

QUÍMICA GENERAL

PROBLEMAS RESUELTOS

Dr. D. Pedro A. Cordero Guerrero

ESTEQUIOMETRÍA

2020

(pedrocorderoguerrero@gmail.com)

El archivo es navegable. Pinchando sobre el enunciado de un problema concreto, nos lleva directamente a la página en la que se encuentra su solución

La complejidad de los mismos, así como los niveles a los que se corresponden son:

- (*) Problemas de iniciación o baja dificultad. Generalmente de aplicación directa de las fórmulas o conceptos.
Nivel: 4º ESO - Bachillerato - Química curso acceso a la Universidad
- (**) Problemas de dificultad media, ya sea porque exigen de varios cálculos previos o posteriores a la aplicación de la fórmula o concepto central o por tener que relacionar varios de ellos..
Nivel: Bachillerato - Química curso acceso a la Universidad - Química de 1º curso de Universidad
- (***) Problemas más complejos, que exigen conocimientos más profundos de Química o con numerosos cálculos o aplicación de muchos conceptos.
Nivel: Química de 1º curso de Universidad

Obviamente la apreciación de los niveles para los que se aconsejan es una apreciación subjetiva, ya que dependiendo del curso, exigencias de la asignatura o base química que se tenga, pueden adecuarse a otros niveles.

CONTENIDOS

1 - CONCEPTOS TEÓRICOS BÁSICOS

GRUPOS DE PROBLEMAS RESUELTOS: (Algunos de ellos se podrían incluir en varios grupos)

Grupo A: AJUSTE DE REACCIONES

Grupo B: CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS DIRECTOS

Grupo C: CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS QUE INCLUYEN OTROS CÁLCULOS PREVIOS O POSTERIORES

Grupo D: CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN PROCESOS INDUSTRIALES

ESTEQUIOMETRÍA

CONCEPTOS TEÓRICOS BÁSICOS

ESTEQUIOMETRIA 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.

PUREZA DE UN REACTIVO es la proporción del reactivo puro que tiene la sustancia utilizada. Solamente intervienen en las reacciones los reactivos puros. El resto recibe el nombre de **IMPUREZAS**, y son sustancias que acompañan al reactivo puro, pero que no intervienen en la reacción

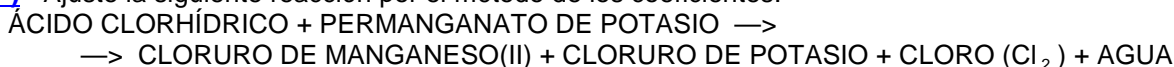
RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN es el cociente entre la cantidad real obtenida en ese proceso y la cantidad teórica que debería obtenerse si se cumplieran exactamente las relaciones entre las cantidades que aparecen en la ecuación balanceada. Este rendimiento suele expresarse en %:

AJUSTE DE LAS REACCIONES Se trata de colocar un coeficiente delante de la fórmula o símbolo de cada reactivo y producto de manera que exista el mismo número de átomos de cada elemento a cada lado.

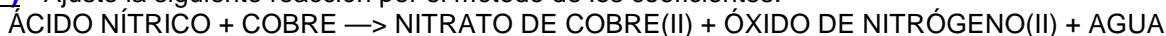
ENUNCIADOS DE LOS PROBLEMAS RESUELTOS SOBRE ESTEQUIOMETRÍA

Grupo A: AJUSTE DE REACCIONES

A-01 (*) - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



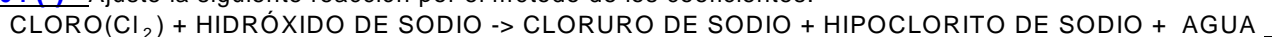
A-02 (*) - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



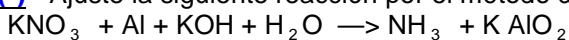
A-03 (*) - Ajuste la siguiente reacción:



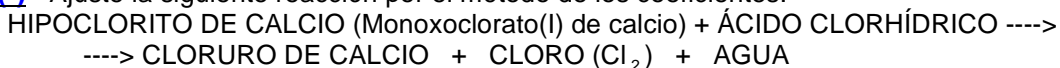
A-04 (*) - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



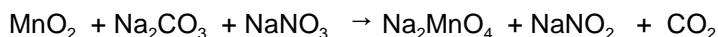
A-05 (*) - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



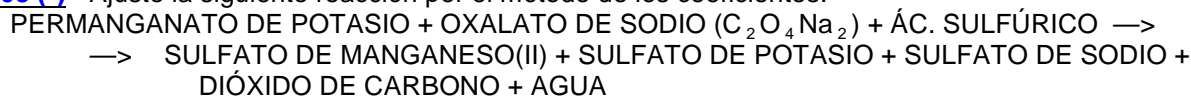
A-06 (*) - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



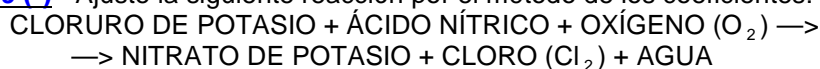
A-07 (*) - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



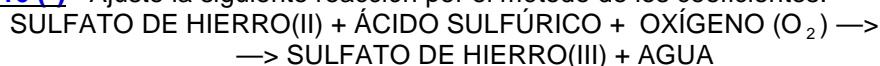
A-08 (*) - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



A-09 (*) - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



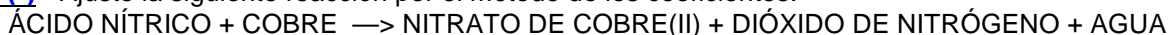
A-10 (*) - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



A-11 (*) - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



A-12 (*) - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



Grupo B: CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS DIRECTOS

B-01 (*) - Se necesitan preparar 9 litros de nitrógeno, medidos a 20°C y a una presión de 710 mm. La reacción que se va a utilizar es: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaNO}_2 \rightarrow 4 \text{NaCl} + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$ ¿Cuántos gramos de cloruro amónico deberemos emplear?

B-02 (*) - ¿Qué volumen de disolución 5,00 N de ácido sulfúrico se necesitará para neutralizar otra que contenga 2,5 g de hidróxido sódico? ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico puro serán necesarios?

B-03 (*) - El carburo de aluminio se descompone con el agua a ebullición para dar hidróxido de aluminio y gas metano. ¿Qué cantidad de carburo de aluminio necesitaremos para obtener, mediante éste procedimiento, 20 litros de metano medidos a 10°C y a una presión de 770 mm de mercurio?

B-04 ()** - Calcúlese el contenido, en tanto por ciento de carburo cálcico puro, de un producto comercial que, tratado con agua, desprende 300 L. de acetileno por kilogramo, medidos en condiciones normales.

B-05 ()** - Calcule la pureza de una muestra de sodio metálico, sabiendo que cuando 4,98 g de esa muestra reaccionan con agua se forma hidróxido de sodio y se desprenden 1,4 litros de hidrógeno, medidos a 25°C y 720 mm Hg. Calcule la molaridad de la disolución de hidróxido de sodio resultante si el volumen total de la misma es 199 mL.

B-06 (*) - Se calientan en un recipiente cerrado, 6 g de magnesio con 2 litros de Nitrógeno, medidos en condiciones normales, para dar nitruro de magnesio sólido. ¿Cuál será la presión final, medida en Atm y a volumen constante suponiendo completa la reacción si la temperatura final es de 27°C?

B-07 ()** - Una roca caliza contiene carbonato de calcio. Hallar la riqueza que tiene en CaCO_3 sabiendo que 0,35 g de esta roca reaccionan con 60 ml de una disolución 0,1 M de ácido nítrico.

B-08 (*) - Si 350 g de bromo reaccionan con 40 g de fósforo, ¿qué cantidad en gramos de bromuro de fósforo (III) se formará?. Datos: Masas atómicas Br = 80,0 ; P = 31,0

B-09 (*) - ¿Cuántos gramos de alcohol etílico puede obtenerse por fermentación de 1000 g de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$? (Datos: P.A.: C = 12, H = 1, O = 16).

B-10 (*) - Se tratan 250 g de CaCO_3 con ácido clorhídrico y se desea saber: a) Cantidad de HCl en peso necesaria, b) ¿Qué cantidad de CO_2 en peso se obtendrá?, c) ¿Qué volumen de CO_2 se obtendrá en condiciones normales? (DATOS: Pesos atómicos: C = 12, O = 16, H = 1, Cl = 35,4, Ca = 40)

B-11 (*) - ¿Se neutralizan 25 ml de una disolución de NaOH con 15,7 ml de HCl 0,2 M. Calcular la concentración del hidróxido de sodio y los gramos de NaOH existentes en ese volumen.

B-12 (*) - Una forma de eliminar NO de las emisiones gaseosas es hacerlo reaccionar con amoníaco, de acuerdo con la siguiente reacción: $\text{NH}_3 + \text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ a) Ajustar la reacción. b) Calcular los gramos de amoníaco que se necesitarán para que reaccionen 16,5 moles de monóxido de nitrógeno.

B-13 (*) - Se hacen reaccionar 1,6 gramos de hidróxido de sodio con una disolución 0,5 molar de ácido clorhídrico

- Escribir la reacción que tiene lugar, ajustada.
- ¿Qué cantidad de ácido reaccionará?
- ¿Qué volumen de la disolución del ácido se necesita?

B-14 (*) - Calcular el volumen de una disolución de ácido clorhídrico 2 Molar que reaccionará con 10 gramos de carbonato de calcio. ¿Qué volumen de dióxido de carbono se desprenderá, medido en Condiciones Normales? (Se obtienen también cloruro de calcio y agua).

B-15 (*) - ¿Qué volumen de disolución 2 Molar de ácido clorhídrico se necesitará para neutralizar otra que contenga 2,5 g de hidróxido sódico? ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico puro serán necesarios?

B-16 (*) - El metano (CH_4) puede obtenerse descomponiendo el carburo de aluminio (Al_4C_3) con agua, formándose también hidróxido de aluminio. ¿Qué cantidad de carburo se necesita para obtener 600 ml de metano en C.N. si el rendimiento de la reacción es del 92%?

B-17 (*) - Se tratan 49 g de zinc 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.

B-18(*) - Se hace reaccionar un trozo de 6 g de Zn con una disolución de ácido clorhídrico 2 Molar, obteniéndose cloruro de Zinc(II) e hidrógeno gaseoso (H_2). Escriba y ajuste la reacción que tiene lugar. ¿Cuántos gramos de HCl se necesitan? ¿Qué volumen de la disolución 2 Molar será necesaria? ¿Cuántos gramos de Hidrógeno se obtendrán? ¿Qué volumen ocuparán, medidos a 3 atm y 37°C?

B-19 (*) - Para valorar una disolución de ácido clorhídrico, se pesan exactamente 0,215 g de carbonato de sodio y se ponen en un erlenmeyer junto con 50 ml de agua y unas gotas de indicador Naranja de metilo, con lo que toma una coloración amarilla. Se deja gotear desde la bureta la disolución de ácido clorhídrico hasta que la disolución del erlenmeyer toma un color anaranjado, que no desaparece ni cambia al calentar a ebullición. Habiéndose gastado 14,3 ml de dicha disolución.

A) Escribir y ajustar la reacción que tiene lugar.

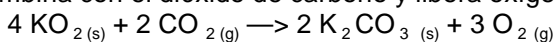
B) ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico han reaccionado?

C) Calcular la concentración de la disolución de ácido clorhídrico, expresándola en g/litro y Molaridad.

B-20 (*) - Para valorar una disolución de ácido clorhídrico, se pesan exactamente 0,205 g de carbonato de sodio y se ponen en un erlenmeyer junto con 25 ml de agua y unas gotas de indicador Naranja de metilo. Se deja gotear desde la bureta la disolución de ácido clorhídrico hasta el viraje del indicador, momento en el cual se han gastado 15,4 ml de dicha disolución. Calcular la concentración de la disolución de ácido clorhídrico si en la reacción se obtienen como productos dióxido de carbono, cloruro de sodio y agua

B-21 ()** - ¿Qué cantidad de aire (21% de oxígeno y 79% de nitrógeno en volumen) medido en C.N. se necesita para quemar completamente 1 Kg de antracita, si ésta contiene un 95% de carbono? ¿Qué volumen de dióxido de carbono se desprende, medido también en C.N.?

B-22 (*) - El superóxido de potasio (KO_2) se utiliza para purificar el aire en espacios cerrados. El superóxido se combina con el dióxido de carbono y libera oxígeno según la reacción:



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.

B-23 ()** - El carburo cálcico CaC_2 es un compuesto sólido que reacciona con el agua líquida para dar el gas inflamable (acetileno) y el sólido hidróxido cálcico. Calcule:

a) El volumen de gas medido en condiciones normales que se obtendrá cuando 80 g de CaC_2 reaccionan con 80 g de agua.

b) La cantidad de reactivo que queda sin reaccionar.

B-24 (*) - La combustión completa del etanol genera dióxido de carbono y agua.

a) Calcule el número de moléculas de agua que se producirán si quemamos 1 kg de dicho alcohol.

b) ¿Cuántos moles de etanol reaccionarán con 1 m³ de oxígeno, medido en condiciones normales?

B-25 ()** - Resuelva: a) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27 °C y presión de 740 mmHg es posible obtener al añadir ácido clorhídrico en exceso sobre 75 g de cinc con un 7 % de impurezas inertes?

b) ¿Qué cantidad de cloruro de cinc se obtendrá?

B-26 ()** - El amoníaco arde con el oxígeno del aire en condiciones adecuadas y en presencia de catalizadores para dar monóxido de nitrógeno y agua.

a) Ajuste la reacción de combustión.

b) Determine el peso de oxígeno, en gramos, que se necesita para quemar 1 kg de amoníaco.

c) Calcule el volumen de monóxido de nitrógeno obtenido a partir de las cantidades de reactivo del apartado b, medido en condiciones normales.

B-27 ()** - El carbonato de magnesio reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua.

a. Calcule el volumen de ácido clorhídrico, de densidad 1,16 g/cm³ y 32 % en peso, que se necesitará para que reaccione con 30,4 g de carbonato de magnesio.

b. Si en el proceso anterior se obtienen 7,6 litros de dióxido de carbono, medidos a 1 atm y 27°C, ¿Cuál ha sido el rendimiento de la reacción?

B-28(*) - En la reducción de 16,5 g. de óxido de cromo (III) con 8,20 g de aluminio, el número de gramos de cromo que se obtienen

- a) 5,62
- b) 11,2
- c) 19,7
- d) 26,0

Datos: masa atómica (g/mol) de O=16,0 ; Al=27,0 ; Cr = 52,0

Grupo C: CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS QUE INCLUYEN OTROS CÁLCULOS PREVIOS O POSTERIORES

C-01 ()** - Dada la reacción: $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, calcule la masa de dióxido de manganeso que se necesita para obtener 2,5 litros de cloro medidos a 0,758 atm y 17 °C, si el rendimiento del proceso es del 80%.

C-02 (*) - El cloro se obtiene en el laboratorio según la reacción $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \Rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
Calcule: a) La cantidad de reactivos necesarios para obtener 100 litros de cloro medidos a 15°C y 720 mmHg. b) El volumen de ácido clorhídrico 0,6 M que habrá que utilizar.

C-03 (*) - ¿Cuántos gr de MnO_2 puro, y cuántos ml de ácido clorhídrico de 36 % de riqueza en HCl y densidad 1'19 gr/cm³ serán necesarios para preparar 1 litro de cloro gaseoso medido en C.N.?. La reacción química (SIN AJUSTAR) que tiene lugar es: $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$.

C-04 ()** - Calcúlese el contenido, en tanto por ciento de carburo cálcico puro, de un producto comercial que, tratado con agua, desprende 300 L. de acetileno por kilogramo, medidos en condiciones normales ¿Qué cantidad de hidróxido de calcio se obtendrá?

C-05 ()** - Se tratan 200 g de carbonato de calcio del 80% de pureza con una disolución 4 Molar de ácido clorhídrico. Calcular: a) El volumen de esta disolución de HCl que se necesita para completar la reacción. B) Volumen de dióxido de carbono desprendido, medido a 15°C y 750 mm Hg de presión, sabiendo que se obtienen, además, cloruro de calcio y agua

C-06 ()** - 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.

C-07 ()** - Después de poner 180 g de Zn en un vaso de precipitados con ácido clorhídrico 5 M y de que haya cesado la reacción, quedaron 35 g de Zn sin reaccionar.
El proceso que tiene lugar es: $\text{Zn(s)} + \text{HCl(ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
Calcule:
a) El volumen de hidrógeno medido en condiciones normales que se ha obtenido.
b) El volumen de la disolución ácida que se empleó.

C-08 ()** - El cloro se prepara por electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio, obteniéndose hidróxido de sodio, hidrógeno gaseoso y cloro gaseoso. A) Escribir y ajustar la reacción que tiene lugar. B) Si el hidrógeno y el cloro se recogen separados al 8 atm y 20°C, ¿Qué volumen de cada uno puede obtenerse a partir de 1,5 Kg de cloruro de sodio del 90% de riqueza? C) Si se recogieran ambos gases en un recipiente de 15 litros a 25°C, ¿Cuales serían la presión parcial de cada gas en ese recipiente y cual sería la presión total?

C-09 ()** - Una gasolina de 100 octanos contiene 1,00 mL de tetraetil-plomo $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ por litro. Sabiendo que la densidad relativa de éste antidetonante vale 1,66 g/mL, que se le obtiene por reacción entre el cloruro de etilo ($\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$) y una aleación sodio-plomo (PbNa_4) ¿Cuántos gramos de cloruro de etilo se necesitarán para obtener suficiente tetraetil-plomo para un litro de gasolina

C-10 ()** - Una muestra de una aleación de aluminio y cobre, de un gramo de peso, fue disuelta en un ácido; la disolución resultante fue saturada de ácido sulfhídrico, posteriormente filtrada y el precipitado negro de sulfuro de cobre(II) una vez seco pesó 95,5 mg. ¿Cual será el tanto por ciento de cobre en esa aleación?

C-11 ()** - La hidrazina líquida (N_2H_2) se obtiene a escala industrial haciendo reaccionar amoniaco con cloro y solución de hidróxido sódico. Teniendo en cuenta que como productos de reacción se obtienen también cloruro sódico y agua. Se pide: a) Escribir la reacción ajustada. b) Si se hacen burbujear 200 g de NH_3 gas y 175 g de Cl_2 en una solución que contiene exceso de hidróxido de sodio y se obtiene hidrazina con un rendimiento del 90%. ¿Qué cantidad en gramos de hidrazina se recuperará?

C-12 (*) - Se tiene una muestra de 200 g de calcita que contiene un 80% de carbonato cálcico puro y se trata con ácido sulfúrico, produciéndose en la reacción correspondiente sulfato cálcico, dióxido de carbono y

agua. Se pide calcular: a) el volumen -en litros- de un ácido sulfúrico del 98% en peso y densidad 1,836 g/mL que es necesario para que reaccione todo el carbonato cálcico presente en esa muestra de mineral. b) los gramos de sulfato cálcico producidos en esa reacción. e) los litros de dióxido de carbono que se forman, medidos a 30°C y 720 mm de mercurio de presión.

Datos: Masas atómicas: S = 32 ; C = 12 ; O = 16 ; Ca = 40

C-13 ()** - Se quieren preparar 0,50 moles de un compuesto Z puro mediante la siguiente secuencia de reacciones: $X \rightarrow 2Y$; $3Y \rightarrow 2Z$

Se espera un rendimiento del 70% en la primera etapa y del 65% en la segunda. Purificando el compuesto Z por recristalización en agua caliente, se estima que se pierde un 20% de este compuesto. ¿Con cuántos moles de X debemos comenzar?

C-14 (*) - La gasolina es una mezcla de hidrocarburos entre los que se encuentra el octano. A) Escriba la ecuación ajustada para la combustión del octano; B) Calcule el volumen de O_2 a 50°C y 750 mm Hg necesario para quemar 1,00 g de octano. C) Sabiendo que el porcentaje molar de Oxígeno en el aire es igual a 21, calcule el volumen de aire, medido en C.N., necesario para quemar 100 ml de octano, cuya densidad es 0,730 g/ml. (Considérese que el aire se comporta como un gas ideal)

C-15 (*) - Calcinamos 25,50 g de cloruro amónico a la temperatura de 400,0°C y 700,0 mm de Hg de presión, condiciones en las que el cloruro amónico cristalizado se disocia totalmente en cloruro de hidrógeno y amoniaco gaseosos. Calcular la cantidad que se forma de cada reactivo, el volumen que ocuparán los gases y las presiones parciales de cada gas al final de la reacción. (DATOS: Tómense los siguientes valores para las masas atómicas: Cl = 35,5; N = 14,0; H = 1,01)

C-16 ()** - El primer paso en la preparación del ácido nítrico es la producción de óxido nítrico a partir del amoniaco y oxígeno, según la reacción: $4 NH_{3(g)} + 5 O_{2(g)} \rightarrow 4 NO_{(g)} + 6 H_2O_{(g)}$. Supuesto que 3,00 litros de amoniaco 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 litros de aire, medido en C.N. se necesitarán si el aire tiene un 80% en volumen de Nitrógeno y un 20% de Oxígeno?

C-17 ()** - Se mezclan 2 litros de acetileno y 9 de oxígeno que están en iguales condiciones. Después de la combustión completa del acetileno, se vuelve a las condiciones iniciales de los gases, quedando el agua en estado gaseoso. Conocidas las masas atómicas de: H=1, C=12 y O=16, Calcule: a) El volumen final de la mezcla; b) La composición de esa mezcla gaseosa expresándola como % en volumen y en peso

C-18 ()** - Se tiene una corriente de gas formada por una mezcla de metano y propano. Para conocer su composición se queman 0,364 g de dicha mezcla con exceso de oxígeno y se obtienen 1,09 g de dióxido de carbono y 0,606 g de agua. Determine la composición de la mezcla

C-19 ()** - 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) ¿Cual 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.

C-20 ()** - Una mezcla de propano y butano de 100 cm³ se quema en presencia de suficiente cantidad de oxígeno, obteniéndose 380 cm³ de dióxido de carbono. Calcule:

a) El tanto por ciento en volumen de propano y butano en la mezcla inicial.

b) El volumen de oxígeno necesario para efectuar la combustión.

Nota: Considere que todos los gases están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

C-21 ()** - 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 (H_2).

Calcule:

A) La molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.

B) El porcentaje de zinc en la muestra.

C-22 ()** - 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?
DATOS: Pesos atómicos: Cl = 35,45 ; H = 1,00 ; Na = 23,00 ; O = 16,00 ; S = 32,06

C-23 (*) - En el análisis de una muestra de giobertita se pesan 2,816 gramos de mineral, que se disuelven en ácido clorhídrico diluido; el líquido se lleva a un volumen de 250 cm³. Se toman 50 cm³ 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 Mg₂P₂O₇. Calcular el contenido en magnesio de aquel mineral y su riqueza en carbonato de magnesio, MgCO₃.
DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0; Mg = 24,3 ; O = 16,0 P = 31,0.

C-24 (*) - Calcule cuántos gramos de CO₂, 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. ¿Qué volumen ocupará esa cantidad de CO₂ medida a 190°C y 970 mm de Hg?

C-25 ()** - Al tratar hidruro cálcico, (CaH₂), con agua se forma hidróxido cálcico, (Ca(OH)₂), y se desprende hidrógeno. a) Ajustar la reacción; b) ¿Qué cantidad de hidruro cálcico de un 87% de pureza se necesitará para obtener 2 m³ de hidrógeno medidos a 25 °C y 720 mm de Hg si el rendimiento de la reacción es del 90%? (Datos: H = 1,00 ; Ca = 40,08).

C-26 ()** - En un recipiente de 20 litros, cerrado y vacío, se introducen 3,0 g de etano, 2,9 g de butano y 26 g de oxígeno. Se produce la combustión de la mezcla a una temperatura de 227°C. Calcular la composición de la mezcla así como la presión total una vez finalizada la combustión a esa temperatura. Si posteriormente se enfría hasta 0°C ¿Cual será la nueva presión total en dicho recipiente

C-27 (*) - Determinar la cantidad una disolución 0,5 Molar de ácido nítrico que será necesaria para reaccionar completamente con 13,23 gramos de cobre del 96% de pureza. ¿Qué cantidades de nitrato de cobre(II) y de óxido de nitrógeno(IV) se obtendrán en el proceso?. (Se obtiene también agua como subproducto)

C-28 (*) - El hidrógeno y el oxígeno gaseosos reaccionan, en condiciones adecuadas, dando agua líquida. Si se hacen reaccionar 10 litros de H₂ con 3,5 litros de O₂ medidos en condiciones normales:
a) Escriba la reacción ajustada y determine qué gas y en qué cantidad, expresada en gramos, queda en exceso después de la reacción.
b) ¿Qué volumen de agua medido en mL se obtiene?

C-29 ()** - A 10 g de zinc se le añade una disolución de ácido sulfúrico del 98% y d= 1,8 g/mL hasta reacción total. Calcular:
a) Gramos de sulfato de zinc que se forman
b) Volumen de ácido sulfúrico necesario
c) ¿Qué volumen de gas, medido a 700 mm Hg y 127°C se obtiene?
d) Si se dispusiera de una muestra de zinc del 90% de riqueza, ¿Cuántos gramos de dicha muestra serían necesarios para obtener la misma cantidad de sulfato de zinc que en el apartado a)?

C-30 ()** - El carbonato amónico se descompone con el calor en agua y en los productos gaseosos dióxido de carbono y amoníaco. Se parte de 200 g de un mineral del 60% de riqueza en carbonato amónico, y los gases originados se recogen en un recipiente cerrado de 15 L, Si el rendimiento de esa reacción es del 80%, calcular:
a) La presión total (en mm Hg) en ese recipiente al final de la reacción, a una temperatura de 30°C
b) La cantidad de ese mineral que se hubiera necesitado para obtener 1 litro de amoníaco (medido a 25°C y 700 mm Hg).
DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0 ; H = 1,0

C-31 (*) - 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?

C-32 ()** - El nitrato potásico, usado como fertilizante, se prepara mezclando cloruro potásico y ácido nítrico en presencia de oxígeno, de acuerdo con la siguiente ecuación:
$$4 \text{KCl}_{(aq)} + 4 \text{HNO}_{3(aq)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 4 \text{KNO}_{3(aq)} + 2 \text{Cl}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$$

Calcular:
a) Los kilogramos de nitrato potásico producido a partir de 50 kg de cloruro potásico de un 80 % de riqueza

y de 30 kg de ácido nítrico.

b) Los gramos de cloro producidos si el rendimiento de la reacción es de un 70 %.

Datos: Masas atómicas: K = 39, N = 14, O = 16, H = 1, Cl = 35,5.

C-33 ()** - El mármol está constituido por CaCO_3 y cuando reacciona con ácido clorhídrico, HCl, se produce cloruro cálcico, CaCl_2 , dióxido de carbono, CO_2 , y agua, H_2O .

a. Calcule la cantidad de mármol necesario para producir 10 L de CO_2 medidos a 10°C y 700 mm Hg de presión, si la pureza del mismo es del 80 % en CaCO_3 .

b. Suponiendo que las impurezas del mármol son inertes al ácido clorhídrico, calcule el volumen de ácido de densidad $1,1 \text{ g/cm}^3$ y 20,39 % en masa que se necesitaría para que reaccione el carbonato cálcico calculado en el apartado anterior.

C-34 ()** - Para la obtención del cromo metal por aluminotermia, se mezclan 145 g de óxido de cromo (III) con el 95% de riqueza con 50 g de aluminio en polvo. La mezcla se introduce en un crisol y se inicia la reacción mediante la combustión de una cinta de magnesio introducida en la mezcla hasta que finaliza la reacción.

