100°C y 0,952 atm de presión. Calcular a) moles de hidrógeno desprendidas. b) Equivalente gramo del escandio.
39. El cloruro de mercurio(II) se obtiene mediante la unión directa de sus elementos componentes. En un recipiente se introducen 100 g de mercurio y 100 g de cloro. a) ¿Qué reactivo y en qué cantidad queda sin reaccionar? b) ¿Cuántas moléculas de cloruro de mercurio(II) se formarán?(Resp.: Sobran 82,30 g de Cloro; Se forman 0,25 moles = $1,50 \cdot 10^{23}$ moléculas de Hg_2Cl_2)
40. El nitrato de potasio, usado como fertilizante, se prepara mezclando cloruro de potasio y ácido nítrico en presencia de oxígeno, según la reacción: $4\text{KCl}_{(\text{aq})} + 4\text{HNO}_{3(\text{aq})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 4\text{KNO}_{3(\text{aq})} + 2\text{Cl}_{2(\text{g})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$, cuyo rendimiento es del 70%. Calcular: a) Los Kg. de nitrato de potasio producidos a partir de 50 Kg. de cloruro de potasio de un 80% de riqueza y de 30 Kg. de ácido nítrico. b) Los gramos de cloro producidos (Resp.: 33,67 Kg de KNO_3 ; 11,83 Kg de Cl_2)
41. Calcule los ml de ácido sulfúrico del 98 % y $1,84 \text{ g/cm}^3$ que se necesitan para neutralizar 25 ml de una disolución acuosa de hidróxido potásico del 14,5 % en peso y $1,20 \text{ g/cm}^3$ de densidad.(Select-2000) (Resp.: 2,11 ml de H_2SO_4)
42. b) Calcule cuántos ml de CO_2 medidos a 190°C y 970 mm de Hg, han de pasar a través de 26 ml de una disolución acuosa de hidróxido de bario 0,21 M para que la reacción sea completa en la formación de carbonato de bario. (Select-2000) (Resp.: 162,4 ml de CO_2)
43. Se hacen reaccionar 250 ml de una disolución 0,5 M de hidróxido de sodio con 50 ml de una disolución 1,5 M de ácido sulfúrico. A) ¿Existe algún reactivo en exceso?. En caso afirmativo, indíquelo y determine la cantidad del mismo que no ha reaccionado. B) ¿Cuántos gramos de sulfato de sodio se originan en esta reacción? (Select.León - Junio 2001) (Resp.: Sobran 0,0125 moles de H_2SO_4 ; b) 0,0625 moles de Na_2SO_4)
44. El primer paso en la preparación del ácido nítrico es la producción de óxido nítrico a partir del amoníaco y oxígeno, según la reacción: $4\text{NH}_{3(\text{g})} + 5\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 4\text{NO}_{(\text{g})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$. Supuesto que 3,00 litros de amoníaco a 802°C y 1,30 atm reaccionan completamente con oxígeno, A) ¿Cuántos litros de vapor de agua medidos a 125°C y 1,00 atm se forman? B) ¿Cuántos moles de oxígeno serán necesarios para que la reacción

sea total? (Select.-Junio-2001) (Resp.: 2,15 l de H_2O ; b) 0,055 moles de O_2)

45. Se tiene una muestra de 0,712 g de carburo de calcio (CaC_2) impuro el cual al reaccionar con el agua origina hidróxido de calcio y libera 195 ml de acetileno (C_2H_2) que se recogen sobre agua a $15^\circ C$ y a una presión de 748 mm Hg. Considerando que las impurezas de la muestra no reaccionan con el agua, se desea saber:
- El volumen de acetileno formado, medido en C.N.
 - El porcentaje en peso del carburo de calcio en la muestra inicial
 - Si el hidróxido de calcio que se forma se recoge sobre 30 ml de agua, sin variación apreciable de volumen, calcular la Normalidad y la Molaridad de la disolución resultante. DATO: Presión de vapor del agua a $15^\circ C$: 13 mm Hg (Resp.: 0,179 L. de acetileno en C.N.; b) 72,02% de riqueza ; c) 0,267 M y 0,534 N)