Indíquese:

1º) El ajuste de la reacción que tiene lugar en el proceso

2º) ¿Qué reactivo está en exceso y en qué cantidad?

3º) ¿Qué cantidad de cromo se obtiene si el rendimiento de la reacción es del 95%?

DATOS; Masas atómicas (g/mol) del O; Cr y Al: 16,0; 52,0 y 27,0 respectivamente.

C-35 ()** - La criolita es un mineral compuesto por hexafluoruro de aluminio y sodio que se emplea para la obtención de aluminio:

a) Calcular las toneladas de criolita (68 % riqueza en AlNa_3F_6) necesarias para obtener dos toneladas de aluminio si el rendimiento del proceso es del 72 %.

Seguidamente, el aluminio obtenido se quiere proteger de la corrosión para lo cual se oxida hasta óxido de aluminio empleando dicromato potásico en medio ácido sulfúrico como agente oxidante, donde cromo (VI) se reduce a cromo (III). De acuerdo con esto:

b) Ajustar la reacción redox correspondiente

c) Calcular los litros de agente oxidante (18 % en peso y densidad $1,12 \text{ g/cm}^3$) necesarios para recubrir una lámina de aluminio cuadrada (0,90 m de lado) con una capa de $4 \mu\text{m}$ de espesor de óxido de aluminio ($d = 4 \text{ g/cm}^3$).

Datos: masas atómicas: Al= 26,98; Na= 23,00; F=19,00; O =16,00; K= 39, 10; Cr-52,00

C-36()** - Cuando se tratan 10 gramos de latón con ácido clorhídrico, se desprenden 1,4 litros de hidrógeno gas medidos en condiciones de presión 1 atm y temperatura 25°C .

a) Formular y ajustar la(s) posible(s) reacción(es) que puede(n) tener lugar, justificando su respuesta.

b) Calcular cuál es la composición en porcentaje en peso de dicha aleación.

Datos: Latón= aleación cinc y cobre; $R = 0,082 \text{ atm L/mol K}$; $E^\circ(\text{ion cinc(II)/cinc}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{ion cobre(II)/cobre}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{ion hidrógeno/hidrógeno gas}) = 0,00 \text{ V}$. Masas atómicas: cinc= 65,4; cobre= 63,5

C- 37()** - Se disuelve un gramo de una aleación de duraluminio (Al-Cu) en 20 mL de una solución acuosa ácida. La solución resultante se satura con una corriente de H_2S , con lo que precipita cuantitativamente todo el Cu^{2+} como CuS , este una vez separado y seco arroja un peso de 95,5 mg. ¿Cuál es la composición en % de la aleación? Datos: Masas atómicas del S y Cu: 32,0 y 63,5.

C-38 ()** - La adición de caliza (carbonato cálcico) en los hornos de combustión permite eliminar dióxido de azufre mediante la formación de sulfato de calcio y dióxido de carbono. Escribir ajustada la reacción que tiene lugar. Calcular las toneladas de caliza al 80 % en carbonato cálcico que serán necesarios en un horno en el que se queman 180 toneladas de carbón cuyo contenido en azufre es del 4 %. Datos: masas atómicas Ca= 40; O= 16; S= 32, C= 12.

C-39 ()** - El cloroformo puede obtenerse según la reacción (sin ajustar): $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{CHCl}_3$
Sabido que el rendimiento de la reacción es del 75%, para obtener 100 Kg de cloroformo necesitaremos un volumen de cloro, medido en condiciones normales, igual a:

(DATOS: considérense las siguientes Masas atómicas: C=12,0; H=1,01; Cl=35,5)

a) $14,1 \text{ m}^3$

b) 25,3 Litros

c) 42.2 Litros

d) $75,0 \text{ m}^3$



Grupo D: CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN PROCESOS INDUSTRIALES

D-01 ()** - El análisis de una piedra caliza refleja que está compuesta de un 94,52% de CaCO_3 , un 4,16% de MgCO_3 y un 1,32% de inertes. La descomposición térmica de la piedra genera CaO , MgO y CO_2 , con un rendimiento de un 56%. Calcular: a) ¿Cuántas Tm de CaO se obtendrán a partir de 4 Tm de dicha caliza?, b) ¿Qué volumen de CO_2 recogido sobre agua a 760 mm Hg y 20°C se obtiene con 100 g de caliza?

DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; Ca = 40,0 ; Mg = 24,3 ; O = 16,0

Presión de vapor del agua a 20°C = 17,54 mm Hg

D-02 ()** - En un proceso continuo de fabricación de cal viva (CaO), se introducen en un horno a 1000°C 1 t/h de caliza impura con un 90% de carbonato cálcico (CaCO_3), un 5% de materia inerte y un 5% de humedad. Se pide:

- Escriba la reacción que tiene lugar en el horno
- Los flujos máxicos de salida de sólidos y de gases del horno
- Pureza de la cal viva considerando que la materia inerte de la caliza está incluida en el sólido.
- Volumen del gas seco a la salida del horno en condiciones normales

DATOS: Masas atómicas del H, C; O y Ca: 1,0; 12,0; 16,0 y 40,0 g/mol. V molar = 22,4 m³/kmol.

D-03 ()** - ¿Cuántos litros de aire serán necesarios para quemar 1 m³ de una mezcla gaseosa cuya composición volumétrica es: 28% de monóxido de carbono, 62% de Nitrógeno, 6% de hidrógeno y 4% de dióxido de carbono si consideramos que 1/5 del volumen de aire es Oxígeno?

D-04 ()** - Se quieren obtener 110 toneladas/día de SO_3 a partir de una piritita impura (FeS_2) que tiene una composición centesimal del: 52% en S, 40% en Fe, 1,8% en Cu y 6,2% en SiO_2 . En su tostación, el hierro y el cobre pasan respectivamente a Fe_2O_3 y CuO . Calcular las toneladas de piritita que se consumen diariamente. b) ¿Qué volumen de aire, medido en C.N. se necesita diariamente?, c) ¿Cuántas Tm de cenizas se obtienen diariamente en esa fábrica? DATOS: masas atómicas: S = 32, O = 16, Fe = 56 y Cu = 63,5.

D-05 ()** - 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°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.

DATOS: Masas atómicas: H = 1,00 ; C = 12,00 ; Ca = 40,10 ; O = 16,00

Presión de vapor del agua a 15°C : 13 mm Hg

D-06 ()** - La síntesis del monóxido de nitrógeno (NO), es el primer paso para la fabricación del ácido nítrico. Para obtenerlo, se hace pasar rápidamente una corriente de aire purificado sobre un reactor térmico a una temperatura de 2500°C. Considerando que el grado de conversión del N_2 es del 10%, se pide:

- Escribir la reacción ajustada que se produce
- La composición en volumen de los gases a la salida del reactor

DATO: La composición en volumen del aire: 78,0 % N_2 ; 21,0 % O_2 y 1,0 % de Gases Nobles.

D-07 ()** - Un reactor de fabricación de abonos procesa 50 Tm/día de fosforita (Ortofosfato tricalcico) con una riqueza del 70%, haciendola reaccionar con ácido sulfúrico concentrado del 98%, para obtener un superfosfato en el cual el fosfato de la fosforita se ha transformado en monohidrógeno fosfato de calcio. Calcular: a) La reacción ajustada que tiene lugar ; b) Las Tm/día de superfosfato que se obtienen ; c) Las Tm/día de ácido sulfúrico consumidas; d) El contenido en fósforo del superfosfato, expresado como P_2O_5 . DATOS: Pesos atómicos: Ca = 40,0 ; H = 1,0 ; O = 16,0 ; P = 31,0 ; S = 32,0

D-08 ()** - Un proceso siderúrgico se alimenta en continuo con un mineral de hierro de la siguiente composición: $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 80\%$; $\text{SiO}_2 = 10\%$; $\text{Al}_2\text{O}_3 = 5\%$ y el 5% de humedad. Como combustible y agente reductor se alimenta también con carbón de coque en una proporción 1:2, es decir 1 de coque por cada 2 de mineral, cuya composición es la siguiente: 90% de C, 4% de cenizas y 6% de humedad. Como consecuencia del proceso siderúrgico, se obtiene una fundición de hierro con una composición de 92% de Fe, 2% de Si y 6% de C, y una escoria formada por un 2% del Fe contenido en el mineral de partrida, por la

totalidad del Al_2O_3 del mismo mineral, por el resto de silicio en forma de SiO_2 , que no se ha incorporado a la fundición, y por la totalidad de las cenizas del coque.

Se pide:

- 1) Los Kg de mineral necesarios para obtener 1 Tm/h de fundición
 - 2) Los Kmoles/h de carbono y de silicio que se han incorporado a la fundición
 - 3) Los Kg/h de escoria formados y su composición porcentual
- DATOS: Masas atómicas del Al = 27,0 ; C = 12,0 ; Fe = 55,9 ; O = 16,0 ; Si = 28,1

D-09 ()** - Se disuelve 1 g de una aleación de duraluminio (Al-Cu) en 20 mL de solución acuosa de HNO_3 . La solución resultante se satura con una corriente de H_2S , con lo que precipita cuantitativamente todo el Cu^{2+} como CuS , éste una vez separado y seco arroja un peso de 95,5 mg. ¿Cual es la composición en % de la aleación inicial?

DATOS: Masas atómicas : S = 32,0 ; Cu = 63,5 g/mol

D-10 ()** - El SO_2 procedente de las emisiones de una central térmica de carbón, se pueden eliminar mezclando el carbón con caliza (CARBONATO DE CALCIO) y quemándolo con exceso de aire en un horno con lecho fluidizado. Si consideramos que el contenido medio de azufre en el carbón es del 3% en peso y que el consumo de carbón de la central es de 200 Tm/día . Se pide:

- a) Las reacciones que tienen lugar en el horno de combustión
- b) Las Tm/día de caliza necesarias para retener el 95% del SO_2 generado por el azufre del carbón, considerando que la eficiencia de retención es del 80%
- c) Las Tm/día de SO_2 que se escapan a la atmósfera por la chimenea y las Tm/día de sulfito/sulfato de calcio obtenidas como residuo (expresadas como sulfato de calcio anhidro

DATOS: Masas atómicas del C = 12.0 ; O = 16.0 ; S = 32.0 y Ca = 40.0 g/mol

D-11 ()** - Para obtener ferrocromo (aleación de Fe-2Cr) a escala de laboratorio, se mezclan uniformemente en un crisol 150g del mineral cromita ($\text{FeO}\cdot\text{Cr}_2\text{O}_3$), del 95% de riqueza y 52g de aluminio en polvo. Se introduce una cinta de magnesio metal en la mezcla y se prende, la energía de la combustión de la cinta inicia el proceso de reducción que continua hasta que se agota el reactivo limitante. Una vez enfriado el crisol, se recupera el ferrocromo. Se pide:

- 1º) La reacción ajustada que se produce en el crisol: ¿ De que tipo es, cómo se denomina y cual es el papel del Mg?.
- 2º) ¿Cual es el reactivo limitante y cual es el porcentaje del reactivo en exceso?
- 3º) El peso de ferrocromo obtenido y su composición en centesimal considerando que el rendimiento del proceso es del 95%.
- 4º) El calor producido en el proceso en condiciones estándar. Considere despreciable el calor desprendido en la combustión de la cinta de magnesio.

DATOS: Masas atómicas del O; Al; Cr y Fe: 16,00; 26,98; 52,00 y 55,85 g/mol. Las ΔH° de los compuestos FeO ; Cr_2O_3 y Al_2O_3 , son respectivamente: -266,2; - 1139,7 y - 1675,7 kJ/mol.

D-12 ()** - Se quiere fabricar un cemento con la siguiente composición final: 70% de S3C (silicato tricálcico); 20% de S2C (silicato dicálcico) y 10% de Al3C (aluminato tricálcico). Se parte como materia prima de caliza; sílice y alúmina hidratada, cuyas composiciones respectivas son las siguientes:

Caliza: 90% de CaCO_3 ; 5% SiO_2 y 5% de humedad.

Sílice: %100 SiO_2 .

Alúmina hidratada: 90% $\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ y 10% SiO_2

Se pide:

- 1) Las t/h de cada uno de los componentes de la materia prima necesarias para obtener 1 t/h del cemento.
- 2) El caudal en t/h de la corriente de gases (CO_2 y vapor de agua) que salen del horno y su composición en volumen.

DATOS: Masas atómicas del H; O; Al; Si y Ca: 1, 16,0; 27, 28 y 40,0 g/mol.

D-13 ()** - Para la obtención industrial del ácido clorhídrico se introducen en una retorta: 100 kg de NaCl y X kg de una disolución acuosa de H_2SO_4 del 60% en peso y se calienta a unos 300°C. Como consecuencia de la reacción se desprende el HCl junto con el agua del H_2SO_4 en forma de una corriente de gaseosa (G), y queda un residuo sólido (S), este residuo tiene la siguiente composición: 6% de NaHSO_4 ; 92% Na_2SO_4 y 2% de NaCl que no ha reaccionado. Se pide:

- 1) Reacciones que se producen en la retorta.
- 2) Los kg de residuo de la retorta (R,)
- 3) Los kg (X) de H_2SO_4 necesarios
- 4) Los kg de HCl gaseoso producidos

5) La concentración en % en peso de la disolución acuosa de HCl, obtenida por condensación de la fase gaseosa. *Datos: Masas atómicas del H; O; Na; S y Cl: 1,0; 16,0 ;23,0; 32,0 y 35,5 g/mol*

D-14 ()** - Para fabricar un acero inoxidable al Cr/Ni (18/8) conteniendo un 1% de C en un horno Siemens-Martín. Se parte de un arrabio purificado conteniendo únicamente un 0,1% de carbón al que se añaden las cantidades necesarias de Ni en forma de metal, de grafito y de ferrocromo con una composición de 55% de Cr y 45% de Fe. Se pide:

- 1) Las cantidades necesarias de níquel, grafito y ferrocromo para obtener 10 t del acero inoxidable de la composición indicada.
- 2) Describa brevemente el proceso para obtener el acero por el método de Siemens-Martin.

D-15 ()** - Se quiere fabricar un cemento cuya composición final sea: S3C [SiO₂ · 3CaO] 65%; S2C [SiO₂ · 2CaO] 30% y A3C [Al₂O₃ · 3CaO] 5%. Como materias prima se parte de caliza (CaCO₃) con un 5% de humedad; de sílice libre (SiO₂) con un 3% de alúmina Al₂O₃ y un 2% de humedad, y de alúmina con un 20% de agua y un 5% de SiO₂. Se pide:

- 1) Calcular las t/h de las materias prima que deben introducirse en el horno para obtener un producción de 10 t/h del cemento con la composición indicada.
- 2) Las t/h de CO₂ emitidas a la atmósfera.

DATOS: Masas atómicas del H; C; O; Al; Si y Ca: 1.0; 12,0; 16,0; 27,0; 28,0 y 40,0 g/mol.

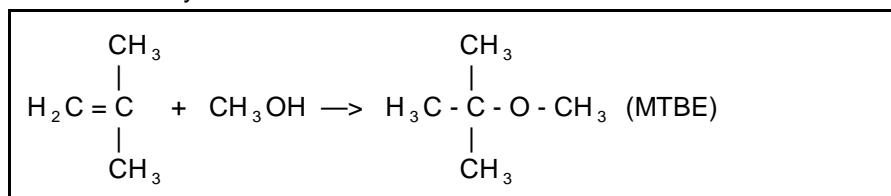
D-16 ()** - Para la obtención de manganeso metal, se mezclan 30 kg del mineral hausmanita (Mn₃O₄) con 9 kg de carbón de coque y se introducen en un horno eléctrico. Al finalizar el proceso de reducción del mineral, se separa el manganeso metal obtenido, que arroja un peso de 18,5 kg y queda un residuo formado por carbón y por magnetita que no han reaccionado. Se pide:

- 1°) Escriba ajustada la reacción de reducción de la magnetita por el carbón
- 2°) El porcentaje de conversión del mineral a manganeso
- 3°) El peso del residuo que no ha reaccionado y su composición en % en peso
- 4°) El volumen de monóxido de carbono desprendido en condiciones normales

DATOS: Masas atómicas del C; O y Mn: 12,0; 16,0 y 54,94 g/mol

Volumen Molar: 22,4 L/mol

D-17 ()** - El metil-tercbutil-éter (MTBE) de fórmula molecular C₅H₁₂O es un compuesto orgánico que adicionado a las gasolinas hace aumentar su índice de octano. Se obtiene a partir de una reacción de adición entre el isobuteno y el metanol.



¿Cuántos litros de MTBE se obtendrán a partir del metanol obtenido en la gasificación de 1 Tm de carbón si el rendimiento de cada proceso es del 80%?

DATOS: Masas atómicas (g/mol) del C = 12; H = 1; O = 16. densidad MTBE = 0,980 g/l

D-18 ()** - En una planta de biodiesel se utiliza hulla como materia prima, la cual primero se gasifica, para obtener "gas de síntesis", proceso que se realiza con un rendimiento del 80%, para, posteriormente obtener metanol con un rendimiento del 75% y finalmente, mediante un "proceso Mobil", combinar este metanol con una grasa animal y obtener biodiesel, con rendimiento en este último proceso de un 100%. ¿Qué cantidad de biodiesel se podrá obtener por cada Tm de hulla?

DATOS: Pm de la grasa animal utilizada: 743.

D-19 ()** - En un proceso en continuo de fabricación de yeso hemihidratado, se introducen en un horno, 0,5 t/h de mineral de selenita (sulfato cálcico dihidratado) del 85% de riqueza, con un 10% de humedad y otro 5% de materia inerte, que se calienta exteriormente a la temperatura adecuada.

- 1) ¿Escriba la reacción en que se basa el proceso. ¿Cual es la variación de energía libre estándar de la reacción?, demuestre que en estas condiciones la reacción no es espontánea
- 2) Cual sería la temperatura mínima para que la reacción sea termodinámicamente posible.
- 3) Calcule los flujos másico en kg/h de sólidos y de gases que salen del horno

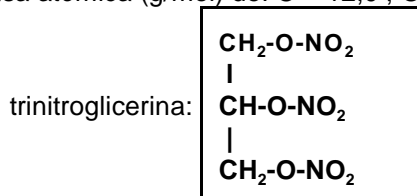
DATOS: Los valores de ΔH° y ΔS° , de la selenita, del yeso hemihidratado y del agua, son respectivamente: - 2023 kJ/mol y 194 J/mol K; -1577 kJ/mol y 130 J/mol K; y -286 kJ/mol y 70 J/mol K. Estos valores no

varían apreciablemente con la temperatura. Masas atómicas del H; O; S y Ca: 1,0; 16,0; 32,0 y 40,0 g/mol.

D-20 ()** - La biomasa es un recurso natural que mediante tratamiento adecuado puede sustituir a los productos petroquímicos. Tal es el caso del sebo en cuyo tratamiento con metanol se transforma en biodiesel y glicerina. A partir de esta última puede obtenerse un producto explosivo denominado trinitroglicerina.

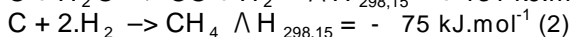
¿Cuántos Kg de trinitroglicerina se obtendrían con el metanol obtenido en la gasificación de una tonelada de carbón al reaccionar con la cantidad estequiométrica de sebo? ¿Cuántos kilos de sebo de Pm 270 g/mol se necesitaron?

Datos: masa atómica (g/mol) del C = 12,0 ; O = 16,0 ; H = 1,0; N = 14,0



Represente todas las reacciones que participan en el proceso, y considere que todos los pasos del mismo transcurren con un rendimiento del 100%

D-21()** - En la gasificación del carbón se producen distintas reacciones simultáneas, siendo las más importantes las que conducen a la formación de gas de síntesis y de metano:



En ciertas condiciones de presión y temperatura se consigue dirigir el proceso según la ecuación (1) Y que no transcurra por la ecuación 2.

- ¿En qué condiciones evoluciona la reacción según la ecuación (1)? Justifique la respuesta
- Calcúlense las toneladas de metanol que se obtienen a partir de una tonelada de carbón, considerando que en todos los procesos involucrados en su síntesis el rendimiento es del 100%

DATOS: Masa atómica (gramos/mol) del C = 12; O = 16; H = 1

D-22()** - En una industria en la que se generan grandes cantidades de carbonato de cobre (II) mineral, se hacen reaccionar 450 toneladas de este mineral (riqueza en cobre del 15 %) con cien metros cúbicos de una disolución acuosa de ácido nítrico (55 %riqueza y densidad 1,39 g/cm³) dando lugar a nitrato de cobre (II).

- Calcular la molalidad de la disolución de ácido nítrico.
- Escribir ajustada la reacción que tiene lugar y determinar quién es el reactivo limitante, qué reactivo queda sin reaccionar y en qué cantidad (toneladas).
- Si en el proceso se hubiera alcanzado un rendimiento del 91 %, calcular cuántas toneladas de nitrato de cobre (II) se producirían.

DATOS: masas atómicas: Cu= 63,5; N= 14,0; H= 1,0; O= 16,0; C= 12,0

D-23()** - Se extraen 5 gramos de un mineral de gran riqueza en sulfuro de plata. Dicho mineral se hace reaccionar con un exceso (6 mL) de ácido nítrico concentrado (65 % riqueza) dando lugar a la formación de nitrato de plata, óxido nítrico, agua y azufre (0,5 g). Una vez ajustada la reacción por el método del ion-electrón, determinar si el rendimiento de la reacción ha sido del 93 %:

- el grado de riqueza(%) en sulfuro de plata del mineral
- los mililitros de ácido nítrico que se han empleado en exceso
- la presión final de un envase de un litro de capacidad utilizado para recoger el óxido nítrico producido si dicho envase contiene agua (presión de vapor del agua= 23,78 mmHg) a temperatura ambiente (25 °C) y 0,05 moles de helio.

DATOS: Densidad ácido nítrico (65 %) = 1,39 g/cm³ ; Constante de los gases: R = 0,082 atm.L/mol.K ; 1 atm = 760 mm Hg. Masas atómicas: Ag= 107,9 ; S=32; O= 16, Cl= 35,5; H= 1; N= 14; He= 4.

Grupo A: AJUSTE DE REACCIONES

A-01 - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:

ÁCIDO CLORHÍDRICO + PERMANGANATO DE POTASIO \rightarrow

\rightarrow CLORURO DE MANGANESO(II) + CLORURO DE POTASIO + CLORO (Cl_2) + AGUA

RESOLUCIÓN

1) Se escribe la reacción poniendo los coeficientes: a, b, c, d... a cada uno de los compuestos



2) se escribe una ecuación para cada elemento, teniendo en cuenta que el número de átomos de cada uno en ambos miembros de la reacción debe ser el mismo:

$$\left. \begin{array}{l} \text{H} \Rightarrow a = 2f \\ \text{Cl} \Rightarrow a = 2c + d + 2e \\ \text{K} \Rightarrow b = d \\ \text{Mn} \Rightarrow b = c \\ \text{O} \Rightarrow 4b = f \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{A la vista del sistema, hemos de asignar un valor a una de las incógnitas, ya que hay una incógnita más que ecuaciones, por ello, y dado que } b \text{ es la que más veces aparece, le vamos a asignar a ésta el valor: } b = 1. \\ \\ \text{De esta forma deducimos directamente los valores de los siguientes coeficientes:} \\ \\ b = d \implies d = 1 ; \quad b = c \implies c = 1 ; \quad 4b = f \implies f = 4 \end{array}$$

Así, solamente nos quedan ya las ecuaciones correspondientes al H y al Cl, en las que se encuentran los coeficientes **a** y **e**:

$$\left. \begin{array}{l} a = 24 \\ a = 2 + 1 + 2e \end{array} \right\} \begin{array}{l} a = 8 \\ 8 = 3 + 2e \Rightarrow e = \frac{5}{2} \end{array}$$

Y dado que deben establecerse coeficientes enteros, multiplicamos todos por 2, para que nos quede **e** como entero, resultándonos::

$a = 8 \Rightarrow 16$
$b = 1 \Rightarrow 2$
$c = 1 \Rightarrow 2$
$d = 1 \Rightarrow 2$
$e = \frac{5}{2} \Rightarrow 5$
$f = 4 \Rightarrow 8$

Con lo que la reacción a ajustar nos queda:



A-02 - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:

RESOLUCIÓN:

La reacción que tiene lugar es: $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \longrightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

Colocamos un coeficiente delante de cada una de las sustancias que aparecen en la reacción:



Planteamos ahora una ecuación para cada uno de los elementos que nos aparecen:

H: $a = 2.e$ N: $a = 2.c + d$ O: $3.a = 6.c + d + e$ Cu: $b = c$	Le asignamos el valor 2 a la incógnita "a" , con lo que: $2 = 2.e$; $e = 1$ y sustituimos ahora estos dos valores en las ecuaciones restantes, con lo que nos queda:	$a = 2$ $b =$ $c =$ $d =$ $e = 1$
---	---	---

$2 = 2.c + d$ $3.2 = 6.c + d + 1$ $b = c$	Despejando d en la primera: $d = 2 - 2.c$ y sustituyendo en segunda, nos queda: $6 = 6.c + 2 - 2.c + 1$ de donde: $6 - 2 - 1 = 6.c - 2.c$ $3 = 4.c$; $c = c = \frac{3}{4}$ y por tanto $b = \frac{3}{4}$ y $d = 2 - 2 \cdot \frac{3}{4} = \frac{2}{4}$	$a = 2$ $b = \frac{3}{4}$ $c = \frac{3}{4}$ $d = \frac{2}{4}$ $e = 1$
---	--	---

Y para que todos estos coeficientes sean números enteros, los multiplicamos todos por 4, así:

$a = 2 \cdot 4 = 8$ $b = \frac{3}{4} \cdot 4 = 3$ $c = \frac{3}{4} \cdot 4 = 3$ $d = \frac{2}{4} \cdot 4 = 2$ $e = 1 \cdot 4 = 4$

Y sustituimos estos coeficientes en la reacción dada, la cual nos quedará:



A-03 - Ajuste la siguiente reacción:**COBRE + ÁCIDO SULFÚRICO → SULFATO DE COBRE(II) + DIÓXIDO DE AZUFRE + AGUA**

RESOLUCIÓN:

La reacción que tiene lugar es: **$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$**

Colocamos un coeficiente delante de cada una de las sustancias que aparecen en la reacción:



Planteamos ahora una ecuación para cada uno de los elementos que nos aparecen:

Cu: $a = c$ H: $2.b = 2.e$ S: $b = c + d$ O: $4.b = 4.c + 2.d + e$	Le asignamos el valor 1 a la incógnita "a" , con lo que: $1 = c$; $c = 1$ y sustituimos ahora estos dos valores en las ecuaciones restantes, con lo que nos queda:	$a = 1$ $b =$ $c = 1$ $d =$ $e =$
---	--	---

$b = e$ $b = d + 1$ $4.b = 4 + 2.d + e$	Sustituyendo e por b: $b = d + 1$ $4.b = 4 + 2.d + b$ Sustituyendo ahora b por d+1	$4.(d+1)=4+2.d+d+1$ $4.d + 4 = 4 + 2.d + d + 1$ $4.d - 3.d = 4 + 1 + 4 \implies d = 1$ y de ahí: $b = d+1 = 1+1$; $b = 2$ $e = b \implies e = 2$	$a = 1$ $b = 2$ $c = 1$ $d = 1$ $e = 2$
---	---	--	---

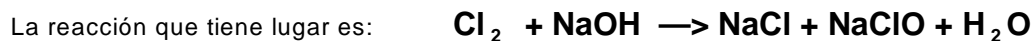
Y sustituimos estos coeficientes en la reacción dada, la cual nos quedará:



A-04 - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



RESOLUCIÓN:



Colocamos un coeficiente delante de cada una de las sustancias que aparecen en la reacción:



Planteamos ahora una ecuación para cada uno de los elementos que nos aparecen:

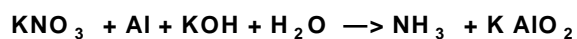
Cl: 2.a = c + d Na: b = c + d O: b = d + e H: b = 2.e	Le asignamos el valor 2 a la incógnita "b" , con lo que: 2 = 2.e ; e = 1 y sustituimos ahora estos dos valores en las ecuaciones restantes, con lo que nos queda:	a = b = 2 c = d = e = 1
--	--	---

2.a = c + d 2 = c + d 2 = d + 1	Despejando d en la última ecuación: d = 2 - 1 = 1 y sustituyendo esta valor en la segunda, nos queda: 2 = c + 1 de donde: 2 - 1 = c ; c = 1 Y así, en la primera quedará: 2.a = 1 + 1 ; a = 1	a = 1 b = 2 c = 1 d = 1 e = 1
--	---	--

Y sustituimos estos coeficientes en la reacción dada, la cual nos quedará:



A-05 - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



RESOLUCIÓN

Colocamos un coeficiente delante de cada uno de los compuestos que intervienen:



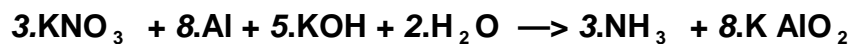
Planteamos una ecuación para cada uno de los elementos que intervienen en la reacción:

K: $a + c = f$ N: $a = e$ O: $3.a + c + d = 2.f$ Al: $b = f$ H: $c + 2.d = 3.e$	Le damos a la incógnita " a " el valor 1 y así: $a + c = f$ $1 + c = f$ $a = e$de donde $e = 1$ $3.a + c + d = 2.f$ $3 + c + d = 2.f$ $b = f$ $c + 2.d = 3.e$ $c + 2.d = 3$	a = 1 b c d e = 1 f
---	---	--

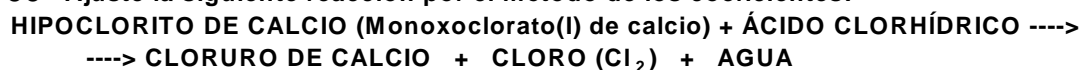
$1 + c = f$ $3 + c + d = 2.f$ $b = f$ $c + 2.d = 3$	Sustituyendo f por 1+c $3 + c + d = 2.(1 + c) \implies 3 + c + d = 2 + 2c \implies 1 + d = c$ $b = 1 + c$ $c + 2d = 3$ donde al sustituir c por 1 + d en esta última: $1 + d + 2.d = 3 \implies 3.d = 2$ Y de ahí: $d = \frac{2}{3}$	a = 1 b c $d = \frac{2}{3}$ e = 1 f
--	---	---

$1 + d = c$ $b = 1 + c$ $b = f$	$c = 1 + \frac{2}{3} = \frac{5}{3}$ $b = 1 + \frac{5}{3} = \frac{8}{3}$ $f = \frac{8}{3}$ (Multiplicamos todos los coeficientes por 3 para que sean números enteros)	$a = 1 \cdot 3 = 3$ $b = \frac{8}{3} \cdot 3 = 8$ $c = \frac{5}{3} \cdot 3 = 5$ $d = \frac{2}{3} \cdot 3 = 2$ $e = 1 \cdot 3 = 3$ $f = \frac{8}{3} \cdot 3 = 8$
---	---	--

Al sustituir en la reacción dada, nos queda:



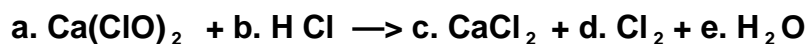
A-06 - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Colocamos un coeficiente delante de cada una de las sustancias que aparecen en la reacción:

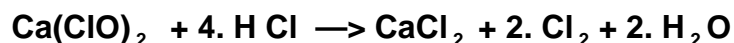


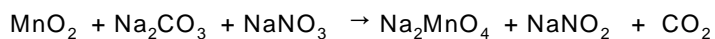
Planteamos ahora una ecuación para cada uno de los elementos que nos aparecen:

Ca: $a = c$ Cl: $2.a + b = 2.c + 2.d$ O: $2.a = e$ H: $b = 2.e$	Le asignamos el valor 1 a la incógnita "a", con lo que: $1 = c$; $c = 1$ $2.1 = e$; $e = 2$ y con este valor de e: $b = 2.2$; $b = 4$	$a = 1$ $b = 4$ $c = 1$ $d =$ $e = 2$
--	--	---

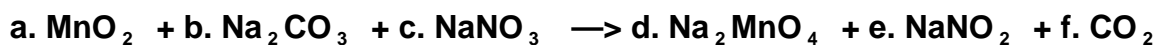
$2.a + b = 2.c + 2.d$	Sustituyendo en la ecuación que nos queda: $2.1 + 4 = 2.1 + 2.d$ $2 + 4 - 2 = 2.d \implies 4 = 2.d$; $d = 2$	$a = 1$ $b = 4$ $c = 1$ $d = 2$ $e = 2$
-----------------------	---	---

Y sustituimos estos coeficientes en la reacción dada, la cual nos quedará:



A-07 - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:**RESOLUCIÓN**

Colocamos un coeficiente delante de cada una de las sustancias que aparecen en la reacción:



Planteamos ahora una ecuación para cada uno de los elementos que nos aparecen:

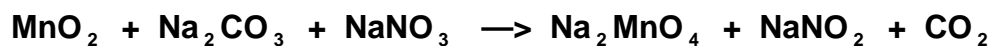
Mn: $a = d$ O: $2.a + 3.b + 3.c = 4.d + 2.e + 2.f$ Na: $2.b + c = 2.d + e$ C: $b = f$ N: $c = e$	Le asignamos el valor 1 a la incógnita "a" , con lo que: $1 = d$; $d = 1$	a = 1 b = c = d = 1 e = f =
--	--	--

Sustituyendo en las demás ecuaciones estos valores de a y d

$2 + 3.b + 3.c = 4 + 2.e + 2.f$ $2.b + c = 2 + e$ b = f c = e	Sustituyendo f por b (3ª ecuación) y e por c (4ª ecuación)	a = 1 b = c = d = 1 e = f =
--	---	--

$2 + 3.b + 3.c = 4 + 2.c + 2.b$ $2.b + c = 2 + c$	De la segunda ecuación sacamos que: $2.b = 2 \implies b = 1$ y al sustituir b por su valor en la primera: $2 + 3 + 3.c = 4 + 2.c + 2 \implies c = 1$ y por tanto como también: $b = f \implies f = 1$ $c = e \implies e = 1$	a = 1 b = 1 c = 1 d = 1 e = 1 f = 1
--	---	--

Y sustituimos estos coeficientes en la reacción dada, la cual nos quedará:



A-08 - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:

PERMANGANATO DE POTASIO + OXALATO DE SODIO ($C_2O_4Na_2$) + ÁC. SULFÚRICO \rightarrow

\rightarrow SULFATO DE MANGANESO(II) + SULFATO DE POTASIO + SULFATO DE SODIO +
DÍOXIDO DE CARBONO + AGUA

RESOLUCIÓN

1) Se escribe la reacción poniendo los coeficientes: a, b, c, d... a cada uno de los compuestos



2) se escribe una ecuación para cada elemento, teniendo en cuenta que el número de átomos de cada uno en ambos miembros de la reacción debe ser el mismo:

$$\left. \begin{array}{l} K \Rightarrow a = 2e \\ Mn \Rightarrow a = d \\ O \Rightarrow 4a + 4b + 4c = 4d + 4e + 4f + 2g + h \\ C \Rightarrow 2b = g \\ Na \Rightarrow 2b = 2f \\ H \Rightarrow 2c = 2h \end{array} \right\}$$

$$\left. \begin{array}{l} 8 + 4b + 4c = 8 + 4 + 4f + 2g + h \\ 2b = g \\ b = f \\ c = h \\ c = 2 + 1 + f \end{array} \right\}$$

A la vista del sistema, hemos de asignar un valor a una de las incógnitas, ya que hay una incógnita más que ecuaciones, por ello, y dado que **a** es la que más veces aparece, le vamos a asignar a ésta el valor: **a = 2**.

De esta forma deducimos directamente los valores de los siguientes coeficientes:

$$a = 2e ; 2 = 2.e \Rightarrow e = 1 ; a = d \Rightarrow d = 2 ;$$

con lo que las demás ecuaciones, al sustituir en ellas estos tres valores nos quedan:

Sustituimos
b por f
c por h y
simplificamos

$$\left. \begin{array}{l} 3h = 4 + 2g \\ 2f = g \\ h = 3 + f \end{array} \right\} \Rightarrow \text{y de ahí} \quad \left. \begin{array}{l} 3h = 4 + 4f \\ h = 3 + f \end{array} \right\}$$

$$\left. \begin{array}{l} a = 2 \\ b = 5 \\ c = 8 \\ d = 2 \\ e = 1 \\ f = 5 \\ g = 10 \\ h = 8 \end{array} \right\}$$

de donde: $3(3+f) = 4 + 4f ; 9 + 3f = 4 + 4f ; f = 5$

$$b = f = 5$$

$$h = 3 + 5 = 8$$

$$c = h = 8$$

$$g = 2.f = 2.5 = 10$$



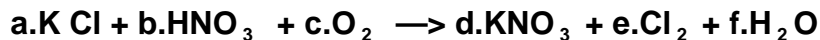
A-09 - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



RESOLUCIÓN:



Colocamos un coeficiente delante de cada una de las sustancias que aparecen en la reacción:



Planteamos ahora una ecuación para cada uno de los elementos que nos aparecen:

<p>K: a = d Cl: a = 2.e H: b = 2.f N: b = d O: 3.b + 2.c = 3.d + f</p>	<p>Le asignamos el valor 2 a la incógnita "a", con lo que: 2 = 2.e ; e = 1 y a = d ==> d = 2 y como: b = d ==> b = 2 y también: b = 2.f por lo que: 2 = 2.f ==> f = 1 finalmente sustituimos todos estos tres valores en la ecuación restante, con lo que nos queda: 3.2 + 2.c = 3.2 + 1 ==> c = ½</p>	<p>a = 2 b = 2 c = ½ d = 2 e = 1 f = 1</p>
---	---	---

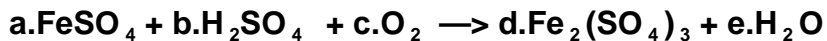
Pero dado que todos los coeficientes han de ser números enteros, los multiplicamos todos por 2, y así:

<p>a = 2.2 = 4 b = 2.2 = 4 c = ½ .2 = 1 d = 2.2 = 4 e = 1.2 = 2 f = 1.2 = 2</p>	<p>Y al llevar estos coeficientes a la ecuación dada, ésta nos quedará ya ajustada.</p> <p>4.K Cl + 4.HNO₃ + O₂ → 4.KNO₃ + 2.Cl₂ + 2.H₂O</p>
--	--

A-10 - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:
SULFATO DE HIERRO(II) + ÁCIDO SULFÚRICO + OXÍGENO (O₂) →
→ SULFATO DE HIERRO(III) + AGUA

La reacción que tiene lugar es: **FeSO₄ + H₂SO₄ + O₂ → Fe₂(SO₄)₃ + H₂O**

Colocamos un coeficiente delante de cada una de las sustancias que aparecen en la reacción:



Planteamos ahora una ecuación para cada uno de los elementos que nos aparecen:

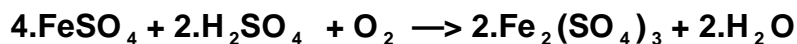
Fe: a = 2.d S: a + b = 3.d O: 4.a + 4b + 2c = 12.d + e H: 2.b = 2e	Le asignamos el valor 2 a la incógnita "a" , con lo que: 2 = 2.d ; d = 1 y sustituimos en la segunda ecuación, tenemos: 2+b = 3 Por lo que b = 1 , y por tanto 2.1 = 2.e ==> e = 1	a = 2 b = 1 c = d = 1 e = 1
---	---	---

Y sustituyendo ahora en la ecuación que nos queda: 4.2 + 4.1 + 2.c = 12.1 + 1	de donde 12 + 2.c = 13; $2.c = 1$ $c = \frac{1}{2}$	a = 2 b = 1 $c = \frac{3}{4}$ d = 1 e = 1
---	--	---

Y para que todos estos coeficientes sean números enteros, los multiplicamos todos por 2, así:

a = 2 . 2 = 4 b = 1 . 2 = 2 $c = \frac{1}{2} . 2 = 1$ d = 1 . 2 = 2 e = 1 . 2 = 2

Y sustituimos estos coeficientes en la reacción dada, la cual nos quedará:



A-11 - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:

RESOLUCIÓN:

La reacción que tiene lugar es: $\text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{NOCl} + \text{H}_2\text{O}$

Colocamos un coeficiente delante de cada una de las sustancias que aparecen en la reacción:



Planteamos ahora una ecuación para cada uno de los elementos que nos aparecen:

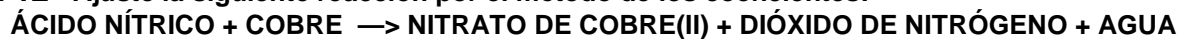
H: $a + b = 2.e$ N: $a = d$ O: $3.a = d + e$ Cl: $b = 2.c + d$	Le asignamos el valor 1 a la incógnita "a" , con lo que: $1 = d$; $d = 1$ y sustituimos ahora estos dos valores en las ecuaciones restantes, con lo que nos queda:	$a = 1$ $b =$ $c =$ $d = 1$ $e =$
---	---	---

$1 + b = 2.e$ $3.1 = 1 + e$ $b = 2.c + 1$	de donde $e = 2$ y así: $1 + b = 2.2$; $b = 3$ y así: $3 = 2.c + 1$, $c = 1$	$a = 1$ $b = 3$ $c = 1$ $d = 1$ $e = 2$
---	---	---

Y sustituimos estos coeficientes en la reacción dada, la cual nos quedará:



A-12 - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:

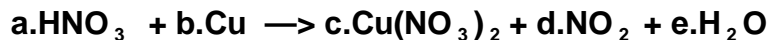


DATOS. Pesos atómicos: Al = 27 ; H = 1 ; Na = 23 ; O = 16 ;

RESOLUCIÓN:



Colocamos un coeficiente delante de cada una de las sustancias que aparecen en la reacción:



Planteamos ahora una ecuación para cada uno de los elementos que nos aparecen:

H: $a = 2.e$ N: $a = 2.c + d$ O: $3.a = 6.c + 2.d + e$ Cu: $b = c$	Le asignamos el valor 2 a la incógnita "a" , con lo que: $2 = 2.e ; e = 1$ y sustituimos ahora estos dos valores en las ecuaciones restantes, con lo que nos queda:	$a = 2$ $b =$ $c =$ $d =$ $e = 1$
---	---	---

$2 = 2.c + d$ $3.2 = 6.c + 2.d + 1$ $b = c$	Despejando d en la primera: $d = 2 - 2.c$ y sustituyendo en segunda, nos queda: $6 = 6.c + 4 - 4.c + 1$ de donde: $6 - 4 - 1 = 6.c - 4.c$ $1 = 2.c ; c = c = \frac{1}{2}$ y por tanto $b = \frac{1}{2}$ y $d = 2 - 2 \cdot \frac{1}{2} = 1$	$a = 2$ $b = \frac{1}{2}$ $c = \frac{1}{2}$ $d = 1$ $e = 1$
---	--	---

Y para que todos estos coeficientes sean números enteros, los multiplicamos todos por 4, así:

$a = 2 \cdot 2 = 4$ $b = \frac{1}{2} \cdot 2 = 1$ $c = \frac{1}{2} \cdot 2 = 1$ $d = 1 \cdot 2 = 2$ $e = 1 \cdot 2 = 2$

Y sustituimos estos coeficientes en la reacción dada, la cual nos quedará:



B-02 - ¿Qué volumen de disolución 5,00 N de ácido sulfúrico se necesitará para neutralizar otra que contenga 2,5 g de hidróxido sódico? ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico puro serán necesarios?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es:

	$\text{H}_2\text{SO}_4 +$	2NaOH	\rightarrow	$\text{Na}_2\text{SO}_4 +$	$2 \text{H}_2\text{O}$
Cantidades estequiométricas	1 mol = 98 g	2 moles = 2.40 g		1 mol	2 moles
Cantidades reaccionantes	x	25			

donde $X = (2,5 \cdot 98) / 2.40 = \mathbf{3,06 \text{ g de ácido sulfúrico}}$

Si se parte de una disolución 5,00 Normal, hemos de utilizar la cantidad de esa disolución que contenga 3,06 g de ác. Sulfúrico, lo cual podemos calcular partiendo de la fórmula que nos da la Normalidad, sabiendo que la "valencia" del ácido sulfúrico es 2 (nº de H que contiene) y así:

$$N = \frac{g_{\text{solute}} \cdot V}{Pm_{\text{solute}} \cdot L_{\text{disolucion}}}; \quad 5 = \frac{3,06 \cdot 2}{98 \cdot L_{\text{disolucion}}}; \quad L_{\text{disolucion}} = \mathbf{0,0125 \text{ litros de la disolucion 5N}}$$

También se pueden realizar todos estos cálculos sin necesidad de escribir la reacción, simplemente teniendo en cuenta que en cualquier reacción química el número de equivalentes de cada reactivo ha de ser el mismo, lo cual en este caso nos llevaría a que el número de equivalentes de hidróxido de sodio, que calcularíamos dividiendo el número de gramos de que se dispone entre el peso equivalente y que éste coincide con su peso molecular ya que la valencia del NaOH es 1 (Nº de OH que contiene) ha de ser el mismo que el nº de equivalentes de ácido sulfúrico, que podemos determinar a partir de la definición de Normalidad (Nº de equivalentes de soluto que hay por cada litro de disolución):

$$N^{\circ} \text{ eq NaOH} = \frac{g_{\text{NaOH}}}{P_{\text{eq NaOH}}} = \frac{2,5}{40} = \mathbf{0,0625 \text{ equivalentes de NaOH}}$$

es decir, que necesitamos 0,0625 equivalentes de ácido sulfúrico, y así:

$$N = \frac{N^{\circ} \text{ eq}_{\text{solute}}}{L_{\text{disolucion}}}; \quad 5 = \frac{0,0625}{L_{\text{disolucion}}}; \quad L_{\text{disolucion}} = \mathbf{0,0125 \text{ litros de la disolucion 5N}}$$

B-03 - El carburo de aluminio se descompone con el agua a ebullición para dar hidróxido de aluminio y gas metano. ¿Que cantidad de carburo de aluminio necesitaremos para obtener, mediante éste procedimiento, 20 litros de metano medidos a 10°C y a una presión de 770 mm de mercurio?

RESOLUCIÓN

La reacción química que tiene lugar, una vez ajustada, es:



en la cual vemos que para obtener TRES moles de gas metano se necesita UN mol de carburo de aluminio.

El número de moles de metano se calcula por medio de la ecuación general de los gases ideales:

$$P.V = n.R.T \Rightarrow \frac{770}{760} \cdot 20 = n \cdot 0,082 \cdot 283 ; n = 0,873 \text{ moles de CH}_4$$

La cantidad de carburo de aluminio, expresada en moles, será la tercera parte de 0,873:

$$\text{moles de Al}_4\text{C}_3 = \frac{0,873}{3} = 0,291 \text{ moles de Al}_4\text{C}_3$$

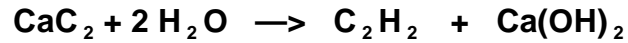
Para expresar esta cantidad en gramos, hemos de multiplicar por su masa molecular (143,92), y es

$$\text{gramos de Al}_4\text{C}_3 = 0,291 \cdot 143,92 = 41,89 \text{ gramos de Al}_4\text{C}_3$$

B-04 - Calcúlese el contenido, en tanto por ciento de carburo cálcico puro, de un producto comercial que, tratado con agua, desprende 300 L. de acetileno por kilogramo, medidos en condiciones normales.

RESOLUCIÓN

Una de las formas de obtener acetileno es haciendo reaccionar carburo de calcio (CaC_2) con agua, proceso que transcurre según la reacción:



En esta reacción podemos ver que por cada mol de carburo de calcio (64 g, que es su masa molar) se obtiene un mol de acetileno (22,4 litros medidos en C.N.) Por lo que podemos realizar la proporción correspondiente ya que nos indican que se obtienen 300 litros de acetileno medidos en Condiciones Normales:

$$\left. \begin{array}{l} 64\text{g de CaC}_2 \text{ --- } 22,4 \text{ litros C}_2\text{H}_2 \\ x \quad \quad \quad \text{--- } 300 \text{ litros} \end{array} \right\} x = 857,14 \text{ g de CaC}_2 \text{ existentes en la muestra inicial}$$

y dado que nos dicen que partíamos de un kilogramo de muestra del carburo de calcio comercial, nos quedará:

$$\% = \frac{857,14}{1000} \cdot 100 = 85,714\% \text{ de riqueza en CaC}_2 \text{ de la muestra inicial}$$

B-05 - Calcule la pureza de una muestra de sodio metálico, sabiendo que cuando 4,98 g de esa muestra reaccionan con agua se forma hidróxido de sodio y se desprenden 1,4 litros de hidrógeno, medidos a 25°C y 720 mm Hg. Calcule la molaridad de la disolución de hidróxido de sodio resultante si el volumen total de la misma es 199 ml.

RESOLUCIÓN

La masa de hidrógeno desprendido se calcula utilizando la ecuación general de los gases ideales:

$$P.V = \frac{g}{Pm} . R.T \implies \frac{720}{760} . 1,4 = \frac{g}{2} . 0,082.298 \text{ de donde } g = 0,109 \text{ g de H}_2$$

La reacción que tiene lugar, ya ajustada, y las cantidades que intervienen en ella son:

	2 Na +	+ 2 H₂O	---->	2 NaOH +	H₂
cantidades estequiométricas	2 moles = 2.23 = 46 g	2 moles = 2.18 = 36 g		2 moles = 2.40 = 80 g	1 mol = 2 g
Cantidades del problema	X	Y		Z	0,109 g

Y de estas relaciones estequiométricas, determinamos la cantidad inicial de sodio:

$$X = \frac{46.0,109}{2} \quad X = 2,497 \text{ g de sodio que hay en la muestra inicial}$$

Dado que la muestra inicial tenía una masa de 4,98 g, la riqueza en sodio de la misma será: RIQUEZA EN

$$\text{SODIO} = \frac{2,497}{4,98} . 100 = 50,14\% \text{ DE SODIO}$$

La cantidad de hidróxido de sodio que se obtiene, de acuerdo con la estequiometría de la reacción es:

$$X = \frac{80.0,109}{2} = 4,36 \text{ g de hidróxido de sodio que se obtienen en la reacción.}$$

La Molaridad de la disolución de hidróxido de sodio resultante de la reacción será:

$$M = \frac{g}{Pm.L} = \frac{4,36}{40.0,199} = 0,55 \text{ Molar en Hidróxido de sodio}$$

B-06 - Se calientan en un recipiente cerrado, 6 g de magnesio con 2 litros de Nitrógeno, medidos en condiciones normales, para dar nitruro de magnesio sólido. ¿Cual será la presión final, medida en Atm y a volumen constante suponiendo completa la reacción si la temperatura final es de 27°C?

RESOLUCIÓN

El número de moles que tenemos inicialmente de ambos reactivos: Mg y N es:

Mg: N° moles = $\frac{6}{24,3} = 0,247$ moles de Mg Moles de N₂: 1.2 = n.0,082.273 ; n = 0,0893 moles de N₂

La reacción que tiene lugar es:

	3 Mg +	N₂	→	Mg₃N₂
	3 moles	1 mol		1 mol
Cantidades iniciales(moles)	0,247	0,0893		
Cantidades finales (moles)	0	0,007		0,0823

El reactivo limitante es el Mg, pues al producirse la reacción se gasta todo, ya que de acuerdo con la reacción estequiométrica, cada 3 moles de Mg reaccionan con 1 mol de N₂, y así:

N° moles de N₂ que reaccionan: $\left. \begin{array}{l} 3 \text{ moles Mg} \text{ --- } 1 \text{ mol N}_2 \\ 0,247 \text{ --- } \text{---} \text{---} \text{---} x \end{array} \right\} x = \frac{0,247}{3} = 0,0823$ moles de N₂ que reaccionan

Como teníamos 0,0893 moles, nos quedarán: 0,0893 - 0,0823 = 0,007 moles de N₂ que sobran.

El único compuesto gaseoso que hay al final de la reacción es el N₂, por lo que si se mantiene el volumen inicial (2 litros, y la temperatura es de 27°C = 300°K, determinamos la presión final por medio de la ecuación general de los gases, y nos quedará:

P.V = n.R.T ==> P.2 = 0,007 . 0,082 . 300 ; **P = 0,0861 atm**

B-07 - Una roca caliza contiene carbonato de calcio. Hallar la riqueza que tiene en CaCO_3 sabiendo que 0,35 g de esta roca reaccionan con 60 ml de una disolución 0,1 M de ácido nítrico

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{CaCO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ en la cual la cantidad de ácido nítrico que tenemos en la cantidad dada reaccionará con el carbonato de calcio de la muestra, pero no con el resto de las impurezas, por lo que partiendo de la cantidad de ácido que reacciona, vamos a calcular la cantidad de carbonato de calcio que teníamos en la muestra dada.

La cantidad de ácido que interviene en la reacción se determina a partir de la definición de Molaridad de una disolución:

$$M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUC}}} ; 0,1 = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{0,06} ; n_{\text{SOLUTO}} = 0,006 \text{ moles de } \text{HNO}_3 \text{ que intervienen en la reacción}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, tenemos

$\text{CaCO}_3 +$	$2 \cdot \text{HNO}_3 \rightarrow$	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 +$	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
1 mol = 100 g	2 moles = 2.63 = 126 g		
x	0,006 moles		

y de ahí: $\text{g de } \text{CaCO}_3 = \frac{0,006 \cdot 100}{2} = 0,30 \text{ gramos de } \text{CaCO}_3 \text{ que había en la muestra inicial}$

Como teníamos 0,35 g de muestra, la riqueza de la misma es:

$$\% \text{ de } \text{CaCO}_3 = \frac{0,30}{0,35} \cdot 100 = \mathbf{85,71\% \text{ de riqueza en } \text{CaCO}_3}$$

B-08 - Si 350 g de bromo reaccionan con 40 g de fósforo, ¿qué cantidad en gramos de bromuro de fósforo (III) se formará?. Datos: Masas atómicas Br = 80,0 ; P = 31,0

RESOLUCIÓN

Dado que nos dan las cantidades de los dos reactivos que intervienen en la reacción, tenemos que comprobar si alguno de ellos es "reactivo limitante". Para ello dividimos la cantidad de que se dispone entre la cantidad estequiométrica correspondiente. Será reactivo limitante el que tenga un cociente menor

La reacción que tiene lugar es:

2.P +	3 Br₂ →	2. P Br₃	$P \Rightarrow \frac{40}{62} = 0,645$; $Br \Rightarrow \frac{350}{480} = 0,729$. El Fósforo será el reactivo limitante
2 mol = 62 g	3 mol = 480 g	2 mol = 542 g	
40	X	Y	

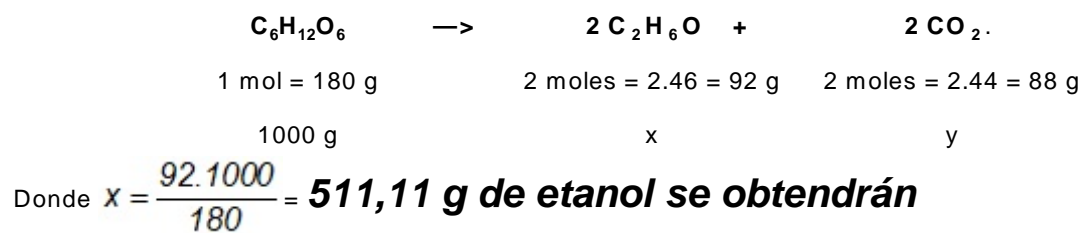
La cantidad de bromo consumida es: $X = \frac{40 \cdot 480}{62} = 309,68$ g de Br₂ que reaccionan. Sobrarán:
350 - 309,68 = **40,32 g de Br₂ sobran**

Y la cantidad de P Br₃ que se formará será: $Y = \frac{40 \cdot 542}{62} = 349,68$ g de P Br₃ se formarán

B-09 - ¿Cuántos gramos de alcohol etílico puede obtenerse por fermentación de 1000 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$? (Datos: P.A.: C = 12, H = 1, O = 16).