PROBLEMAS Y EJERCICIOS SOBRE ESTEQUIOMETRÍA PROPUESTOS EN SELECTIVIDAD

- S-1:** Una forma de eliminar NO de las emisiones gaseosas es hacerlo reaccionar con amoníaco de acuerdo con la siguiente reacción: $NH_3 + NO \rightarrow N_2 + H_2O$. a) Ajustarla reacción. b) Calcular los gramos de amoníaco que se necesitarán para que reaccionen 16,5 moles de monóxido de nitrógeno. (Solución: 187 gr de amoníaco) (Selectividad León - Junio 1994)
- S-2:** a) Escribir y ajustar la reacción de formación del amoníaco. b) ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno han de combinarse con $7,0 \cdot 10^4$ moles de átomos de nitrógeno para formar amoníaco? (Solución: 21,0 - 10,1 moles de átomos de hidrógeno) (Selectividad COU León - Junio 1994)
- S-3:** El peróxido de hidrógeno es inestable y se descompone en agua líquida y oxígeno gaseoso. ¿Cuántos litros de oxígeno se obtienen en condiciones normales por descomposición de 15,0 g de una disolución de peróxido de hidrógeno al 7,5 % en peso? (Solución: 0,37 litros de oxígeno en C.N.) (Selectividad COU León - Septiembre 1994)
- S-4:** ¿Qué volumen de hidrógeno en condiciones normales se obtendrá por reacción de zinc sobre 50 ml de una disolución de ácido sulfúrico al 40 % en peso y densidad 1,30 g/ml? (Solución: 5,94 litros de H_2 en C.N.) (Selectividad COU León - septiembre 1994)
- S-5:** El carbonato cálcico se descompone en dióxido de carbono y óxido de calcio. a) Escribir y ajustar la ecuación química correspondiente a dicha reacción. b) Calcular los gramos de carbonato cálcico necesarios para producir 5,25 gramos de dióxido de carbono. (Solución: 11,93 gr de dióxido de carbono) (Selectividad León - Junio 1.995)
- S-6:** A $400^\circ C$ el nitrato amónico se descompone en óxido, de dinitrógeno y vapor de agua. a) Escribir y ajustar la ecuación química correspondiente. b) Calcular los gramos de agua que se formarán en la descomposición de 8,00 g de nitrato amónico. (Solución: 3,6 gr de vapor de agua) (Selectividad COU León - Junio 1995)
- S-7:** El dióxido de azufre reacciona con oxígeno gaseoso para formar trióxido de azufre. a) Escribir y ajustar la ecuación. b) ¿Cuántos gramos de trióxido de azufre podrán prepararse a partir de 23,5 g de dióxido de azufre? (Solución: 29,4 gr de trióxido de azufre) (Selectividad COU León - Junio 1996)
- S-8:** Al quemar 60 cm^3 de una mezcla de metano y etano, medidos a $0^\circ C$ y 1 atm de presión con suficiente cantidad de oxígeno, se producen 80 cm^3 de dióxido de carbono, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura. Calcule: a) La composición de la mezcla, expresándola como porcentaje en volumen y en fracciones molares. b) La cantidad de oxígeno, expresada en moles, necesaria para la combustión completa de la mezcla. (Solución: a) 66,67 % vol en CH_4 ; $X_{CH_4} = 66,67$; b) $6,7 \cdot 10^{-3}$ moles de oxígeno) (Selectividad COU León - Junio 1996)
- S-9:** Se queman 100 g de etanol. ¿Cuántos litros de oxígeno medidos a $50^\circ C$ y 0,95 atm se necesitarán para que la combustión sea completa? (Solución: 181,83 litros de oxígeno) (Selectividad COU León - Septiembre 1996)
- S-10:** Un fabricante vende latas con 500 g de carburo de calcio, cuya pureza es del 87%. Se desea conocer: a) Cuantas latas habrían de adquirirse para obtener 760 litros de gas acetileno (etino) medidos a presión normal y temperatura de $33^\circ C$, sabiendo que el carburo de calcio por reacción con agua da acetileno e hidróxido de calcio. B) El peso de hidróxido de calcio que se forma en el proceso, (Selectividad COU León junio 1998)
- S-11:** Se tratan 6 g de aluminio en polvo con 50 cm^3 de disolución acuosa de ácido sulfúrico 0,15 M, Calcular: a) El volumen de hidrógeno que se obtendrá a partir de la reacción, medido a $20^\circ C$ y 745 mm de mercurio de presión. B) El peso de sulfato de aluminio(III) anhidro que se obtendrá por evaporación de la disolución que resulta de la reacción. (Selectividad COU León septiembre 1998)
- S-12:** A) Calcule los ml de ác. Sulfúrico del 98% y $1,84 \text{ g/cm}^3$ que se necesitan para neutralizar 25 cm^3 de una disolución acuosa de hidróxido potásico del 14,5% en peso y $1,20 \text{ g/cm}^3$ de densidad. B) Calcule cuantos ml de CO_2 medidos a $190^\circ C$ y 970 mm Hg, han de pasar a través de 26 ml de una

disolución acuosa de hidróxido de bario 0,21 M para que la reacción sea completa en la formación de carbonato de bario. (Selectividad LOGSE CyL junio 2000)