RESOLUCIÓN

La reacción de fermentación de la glucosa que tiene lugar es: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2 C_2H_6O + 2 CO_2$. Por tanto, según la estequiometría de la reacción tendremos:



B-10 - Se tratan 250 g de CaCO_3 con ácido clorhídrico y se desea saber: a) Cantidad de HCl en peso necesaria, b) ¿Qué cantidad de CO_2 en peso se obtendrá?, c) ¿Qué volumen de CO_2 se obtendrá en condiciones normales? (DATOS: Pesos atómicos: C = 12, O = 16, H = 1, Cl = 35,4, Ca = 40)

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ De acuerdo con la estequiometría de esta reacción, tendremos:

$\text{CaCO}_3 +$	2HCl	\rightarrow	$\text{CaCl}_2 +$	$\text{CO}_2 +$	H_2O
1 mol = 100 g	2 mol = 73 g		1 mol = 111 g	1 mol = 44 g	1 mol = 18 g
250 g	X			Y	

De donde: $X = \frac{250 \cdot 73}{100} = \mathbf{182,5 \text{ g de HCl se necesitan}}$

$Y = \frac{250 \cdot 44}{100} = \mathbf{110,0 \text{ g de CO}_2 \text{ se obtendrán}}$

Para calcular el volumen que ocupan, en Condiciones Normales ($P = 1 \text{ atm}$ y $T = 0^\circ\text{C}$ ó 273°K), le podemos aplicar la ecuación de Clapeyron de los gases: $P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T \implies 1 \cdot V = \frac{110}{44} \cdot 0,082 \cdot 273 ;$

$V = 55,97 \text{ Litros de CO}_2$

B-11 - ¿Se neutralizan 25 ml de una disolución de NaOH con 15,7 ml de HCl 0,2 M. Calcular la concentración del hidróxido de sodio y los gramos de NaOH existentes en ese volumen

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es:

	HCl +	NaOH	→	NaCl +	H ₂ O
Cantidades estequiométricas	1 mol = 36,5 g	1 moles = 40 g		1 mol	2 moles
Cantidades reaccionantes	0,115	x			

Sabiendo que se gastan 15,7 ml de HCl 0,2 Molar, vamos a calcular los gramos de este (HCl) que habrá, partiendo de la fórmula que nos da la Molaridad de esa disolución:

$$M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot L_{\text{disolución}}}; 0,2 = \frac{g_{\text{soluto}}}{36,5 \cdot 0,0157}; g_{\text{SOLUTO}} = 0,2 \cdot 36,5 \cdot 0,0157 = 0,115 \text{ g de HCl}$$

y a partir de ese dato, calculamos los gramos que teníamos de NaOH:

$$\left. \begin{array}{l} 36,5\text{gHCl} \text{ ---- } 40\text{gNaOH} \\ 0,115\text{gHCl} \text{ ---- } x \end{array} \right\} x = \frac{0,115 \cdot 40}{36,5} = 0,126 \text{ g de NaOH hay en la cantidad que ha reaccionado}$$

Y como sabemos que esa cantidad de NaOH se encuentra en los 25 mL que habíamos cogido, podemos calcular su molaridad partiendo de la fórmula que nos la da:

$$M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot L_{\text{disolución}}}; M = \frac{0,126}{40 \cdot 0,025}; \mathbf{M = 0,126 \text{ Molar en NaOH}}$$

B-12 - Una forma de eliminar NO de las emisiones gaseosas es hacerlo reaccionar con amoníaco, de acuerdo con la siguiente reacción: $\text{NH}_3 + \text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ a) Ajustar la reacción. b) Calcular los gramos de amoníaco que se necesitarán para que reaccionen 16,5 moles de monóxido de nitrógeno.

RESOLUCIÓN

Le ponemos los coeficientes a cada compuesto y queda: $a.\text{NH}_3 + b.\text{NO} \rightarrow c.\text{N}_2 + d.\text{H}_2\text{O}$

Planteamos una ecuación para cada uno de los tres elementos:

<p>N : $a + b = 2.c$ H : $3.a = 2.d$ O : $b = d$</p>	<p>Le damos a "b" el valor 1: por lo que también es: $d = 1$ Sustituyendo en la segunda: $3.a = 2.1$, de donde $a = \frac{2}{3}$ y al sustituir en la primera: $\frac{2}{3} + 1 = 2.c$ de donde $c = \frac{5}{6}$</p>	<p>$a = \frac{2}{3} \implies \frac{2}{3}.6 \implies a = 4$ $b = 1 \implies 1.6 \implies b = 6$ $c = \frac{5}{6} \implies \frac{5}{6}.6 \implies c = 5$ $d = 1 \implies 1.6 \implies d = 6$</p>
---	--	---

y al sustituir en la reacción ésta quedará ajustada: $4.\text{NH}_3 + 6.\text{NO} \rightarrow 5.\text{N}_2 + 6.\text{H}_2\text{O}$

La cantidad de amoníaco necesaria para reaccionar con las 16,5 moles de NO la calculamos partiendo de la estequiometría de la reacción:

$4.\text{NH}_3 +$	$6.\text{NO} \rightarrow$	$5.\text{N}_2 +$	$6.\text{H}_2\text{O}$
4 moles = $4.17 = 68$ g	6 moles	5 moles	6 moles
X	16,5 moles		

$$\left. \begin{array}{l} 68\text{gNH}_3 \text{ --- } 6\text{molesNO} \\ x \text{ --- } 16,5\text{molesNO} \end{array} \right\} x = \frac{68 \cdot 16,5}{6} = 187 \text{ gramos de amoníaco se necesitan}$$

B-13 - Se hacen reaccionar 1,6 gramos de hidróxido de sodio con una disolución 0,5 molar de ácido clorhídrico

- Escribir la reacción que tiene lugar, ajustada.
- ¿Qué cantidad de ácido reaccionará?
- ¿Qué volumen de la disolución del ácido se necesita?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es:

	H Cl +	NaOH	→	Na Cl +	H ₂ O
Cantidades estequiométricas	1 mol = 36,5 g	1 moles = 40 g		1 mol	2 moles
Cantidades reaccionantes	X	1,6			

:y a partir del dato de NaOH que reacciona (1,6 g), calculamos los gramos de H Cl que había en la disolución que reacciona:

$$\left. \begin{array}{l} 36,5\text{gHCl} \text{ --- } 40\text{gNaOH} \\ X \text{ --- } 1,6\text{gdeNaOH} \end{array} \right\} x = \frac{36,5 \cdot 1,6}{40} = \mathbf{1,46 \text{ g de H Cl}}$$

hay en la disolución de H Cl

Partiendo de la expresión de la Molaridad, podemos determinar el volumen de la misma que contiene esos 1,46 g de H Cl:

$$M = \frac{g_{\text{solute}}}{Pm_{\text{solute}} \cdot L_{\text{disolucion}}}; \quad 0,5 = \frac{1,46}{36,5 \cdot L_{\text{disolucion}}}; \quad L_{\text{DISOLUCIÓN}} = 0,08 \text{ Litros} = \mathbf{8 \text{ mL de disolución de H Cl}}$$

B-14 - Calcular el volumen de una disolución de ácido clorhídrico 2 Molar que reaccionará con 10 gramos de carbonato de calcio. ¿Qué volumen de dióxido de carbono se desprenderá, medido en Condiciones Normales? (Se obtienen también cloruro de calcio y agua)

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar, ya ajustada, es: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Para calcular las cantidades de los diferentes reactivos y/o productos que intervienen hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción, que es:

CaCO_3 +	$2 \text{HCl} \rightarrow$	CaCl_2 +	CO_2 +	H_2O
1 mol = 100 g	2 moles = 2.36,5 = 73 g	1 mol = 111 g	1 mol = 44 g	1 mol = 18 g
10 g	X	Y	Z	V

La cantidad de H Cl que se necesita es: $X = \frac{10 \cdot 73}{100} = 7,3$ g de H Cl se necesitan

Para determinar el volumen de disolución, hemos de tener en cuenta la expresión que nos da la Molaridad de una disolución: $M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}}$ expresión en la que conocemos todo excepto el volumen de la

disolución, y así: $2 = \frac{7,3}{36,5 \cdot L_{\text{DISOLUCION}}}$ de donde: $L_{\text{DISOLUCION}} = \frac{7,3}{2 \cdot 36,5} = 0,10$ Litros.

Volumen de disolución = 0,10 L = 100 ml

Para determinar la cantidad de dióxido de carbono, volvemos a tener en cuenta la estequiometría de la reacción, y así:

$Z = \frac{10 \cdot 44}{100} = 4,4$ g de CO_2 se dependen

El volumen que ocupa esta cantidad de Hidrógeno gaseoso lo calculamos partiendo de la ecuación general de los gases ideales, teniendo en cuenta que $P = 1 \text{ atm}$ y $T = 273^\circ\text{K}$ y así:

$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T$; $1 \cdot V = \frac{4,4}{44} \cdot 0,082 \cdot 273$; de donde **$V = 2,24$ litros de CO_2**

B-15 - ¿Qué volumen de disolución 2 Molar de ácido clorhídrico se necesitará para neutralizar otra que contenga 2,5 g de hidróxido sódico? ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico puro serán necesarios?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es:

	H Cl +	NaOH	→	Na Cl +	H ₂ O
Cantidades estequiométricas	1 mol = 36,5 g	1 mol = 40 g		1 mol	1 mol
Cantidades reaccionantes	x	25			

donde $X = (2,5 \cdot 36,5) / 40 = \mathbf{0,975 \text{ g de ácido clorhídrico}}$

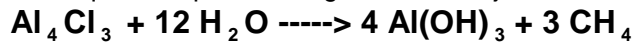
Si se parte de una disolución 2 Molar, hemos de utilizar la cantidad de esa disolución que contenga 0975 g de ác. Clorhídrico, lo cual podemos calcular partiendo de la fórmula que nos da la Molaridad :

$$M = \frac{g_{\text{solute}}}{Pm_{\text{solute}} \cdot L_{\text{disolucion}}}; \quad 2 = \frac{0,975}{36,5 \cdot L_{\text{disolucion}}}; \quad L_{\text{disolucion}} = \frac{0,975}{36,5 \cdot 2} = \mathbf{0,0133 \text{ litros de H Cl 2 M}}$$

B-16 - El metano (CH₄) puede obtenerse descomponiendo el carburo de aluminio (Al₄C₃) con agua, formándose también hidróxido de aluminio. ¿Qué cantidad de carburo se necesita para obtener 600 ml de metano en C.N. si el rendimiento de la reacción es del 92%?

RESOLUCIÓN

La reacción química que tiene lugar, una vez ajustada, es:



en la cual vemos que para obtener TRES moles de gas metano se necesita UN mol de carburo de aluminio.

El número de moles de metano se calcula por medio de la ecuación general de los gases ideales:

$$P.V = n.R.T \Rightarrow 1.0,600 = n.0,082.273 ; n = \frac{0,600}{0,082.273} ; n = 0,027 \text{ moles de metano}$$

Si el rendimiento de la reacción fuera del 100%, la cantidad de carburo de aluminio, expresada en moles, será la tercera parte de 0,027:

$$\text{moles de Al}_4\text{C}_3 = \frac{0,027}{3} ; n = 0,009 \text{ moles de Al}_4\text{C}_3 \text{ se necesitarían con un rendimiento del 100\%}$$

pero como el rendimiento es del 92%, quiere decir que necesitamos poner algo más del reactivo Carburo de aluminio, ya que esas 0,009 moles son las que efectivamente reaccionan (el 92% del total, así:

$\begin{array}{r} 100 \text{ moles de reactivo} \\ X \end{array} \begin{array}{l} \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \begin{array}{r} 97 \text{ moles reaccionan} \\ 0,009 \end{array}$, x = 0,0093 moles de Al ₄ C ₃ se necesitan,
---	--

si queremos expresar esta cantidad en gramos, hemos de tener en cuenta el peso molecular de este compuesto, que es: Al₄C₃ : 4.27 + 3.12 = 144

$$\text{Gramos que se necesitan: } 0,0093 \cdot 144 = \mathbf{1,34 \text{ g de Al}_4\text{C}_3 \text{ se necesitan}}$$

B-17 - Se tratan 49 g de zinc 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.

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar, ya ajustada, es: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

Para calcular las cantidades de los diferentes reactivos y/o productos que intervienen hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción, que es:

Zn +	2 HCl →	ZnCl ₂ +	H ₂
1 mol = 65,3 g	2 moles = 2.36,5 = 73 g	1 mol = 136,4 g	1 mol = 2 g
49 g	X	Y	Z

La cantidad de HCl que se necesita es: $X = \frac{49.73}{65,3} = \mathbf{54,78 \text{ g de HCl se necesitan}}$

Para determinar el volumen de disolución, hemos de tener en cuenta la expresión que nos da la Molaridad de una disolución: $M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}}$ expresión en la que conocemos todo excepto el volumen de la

disolución, y así: $2 = \frac{54,78}{36,5 \cdot L_{\text{DISOLUCION}}}$ de donde: $L_{\text{DISOLUCION}} = \frac{54,78}{2 \cdot 36,5} = \mathbf{0,75 \text{ Litros de HCl.}}$

Para determinar la cantidad de Hidrógeno, volvemos a tener en cuenta la estequiometría de la reacción, y así:

$Z = \frac{2.49}{65,3} = \mathbf{1,50 \text{ g de H}_2 \text{ se desprenden}}$

El volumen que ocupa esta cantidad de Hidrógeno gaseoso lo calculamos partiendo de la ecuación general de los gases ideales, y así:

$$P.V = \frac{g}{Pm} \cdot R.T; \quad \frac{690}{760} \cdot v = \frac{1,5}{2} \cdot 0,082 \cdot 300 \quad v = \frac{1,5 \cdot 0,082 \cdot 300 \cdot 760}{2 \cdot 690} = \mathbf{20,32 \text{ litros de H}_2}$$

B-18 - Se hace reaccionar un trozo de 6 g de Zn con una disolución de ácido clorhídrico 2 Molar, obteniéndose cloruro de Zinc(II) e hidrógeno gaseoso (H_2). Escriba y ajuste la reacción que tiene lugar. ¿Cuántos gramos de HCl se necesitan? ¿Qué volumen de la disolución 2 Molar será necesaria? ¿Cuántos gramos de Hidrógeno se obtendrán? ¿Qué volumen ocuparán, medidos a 3 atm y 37°C?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar, ya ajustada, es: $Zn + 2 HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Para calcular las cantidades de los diferentes reactivos y/o productos que intervienen hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción, que es:

Zn +	2 HCl →	ZnCl₂ +	H₂
1 mol = 65,4 g	2 moles = 2.36,5 = 73 g	1 mol = 136,4 g	1 mol = 2 g
6 g	X	Y	Z

La cantidad de HCl que se necesita es: $X = \frac{6.73}{65,4} = \mathbf{6,70 \text{ g de HCl se necesitan}}$

Para determinar el volumen de disolución, hemos de tener en cuenta la expresión que nos da la Molaridad de una

disolución: $M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot L_{DISOLUCION}}$ expresión en la que conocemos todo excepto el volumen de la

disolución, y así: $2 = \frac{6,70}{36,5 \cdot L_{DISOLUCION}}$ de donde: $L_{DISOLUCION} = \frac{6,70}{2 \cdot 36,5} = 0,092 \text{ Litros.}$

Volumen de disolución = 0,092 L = 92 ml

Para determinar la cantidad de Hidrógeno, volvemos a tener en cuenta la estequiometría de la reacción, y así:

$Z = \frac{2.6}{65,4} = \mathbf{0,18 \text{ g de H}_2 \text{ se dependen}}$

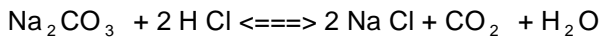
El volumen que ocupa esta cantidad de Hidrógeno gaseoso lo calculamos partiendo de la ecuación general de los gases ideales, y así:

$P.V = \frac{g}{Pm} \cdot R.T$; $3.V = \frac{0,18}{2} \cdot 0,082 \cdot 310$; de donde **V = 0,76 litros de H₂**

B-20 - Para valorar una disolución de ácido clorhídrico, se pesan exactamente 0,205 g de carbonato de sodio y se ponen en un erlenmeyer junto con 25 ml de agua y unas gotas de indicador Naranja de metilo. Se deja gotear desde la bureta la disolución de ácido clorhídrico hasta el viraje permanente del indicador, momento en el cual se han gastado 15,4 ml de dicha disolución. Calcular la concentración de la disolución de ácido clorhídrico si en la reacción se obtienen como productos dióxido de carbono, cloruro de sodio y agua

RESOLUCIÓN:

La reacción que tiene lugar, ya ajustada, es:



De acuerdo con la estequiometría de la misma, vamos a determinar los gramos de HCl que reaccionan con los 0,205 g de Na_2CO_3

$$\begin{array}{ccc} 106 \text{ g de } \text{Na}_2\text{CO}_3 & \text{-----} & 2 \cdot 36,5 \text{ g de HCl} \\ 0,205 & & X \end{array} \quad X = \frac{0,205 \cdot 2 \cdot 36,5}{106} = 0,141 \text{ g de HCl que reaccionan}$$

Como nosa dicen que se gastan 15,4 ml de la disolución de HCl, resultará que en esos 15,4 ml de disolución hay 0,141 g del HCl, por lo que la concentración de esa disolución la calculamos aplicando la expresión de la Molaridad:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}} \quad M = \frac{0,141}{36,5 \cdot 0,0154}; \quad \mathbf{M = 0,25 \text{ Molar}}$$

B-21 - ¿Qué cantidad de aire (21% de oxígeno y 79% de nitrógeno en volumen) medido en C.N. se necesita para quemar completamente 1 Kg de antracita, si ésta contiene un 95% de carbono? ¿Qué volumen de dióxido de carbono se desprende, medido también en C.N.?

RESOLUCIÓN

Si quemamos 1 Kg de antracita que contiene un 95% de carbono, estamos quemando solamente el carbono, que es: $\frac{95}{100} \cdot 1000 = 950$ g de carbono que se quemarán.

La reacción de combustión es: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$, de cuya estequiometría podemos calcular todo lo que nos piden:

C +	O₂	→	CO₂
1 mol = 12 g	1 mol = 32 g		1 mol = 44 g
950 g	X		Y

de donde $x = \frac{950 \cdot 32}{12} = 2533,3$ g de oxígeno se necesitan, los cuales en C.N. ocuparán:

$$P.V = \frac{g}{Pm} \cdot R.T \quad 1.V = \frac{2533,3}{32} \cdot 0,082.273 ; V = 1773,3 \text{ litros de Oxígeno en C.N,}$$

y como este oxígeno supone el 21% del aire en volumen, la cantidad de aire necesaria es:

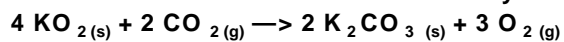
X = 8444,4 litros de aire se necesitan.

Para el CO₂ se procede de igual forma:

$$Y = \frac{950 \cdot 44}{12} = 3483,3 \text{ g de CO}_2 \text{ se desprenden, los cuales, en C.N. ocuparán } P.V = \frac{g}{Pm} \cdot R.T$$

$$1.V = \frac{3483,3}{44} \cdot 0,082.273 ; V = 1773,3 \text{ litros de CO}_2 \text{ en C.N,}$$

B-22 - El superóxido de potasio (KO_2) se utiliza para purificar el aire en espacios cerrados. El superóxido se combina con el dióxido de carbono y libera oxígeno según la reacción:



- a) Calcular la masa de $\text{KO}_{2(s)}$ que reacciona con 50 L de dióxido de carbono en condiciones normales.
 b) Calcular el número de moléculas de oxígeno que se producen.

RESOLUCIÓN:

El nº de moles de dióxido de carbono de que se dispone lo calculamos por medio de la ecuación general de los gases: $P.V = n.R.T$; $1 \cdot 50 = n \cdot 0,082 \cdot 273$; $n = 2,23$ moles de CO_2 .

Para determinar ahora tanto la cantidad de KO_2 necesaria como el O_2 que se obtiene, acudimos a la estequiometría de esta reacción:

$4 \text{KO}_{2(s)} +$	$2 \text{CO}_{2(g)} \rightarrow$	$2 \text{K}_2\text{CO}_{3(s)} +$	$3 \text{O}_{2(g)}$
4 moles	2 moles	2 moles	3 moles
X	2,23 moles	Y	Z

de donde: $X = \frac{2,23 \cdot 4}{2} = 4,46$ moles de $\text{KO}_2 = 4,46 \cdot (39 + 2 \cdot 16) = \mathbf{316,66 \text{ g de } \text{KO}_2}$

$Z = \frac{2,23 \cdot 3}{2} = 3,34$ moles de O_2 y el nº de moléculas del mismo se determina a partir del N° de Avogadro: N°

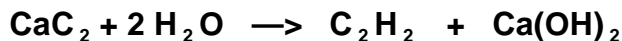
moléculas de $\text{O}_2 = 3,34 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{2,01 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{O}_2}$

B-23 - El carburo cálcico CaC_2 es un compuesto sólido que reacciona con el agua líquida para dar el gas inflamable (acetileno) y el sólido hidróxido cálcico. Calcule:

- a) El volumen de gas medido en condiciones normales que se obtendrá cuando 80 g de CaC_2 reaccionan con 80 g de agua.
 b) La cantidad de reactivo que queda sin reaccionar.

RESOLUCIÓN

Una de las formas de obtener acetileno es haciendo reaccionar carburo de calcio (CaC_2) con agua, proceso que transcurre según la reacción:



En esta reacción podemos ver que por cada mol de carburo de calcio (64,10 g, que es su masa molar) que reacciona, se necesitan 2 moles de agua (2.18,016 g = 36,032 g) y se obtiene un mol de acetileno (22,4 litros medidos en C.N.)

Dado que partimos de 80 g de cada reactivo, se gastará todo el carburo de calcio, sobrando agua, por lo que de acuerdo con la estequiometría de la reacción, las cantidades de agua que reacciona y de acetileno que se obtiene serán:

	$\text{CaC}_2 +$	$2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{C}_2\text{H}_2 +$	Ca(OH)_2
	1 mol = 64,10 g	2 molo = 2.18,016 g	1 mol = 22,4 l en CN	
	80 g	X	Y	

$$\left. \begin{array}{l} 64,10 \text{ g de } \text{CaC}_2 \text{ --- } 2.18,016 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \\ 80 \text{ g} \quad \quad \quad \text{--- } X \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{80 \cdot 2.18,016}{64,10} = 44,97 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \text{ que reaccionan}$$

Dado que teníamos 80 g de agua, sobrarán: $80 - 44,97 = \mathbf{35,03 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \text{ sobran}}$

Y la cantidad de acetileno obtenido, la obtenemos de la misma forma:

$$\left. \begin{array}{l} 64,10 \text{ g de } \text{CaC}_2 \text{ --- } 22,4 \text{ L. en C.N. de } \text{C}_2\text{H}_2 \\ 80 \text{ g} \quad \quad \quad \text{--- } X \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{80 \cdot 22,4}{64,10} = \mathbf{27,96 \text{ L de } \text{C}_2\text{H}_2 \text{ en C.N.}}$$

B-24 - La combustión completa del etanol genera dióxido de carbono y agua.

- a) Calcule el número de moléculas de agua que se producirán si quemamos 1 kg de dicho alcohol. (hasta 1,2 puntos)
- b) ¿Cuántos moles de etanol reaccionarán con 1 m³ de oxígeno (gas ideal), medido en condiciones normales? (hasta 0,8 puntos)

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

- a) Por tanto teniendo en cuenta la estequiometría de esta reacción, para el primer caso, tendremos tendremos que:

	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} +$	$3\text{O}_2 \rightarrow$	$2\text{CO}_2 +$	$3\text{H}_2\text{O}$
Cantidades estequiométricas	1 mol = 46 g	3 mol = 96 g	2 mol = 88 g	3 mol = 54 g
Cantidades reaccionantes	1000 g			X

De donde: $X = \frac{1000 \cdot 3}{46} = 65,217$ moles de agua. Para calcular el nº de moléculas multiplicamos por en

Nº de Avogadro = $65,217 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{3,92 \cdot 10^{25}}$ moléculas de agua

- b) Por tanto teniendo en cuenta la estequiometría de esta reacción, para el segundo caso, hemos de tener en cuenta que cada mol de gas en Condiciones Normales ocupa 22,4 L, por lo que en las cantidades estequiométricas podemos incluir esta cantidad en el xaso del oxígeno, y así nos queda:

	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} +$	$3\text{O}_2 \rightarrow$	$2\text{CO}_2 +$	$3\text{H}_2\text{O}$
Cantidades estequiométricas	1 mol = 46 g	3 mol = 96 g = 3 · 22,4 = 67,2 L	2 mol = 88 g	3 mol = 54 g
Cantidades reaccionantes	X	1000 L en C.N.		

De donde: $X = \frac{1000 \cdot 1}{67,2} = \mathbf{14,88}$ moles de etanol

B-25 - Resuelva:

- a) ¿Qué volumen de hidrógeno (gas ideal), medido a 27 °C y presión de 740 mmHg es posible obtener al añadir ácido clorhídrico en exceso sobre 75 g de cinc con un 7 % de impurezas inertes? (hasta 1,5 puntos)
- b) ¿Qué cantidad de cloruro de cinc se obtendrá? (hasta 0,5 puntos)

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar, ya ajustada, es: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

La cantidad de Zinc puro que tenemos es el 93% del Zinc que tenemos, ya que el 7% restante nos indican que

se trata de impurezas, así: $g_{\text{ZINC PURO}} = 75 \cdot \frac{93}{100} = 69,75 \text{ g de Zinc puro}$

Para calcular las cantidades de los diferentes reactivos y/o productos que intervienen hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción, que es:

Zn +	2 HCl →	Zn Cl₂ +	H₂
1 mol = 65,39 g	2 moles = 2.36,45 = 72,90 g	1 mol = 136,29 g	1 mol = 2 g
69,75 g	X	Y	Z

Para determinar la cantidad de Hidrógeno, tenemos en cuenta la estequiometría de la reacción, y así:

$$Z = \frac{2,69,75}{65,39} = \mathbf{2,13 \text{ g de H}_2 \text{ se dependen}}$$

El volumen que ocupa esta cantidad de Hidrógeno gaseoso lo calculamos partiendo de la ecuación general de los gases ideales, y así:

$$P.V = \frac{g}{Pm} .R.T ; \quad \frac{740}{760} .V = \frac{2,13}{2} .0,082.300 \quad \text{Donde } \mathbf{V = 26,91 \text{ litros de H}_2}$$

Para determinar la cantidad de cloruro de Zinc, volvemos a tener en cuenta la estequiometría de la reacción, y así:

$$Z = \frac{136,29.69,75}{65,39} = \mathbf{145,38 \text{ g de ZnCl}_2 \text{ se obtienen}}$$

B-26 - El amoníaco arde con el oxígeno del aire en condiciones adecuadas y en presencia de catalizadores para dar monóxido de nitrógeno y agua.

a) Ajuste la reacción de combustión. (hasta 0,7 puntos)

b) Determine el peso de oxígeno, en gramos, que se necesita para quemar 1 kg de amoníaco. (hasta 0,7 puntos)

c) Calcule el volumen de monóxido de nitrógeno obtenido a partir de las cantidades de reactivo del apartado b, medido en condiciones normales. (hasta 0,6 puntos)

SOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$

De acuerdo con la estequiometría de esta reacción, tenemos:

4 NH₃ +	5 O₂	→	4 NO +	6 H₂O
4 mol = 4.17 g	5 mol = 5.32 g		4 mol=4.22,4 L en C.N.	6 mol
1000 g	x		y	

de donde: $X = \frac{5.32 \cdot 1000}{4.17} = 2353 \text{ g de O}_2$

$$Y = \frac{4.22,4 \cdot 1000}{4.17} = 1317,65 \text{ Litros de NO, medidos en C.N.}$$

B-27 - El carbonato de magnesio reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua.

- Calcule el volumen de ácido clorhídrico, de densidad $1,16 \text{ g/cm}^3$ y 32 % en peso, que se necesitará para que reaccione con 30,4 g de carbonato de magnesio.
- Si en el proceso anterior se obtienen 7,6 litros de dióxido de carbono, medidos a 1 atm y 27°C , ¿Cuál ha sido el rendimiento de la reacción?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{MgCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

De acuerdo con la estequiometría de esta reacción, tendremos:

$\text{MgCO}_3 +$	2HCl	\rightarrow	$\text{MgCl}_2 +$	$\text{CO}_2 +$	H_2O
1 mol = 84,32 g	2 mol = 2.36,45 = 72,9 g		1 mol	1 mol = 44,01 g	1 mol
30,4 g	X			Y	

De donde: $X = \frac{30,4 \cdot 2 \cdot 36,45}{84,32} = 26,28 \text{ g de HCl se necesitan}$

Puesto que se tiene una disolución del 32% y $d = 1,16 \text{ g/mL}$, el volumen de la misma en el cual se tienen esos 26,28 g de HCl es:

Soluto	Disolv.	Disolución	$\left. \begin{array}{l} 100 - - - 32 \\ X - - 26,28 \end{array} \right\} x = 82,125 \text{ g de disolución}$
26,28 g +	55,845 g	82,125 g	
		70,80 mL	$d = \frac{m}{V}; 1,16 = \frac{82,125}{V}; V = \frac{82,125}{1,16} \text{ V} = 70,8 \text{ mL de HCl}$

La masa de CO_2 obtenida se determina aplicando la ecuación de Clapeyron de los gases:

$$P.V = \frac{g}{Pm} . R.T \implies 1.7,6 = \frac{g}{44,01} . 0,082.300 ; g = 13,60 \text{ g. de CO}_2 \text{ realmente obtenidos}$$

La cantidad teórica que se habría obtenidos con un rendimiento del 100% se determina a partir de la estequiometría de la reacción:

$$Y = \frac{30,4 \cdot 44,01}{84,32} = 15,87 \text{ g de CO}_2 \text{ si R} = 100\%.$$

Por tanto el rendimiento de este proceso es: $\left. \begin{array}{l} 15,87 \text{ g} - - - 100\% \\ 13,60 \text{ g} - - - - X \end{array} \right\} X = \frac{13,60 \cdot 100}{15,87} ; R = 85,70\%$

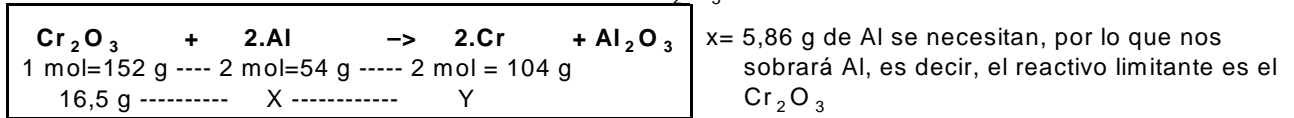
B-28 - En la reducción de 16,5 g. de óxido de cromo (III) con 8,20 g de aluminio, el número de gramos de cromo que se obtienen

- a) 5,62
- b) 11,2
- c) 19,7
- d) 26,0

Datos: masa atómica (g/mol) de O=16,0 ; Al=27,0 ; Cr = 52,0

RESOLUCIÓN

Hemos de determinar cual es el reactivo limitante: si es el Cr_2O_3 o bien el Al



Por tanto, de Cr obtendremos: $\left. \begin{array}{l} 152\text{gCr}_2\text{O}_3 \text{ ----} 104\text{gCr} \\ 16,5 \text{ ----} y \end{array} \right\} y = 11,29 \text{ g de Cr se obtendrán} \quad (\text{Opción b})$

Grupo C: CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS QUE INCLUYEN OTROS CÁLCULOS PREVIOS O POSTERIORES

C-01 - Dada la reacción: $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, calcule la masa de dióxido de manganeso que se necesita para obtener 2,5 litros de cloro medidos a 0,758 atm y 17 °C, si el rendimiento del proceso es del 80%.

RESOLUCIÓN

La cantidad de cloro que se obtiene hemos de expresarla en moles, gramos o litros en CN para poder aplicarle la estequiometría de la reacción, lo cual conseguimos aplicándole la ecuación general de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; 0,758 \cdot 2,5 = n \cdot 0,082 \cdot 290 : n = \frac{0,758 \cdot 2,5}{0,082 \cdot 290} = 0,080 \text{ moles}$$

lo cual nos indica que hemos de obtener 0,080 moles de Cl_2 , que son $0,080 \cdot 71 = 5,68$ gramos de Cl_2

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$4 \text{HCl} +$	MnO_2	\rightarrow	$\text{Cl}_2 +$	$\text{MnCl}_2 +$	$2 \text{H}_2\text{O}$
4 moles	1 mol = 87 g		1 mol	1 mol	2 moles
	X		0,080 moles		

$$X = \frac{0,080 \cdot 87}{1} = 6,96 \text{ g de MnO}_2 \text{ Y esta es la cantidad de MnO}_2$$

Que se necesitaría para obtener esa cantidad de cloro si el proceso transcurriera con un 100% de rendimiento, pero como el rendimiento de la reacción es solamente del 80%, necesitaremos una cantidad mayor de reactivo para compensar las pérdidas, por lo que los cálculos a realizar son:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ ----- } 80 \\ x \text{ ----- } 6,96 \end{array} \right\} x = \frac{100 \cdot 6,96}{80} = 8,7 \text{ g de MnO}_2 \text{ que se necesitan}$$

C-02 - El cloro se obtiene en el laboratorio según la reacción $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \Rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
 Calcule: a) La cantidad de reactivos necesarios para obtener 100 litros de cloro medidos a 15°C y 720 mmHg. b) El volumen de ácido clorhídrico 0,6 M que habrá que utilizar.

RESOLUCIÓN

La cantidad de cloro que se obtiene hemos de expresarla en moles, gramos o litros en CN para poder aplicarle la estequiometría de la reacción, lo cual conseguimos aplicándole la ecuación general de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; \frac{720}{760} \cdot 100 = n \cdot 0,082 \cdot 288 : n = \frac{720 \cdot 100}{760 \cdot 0,082 \cdot 288} = 4,01 \text{ moles de Cloro}$$

lo cual nos indica que hemos de obtener 4,01 moles de Cl_2 , que son $4,01 \cdot 71 = \mathbf{284,82 \text{ gramos de } \text{Cl}_2}$

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$4 \text{ HCl} +$	MnO_2	----->	$\text{Cl}_2 +$	$\text{MnCl}_2 +$	$2 \text{ H}_2\text{O}$
4 moles	1 mol = 87 g		1 mol	1 mol	2 moles
X	Y		4,01 moles		

$$Y = \frac{4,01 \cdot 87}{1} = \mathbf{348,87 \text{ g de } \text{MnO}_2}$$
 Y esta es la cantidad de MnO_2

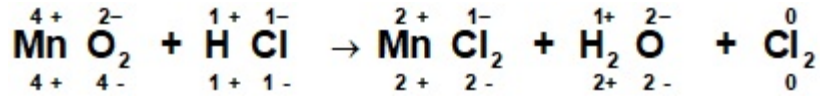
$X = \frac{4,01 \cdot 4}{1} = \mathbf{16,04 \text{ moles de HCl}}$ Con este dato y la expresión de la molaridad, podemos determinar el volumen de la misma que será necesario:

$$M = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{DISOLUCION}}}; 0,6 = \frac{16,04}{V_{\text{DISOLUCION}}} \Rightarrow V_{\text{DISOLUCION}} = \frac{16,04}{0,6} = \mathbf{26,73 \text{ litros de disolucion}}$$

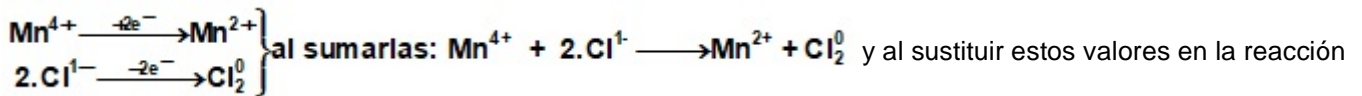
C-03 - ¿Cuántos gr de MnO_2 puro, y cuántos ml de ácido clorhídrico de 36 % de riqueza en HCl y densidad $1,19 \text{ gr/cm}^3$ serán necesarios para preparar 1 litro de cloro gaseoso medido en C.N.? La reacción química (SIN AJUSTAR) que tiene lugar es: $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$.

RESOLUCIÓN

La reacción dada, ajustada por el método del cambio de valencia, con los números de oxidación de todos los elementos es:



En la que como podemos ver, cambian sus números de oxidación tanto el Mn, que gana 2 electrones al pasar de Mn^{4+} a Mn^{2+} mientras que el Cloro pierde 2 electrones al pasar desde Cl^{1-} hasta Cl_2^0 , y así, las semirreacciones de ambos son:

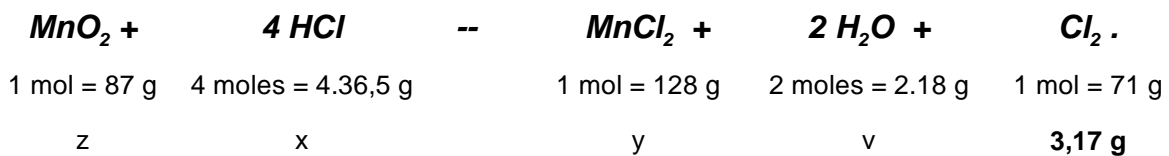


dada, ajustando después los elementos que no intervienen en ella nos queda:



Y es en esta reacción en la que tenemos que aplicarle las relaciones estequiométricas, para lo cual, previamente vamos a calcular la masa de Cloro que hemos de obtener, y que debe ocupar 1 litro en C.N., aplicando la

ecuación general de los gases: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1.1 = \frac{g}{71} \cdot 0,082 \cdot 273 \Rightarrow g = 3,17 \text{ g de } Cl_2$



Teniendo en cuenta la estequiometría de esta reacción, la cantidad de MnO_2 será:

$$z = \frac{87 \cdot 3,17}{71} = 3,88 \text{ g de } MnO_2 \text{ se necesitan}$$

Para el H Cl, hacemos cálculos análogos: $x = \frac{4 \cdot 36,5 \cdot 3,17}{71} = 6,52 \text{ g de HCl se necesitan}$

y esta cantidad debe tomarse de la disolución del 36%, por lo que la masa de disolución será:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g}_{\text{disolucion}} \text{ --- } 36 \text{ g}_{\text{HCl}} \\ x \text{ --- } 6,52 \end{array} \right\} x = 18,12 \text{ g de disolucion} \text{ los cuales debemos expresar en forma de}$$

volumen, para lo cual utilizamos la densidad, que

es: $d = \frac{m}{V}; 1,19 = \frac{18,12}{V} \Rightarrow V = \frac{18,12}{1,19} = 15,22 \text{ ml de la disolucion de HCl}$

C-04 - Calcúlese el contenido, en tanto por ciento de carburo cálcico puro, de un producto comercial que, tratado con agua, desprende 300 L. de acetileno por kilogramo, medidos en condiciones normales ¿Qué cantidad de hidróxido de calcio se obtendrá?.

RESOLUCIÓN

Una de las formas de obtener acetileno es haciendo reaccionar carburo de calcio (CaC_2) con agua, proceso que transcurre según la reacción:



En esta reacción podemos ver que por cada mol de carburo de calcio (64 g, que es su masa molar) se obtiene un mol de acetileno (22,4 litros medidos en C.N.) Por lo que podemos realizar la proporción correspondiente ya que nos indica que se obtienen 300 litros de acetileno medidos en Condiciones Normales:

$$\left. \begin{array}{l} 64\text{g de CaC}_2 \text{ --- } 22,4 \text{ litros C}_2\text{H}_2 \\ x \quad \quad \quad \text{--- } 300 \text{ litros} \end{array} \right\} x = 857,14 \text{ g de CaC}_2 \text{ que se necesita}$$

y dado que nos dicen que partíamos de un kilogramo de muestra del carburo de calcio comercial, nos quedará:

$$\% = \frac{857,14}{1000} \cdot 100 = 85,714\% \text{ de riqueza en CaC}_2 \text{ de la muestra inicial}$$

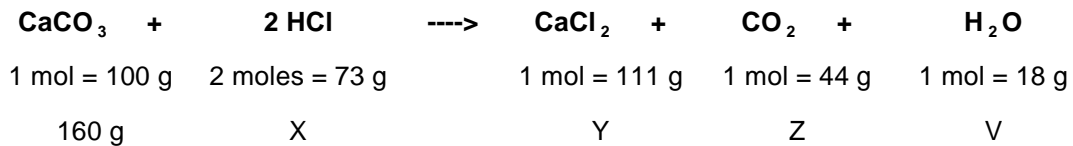
Para calcular la cantidad de hidróxido de calcio hemos de tener en cuenta que en esa reacción por cada mol de C_2H_2 que se obtenga (22,4 l en C.N.), también se obtiene un mol de hidróxido de calcio ($\text{Pm} = 74$ gramos), y así:

$$\left. \begin{array}{l} 74\text{g de Ca(OH)}_2 \text{ --- } 22,4 \text{ litros C}_2\text{H}_2 \\ x \quad \quad \quad \text{--- } 300 \text{ litros} \end{array} \right\} x = 991,10 \text{ g de Ca(OH)}_2 \text{ que se obtienen}$$

C-05 - Se tratan 200 g de carbonato de calcio del 80% de pureza con una disolución 4 Molar de ácido clorhídrico. Calcular: a) El volumen de esta disolución de HCl que se necesita para completar la reacción. B) Volumen de dióxido de carbono desprendido, medido a 15°C y 750 mm Hg de presión, sabiendo que se obtienen, además, cloruro de calcio y agua

RESOLUCIÓN

La reacción tiene lugar entre los productos puros, por lo que previamente a cualquier cálculo hemos de determinar la cantidad de carbonato de calcio puro de que se dispone, que será el 80% de los 200 g de producto de que se dispone: $200 \cdot \frac{80}{100} = 160 \text{ g de CaCO}_3 \text{ puro}$. Y serán estos 160 g los que intervienen y hemos de tener en cuenta para la estequiometría de la reacción, que es:



Donde, al resolver las reglas de tres, nos queda: $X = \frac{73 \cdot 160}{100} = 116,8 \text{ g de HCl que se necesitan}$

Para determinar el volumen de esta disolución, hemos de tener en cuenta la definición de Molaridad:

$$M = \frac{g_{\text{solute}}}{Pm_{\text{solute}} \cdot l_{\text{disolucion}}}; \quad 4 = \frac{116,8}{36,5 \cdot l_{\text{disolucion}}}; \quad l_{\text{disolucion}} = \frac{116,8}{4 \cdot 36,5} = 0,8 \text{ litros de la disoluc. de HCl}$$

Para determinar la cantidad de CO₂ desprendido, volvemos a tener en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$Z = \frac{44 \cdot 160}{100} = 7,04 \text{ g de CO}_2 \text{ que se obtienen}$$

Y para determinar el volumen que ocupa esta

cantidad de gas, le aplicamos la ecuación general de los gases ideales:

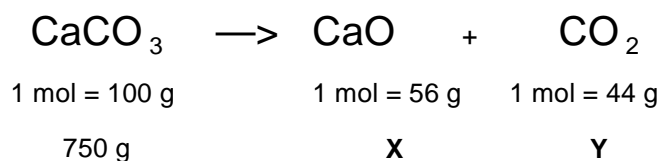
$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{750}{760} \cdot V = \frac{7,04}{44} \cdot 0,082 \cdot 288 \Rightarrow V = 37,59 \text{ litros de CO}_2$$

C-06 - 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)

RESOLUCIÓN

Dado que nos piden las cantidades finales en porcentaje, en un caso, y en otro referido a una muestra de 1 Kg, vamos a partir de una muestra de 1 Kg y dado que nos indica el enunciado que se convierte solamente el 75% (750 gramos), quiere decir que el 25% restante (250 gramos) son impurezas que van a quedar en el horno mezcladas con el CaO que se forme en el transcurso de la reacción, ya que el dióxido de carbono es un gas que desprenderá.

La reacción que tiene lugar se adapta a la ecuación química siguiente:



De estas relaciones obtenemos las cantidades de CaO y de CO₂ que se obtienen a partir de ese Kg de caliza

$$\text{Para el CaO: } X = \frac{750 \cdot 56}{100} = 420 \text{ g de CaO obtenidos}$$

$$\text{Para el CO}_2: y = \frac{750 \cdot 44}{100} = 330 \text{ g de CO}_2 \text{ obtenidos}$$

La cantidad total de sólido que se obtiene será la resultante de sumar los 250 g de impurezas que proceden de la muestra inicial y los 420 g de óxido de calcio que se forman en la reacción: (670 gramos) por lo que sus porcentajes en masa serán:

$$\% \text{ impurezas} = \frac{250}{670} = 37,31\% \quad ; \quad \% \text{ CaO} = \frac{420}{670} = 62,69\%$$

C-07 - Después de poner 180 g de Zn en un vaso de precipitados con ácido clorhídrico 5 M y de que haya cesado la reacción, quedaron 35 g de Zn sin reaccionar.

El proceso que tiene lugar es: $\text{Zn(s)} + \text{HCl(ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$

Calcule:

- El volumen de hidrógeno medido en condiciones normales que se ha obtenido.
- El volumen de la disolución ácida que se empleó.

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar, ya ajustada, es: $\text{Zn(s)} + 2\text{HCl(ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$

En ella nos indican que se ponen 180 g de Zn y quedan sin reaccionar 35, por lo que reaccionan 145 g de Zinc, por lo que teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción podemos determinar directamente las cantidades de HCl gastado y de H_2 formado:

Zn(s) +	2.HCl(ac)	—>	ZnCl₂(ac) +	H₂(g)
1 mol = 65,4 g	2 mol = 2.36,45		1 mol	1 mol
145 g	X		Y	Z

$$Z = \frac{1.145}{65,4} = 2,217 \text{ moles de H}_2; \text{ que en C.N., si 1 mo, ocupa 22,4 L, los moles obtenidos ocuparán}$$

$$V = 2,217 \cdot 22,4 = \mathbf{49,66 \text{ L de H}_2 \text{ en C.N.}}$$

$$X = \frac{145 \cdot 2.36,45}{65,4} = 161,66 \text{ g de HCl, los cuales proceden de una disolución 5M, por lo que el volumen}$$

de la misma que se necesita lo determinaremos a partir de la expresión de la Molaridad de la

$$\text{disolución: } M = \frac{g_s}{Pm_s \cdot L_{DSL}}; 5 = \frac{161,66}{36,45 \cdot L};$$

L = 0,887 L de la disolución de HCl se necesitan

C-08 - El cloro se prepara por electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio, obteniéndose hidróxido de sodio, hidrógeno gaseoso y cloro gaseoso.

- A) Escribir y ajustar la reacción que tiene lugar.
 B) Si el hidrógeno y el cloro se recogen separados al 8 atm y 20°C, ¿Qué volumen de cada uno puede obtenerse a partir de 1,5 Kg de cloruro de sodio del 90% de riqueza?
 C) Si se recogieran ambos gases en un recipiente de 15 litros a 25°C, ¿Cuales serían la presión parcial de cada gas en ese recipiente y cual sería la presión total?

RESOLUCIÓN

- a) La reacción, ajustada ya, es: $2.\text{NaCl}_{(aq)} + 2.\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{electrolisis}} 2.\text{NaOH} + \text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$
 b) La cantidad de cloruro de sodio puro es el 90% de 1500 g: **1350 g de cloruro de sodio puro.**

Las relaciones estequiométricas en la reacción son:

$2.\text{NaCl}_{(aq)} +$	$2.\text{H}_2\text{O}$	$\xrightarrow{\text{electrolisis}}$	$2.\text{NaOH} +$	$\text{H}_{2(g)} +$	$\text{Cl}_{2(g)}$
2 moles = 2.58,45 = 116,9 g	2 moles = 2.18 = 36 g		2 moles = 2.40 = 80 g	1 mol = 2 g	1 mol = 70,90 g
1350 g				X moles	Y moles

donde vemos que el n° de moles de Cloro y de Hidrógeno (X e Y) son iguales :

$$X = Y = \frac{1.1350}{116,9} = 11,55 \text{ moles de H}_2 \text{ y de Cl}_2 \text{ se obtienen} \quad \text{las cuales se recogen a 8}$$

atm y 20°C, por lo que ocuparán: $P.V = n.R.T \implies 8.V = 11,55.0,082.293$; **V = 34,69 litros de H₂ y de Cl₂**

c) Si se recogen conjuntamente en un recipiente de 15 l a 25°C, la presión parcial de cada uno será

$$P.V = n.R.T \implies P_{\text{PARCIAL}}.15 = 11,55.0,082.298$$
 ; **P_{PARCIAL} = 18,82 atm para el H₂ y para el Cl₂**

La Presión total será la suma de las presiones parciales de ambos:

$$P_{\text{TOTAL}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{Cl}_2} = 18,82 + 18,82 = 37,64 \text{ atm}$$

C-09 - Una gasolina de 100 octanos contiene 1,00 mL de tetraetil-plomo $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ por litro. Sabiendo que la densidad relativa de éste antidetonante vale 1,66 g/mL, que se le obtiene por reacción entre el cloruro de etilo ($\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$) y una aleación sodio-plomo (PbNa_4) ¿Cuántos gramos de cloruro de etilo se necesitarán para obtener suficiente tetraetil-plomo para un litro de gasolina?

RESOLUCIÓN

Si se necesita 1 ml de tetraetilplomo para cada litro de gasolina, y si su densidad es 1,66 g/ml, los gramos que son necesarios son: $g = 1 \text{ ml} \cdot 1,66 \text{ g/ml} = \mathbf{1,66 \text{ g de tetraetilplomo}}$.

La reacción de obtención del tetraetilplomo es:

	$4 \text{ C}_2\text{H}_5\text{Cl} +$	PbNa_4	\rightarrow	$\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4 +$	4 NaCl
Cantidades estequiométricas	4 moles = 4.64,45 g			1 mol = 323,19 g	
Cantidades reaccionantes	x			1,66 g	

donde $X = \frac{1,66 \cdot 4,64,45}{323,19} = \mathbf{1,324 \text{ g de cloruro de etilo se necesitan}}$

C-10 - Una muestra de una aleación de aluminio y cobre, de un gramo de peso, fue disuelta en un ácido; la disolución resultante fue saturada de ácido sulfhídrico, posteriormente filtrada y el precipitado negro de sulfuro de cobre(II) una vez seco pesó 95,5 mg. ¿Cual será el tanto por ciento de cobre en esa aleación?

RESOLUCIÓN

La cantidad de cobre existente en la muestra inicial se mantiene a través de todos los procesos, por lo que es la misma que existirá en el precipitado seco de sulfuro de cobre que obtenemos al final del análisis.

Esta cantidad se deduce del hecho que en cada mol de sulfuro de cobre(II) (CuS) (95,54 g que es su masa molecular) hay 1 átomo-gramo de cobre (63,54). Así:

g de Cu en el CuS = $0,0955 \cdot \frac{63,54}{95,54} = 0,0635$ g de Cu y esos mismos 0,0635 g de cobre serán los

existentes en 1 gramo de la muestra inicial de esa aleación, por lo que el porcentaje de cobre en la aleación objeto de análisis será:

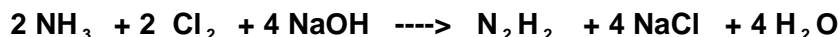
% de Cu = $\frac{0,0635}{1,0000} \cdot 100 = 6,35\%$ de Cu y por tanto: % de Al = 100 - 6,35 = **93, 65% de Al**

C-11 - La hidrazina líquida (N_2H_2) se obtiene a escala industrial haciendo reaccionar amoniaco con cloro y solución de hidróxido sódico. Teniendo en cuenta que como productos de reacción se obtienen también cloruro sódico y agua. Se pide:

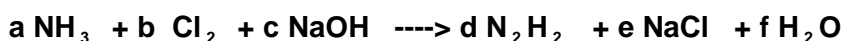
- a) Escribir la reacción ajustada. b) Si se hacen burbujear 200 g de NH_3 gas y 175 g de Cl_2 en una solución que contiene exceso de hidróxido de sodio y se obtiene hidrazina con un rendimiento del 90%. ¿Qué cantidad en gramos de hidrazina se recuperará?

RESOLUCIÓN

a) La reacción, ajustada, que tiene lugar es:



Puede hacerse por el método de los coeficientes, planteando una ecuación para cada elemento, igualando el número de átomos del mismo en los reactivos y productos. Para ello suponemos unos coeficientes para cada sustancia y con ellos planteamos las correspondientes ecuaciones::



N: $a = 2.d$	Suponemos, por ejemplo: b = 1 , con lo que al sustituir nos quedará: $2.1 = e$ e = 2 y así $c = e = 2$ c = 2 $c = f = 2$ f = 2	$a = 2.d$
H: $3.a + c = 2.d + 2.f$		$3.a + 2 = 2d + 2.2 \Rightarrow 3.a = 2.d + 2$
Cl: $2.b = e$		al resolver este sistema:
Na: $c = e$		$3.a = a + 2$; $2.a = 2$; a = 1 y así
O: $c = f$		$1 = 2d$; d = 1/2

pero como todos los coeficientes deben ser números enteros, al obtener para **d** un valor fraccionario, multiplicamos todos los coeficientes por 2, con lo que nos quedarán:

a = 2 ; b = 2 ; c = 4 ; d = 1 ; e = 4 ; f = 4, valores que colocaríamos en la reacción original.

B) Si se introducen 200 g de NH_3 y 175 g de Cl_2 , tenemos que comprobar, según la estequiometría de la reacción si éstas son las cantidades estequiométricas o si tenemos exceso de alguno de los dos.