- S-13:** 5,132 g de un compuesto orgánico que contiene carbono e hidrógeno produce en su combustión 17,347 g de dióxido de carbono y 3,550 g de agua. Calcular: a) Su fórmula empírica y molecular sabiendo que su masa molecular es 78 ; b) El volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, consumido en la combustión. (Selectividad COU CyL septiembre 2000)
- S-14:** Cuando se calienta en un horno de piedra caliza (básicamente carbonato de calcio), ésta se descompone para dar óxido de calcio y dióxido de carbono. Si la conversión es del 75%, se desea saber: a) La composición, en porcentaje en masa, del sólido que se extrae del horno; b) La masa de dióxido de carbono que se desprende por Kg de piedra caliza. (Selectividad LOGSE CyL septiembre-2001) (SOL.: a) 62,48% CaO ; 37,31% CaCO₃ + impurezas ; b) 330 g de CO₂)
- S-15:** El superóxido de potasio (KO₂) se utiliza para purificar el aire en espacios cerrados. El superóxido se combina con el dióxido de carbono y libera oxígeno según la reacción: $4 \text{KO}_{2(s)} + 2 \text{CO}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{K}_2\text{CO}_{3(s)} + 3 \text{O}_{2(g)}$ a) Calcular la masa de KO_{2(s)} que reacciona con 50 L de dióxido de carbono en condiciones normales. b) Calcular el número de moléculas de oxígeno que se producen. (Selectividad LOGSE CyL septiembre-2002 (SOL: 317,1 g de KO₂ ; 2,01.10²⁴ moléculas de O₂))
- S-16:** Para transformar completamente el fósforo blanco en ácido H₃PO₄ utilizando ácido nítrico se debe emplear un exceso del 50% de ácido nítrico respecto de la cantidad estequiométrica ¿Qué cantidad (en kg) de ácido nítrico del 35% deberá emplearse para oxidar completamente 10 kg de fósforo blanco de acuerdo con la reacción:
 $3\text{P} + 5 \text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \Rightarrow 3 \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$ (Selectividad LOGSE CyL septiembre-2003 SOL.: a) 145,30 Kg de ác. Nítrico del 35%)
- S-17:** Se tiene una mezcla formada por dos sólidos blancos pulverizados: clorato de potasio y cloruro de potasio. Cuando 60 g de esta mezcla se someten a calentamiento intenso y prolongado, se liberan 8 g de oxígeno. Se sabe que el clorato de potasio se descompone por calentamiento prolongado dando cloruro de potasio (sólido) y oxígeno (gas).
 A) Formúle la ecuación química del proceso que tiene lugar durante el calentamiento.
 B) Calcule el tanto por ciento del cloruro de potasio en la mezcla inicial. (Selectividad LOGSE CyL septiembre 2004)
 SOL.: a) $2 \text{KClO}_3 \rightleftharpoons 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$; 34,04% de KClO₃ y 63,96% de KCl)
- S-18:** Al quemar 60 cm³ de una mezcla de metano y etano , medidos a 0 °C y 1 atm de presión, con cantidad suficiente de oxígeno, se producen 80 cm³ de dióxido de carbono, medidos en las citadas condiciones, y agua.
 a) Cuál es la composición porcentual de la mezcla expresada en volumen.
 b) Cantidad de oxígeno, expresada en moles, necesaria para la combustión total de la mezcla (Selectividad CyL septiembre 2005) SOL.: a) 66,8% de metano ; b) 3,57.10⁻³ moles de O₂)
- S-19:** Para determinar la riqueza de una partida de zinc se tomaron 50,0 g de una muestra homogénea y se trataron con ácido clorhídrico del 37 % en peso y densidad 1,18 g/mL, consumiéndose 126 mL de ácido. La reacción de zinc con ácido clorhídrico produce cloruro de zinc e hidrógeno (H₂). Calcúle:
 a) La molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.
 B) El porcentaje de zinc en la muestra. (Selectividad CyL junio 2006) (SOL.: a) 11,98 Molar ; b) 98,68% de zinc)
- S-20 :** a) Calcule los moles de cloruro de sodio y de ácido sulfúrico que hay en 500 g de cloruro de sodio del 71 % de riqueza y en 100 mL de ácido sulfúrico del 98 % de riqueza y densidad 1,83 g/ml.
 b) ¿Qué cantidad de cloruro de hidrógeno, dado en gramos, podemos obtener si se hacen reaccionar, en caliente, los compuestos antes mencionados y en las cantidades indicadas? (Selectividad CyL septiembre 2006) SOL.: a) 6,07 moles de NaCl , 1,83 moles de H₂SO₄ ; b) 133,41 g de HCl)