Así:

	2 NH₃ +	2 Cl₂ +	4 NaOH	---	N₂H₂ +	4 NaCl +	4 H₂O
Cantidad estequiom	2 mol=34 g	2 mol=142 g	4 mol=160 g		1 mol=30 g	4 mol=234 g	4 mol=72 g
este caso	200?	175			X		

Con estas cantidades, y teniendo en cuenta las que reaccionan, según la estequiometría podemos ver que sobrará amoniaco, por lo que vamos a determinar qué cantidad del mismo se necesitará para reaccionar con los 175 g de Cloro, y que, obviamente, debe ser menor de los 200 g de que disponemos:

$$g \text{ de } NH_3 = \frac{34.175}{142} = 41,90 \text{ g de } NH_3 \text{ que reaccionan}$$

Por tanto, el reactivo limitante es el Cloro, y es el que vamos a utilizar para los cálculos estequiométricos.

La cantidad de Hidrazina se determina a partir de la estequiometría de la reacción:

$$x = \frac{175.30}{142} = 36,97 \text{ g de } N_2H_2 \text{ pero esta es la cantidad que se obtendría si el rendimiento del}$$

proceso fuera del 100%, pero dado que se nos indica que el rendimiento del proceso es solamente del 90%, en la realidad obtendríamos el 90% de esa cantidad, es decir:

$$g \text{ de } N_2H_2 \text{ realmente obtenidos} = 36,97 \cdot \frac{90}{100} = 33,27 \text{ gramos}$$

C-12 - Se tiene una muestra de 200 g de calcita que contiene un 80% de carbonato cálcico puro y se trata con ácido sulfúrico, produciéndose en la reacción correspondiente sulfato cálcico, dióxido de carbono y agua. Se pide calcular: a) el volumen -en litros- de un ácido sulfúrico del 98% en peso y densidad 1,836 g/mL que es necesario para que reaccione todo el carbonato cálcico presente en esa muestra de mineral. b) los gramos de sulfato cálcico producidos en esa reacción. e) los litros de dióxido de carbono que se forman, medidos a 30°C y 720 mm de mercurio de presión. Datos: Masas atómicas: S=32; C=12; O=16; Ca=40.

RESOLUCIÓN

Si tenemos 200 g de calcita con un 80% de carbonato de calcio, la cantidad de este reactivo puro que tendremos para reaccionar es: $200 \cdot \frac{80}{100} = 160 \text{ g de CaCO}_3$

De acuerdo con la reacción estequiométrica tenemos que:

	CaCO ₃ +	H ₂ SO ₄	--->	CaSO ₄ +	CO ₂ +	H ₂ O
Cantidades estequiométricas	1 mol=100 g	1 mol=98 g		1 mol=136 g	1 mol=44 g	1 mol=18 g
Cantidades reaccionantes	160 g	X		Y	Z	V

Y a partir de estas relaciones podemos deducir todas las cantidades de las diferentes sustancias, reactivos o productos, que intervienen en la reacción.

A) **Cantidad de ácido sulfúrico:**

$X = \frac{160 \cdot 98}{100} = 156,8 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$ y con esta cantidad y las características de la disolución que nos dan: 98% y d= 1,836 g/ml, deducimos el volumen de esa disolución:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN	
MASA	156,8	3,2	160	Gramos
VOLUMEN			87,14	mL

Si la disolución es del 98% y se tienen 156,8 g de ác. Sulfúrico puro:

$$158,6 \cdot \frac{100}{98} = 160 \text{ g de disolucion}$$

Y dado que la densidad de la misma es 1,836 g/ml, nos quedará:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; 1,836 = \frac{160}{V}; V = \frac{160}{1,836} = 87,14 \text{ mL} \quad \text{es decir, se necesitan } \mathbf{0,087 \text{ litros}}$$

B) **Gramos de sulfato de calcio obtenidos:** los deducimos también a partir de las relaciones estequiométricas anteriores:

$$Y = \frac{160 \cdot 136}{100} = 217,6 \text{ g de CaSO}_4 \text{ obtenidos}$$

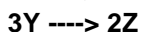
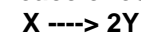
C) **Cantidad de dióxido de carbono obtenida** la cual obtenemos de la misma manera

$Z = \frac{1 \text{ mol} \cdot 160}{100} = 1,6 \text{ moles de CO}_2 \text{ obtenidos}$ y dado que nos piden el volumen que ocupan en unas determinadas condiciones, lo calculamos mediante la ecuación general de los gases:

$$P.V = n.R.T \implies \frac{720}{760} \cdot V = 1,6.0,082.303 ;$$

$$V = \frac{1,6.0,082.303.760}{720} = 41,96 \text{ Litros de CO}_2$$

C-13 - Se quieren preparar 0,50 moles de un compuesto Z puro mediante la siguiente secuencia de reacciones



Se espera un rendimiento del 70% en la primera etapa y del 65% en la segunda. Purificando el compuesto Z por recristalización en agua caliente, se estima que se pierde un 20% de este compuesto. ¿Con cuántos moles de X debemos comenzar?

RESOLUCIÓN

Vamos a analizar las sucesivas etapas en orden inverso:

Si hemos de obtener 0,50 moles y en la purificación se pierde un 20% del compuesto, la cantidad obtenida es el 80% de la sustancia Z impura, por lo que la cantidad de ésta debería ser:

$$100 \text{ moles de } Z_{\text{IMPURO}} \text{ ----- } 80 \text{ moles de } Z_{\text{PURO}} \quad \text{y de ahí: } X = \frac{0,50 \cdot 100}{80} = 0,625 \text{ moles de } Z_{\text{IMPURO}}$$

que es la cantidad de Z que se obtiene en el segundo proceso.

Teniendo en cuenta ahora la estequiometría de éste, vamos a determinar la cantidad de Y que será necesaria para obtener esas 0,625 moles de Z, suponiendo un rendimiento del 100%:

$$3 \text{ moles de } Y \text{ ----- } 2 \text{ moles de } Z \quad \text{De donde: } Y = \frac{0,625 \cdot 3}{2} = 0,937 \text{ g de } Y \text{ que serían necesarios si el}$$

rendimiento fuera del 100%, pero como solamente es del 65%, y teniendo en cuenta que hemos de obtener los 0,625 g de Z, resultará que hemos de utilizar un exceso de la sustancia Y (un 35% de exceso), para compensar ese bajo rendimiento, y así:

$$100 \text{ moles de } Y \text{ iniciales ----- } 65 \text{ moles de } Y \text{ reaccionan} \quad \text{y así: } Y = \frac{0,937 \cdot 100}{65} = 1,442 \text{ moles de } Y$$

Teniendo en cuenta ahora la estequiometría de este primer proceso, vamos a determinar la cantidad de X que será necesaria para obtener esas 1,442 moles de Y, suponiendo un rendimiento del 100%:

$$1 \text{ mol de } X \text{ ----- } 2 \text{ moles de } Y \quad \text{De donde: } X = \frac{1,442}{2} = 0,721 \text{ g de } X \text{ que serían necesarios si el}$$

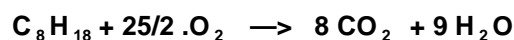
rendimiento fuera del 100%, pero como solamente es del 70%, y teniendo en cuenta que hemos de obtener los 1,442 g de Y, resultará que hemos de utilizar un exceso de la sustancia X (un 30% de exceso), para compensar ese bajo rendimiento, y así:

$$100 \text{ moles de } X \text{ iniciales ----- } 70 \text{ moles de } X \text{ reaccionan} \quad \text{y así: } X = \frac{0,721 \cdot 100}{70} = 1,030 \text{ moles de } X$$

Es decir, se necesita partir de 1,030 moles de la sustancia X para obtener 0,50 moles de Z puro

C-14 - La gasolina es una mezcla de hidrocarburos entre los que se encuentra el octano. A) Escriba la ecuación ajustada para la combustión del octano; B) Calcule el volumen de O_2 a $50^\circ C$ y 750 mm Hg necesario para quemar $1,00 \text{ g}$ de octano. C) Sabiendo que el porcentaje molar de Oxígeno en el aire es igual a 21, calcule el volumen de aire, medido en C.N., necesario para quemar 100 ml de octano, cuya densidad es $0,730 \text{ g/ml}$. (Considérese que el aire se comporta como un gas ideal)

RESOLUCIÓN



Según la estequiometría de la reacción, para quemar completamente 1 mol de octano (Peso molecular = 114) se necesitan 12,5 moles de Oxígeno.

Nº moles de octano = $\frac{1}{114} = 8,77 \cdot 10^{-3}$ moles de octano, por lo que el número de moles de oxígeno que se necesitan es: Nº moles $O_2 = 12,5 \cdot 8,77 \cdot 10^{-3} = 0,11$ moles de oxígeno que se necesitan

El volumen que ocupan esas 0,11 moles de oxígeno lo calculamos por medio de la ecuación general de los gases ideales, y es: $\frac{750}{760} \cdot V = 0,110,082.323$; **$V = 2,95$ litros de O_2**

c) La cantidad de octano que tenemos en esos 100 ml la calculamos utilizando la definición de densidad:

$d = \frac{m}{V} \implies 0,730 = \frac{m}{100}$; $m = 73 \text{ g}$ de octano = $\frac{73}{114} = 0,64$ moles de octano los cuales, de acuerdo con la estequiometría de su reacción de combustión, necesitarán: $12,5 \cdot 0,64 = 8$ moles de O_2

Si el aire tiene un 21% en moles, de oxígeno el número de moles de aire (*) necesario es:

"Moles" de aire necesarias = $8 \cdot \frac{100}{21} = 38,12$ moles de aire que se necesitan

Si calculamos su volumen en condiciones normales (1 mol de cualquier gas en CN ocupa $22,4 \text{ l}$) tenemos
Volumen de aire = $38,12 \cdot 22,4 = \mathbf{853,8}$ litros de aire que se necesitan

(*) En el caso del aire, que es una mezcla y no un compuesto, no podemos hablar de moles en el sentido estricto del concepto, sino que en este caso y dado que nos indican que se comporta como un gas ideal, al utilizar el concepto de mol para esta mezcla, nos estamos refiriendo a un mol medio, como si se tratara de un único compuesto gaseoso

C-15 - Calcinamos 25,50 g de cloruro amónico a la temperatura de 400,0°C y 700,0 mm de Hg de presión, condiciones en las que el cloruro amónico cristalizado se disocia totalmente en cloruro de hidrógeno y amoniaco gaseosos. Calcular la cantidad que se forma de cada producto, el volumen que ocuparán los gases y las presiones parciales de cada gas al final de la reacción. (DATOS: Tómnense los siguientes valores para las masas atómicas: Cl = 35,5; N = 14,0; H = 1,01)

RESOLUCIÓN

El nº de moles de cloruro de amonio que tenemos es: $n = \frac{g}{P_m} = \frac{25,50}{53,5} = 0,477$ moles de NH_4Cl

De acuerdo con la estequiometría de la reacción de descomposición de esta sal:

$\text{NH}_4\text{Cl} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{NH}_3$ en la que podemos ver que por cada mol de NH_4Cl que se descompone se forma 1 mol de HCl y un mol de NH_3 .

Por tanto, de cada uno de los reactivos se formarán:

HCl = **0,477 moles** = $0,477 \cdot 36,5 = 17,41\text{g}$ se forman de HCl

$\text{NH}_3 = 0,477$ moles = $0,477 \cdot 17 = 8,109$ g se forman de NH_3

Para determinar el volumen que ocuparán los gases hemos de tener en cuenta las condiciones de presión y temperatura a las que se encuentran: 400,0 °C y 700,0 mm Hg y el número total de moles de gas:

Nº total de moles de gas = $0,477 + 0,477 = 0,954$ moles totales. A los cuales le aplicamos la ecuación general de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies \frac{700}{760} \cdot V = 0,954 \cdot 0,082 \cdot 673; \quad \mathbf{V = 57,16 \text{ litros}}$$

Para determinar la presión parcial de cada gas, aplicamos la Ley de Dalton de las presiones parciales, teniendo en cuenta que las fracciones molares de ambos gases son iguales: $X = \frac{0,477}{0,954} = 0,50$ y así:

$$P_{\text{HCl}} = X_{\text{HCl}} \cdot P_{\text{TOTAL}} = 0,5 \cdot 700; \quad \mathbf{P_{\text{HCl}} = 350 \text{ mm Hg}}$$

$$P_{\text{NH}_3} = X_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{TOTAL}} = 0,5 \cdot 700; \quad \mathbf{P_{\text{NH}_3} = 350 \text{ mm Hg}}$$

C-16 - El primer paso en la preparación del ácido nítrico es la producción de óxido nítrico a partir del amoníaco y oxígeno, según la reacción: $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 4 \text{NO}(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. 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 litros de aire, medido en C.N. se necesitarán si el aire tiene un 80% en volumen de Nitrógeno y un 20% de Oxígeno?

RESOLUCIÓN

Para poder realizar los cálculos estequiométricos en la reacción dada, vamos a calcular la cantidad de amoníaco que va a reaccionar, en moles y gramos, aplicando la ecuación general de los gases ideales, que es:

$$P.V = n.R.T \Rightarrow 1,30.3,00 = n.0,082.1075, \text{ de donde}$$

$$n = 0,044 \text{ moles de amoníaco} = 0,752 \text{ g de amoníaco}$$

con lo que la estequiometría de la reacción dada es:

$4 \text{NH}_3(\text{g}) +$	$5 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow$	$4 \text{NO}(\text{g}) +$	$6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
4 moles = 4.17 = 68 g	5 mol = 5.32 = 160 g	4 mol = 4.30 = 120 g	6 mol = 6.18 = 108 g
0,044 moles = 0,752 g	X moles		Y moles

puesto que nos piden datos sobre volúmenes, vamos a calcular el número de moles de agua y oxígeno que intervienen, para, posteriormente con la ecuación general de los gases calcular los correspondientes volúmenes:

$$\text{H}_2\text{O}: Y = \frac{0,044.6}{4} = 0,066 \text{ moles de H}_2\text{O} \text{ los cuales, a } 125^\circ\text{C} \text{ (a esta temperatura el agua se encuentra}$$

en estado de vapor) y 1,00 atm ocuparán un volumen de: $1.V = 0,066.0,082.398$;

$$\mathbf{V = 2,15 \text{ litros de vapor de agua que se obtienen}}$$

Para calcular la cantidad de aire, vamos a determinar el oxígeno que se necesita para la reacción, que es:

$$Y = \frac{0,044.5}{4} = 0,055 \text{ moles de O}_2 \text{ los cuales, en C.N. ocuparán:}$$

$$1.V = 0,055.0,082.273; \mathbf{V = 1,23 \text{ litros de O}_2 \text{ en C.N.}}$$

Dado que el aire tiene un 20% de oxígeno, la cantidad de aire necesaria es:

$$V_{\text{AIRE}} = \frac{1,23.100}{20}; \mathbf{V_{\text{AIRE}} = 6,15 \text{ Litros de aire se necesitan}}$$

C-17 - Se mezclan 2 litros de acetileno y 9 de oxígeno que están en iguales condiciones. Después de la combustión completa del acetileno, se vuelve a las condiciones iniciales de los gases, quedando el agua en estado gaseoso. Conocidas las masas atómicas de: H=1, C=12 y O=16, Calcule: a) El volumen final de la mezcla; b) La composición de esa mezcla gaseosa expresándola como % en volumen y en peso.

RESOLUCIÓN

De acuerdo con la hipótesis de Avogadro, las relaciones entre moles de diferentes gases son las mismas que sus relaciones en volumen, siempre que se encuentren en las mismas condiciones de P y T, lo cual se cumple en este caso.

La reacción es:

	2 C₂H₂ +	5 O₂	→	4 CO₂ +	2 H₂O
Cantidad inicial	2 litros	9 litros		----	
Cantidades finales	----	9 - 5 = 4 litros		4 litros	2 litros

Del análisis de la estequiometría de la reacción deducimos que cada 2 litros de C₂H₂ reaccionarán con 5 litros de O₂ para dar 4 litros de CO₂ y 2 litros de H₂O, por lo que en este caso, se terminará el C₂H₂, se gastarán 5 litros de O₂ (nos quedarán de éste 9 - 5 = 4 litros) y se formarán 4 litros de CO₂ y 2 litros de H₂O.

Por tanto, el volumen final de la mezcla será: **V_{TOTAL FINAL} = 4 + 4 + 2 = 10 litros**

La composición de la mezcla, expresada como % en volumen, será:

$$\% \text{ O}_2 = \frac{4}{10} \cdot 100 = \mathbf{40\% \text{ de O}_2 \text{ en volumen}}$$

$$\% \text{ CO}_2 = \frac{4}{10} \cdot 100 = \mathbf{40\% \text{ de CO}_2 \text{ en volumen}}$$

$$\% \text{ H}_2\text{O} = \frac{2}{10} \cdot 100 = \mathbf{20\% \text{ de H}_2\text{O en volumen}}$$

Para determinar su composición en peso, vamos a calcular la masa de todos los gases en CN (por ejemplo), y así:

$$4 \text{ l de O}_2: 1.4 = \frac{g}{32} \cdot 0,082.273; \quad g = 5,72 \text{ g de O}_2$$

$$4 \text{ l de CO}_2: 1.4 = \frac{g}{44} \cdot 0,082.273; \quad g = 7,86 \text{ g de CO}_2$$

$$2 \text{ l de H}_2\text{O}: 1.2 = \frac{g}{18} \cdot 0,082.273; \quad g = 1,61 \text{ g de H}_2\text{O}$$

lo cual hace una masa total de 15,19 g si la mezcla estuviera en C.N.

(Si lo hubieramos calculado en cualquiera otras condiciones, P y T, la masa de O₂ sería g = $\frac{4 \cdot 32 \cdot P}{0,082 \cdot T} = 1561 \cdot \frac{P}{T}$ gramos; para el CO₂ sería la $2146,3 \frac{P}{T}$ y para el agua: $439,02 \frac{P}{T}$, lo cual nos dará un total de $4146,32 \frac{P}{T}$

$$\% \text{ de O}_2: \frac{5,72}{15,19} \cdot 100 \Rightarrow \mathbf{37,66\% \text{ de O}_2} \quad \text{Con los otros datos es: } \frac{1561 \cdot \frac{P}{T}}{4146,32 \cdot \frac{P}{T}} \cdot 100 = 37,65\%$$

$$\% \text{ de CO}_2: \frac{7,86}{15,19} \cdot 100 \Rightarrow \mathbf{51,74\% \text{ de CO}_2}$$

Con los otros datos es: $\frac{2146,3 \cdot \frac{P}{T}}{4146,32 \cdot \frac{P}{T}} \cdot 100 = 51,76\%$

$$\% \text{ de H}_2\text{O}: \frac{1,61}{15,19} \cdot 100 \Rightarrow \mathbf{10,60\% \text{ de H}_2\text{O}}$$

Con los otros datos es: $\frac{439,02 \cdot \frac{P}{T}}{4146,32 \cdot \frac{P}{T}} \cdot 100 = 10,59\%$

C-18 - Se tiene una corriente de gas formada por una mezcla de metano y propano. Para conocer su composición se queman 0,364 g de dicha mezcla con exceso de oxígeno y se obtienen 1,09 g de dióxido de carbono y 0,606 g de agua. Determine la composición de la mezcla

RESOLUCIÓN

Suponemos que la mezcla está formada por “x” gramos de CH_4 e “y” gramos de C_3H_8 .

Teniendo en cuenta la Ley de conservación de la masa, la suma de ambas cantidades es igual la cantidad total de la muestra inicial. Por otra parte, dado que al quemarse originan CO_2 y H_2O , también se han de conservar las cantidades totales de Carbono e Hidrógeno, por lo que la cantidad total de carbono existente entre los dos hidrocarburos tiene que ser la misma que se encuentra después en el CO_2 , y análogamente, la cantidad total de hidrógeno existente entre ambos hidrocarburos es la que se encuentra después formando parte del agua. De estas tres ecuaciones: el balance total de metano y propano, el balance del C y el del H tenemos suficiente con dos de ellas.

No obstante, vamos a calcular las cantidades de C e H que hay al principio y al final.

Cantidades iniciales:

METANO: De su fórmula CH_4 deducimos que por cada 16 g (peso molecular) hay 12 g de C y 4 g de H, y así, dado que disponemos de “x” gramos de METANO: g. de C = $x \cdot \frac{12}{16}$; g. de H = $x \cdot \frac{4}{16}$

PROPANO: De su fórmula C_3H_8 deducimos que por cada 44 g (peso molecular) hay 36 g de C y 8 g de H, y así, dado que disponemos de “y” gramos de PROPANO: g. de C = $x \cdot \frac{12}{16}$; g. de H = $y \cdot \frac{8}{44}$

Cantidades finales:

CO_2 La cantidad de C que obtenemos al final la deducimos teniendo en cuenta que se obtienen 1,09 g de CO_2 y que, teniendo en cuenta la fórmula, en cada 44 g de CO_2 (peso molecular) hay 12 g de C, y así:

$$\text{g de C en el } \text{CO}_2 = 1,09 \cdot \frac{12}{44} = 0,297 \text{ g de C}$$

H_2O La cantidad de H que obtenemos al final la deducimos teniendo en cuenta que se obtienen 0,606 g de H_2O y que, teniendo en cuenta la fórmula, en cada 18 g de H_2O (peso molecular) hay 2 g de H, y así:

$$\text{g de H en el } \text{H}_2\text{O} = 0,606 \cdot \frac{2}{18} = 0,0673 \text{ g de H}$$

Con todo ello el sistema de ecuaciones a resolver con las cantidades totales y la de Carbono, son:

$$\left. \begin{array}{l} x + y = 0,364 \\ \frac{12}{16} \cdot x + \frac{36}{44} y = 0,297 \end{array} \right\} \begin{array}{l} x + y = 0,364 \\ 528 \cdot x + 576y = 209,088 \end{array} \left. \begin{array}{l} x + y = 0,364 \\ x + 1,091y = 0,396 \end{array} \right\} 0,091 \cdot y = 0,032$$

y = 0,352 g de propano en la muestra inicial

x = 0,364 - 0,352 = 0,012 g de metano en la muestra inicial

$$\% \text{ de propano} = \frac{0,352}{0,352 + 0,012} \cdot 100 = 96,70\%$$

$$\% \text{ de metano} = \frac{0,012}{0,352 + 0,012} \cdot 100 = 3,30\%$$

C-19 - 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) ¿Cual 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.

RESOLUCIÓN

Suponemos que la mezcla está formada por “x” gramos de CH₄ e “y” gramos de C₂H₆.

Teniendo en cuenta la Ley de conservación de la masa, la suma de ambas cantidades es igual la cantidad total de la muestra inicial. Por otra parte, dado que al quemarse originan CO₂ y H₂O, también se han de conservar las cantidades totales de Carbono e Hidrógeno, por lo que la cantidad total de carbono existente entre los dos hidrocarburos tiene que ser la misma que se encuentra después en el CO₂,

Cantidades iniciales: El numero total inicial de moles que tenemos lo obtenemos a partir de la ecuación general de los gases ideales: $P.V = n . R . T$; $1 . 0,060 = n_{TOTAL} . 0,082 . 273$;

$n_{TOTAL} = 2,68.10^{-3}$ moles totales iniciales

por lo que la primera de las ecuaciones nos queda: **$x + y = 2,68.10^{-3}$**

La cantidad de CO₂ final obtenida, la deducimos también con la ecuación general de los gases ideales:

: $P.V = n . R . T$; $1 . 0,080 = n_{CO2} . 0,082 . 273$;

$n_{CO2} = 3,57.10^{-3}$ moles totales de CO₂ que se obtienen

A partir de las respectivas reacciones de combustión ajustadas, deducimos las cantidades de CO₂ procedentes de la combustión de ambos hidrocarburos, que son:

CH₄ + 2. O₂ → CO₂ + 2 H₂O es decir, que por cada mol de metano que se quema, se necesitan 2 moles de O₂ y se obtiene 1 mol de CO₂, por lo que partiendo de las “x” moles que teníamos de metano obtendremos “x” **moles de CO₂** y se necesitan **2.x moles de Oxígeno**

C₂H₆ + 7/2 O₂ → 2.CO₂ + 3 H₂O es decir, que por cada mol de etano que se quema, se necesitan 7/2 mol de O₂ y se obtienen 2 moles de CO₂, por lo que partiendo de las “y” moles que teníamos de etano obtendremos “2.y” **moles de CO₂** y se necesitarán **7/2.y moles de Oxígeno**

Y la suma de ambas cantidades ha de ser la cantidad de CO₂ final obtenida: **$x + 2.y = 3,57.10^{-3}$**

Y se resuelve el sistema de ecuaciones obtenido:

$$\left. \begin{array}{l} x + y = 2,68.10^{-3} \\ x + 2y = 3,57.10^{-3} \end{array} \right\} \text{Restando la primera a la segunda:}$$

$y = 0,89.10^{-3}$ moles iniciales de C₂H₆ y desde aquí:

$x = 2,68.10^{-3} - 0,89.10^{-3}$; $x = 1,79.10^{-3}$ moles iniciales de CH₄

La composición porcentual en volumen es la misma que la composición porcentual en moles, como consecuencia de la hipótesis de Avogadro (Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas). Así:

METANO: % = $\frac{1,79.10^{-3}}{2,68.10^{-3}} . 100 = 66,8\%$ **de METANO hay en la mezcla inicial**

ETANO: % = $\frac{0,89.10^{-3}}{2,68.10^{-3}} . 100 = 33,2\%$ **de ETANO hay en la mezcla inicial**

La cantidad total de oxígeno que se necesita para la combustión total de la mezcla la obtenemos también de las correspondientes reacciones de combustión:

Nº moles de O₂ necesarias = $2.x + 7/2 y = 2.1,79.10^{-3} + 7/2 . 0,89.10^{-3} =$

$6,69.10^{-3}$ moles de O₂ se necesitan

C-20 - Una mezcla de propano y butano de 100 cm³ se quema en presencia de suficiente cantidad de oxígeno, obteniéndose 380 cm³ de dióxido de carbono. Calcule:

- El tanto por ciento en volumen de propano y butano en la mezcla inicial.
- El volumen de oxígeno necesario para efectuar la combustión.

Nota: Considere que todos los gases están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

RESOLUCIÓN

Suponemos que la mezcla está formada por “x” moles de propano (C₃H₈) e “y” moles de butano (C₄H₁₀).

Teniendo en cuenta la Ley de conservación de la masa, la cantidad total de carbono existente entre los dos hidrocarburos tiene que ser la misma que se encuentra después en el CO₂.

Dado que nos dicen que los gases están medidos en las mismas condiciones de Presión y Temperatura, vamos a suponer que se encuentran a una presión = P y una temperatura = T

Cantidades iniciales: El numero total inicial de moles que tenemos lo obtenemos a partir de la ecuación general de los gases ideales: P.V = n . R . T ; P . 0,100 = n_{TOTAL} . R.T ;

$$n_{\text{TOTAL}} = 0,100 \cdot \frac{P}{R.T} \text{ moles totales iniciales}$$

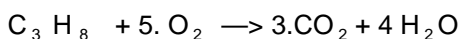
por lo que la primera de las ecuaciones nos queda: $x + y = 0,100 \cdot \frac{P}{R.T}$

El número de moles de CO₂ finales obtenidas, la deducimos también con la ecuación general de los gases ideales, a la Presión = P y temperatura = T :

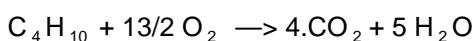
$$: P.V = n . R . T ; P . 0,380 = n_{\text{CO}_2} . R.T ;$$

$$n_{\text{CO}_2} = 0,380 \cdot \frac{P}{R.T} \text{ moles totales de CO}_2 \text{ que se obtienen}$$

A partir de las respectivas reacciones de combustión ajustadas, deducimos las cantidades de CO₂ procedentes de la combustión de ambos hidrocarburos, que son:



es decir, que por cada mol de propano que se quema, se necesitan 5 moles de O₂ y se obtienen 3 moles de CO₂, por lo que partiendo de las “x” moles que teníamos de propano obtendremos “**3.x**” moles de CO₂ y se necesitan **5.x moles de Oxígeno**



es decir, que por cada mol de butano que se quema, se necesitan 13/2 mol de O₂ y se obtienen 4 moles de CO₂, por lo que partiendo de las “y” moles que teníamos de butano obtendremos “**4.y**” moles de CO₂ y se necesitarán **13/2.y moles de Oxígeno**

Y la suma de ambas cantidades ha de ser la cantidad de CO₂ final obtenida: $3.x + 4.y = 0,380 \cdot \frac{P}{R.T}$

Y se resuelve el sistema de ecuaciones obtenido:

$$\left. \begin{array}{l} x + y = 0,100 \cdot \frac{P}{R.T} \\ 3.x + 4.y = 0,380 \cdot \frac{P}{R.T} \end{array} \right\} \text{Despejando x en la primera y sustituyendo en la segunda: } x = 0,100 \cdot \frac{P}{R.T} - y$$

$$\implies 3 \cdot \left(0,100 \cdot \frac{P}{R.T} - y \right) + 4.y = 0,380 \cdot \frac{P}{R.T} \implies 0,300 \cdot \frac{P}{R.T} - 3y + 4.y = 0,380 \cdot \frac{P}{R.T} \implies$$

$$y = 0,380 \cdot \frac{P}{R.T} - 0,300 \cdot \frac{P}{R.T} \implies \mathbf{y = 0,080 \cdot \frac{P}{R.T} \text{ moles de butano}}$$

$$\text{Y de ahí: } x = 0,100 \cdot \frac{P}{R.T} - 0,080 \cdot \frac{P}{R.T} ; \mathbf{x = 0,020 \cdot \frac{P}{R.T} \text{ moles de propano}}$$

Para calcular la composición porcentual en volumen, determinamos el volumen que ocupan esas cantidades de butano y propano a una presión = **P** y una temperatura = **T**, por medio de la ecuación general de los gases, así:

$$\text{PROPANO: } P.V = 0,020 \cdot \frac{P}{R.T} \cdot R.T \implies V = \mathbf{0,020 \text{ L. de propano}}; \% = \frac{0,020}{0,100} \cdot 100 = \mathbf{20\% \text{ de propano}}$$

$$\text{BUTANO: } P.V = 0,080 \cdot \frac{P}{R.T} \cdot R.T \implies V = \mathbf{0,080 \text{ L. de propano}}; \% = \frac{0,080}{0,100} \cdot 100 = \mathbf{80\% \text{ de butano}}$$

Las cantidades de Oxígeno que se necesitan son $5 \cdot x$ moles para quemar el propano y: $\frac{13}{2} \cdot y$ moles para quemar el butano. La cantidad total será la suma de estas dos cantidades:

$$\text{N}^\circ \text{ moles de } O_2 = 5 \cdot x + \frac{13}{2} \cdot y = 5 \cdot 0,020 \cdot \frac{P}{R.T} + \frac{13}{2} \cdot 0,080 \cdot \frac{P}{R.T} = \mathbf{0,620 \cdot \frac{P}{R.T}} \text{ moles de } O_2, \text{ las cuales}$$

ocupan un volumen a una presión = **P** y una temperatura = **T**, calculado por medio de la ecuación general de los gases::

$$: P.V = 0,620 \cdot \frac{P}{R.T} \cdot R.T; \mathbf{V = 0,620 \text{ litros de oxígeno}}$$

Podíamos simplificar los cálculos si tenemos en cuenta la hipótesis de Avogadro: ("Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas") las proporciones en volumen y en moles son las mismas, por lo que podíamos haber simplificado los cálculos partiendo de **X litros de propano e Y litros de butano**, con lo que $x + y = 0,100$, y para el CO_2 : $3 \cdot x + 4 \cdot y = 0,380$, resolviendo el sistema, obtendríamos unos volúmenes iniciales de

0,020 litros de propano (20%) y 0,080 litros de butano (80%)

mientras que la cantidad de oxígeno necesaria sería: $5 \cdot x + 13/2 \cdot y = 5 \cdot 0,020 + 13/2 \cdot 0,080 =$

0,620 L de O_2

- C-21 - 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.

RESOLUCIÓN

- a) Para determinar la Molaridad del ácido clorhídrico, vamos a partir de 1 litro de disolución

	Soluto (H Cl)	Disolvente (agua)	Disolución
Masa (g)	436,6 g +	743,4 =	1180 g
Volumen (mL)			1 L= 1000 mL

A partir de la densidad calculamos la masa: $m = V \cdot d = 1000 \cdot 1,18 = m = 1180 \text{ g}$ de disolución y el 37% son de soluto = $0,37 \cdot 1180 = 436,6 \text{ g}$

La Molaridad viene dada por: $M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot L_{DISOLUCION}} = \frac{436,6}{36,45 \cdot 1}$; **M = 11,98 Molar**

- b) Para calcular el porcentaje de zinc en la muestra vamos a calcular la cantidad de Zinc puro que había en ella y que es el que reacciona con los 126 mL de la disolución de H Cl.

La reacción que tiene lugar es: **Zn + 2 H Cl → ZnCl₂ + H₂**. Teniendo en cuenta la estequiometría de esta reacción y sabiendo que se emplean 126 mL de la disolución de H Cl, hemos de calcular previamente la cantidad de H Cl que hay en esta cantidad, para lo cual si utilizamos los datos que nos

ofrecen (d = 1,18 g/mL y 37%), tenemos: $1,18 = \frac{g}{126}$; $g = 148,68 \text{ g}$ de disolución, la cual contiene un 37% de soluto: $g \text{ de H Cl} = 0,37 \cdot 148,68 = 55,02 \text{ g de H Cl reaccionan}$.

Estos cálculos los podemos realizar también partiendo de la Molaridad que hemos determinado en el apartado anterior, utilizando la expresión de la Molaridad de una disolución para los 126 mL:

$11,98 = \frac{g_{SOLUTO}}{36,45 \cdot 0,126}$; $g_{HCl} = 11,98 \cdot 36,45 \cdot 0,126 = 55,02 \text{ g de H Cl reaccionan}$ y este dato lo llevamos a

la estequiometría de la reacción:

Zn +	2 H Cl →	ZnCl ₂ +	H ₂
1 mol = 65,37 g	2 moles = 2.36,45 g	1 mol = 136,27 g	1 mol = 2 g
X	55,02		

Donde $X = \frac{65,37 \cdot 55,02}{2.36,45} = 49,34 \text{ g de Zinc}$ había en los 50 g de la muestra analizada.

El porcentaje de Zinc será, por tanto: $\% \text{ Zn} = \frac{49,34}{50,0} \cdot 100 = 98,68 \%$ de Zinc

- C-22 - 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?
DATOS: Pesos atómicos: Cl = 35,45 ; H = 1,00 ; Na = 23,00 ; O = 16,00 ; S = 32,06

RESOLUCIÓN

- a) Para calcular el nº de moles de cada uno, previamente hemos de determinar los respectivos pesos moleculares, que son: $\text{NaCl} = 23,00 + 35,45 = 58,45$
 $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \cdot 1,00 + 32,06 + 4 \cdot 16,00 = 98,06$

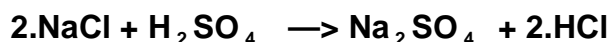
$$\text{g de NaCl} = 500 \cdot \frac{71}{100} = 355 \text{ g de NaCl puro ; } N^\circ \text{ moles} = \frac{\text{gramos}}{Pm} = \frac{355}{58,45} = \mathbf{6,07 \text{ moles de NaCl}}$$

La masa de los 100 mL de H_2SO_4 es: $m = V \cdot d = 100 \cdot 1,83 = 183 \text{ g}$ totales, de los cuales el 98% es ácido

$$\text{sulfúrico puro: } 183 \cdot \frac{98}{100} = 179,34 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ puro; } N^\circ \text{ moles} = \frac{\text{gramos}}{Pm} = \frac{179,34}{98,06} =$$

$$\mathbf{1,83 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4}$$

La reacción que tiene lugar entre ambos compuestos es:



en la cual vemos que para cada mol de ácido sulfúrico se necesitan 2 moles de cloruro de sodio. Dado que tenemos 1,83 moles de ácido sulfúrico, necesitaremos $2 \cdot 1,83 = 3,66$ moles de cloruro de sodio, y tenemos 6,07. Por tanto el reactivo limitante será el ácido sulfúrico ya que es el reactivo que se consume completamente.

También podemos ver en la reacción dada que por cada molde H_2SO_4 que reacciona se forman 2 moles de HCl, por lo que en este caso **se formarán = $2 \cdot 1,83 = 3,66$ moles de HCl**

Y si el peso molecular del HCl es = $1,00 + 35,45 = 36,45$, tendremos que

$$\text{gramos de HCl formados: } = 3,66 \cdot 36,45 = \mathbf{133,41 \text{ g de HCl se formarán}}$$

C-23 - En el análisis de una muestra de giobertita se pesan 2,816 gramos de mineral, que se disuelven en ácido clorhídrico diluido; el líquido se lleva a un volumen de 250 cm³. Se toman 50 cm³ 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 Mg₂P₂O₇. Calcular el contenido en magnesio de aquel mineral y su riqueza en carbonato de magnesio, MgCO₃.
DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0; Mg = 24,3 ; O = 16,0 P = 31,0 ;

RESOLUCIÓN

A lo largo de todo el proceso que se describe, vamos modificando el mineral inicial mediante diversas reacciones hasta conseguir un precipitado en el cual se encuentra todo el magnesio que había en la muestra inicial.

Por tanto, vamos a calcular la cantidad de este elemento, Mg, que hay en el precipitado final obtenido de Mg₂P₂O₇, que será también el que haya en la muestra inicial

$$\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7: \text{Pm} = 2 \cdot 24,3 + 2 \cdot 31,0 + 7 \cdot 16,0 = 222,6$$

$$\left. \begin{array}{l} 222,6 \text{ g Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7 \text{ --- } 48,6 \text{ g Mg} \\ 0,622 \text{ g} \text{ ----- } X \end{array} \right\} X = \frac{0,622 \cdot 48,6}{222,6} = 0,136 \text{ g de Mg hay en el precipitado final}$$

Puesto que la muestra inicial, después de haberla tratado con diversos reactivos, se disuelve en 250 mL, y de ellos solamente se analizan 50 mL, en los cuales hay 0,136 g de Mg, la cantidad de éste que contenía la muestra inicial será:

$$\text{g Mg en la muestra inicial} = \frac{250 \cdot 0,136}{50} = 0,679 \text{ g de Mg en la muestra inicial}$$

La riqueza en Mg de la muestra del mineral analizado será, por tanto:

$$\% \text{ Mg} = \frac{0,679}{2,816} \cdot 100 = 24,11\% \text{ en Mg}$$

Para calcular la proporción en forma de MgCO₃, vamos a determinar la cantidad de este compuesto en la cual hay esos 0,679 g de Mg.

$$\text{MgCO}_3: \text{Pm} = 24,3 + 12,0 + 3 \cdot 16,0 = 84,3$$

$$\left. \begin{array}{l} 84,3 \text{ g MgCO}_3 \text{ --- } 24,3 \text{ g Mg} \\ X \text{ ----- } 0,679 \text{ g} \end{array} \right\} X = \frac{0,679 \cdot 84,3}{24,3} = 2,356 \text{ g de MgCO}_3 \text{ hay en la muestra inicial}$$

Por tanto la riqueza de esa muestra inicial, expresada en forma de MgCO₃ será:

$$\% \text{ MgCO}_3 = \frac{2,356}{2,816} \cdot 100 = 83,66\% \text{ en MgCO}_3$$

C-24 - Calcule cuántos gramos ml de CO_2 , 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. ¿Qué volumen ocupará esa cantidad de CO_2 medida a 190°C y 970 mm de Hg?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es : $\text{CO}_2 + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

La cantidad de hidróxido de bario que se tiene en la disolución se obtiene a partir de la expresión de la Molaridad, teniendo en cuenta que el peso molecular del Ba(OH)_2 es: $137 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 171$:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}} ; 0,21 = \frac{g}{171 \cdot 0,026} ; g = 0,93 \text{ g de Ba(OH)}_2 \text{ hay en la disolución}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, vemos que con cada mol de Ba(OH)_2 (171 g) reacciona 1 mol de CO_2 (44 g), y así:

171 g Ba(OH)_2	-----	44 g CO_2	
0,93 g	-----	x	de donde x = 0,24 g de CO_2

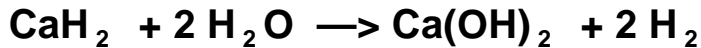
Para calcular el volumen que ocupan, le aplicamos la ecuación general de los gases, y así:

$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T ; \frac{970}{760} \cdot V = \frac{0,24}{44} \cdot 0,082 \cdot 463 ; \mathbf{V = 0,16 \text{ litros de } \text{CO}_2}$$

C-25 - Al tratar hidruro cálcico (CaH_2) con agua se forma hidróxido cálcico, (Ca(OH)_2), y se desprende hidrógeno. a) Ajustar la reacción; b) ¿Qué cantidad de hidruro cálcico de un 87% de pureza se necesitará para obtener 2 m^3 de hidrógeno medidos a 25°C y 720 mm de Hg, Si el rendimiento de la reacción es del 90%? (Datos: $\text{H} = 1$; $\text{Ca} = 40,08$).

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar, ya ajustada es:



Para determinar la cantidad de Hidruro de calcio que se necesita, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción, para lo cual previamente vamos a calcular el nº de moles (o de gramos) de Hidrógeno que hay en el volumen dado, utilizando para ello la ecuación general de los gases:

$$P.V = \frac{g}{Pm} .R.T \implies \frac{720}{760} 2000 = \frac{g}{2} 0,082 . 298; g = 155,08 \text{ g de H}_2$$

Y con esta cantidad, ya podemos tener en cuenta la estequiometría de la reacción para calcular la cantidad de CaH_2 puro que se necesita:

$\text{CaH}_2 +$	$2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{Ca(OH)}_2 +$	2H_2
1 mol = 42,08 g	2 moles	1 mol	2 moles = 4 g
X			155,08

de donde: $X = \frac{155,08 \cdot 42,08}{4} = 1631,41$ gramos de CaH_2 puro que se necesita con un rendimiento del 100%,

pero como el rendimiento es solamente del 90%:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g CaH}_2 \text{ iniciales} - - - - 90 \text{ g de CaH}_2 \text{ reaccionan} \\ X - - - - - 1631,41 \end{array} \right\}$$

de donde $X = 181,68$ g de CaH_2 puro que se necesita para esta reacción

Pero como el mineral de que se dispone tiene una riqueza del 87%, tendremos que:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g mineral} - - - - 87 \text{ g de CaH}_2 \text{ puro} \\ X - - - - - 1812,68 \end{array} \right\}$$

X = 2083,54 g de ese mineral de CaH_2 se necesitarán

C-26 - En un recipiente de 20 litros, cerrado y vacío, se introducen 3,0 g de etano, 2,9 g de butano y 26 g de oxígeno. Se produce la combustión de la mezcla a una temperatura de 273°C. Calcular la composición de la mezcla así como la presión total una vez finalizada la combustión a esa temperatura. Si posteriormente se enfría hasta 0°C ¿Cual será la presión parcial de cada gas en ese recipiente?

RESOLUCIÓN

Las correspondientes reacciones estequiométricas de ambos hidrocarburos son:

Para la combustión del etano:

C₂H₆ +	7/2 O₂ ----->	2 CO₂ +	3 H₂O
1 mol = 30 g	7/2 mol = 112 g	2 mol = 88 g	3 mol = 54 g
3,0 g	X	Y	Z

De donde: $X = \frac{3,0 \cdot 112}{30} = 11,2$ g de O₂ se gastan en esta combustión

$Y = \frac{3,0 \cdot 88}{30} = 8,8$ g de CO₂ se obtienen en esta combustión

$Z = \frac{3,0 \cdot 54}{30} = 5,4$ g de H₂O se obtienen en esta combustión

Para la combustión del butano:

C₄H₁₀ +	13/2 O₂ ----->	4 CO₂ +	5 H₂O
1 mol = 58 g	13/2 mol = 208 g	4 mol = 176 g	5 mol = 90 g
2,9 g	X	Y	Z

De donde: $X = \frac{2,9 \cdot 208}{58} = 10,4$ g de O₂ se gastan en esta combustión

$Y = \frac{2,9 \cdot 176}{58} = 8,8$ g de CO₂ se obtienen en esta combustión

$Z = \frac{2,9 \cdot 90}{58} = 4,5$ g de H₂O se obtienen en esta combustión

Por tanto, la mezcla final después de la combustión estará formada por:

Oxígeno que no se haya consumido: $26 - 11,2 - 10,4 = 4,4$ g de O₂ = $\frac{4,4}{32} = 0,1375$ moles de O₂

El CO₂ procedente de ambas combustiones: $8,8 + 8,8 = 17,6$ g de CO₂ = $\frac{17,6}{44} = 0,4$ moles de CO₂

El H₂O procedente de ambas combustiones: $5,4 + 4,5 = 9,9$ g de H₂O = $\frac{9,9}{18} = 0,55$ moles de H₂O

Estos tres componentes se encuentran en estado gaseoso a 273°C = 546°K, por lo que la presión total se calcula aplicando la ecuación general de los gases ideales:

$$P \cdot 20 = (0,1375 + 0,4 + 0,55) \cdot 0,082 \cdot 546 ; \mathbf{P_{TOTAL} = 2,43 \text{ atm}}$$

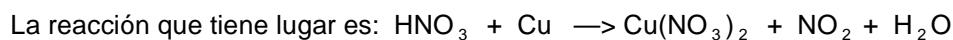
b) Si se enfría el recipiente hasta 0°C, el agua se condensa, con lo que solamente quedarían en estado gaseoso el Oxígeno (0,1375 moles) y el CO₂ (0,4 moles), de manera que podremos calcular las respectivas presiones parciales aplicándole a cada uno la ecuación general de los gases:

OXÍGENO: $P_{O_2} \cdot 20 = 0,1375 \cdot 0,082 \cdot 273 ; \mathbf{P_{O_2} = 0,154 \text{ atm}}$

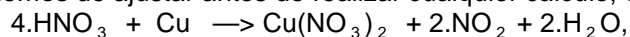
CO₂ $P_{CO_2} \cdot 20 = 0,4 \cdot 0,082 \cdot 273 ; \mathbf{P_{CO_2} = 0,45 \text{ atm}}$

C-27 - Determinar la cantidad una disolución 0,5 Molar de ácido nítrico que será necesaria para reaccionar completamente con 13,23 gramos de cobre del 96% de pureza. ¿Qué cantidades de nitrato de cobre(II) y de óxido de nitrógeno(IV) se obtendrán en el proceso?. (Se obtiene también agua como subproducto)

RESOLUCIÓN



que hemos de ajustar antes de realizar cualquier cálculo, quedándonos:



Además, disponemos 13,23 g de Cu del 96%, por lo que la cantidad de Cu puro es: $13,23 \cdot \frac{96}{100} = 12,7 \text{ g}$

4.HNO₃ +	Cu	→	Cu(NO₃)₂ +	2.NO₂ +	2.H₂O
4 mol = 4. 63 g	1 mol = 63,5 g		1 mol = 187,5 g	2 mol = 2.46 g	2 mol = 2.18 g
X	12,7 g		y	Z	V

A) De donde $x = \frac{12,7 \cdot 4 \cdot 63}{63,5} = \mathbf{50,40 \text{ g de HNO}_3}$

Dado que se trata de una disolución 0,5 Molar, le aplicamos la expresión de la Molaridad para determinar su

volumen: $M = \frac{g}{Pm \cdot L}$; $0,5 = \frac{50,40}{63 \cdot L}$; **L = 1,60 Litros de HNO₃**

B) $y = \frac{12,7 \cdot 187,5}{63,5} = \mathbf{37,50 \text{ g de Cu(NO}_3)_2 \text{ se obtienen}}$

C) $z = \frac{12,7 \cdot 2 \cdot 46}{63,5} = \mathbf{18,40 \text{ g de NO}_2 \text{ se obtienen}}$

C-28 - El hidrógeno y el oxígeno gaseosos reaccionan, en condiciones adecuadas, dando agua líquida.

Si se hacen reaccionar 10 litros de H₂ con 3,5 litros de O₂ medidos en condiciones normales:

a) Escriba la reacción ajustada y determine qué gas y en qué cantidad, expresada en gramos, queda en exceso después de la reacción.

b) ¿Qué volumen de agua medido en mL se obtiene?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ en la que vemos que por cada mol de Oxígeno reaccionan 2 moles de Hidrógeno, por lo que si se dispone de 3,5 y 10 litros de ambos, respectivamente, se agotará la cantidad de Oxígeno y sobrará Hidrógeno, de acuerdo con la estequiometría de la reacción, expresando los volúmenes en C.N. que es:

$2 \text{H}_{2(\text{GAS})} +$	$\text{O}_{2(\text{GAS})}$	\rightarrow	$2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{LÍQUIDA})}$
2 mol = 2.22,4 L en CN	1 mol = 22,4 L en CN		2 mol = 2.18=36 g
X	3,5 Litros en C.N.		Y

De donde: $X = \frac{3,5 \cdot 2 \cdot 22,4}{22,4} = 7$ litros de Hidrógeno se gastarán,

por lo que sobran: $10 - 7 = 3$ litros de H₂ en CN, **sobrarán**. Su masa se determina por medio de la ecuación

general de los gases ideales: $P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T$, siendo $Pm = 2$

$$1,3 = \frac{g}{2} \cdot 0,082 \cdot 273; \quad g = \mathbf{0,268 \text{ g de H}_2 \text{ sobran}}$$

La cantidad de agua líquida que se forma es: $\frac{3,5 \cdot 36}{22,4} = 5,62$ gramos de agua líquida.

Teniendo en cuenta que la densidad del agua líquida es 1 g/mL, el volumen de la misma que se formará es de **5,62 mL de agua líquida**

C-29 - A 10 g de zinc se le añade una disolución de ácido sulfúrico del 98% y $d= 1,8 \text{ g/mL}$ hasta reacción total. Calcular

- Gramos de sulfato de zinc que se forman
- Volumen de ácido sulfúrico necesario
- ¿Qué volumen de gas, medido a 700 mm Hg y 127°C se obtiene?
- Si se dispusiera de una muestra de zinc del 90% de riqueza, ¿Cuántos gramos de dicha muestra serían necesarios para obtener la misma cantidad de sulfato de zinc que en el apartado a)?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es:

	Zn +	H_2SO_4 <====>	ZnSO_4 +	H_2
Inicial	1 mol = 65,4 g	1 mol = 98 g	1 mol = 161,4 g	1 mol = 2 g
Final	10g	X	Y	Z

De ahí: a) $Y = \frac{10 \cdot 161,4}{65,4} = \mathbf{24,68 \text{ g de ZnSO}_4}$ se obtienen

b) $X = \frac{10 \cdot 98}{65,4} = 14,98 \text{ g de ácido sulfúrico puro}$. Puesto que la disolución tiene una concentración del

98%: $\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g disolución} \text{ --- } 98 \text{ g ácido} \\ x \text{ --- } 14,98 \end{array} \right\} x = 15,29 \text{ g de disolución, y dado que su densidad es } 1,8 \text{ g/mL}$

$1,8 = \frac{15,29}{V}$; **$V = 8,5 \text{ mL de disolución}$**

c) $Z = \frac{10 \cdot 2}{65,4} = 0,31 \text{ g de H}_2$; $\frac{700}{760} \cdot V = \frac{0,31}{2} \cdot 0,082 \cdot 400$; **$V = 5,52 \text{ litros}$**

d) Si la muestra de zinc fuera solamente del 90% de riqueza, serían necesarios los gramos de dicha muestra en los cuales hubiera la misma cantidad de zinc que en esta experiencia (10 gramos):

$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g muestra} \text{ --- } 90 \text{ g de Zn puro} \\ x \text{ --- } 10 \end{array} \right\} x = 11,11 \text{ g de muestra se necesitan}$

C-30 - El carbonato amónico se descompone con el calor en agua y en los productos gaseosos dióxido de carbono y amoníaco. Se parte de 200 g de un mineral del 60% de riqueza en carbonato amónico, y los gases originados se recogen en un recipiente cerrado de 15 L, Si el rendimiento de esa reacción es del 80%, calcular:

- a) La presión total (en mm Hg) en ese recipiente al final de la reacción, a una temperatura de 30°C
 b) La cantidad de ese mineral que se hubiera necesitado para obtener 1 litro de amoníaco (medido a 25°C y 700 mm Hg).

DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0 ; H = 1,0

RESOLUCIÓN

La cantidad de carbonato de amonio puro que contienen el minerales el 60% de la cantidad del mismo, y es:

$$200 \cdot \frac{60}{100} = 120 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \text{ puro hay en la muestra}$$

La reacción que tiene lugar es:

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	---->	$\text{CO}_2 +$	$\text{H}_2\text{O} +$	$2.\text{NH}_3$
1 mol = 96 g		1 mol = 44 g	1 mol = 18 g	2 mol = 2.17 = 34 g
120 g		X	Y	Z

Vamos a determinar las cantidades de gases desprendidas expresándolas en moles, así, tendremos:

$$\text{CO}_2 \quad X = \frac{120.1}{96} = 1,25 \text{ moles, pero como el rendimiento del proceso es del 80\%, solamente obtendremos el}$$

$$80\% \text{ de dicha cantidad, que será: } 1,25 \cdot \frac{80}{100} = 1 \text{ mol de } \text{CO}_2 \text{ se obtendrá realmente}$$

$$\text{NH}_3 \quad Z = \frac{120.2}{96} = 2,5 \text{ moles, pero como el rendimiento del proceso es del 80\%, solamente obtendremos el}$$

$$80\% \text{ de dicha cantidad, que será: } 2,5 \cdot \frac{80}{100} = 2 \text{ moles de } \text{NH}_3 \text{ se obtendrá realmente}$$

La presión ejercida por esa cantidad total de gas se determina aplicando la ecuación general de los gases ideales: $P \cdot 15 = (1 + 2) \cdot 0,082 \cdot 303$: $P_{\text{TOTAL}} = 4,97 \text{ atm} = 3776 \text{ mm Hg}$

B) La cantidad de amoníaco que hemos de obtener se calcula también por medio de la ecuación general de los

$$\text{gases ideales: } \frac{700}{760} \cdot 1 = n \cdot 0,082 \cdot 298 ; \text{ de donde: } n = 0,0377 \text{ moles} = 0,64 \text{ g de } \text{NH}_3$$

Y con esta cantidad, teniendo presente otra vez la estequiometría de la reacción:

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	---->	$\text{CO}_2 +$	$\text{H}_2\text{O} +$	$2.\text{NH}_3$
1 mol = 96 g		1 mol = 44 g	1 mol = 18 g	2 mol = 2.17 = 34 g
X		Y	Z	0,0377 moles

$$X = \frac{96 \cdot 0,0377}{2} = 1,81 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \text{ si el rendimiento fuera del 100\%, pero al ser solamente del 80\%,}$$

necesitaremos más cantidad del reactivo:
$$\left. \begin{array}{l} 100 - - - 80 \\ x - - - 1,81 \end{array} \right\} x = \frac{1,81 \cdot 100}{80} = 2,26 \text{ g de reactivo puro, y puesto}$$

que el mineral tiene una riqueza del 60%, la cantidad del mismo que tenemos que coger para tener esos 2,26 g

es:
$$\left. \begin{array}{l} 100 - - - 60 \\ x - - - 2,26 \end{array} \right\} x = \frac{2,26 \cdot 100}{60} = \mathbf{3,77 \text{ g de mineral se necesitan}}$$

C-31 - 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?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2. \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Las cantidades de ambos reactivos que se mezclan se determinan a partir de la expresión de la Molaridad de una disolución $\left(M = \frac{n}{L} \right)$ y son:

$$\text{H}_2\text{SO}_4: 1,5 = \frac{n}{0,05} ; n = 0,075 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4; \text{NaOH}: 0,5 = \frac{n}{0,25} ; n = 0,125 \text{ moles de NaOH}$$

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$\text{H}_2\text{SO}_4 +$	$2. \text{NaOH}$	\rightarrow	$\text{Na}_2\text{SO}_4 +$	$2 \text{H}_2\text{O}$
1 mol	2 mol		1 mol = 142 g	2 mol
X	0,125		Y	

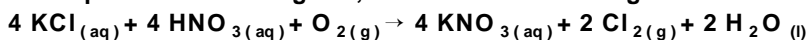
$$X = \frac{0,125}{2} = 0,0625 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ gastados}$$

Sobran: $0,075 - 0,0625 = 0,0125 \text{ mol} = 1,225 \text{ g}$ de H_2SO_4

La cantidad de Na_2SO_4 formado es:

$$Y = \frac{0,125 \cdot 142}{2} = 8,875 \text{ g de } \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ se formarán en esta reacción}$$

C-32 - El nitrato potásico, usado como fertilizante, se prepara mezclando cloruro potásico y ácido nítrico en presencia de oxígeno, de acuerdo con la siguiente ecuación:



Calcular:

- a) Los kilogramos de nitrato potásico producido a partir de 50 kg de cloruro potásico de un 80 % de riqueza y de 30 kg de ácido nítrico.
 b) Los gramos de cloro producidos si el rendimiento de la reacción es de un 70 %.

Datos: Masas atómicas: K = 39, N = 14, O = 16, H = 1, Cl = 35,5.

RESOLUCIÓN

Hemos de calcular primero si alguno de los reactivos es "reactivo limitante" o bien las cantidades son las estequiométricas, para lo cual tenemos que considerar la reacción dada, en la cual tenemos que:

La cantidad real de KCl es el 80% de los 50 Kg: $50 \cdot 0,80 = 40$ Kg de KCl puro

4 KCl_(aq) +	4 HNO_{3(aq)} +	O_{2(g)}	→	4 KNO_{3(aq)} +	2 Cl_{2(g)} +	2 H₂O_(l)
4 mol = 298 g	4 mol = 252 g	1 mol		4 mol = 404 g	2 mol = 142 g	
X	30 Kg			Y	Z	

Si suponemos que el reactivo limitante es el HNO₃, la cantidad de KCl necesaria para que se complete la reacción es:

$$\left. \begin{array}{l} 298 \text{ g. KCl} - - - 252 \text{ g. HNO}_3 \\ X - - - - - 30 \text{ Kg} \end{array} \right\} X = \frac{30 \cdot 298}{252} = 35,476 \text{ Kg de KCl reaccionarán.}$$

Dado que teníamos 40 Kg, sobrará $40 - 35,476 = 4,524$ Kg de KCl, y el reactivo limitante será, por tanto el ácido nítrico.

Las cantidades de Nitrato de potasio y de cloro producidas en la reacción las calculamos teniendo en cuenta la estequiometría de la misma utilizando como referencia el reactivo limitante, aunque las cantidades así calculadas son las que se obtendrían si la reacción fuera completa, pero dado que el rendimiento de la misma es del 70%, posteriormente hay que tener en cuenta este hecho.

$$\left. \begin{array}{l} 252 \text{ g. HNO}_3 - - - 404 \text{ g. KNO}_3 \\ 30 \text{ Kg} - - - - - Z \end{array} \right\} Z = \frac{30 \cdot 404}{252} = 48,095 \text{ Kg de KNO}_3 \text{ obtenidas si R=100\%}$$

Pero como el rendimiento del proceso es del 70%, obtendremos solamente el 70% de dicha cantidad:

$$48,095 \cdot \frac{70}{100} = \mathbf{33,667 \text{ Kg reales de KNO}_3 \text{ se obtendrán}}$$

$$\left. \begin{array}{l} 252 \text{ g. HNO}_3 - - - 142 \text{ g. Cl}_2 \\ 30 \text{ Kg} - - - - - Z \end{array} \right\} Z = \frac{30 \cdot 142}{252} = 16,905 \text{ Kg de Cl}_2 \text{ obtenidas si R=100\%}$$

Pero como el rendimiento del proceso es del 70%, obtendremos solamente el 70% de dicha cantidad:

$$16,905 \cdot \frac{70}{100} = \mathbf{11,833 \text{ Kg reales de Cl}_2 \text{ se obtendrán}}$$

C-33 - El mármol está constituido por CaCO_3 y cuando reacciona con ácido clorhídrico, HCl , se produce cloruro cálcico, CaCl_2 , dióxido de carbono, CO_2 , y agua, H_2O .

- Calcule la cantidad de mármol necesario para producir 10 L de CO_2 medidos a 10°C y 700 mmHg de presión, si la pureza del mismo es del 80 % en CaCO_3 . (Hasta 1,0 puntos).
- Suponiendo que las impurezas del mármol son inertes al ácido clorhídrico, calcule el volumen de ácido de densidad $1,1 \text{ g/cm}^3$ y 20,39 % en masa que se necesitaría para que reaccione el carbonato cálcico calculado en el apartado anterior. (Hasta 1,0 puntos).

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Para realizar los cálculos estequiométricos en esta reacción, vamos a calcular la cantidad de CO_2 desprendida, expresada en gramos (o moles), aplicándole la ecuación general de los gases ideales:

$$P.V = \frac{g}{Pm} \cdot R.T \quad \frac{700}{760} \cdot 10 = \frac{g}{44} \cdot 0,082 \cdot 283 ; g = 17,46 \text{ g de } \text{CO}_2 \text{ se obtienen}$$

Y con esta cantidad, podemos tener en cuenta ya la estequiometría de la reacción:

$\text{CaCO}_3 +$	2HCl	\rightarrow	$\text{Ca(OH)}_2 +$	$\text{CO}_2 +$	H_2O
1 mol = 100 g	2 mol = 73 g		1 mol = 111 g	1 mol = 44 g	1 mol = 18 g
X	Y			17,46 g	

de donde: $X = \frac{100 \cdot 17,46}{44} = 39,69 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \text{ puro}$, pero como el mármol empleado tiene una pureza del 80%, la cantidad de muestra necesaria será aquella en la cual haya esos 39,69 g de CaCO_3 puro:

$$\left. \begin{array}{l} 100 - - - 80 \\ X - - - 39,69 \end{array} \right\} X = \frac{39,69 \cdot 100}{80} = 49,61 \text{ g de mármol se necesitan}$$

Para calcular la cantidad de HCl necesaria, volvemos a tener en cuenta la estequiometría:

$$Y = \frac{73 \cdot 17,46}{44} = 28,97 \text{ g de } \text{HCl} \text{ puro}$$

el cual hemos de tomar de una disolución del 20,39% y $d=1,1$

$$\left. \begin{array}{l} 100 - - - 20,39 \\ X - - - 28,97 \end{array} \right\} X = \frac{28,97 \cdot 100}{20,39} = 142,08 \text{ g de la disolución de } \text{HCl} \text{ se necesitan, y por medio de la}$$

densidad, calculamos el volumen que ocupan: $d = \frac{m}{V}$; $1,1 = \frac{142,08}{V}$, de donde:

V = 129,17 mL de la disolución de HCl se necesitan

C-34 - Para la obtención del cromo metal por aluminotermia, se mezclan 145 g de óxido de cromo (III) con el 95% de riqueza con 50 g de aluminio en polvo. La mezcla se introduce en un crisol y se inicia la reacción mediante la combustión de una cinta de magnesio introducida en la mezcla hasta que finaliza la reacción. Indíquese:

1º) El ajuste de la reacción que tiene lugar en el proceso

2º) ¿ Qué reactivo está en exceso y en qué cantidad?

3º) ¿Qué cantidad de cromo se obtiene si el rendimiento de la reacción es del 95%?

DATOS; Masas atómicas (g/mol) del O; Cr y Al: 16,0; 52,0 y 27,0 respectivamente.

RESOLUCIÓN



2º - Para determinar el reactivo que está en exceso, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción, la cual está referida siempre a reactivos puros, que en este caso son: 50 g de Al y de óxido de cromo, el 95% de 145 g, que son : 137,75 g, vamos a suponer que el reactivo limitante es éste último, determinando la cantidad de aluminio en polvo que será necesaria para reaccionar con estos 137,75 g

	$\text{Cr}_2\text{O}_3 +$	$2.\text{Al}$	\rightarrow	$\text{Al}_2\text{O}_3 +$	$2.\text{Cr}$
Estequiometría	152 g	2.27= 54 g		102 g	2.52=104 g
Reacción	137	X			Y

$$X = \frac{54.137,75}{152} = 48,94 \text{ g de Al se necesitan. Como se habían puesto 50 g, será éste el reactivo en}$$

exceso y sobrarán: $50 - 48,94 = 1,06 \text{ g de Al sobran}$

3º - La cantidad de cromo obtenido es: $Y = \frac{104.137,75}{152} = 94,25 \text{ g de Cr, con rendimiento del 100\%}$

Dado que nos indican que en rendimiento de este proceso es del 95%, solamente obtendremos en 95% de

la cantidad anterior, es decir: $\frac{95}{100} .94,25 = 89,54 \text{ g de Cr que se obtienen}$

es de $d=1,12 \text{ g/cm}^3$, el volumen necesario de la misma es de: $d = \frac{m}{V}$; $V = \frac{m}{d} = \frac{415,22}{1,12}$; $V = 370,73 \text{ cm}^3$
= 0,371 Litros de la disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ que se necesitan

C-36 - Cuando se tratan 10 gramos de latón con ácido clorhídrico, se desprenden 1,4 litros de hidrógeno gas medidos en condiciones de presión 1 atm y temperatura 25°C.

a) Formular y ajustar la(s) posible(s) reacción(es) que puede(n) tener lugar, justificando su respuesta. (1,75 pts)

b) Calcular cuál es la composición en porcentaje en peso de dicha aleación. (1,75 pts)

Datos:

Latón= aleación cinc y cobre; $R= 0,082 \text{ atm L/mol K}$; $E^{\circ}(\text{ion cinc(II)/cinc}) = -0,76 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{ion cobre(II)/cobre}) = +0,34 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{ion hidrógeno/hidrógeno gas}) = 0,00 \text{ V}$

Masas atómicas: cinc= 65,4; cobre= 63,5

RESOLUCIÓN

a) Cuando introducimos un trozo de latón en una disolución de H Cl, reaccionará solamente con el Zn, pues el Cobre tiene un potencial de reducción mayor que el del Hidrógeno, por lo que no reaccionará con él.

$$E^{\circ}_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^{\circ})} = -0,76 \text{ v} < E^{\circ}_{(\text{H}^{+}/\text{H}^{\circ})} = 0 \text{ v} < E^{\circ}_{(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^{\circ})} = +0,34 \text{ v}$$

La reacción que tiene lugar, por tanto será: $\text{Zn}^{\circ} + 2.\text{H Cl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

Si obtenemos 1,4 L de H_2 , a 1 atm y 25°C, su masa es: $P.V = \frac{g}{P_m}.R.T \Rightarrow 1.1,4 = \frac{g}{2}.0.082.298$, de donde: $g = 0,115 \text{ g de H}_2$. Con este dato y teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción,

calculamos la cantidad de Zn que había en la muestra:

$$\left. \begin{array}{l} 65,4 \text{ g Zn} \text{ --- } 2 \text{ g H}_2 \\ X \text{ --- } 0,115 \text{ g H}_2 \end{array} \right\} X = \frac{0,115.65,4}{2};$$

$X = 3,75 \text{ g Zn}$.

Si la muestra pesaba 10 g, su composición porcentual es: $\text{Zn}: \frac{3,75}{10}.100 = 37,5\% \text{ de Zn}$ y el

resto será Cobre: $100 - 37,5 = 62,5\% \text{ de Cu}$

C-37 - Se disuelve un gramo de una aleación de duraluminio (Al-Cu) en 20 mL de una solución acuosa ácida. La solución resultante se satura con una corriente de H₂S, con lo que precipita cuantitativamente todo el Cu²⁺ como CuS, este una vez separado y seco arroja un peso de 95,5 mg. ¿Cuál es la composición en % de la aleación? *Datos: Masas atómicas del S y Cu: 32,0 y 63,5.*

RESOLUCIÓN

La cantidad de Cu que había en el gramo de aleación será la contenida en los 95,5 mg de CuS, que se calcula a partir de la masa molecular del mismo:

$$\left. \begin{array}{l} 95,5\text{gCuS} \text{ --- } 63,5\text{gCu} \\ 95,5\text{mg} \text{ ----- } x \end{array} \right\} x=63,5 \text{ mg de Cu}$$

Por tanto, en 1 g de aleación hay 63,5 mg (0,0635 g) de Cu==> % = $\frac{0,0635}{1} \cdot 100 =$

Composición de la aleación: **6,35% de Cu y 93,65% de Al**

C-38 - La adición de caliza (carbonato cálcico) en los hornos de combustión permite eliminar dióxido de azufre mediante la formación de sulfato de calcio y dióxido de carbono. Escribir ajustada la reacción que tiene lugar. Calcular las toneladas de caliza al 80 % en carbonato cálcico que serán necesarios en un horno en el que se queman 180 toneladas de carbón cuyo contenido en azufre es del 4 %. *Datos:* masas atómicas Ca= 40; O= 16; S= 32, C= 12.

RESOLUCIÓN

El proceso es una purificación de gases por combustión en lecho fluidizado (pág. 118 del texto base)

Las reacciones que tienen lugar son:

Reacciones individualizadas: $S + O_2 \rightarrow SO_2$ $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ $SO_2 + CaO \rightarrow CaSO_3$ $CaSO_3 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CaSO_4$	Reacción global: $S + CaCO_3 + \frac{3}{2} O_2 \rightarrow CaSO_4 + CO_2$
---	--

a) Si se tratan 180 Tm de carbón con el 4% de azufre, la cantidad de éste que se quema es:

$$\frac{4}{100} \cdot 180 = 7,2 \text{ Tm de azufre} = 7200 \text{ Kg de azufre}$$

Por ello, de acuerdo con la reacción global: $S + CaCO_3 + \frac{3}{2} O_2 \rightarrow CaSO_4 + CO_2$ la cantidad de $CaCO_3$ que se necesitará es:

S +	CaCO ₃ +	3/2 O ₂	-->	CaSO ₄ +	CO ₂
1 mol = 32 g	1 mol = 100 g	3/2 mol		1 mol	1 mol
7200000 g	X				

De donde $x = \frac{100 \cdot 7200000}{32} = 22500000 \text{ g de } CaCO_3 \text{ puro} = 22,5 \text{ Tm}$

Puesto que esa caliza tiene solamente un 80% de pureza, la cantidad real de la misma que se necesitará es:

$$\left. \begin{array}{l} 100g \text{ --- } 80 \\ x \text{ --- } 22,5 \end{array} \right\} \mathbf{X = 28,125 \text{ Tm de dicha caliza se necesitarán}}$$

- C-39** - El cloroformo puede obtenerse según la reacción (sin ajustar): $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{CHCl}_3$
 Sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 75%, para obtener 100 Kg de cloroformo necesitaremos un volumen de cloro, medido en condiciones normales, igual a:
 (DATOS: considérense las siguientes Masas atómicas: C=12,0; H=1,01; Cl=35,5)
 a) 14,1 m³
 b) 25,3 Litros
 c) 42.2 Litros
 d) 75,0 m³

RESOLUCIÓN

La reacción ajustada es: $\text{CH}_4 + 3.\text{Cl}_2 \rightleftharpoons 3.\text{HCl} + \text{CHCl}_3$ Teniendo en cuenta la estequiometría de esta reacción, tendremos que:

$\text{CH}_4 +$	$3.\text{Cl}_2$	\rightleftharpoons	$3.\text{HCl} +$	CHCl_3
1 mol = 16 g	3 mol = 213 g = 3.22,4 L = 67,2 L		3 mol = 3.36,5 = 109,5 g	1 mol = 119,5 g
	X			100 Kg = 100000 g

de donde: $X = \frac{67,2 \times 100000}{119,5} = 56234,3 \text{ L de Cl}_2$ se necesitarían (con rendimiento del 100%)

Pero como nos dicen que el rendimiento es solo del 75%, para obtener esa cantidad de cloroformo, necesitaríamos más cantidad de cloro, por lo que:

$$\left. \begin{array}{l} 75\% \text{ --- } 56234 \text{ L} \\ 100\% \text{ --- } X \end{array} \right\} X = \frac{56234 \cdot 100}{75} = 74978 \text{ L} = 74,978 \text{ m}^3 \approx 75 \text{ m}^3 \text{ (Opción D)}$$

Grupo D: CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN PROCESOS INDUSTRIALES

D-01 - El análisis de una piedra caliza refleja que está compuesta de un 94,52% de CaCO_3 , un 4,16% de MgCO_3 y un 1,32% de inertes. La descomposición térmica de la piedra genera CaO , MgO y CO_2 , con un rendimiento de un 56%. Calcular: a) ¿Cuántas Tm de CaO se obtendrán a partir de 4 Tm de dicha caliza?, b) ¿Qué volumen de CO_2 recogido sobre agua a 760 mm Hg y 20°C se obtiene con 100 g de caliza?

DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; Ca = 40,0 ; Mg = 24,3 ; O = 16,0
Presión de vapor del agua a 20°C = 17,54 mm Hg

RESOLUCIÓN

La descomposición térmica de ambos carbonatos da:



lo cual nos indica que el CaO se obtiene exclusivamente a partir del Carbonato de calcio (CaCO_3) mientras que el dióxido de carbono (CO_2) se obtiene a partir de ambos carbonatos.

A) Si tenemos 4 Tm de caliza, las cantidades de ambos carbonatos que tendremos, expresadas en Kg y Kmol

son: CaCO_3 : 94,52% $\Rightarrow 4000 \cdot 0,9452 = 3780,8$ Kg de $\text{CaCO}_3 \Rightarrow \frac{3780,8}{100} = 37,808$ Kmol de CaCO_3

MgCO_3 : 4,16% $\Rightarrow 4000 \cdot 0,0416 = 166,4$ Kg de $\text{MgCO}_3 \Rightarrow \frac{166,4}{84,3} = 1,974$ Kmol de MgCO_3

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, por cada mol de CaCO_3 que se descompone, se obtiene 1 mol de CaO , por lo que en este caso, se obtendrán: 37,808 Kmol de CaO , y otras tantas de CO_2 si el rendimiento fuera del 100%, pero como este rendimiento es del 56%, solamente se obtendrá el 56% de esas cantidades:

CaO : 56% de 37,808 Kmoles = **21,172 Kmoles de CaO = 1185,63 Kg de CaO que se obtienen**

B) El CO_2 se obtiene de ambos carbonatos; del de calcio, como ya hemos calculado, 37,808 Kmol y del carbonato de magnesio, como podemos ver por la estequiometría de la reacción, por cada mol de carbonato se obtiene 1 molo de dióxido de carbono, por lo que se obtendrán: 1,974 Kmoles de CO_2 .

La cantidad total de CO_2 será, por tanto = 37,808 + 1,974 = 39,782 Kmol, con un rendimiento del 100% pero dado que este rendimiento es solamente del 56%, se obtendrá solamente el 56% de dicha cantidad, que es

CO_2 : 56% de 39,782 Kmol = **22,278 Kmol de CO_2 = 980,23 Kg de CO_2 que se obtienen**

Si esta cantidad se recoge sobre agua, se obtendrá una mezcla de gases: en CO_2 y el vapor de agua, siendo la presión total del conjunto 760 mm Hg. Teniendo en cuenta la ley de Dalton de las presiones parciales, la presión total (760 mm) será igual a la suma de las presiones parciales de ambos gases:

$$P_t = P_{\text{AGUA}} + P_{\text{CO}_2}; \quad 760 = 17,54 + P_{\text{CO}_2}; \quad P_{\text{CO}_2} = 760 - 17,54 = 742,46 \text{ mm Hg}$$

Y una vez conocida ya la presión del dióxido de carbono, le aplicamos la Ecuación general de los gases ideales, teniendo en cuenta que conocemos la presión (742,46 mm Hg), el n° de moles de CO_2 : 22,282 moles y la temperatura: 293°K, y así:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{742,46}{760} \cdot V = 22278 \cdot 0,082 \cdot 293 \quad V = 5479896 \text{ litros de } \text{CO}_2 \text{ con 4 Tm;}$$

Con 100 g de caliza se obtendrán:

$$\frac{5479896}{4000000} \cdot 100 = \mathbf{137 \text{ litros de } \text{CO}_2 \text{ por cada 100 g de caliza}}$$

D-02 - En un proceso continuo de fabricación de cal viva (CaO), se introducen en un horno a 1000°C 1 t/h de caliza impura con un 90% de carbonato cálcico (CaCO₃), un 5% de materia inerte y un 5% de humedad. Se pide:

- Escriba la reacción que tiene lugar en el horno
- Los flujos máxicos de salida de sólidos y de gases del horno
- Pureza de la cal viva considerando que la materia inerte de la caliza está incluida en el sólido.
- Volumen del gas seco a la salida del horno en condiciones normales

DATOS: Masas atómicas del H, C; O y Ca: 1,0; 12,0; 16,0 y 40,0 g/mol. V molar = 22,4 m³/kmol.

RESOLUCIÓN:

A) La reacción que tiene lugar es: **CaCO₃ → CaO + CO₂**

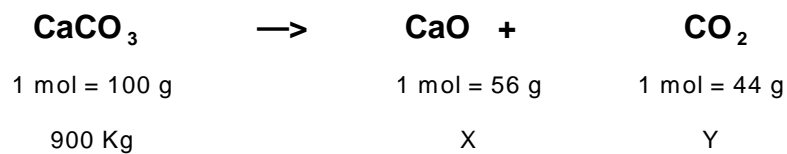
B) Si se alimenta el horno con 1 Tm/h, las cantidades de cada componente que entran por hora en el horno son:

CaCO₃ 90% de 1Tm/h = 900 Kg/h

Inertes: 5% de 1 Tm/h = 50 Kg/h

Humedad: 5% de 1 Tm/h = 50 Kg/h

Para calcular las cantidades que salen del horno, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción de descomposición de la caliza, y son:



$$\text{de donde } X = \frac{56 \text{ g} \cdot 900 \text{ Kg}}{100 \text{ g}} = 504 \text{ Kg/h de CaO} \quad Y = \frac{44 \text{ g} \cdot 900 \text{ Kg}}{100 \text{ g}} = 396 \text{ Kg/h de CO}_2$$

Por tanto, la cantidad de sólidos que salen corresponden a la cal formada (504 Kg/h) y los inertes (50 Kg/h) es decir:

FLUJO DE SÓLIDOS = 504 Kg/H de CaO + 50 Kg/h de inertes = 554 Kg/h de sólidos

La cantidad de gases corresponde al CO₂ (396 Kg/h) y a la humedad (50 Kg/h) pues a 1000°C el agua está en forma de vapor:

FLUJO DE GASES = 396 Kg/H de CO₂ + 50 Kg/h de vapor de agua = 546 Kg/h de gases

C) La pureza de la cal la obtenemos teniendo en cuenta que salen 504 Kg/h de cal en un total de 554 Kg/h de sólidos:

$$\text{Pureza} = \frac{504}{554} \cdot 100 = \mathbf{90,97\% \text{ de pureza de la cal obtenida}}$$

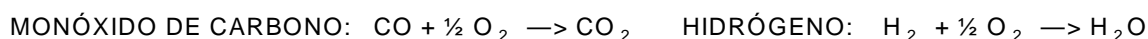
D) El gas seco es el gas exento de humedad, es decir, el CO₂, y su volumen se puede determinar mediante la ecuación general de los gases ideales, o bien teniendo en cuenta el dato que nos dan del volumen molar.

$$P \cdot V = \frac{\text{gramos}}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot V = \frac{396000}{44} \cdot 0,082 \cdot 1273; \mathbf{V = 201474 \text{ l} = 201,47 \text{ m}^3 \text{ de CO}_2}$$

D-03 - ¿Cuántos litros de aire serán necesarios para quemar 1 m^3 de una mezcla gaseosa cuya composición volumétrica es: 28% de monóxido de carbono, 62% de Nitrógeno, 6% de hidrógeno y 4% de dióxido de carbono si consideramos que $1/5$ del volumen de aire es Oxígeno?

RESOLUCIÓN:

Los componentes de esa mezcla que son susceptibles de quemarse son los siguientes:



Vamos a calcular las cantidades que tenemos de cada uno y, posteriormente, de acuerdo con la estequiometría de cada reacción de combustión, calcularemos la cantidad de oxígeno que necesitamos. Como nos expresan la composición en % en volumen, hemos de tener en cuenta que una de las consecuencias de la hipótesis de Avogadro es que la proporción en volumen es la misma que en moles, por lo que en este caso, para la estequiometría de las reacciones de combustión, la relación en moles es la misma que la relación en volumen.

MONÓXIDO DE CARBONO. La mezcla tiene un 28%, por lo que habrá: $1000 \text{ l} \cdot 28/100 = 280 \text{ litros de CO}$

CO +	$\frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow$	CO ₂
1 mol => 1 volumen	$\frac{1}{2}$ mol => $\frac{1}{2}$ volumen	1 mol => 1 volumen
280 litros	X	

$$X = \frac{280 \cdot \frac{1}{2}}{1}; X = 140 \text{ litros de Oxígeno que se necesitan para quemar el CO}$$

HIDRÓGENO. La mezcla tiene un 6%, por lo que habrá: $1000 \text{ l} \cdot 6/100 = 60 \text{ litros de H}_2$

H ₂ +	$\frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow$	H ₂ O
1 mol => 1 volumen	$\frac{1}{2}$ mol => $\frac{1}{2}$ volumen	1 mol => 1 volumen
60 litros	X	

$$X = \frac{60 \cdot \frac{1}{2}}{1}; X = 30 \text{ litros de Oxígeno que se necesitan para quemar el H}_2$$

El volumen total de oxígeno es, por tanto: $V = 140 + 30 = 170 \text{ litros de Oxígeno que se necesitan}$

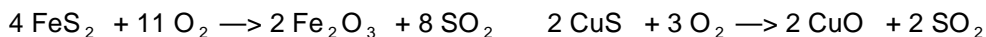
Dado que el aire tiene $1/5$ de su volumen de Oxígeno, la cantidad de aire que se necesita es:

Volumen de aire = $170 \cdot 5 = 850 \text{ litros de aire en las mismas condiciones de la mezcla}$

D-04 - Se quieren obtener 110 toneladas/día de SO₃ a partir de una pirita impura (FeS₂) que tiene una composición centesimal del: 52% en S, 40% en Fe, 1,8% en Cu y 6,2% en SiO₂. En su tostación, el hierro y el cobre pasan respectivamente a Fe₂O₃ y CuO. Calcular las toneladas de pirita que se consumen diariamente. b) ¿Qué volumen de aire, medido en C.N. se necesita diariamente?, c) ¿Cuántas Tm de cenizas se obtienen diariamente en esa fábrica? DATOS: masas atómicas: S = 32, O = 16, Fe = 56 y Cu = 63,5

RESOLUCIÓN

La reacción de tostación de la pirita, teniendo en cuenta que en este caso es una mezcla de sulfuros de hierro(II) y cobre(II), es:



posteriormente, en una segunda reacción se oxida este SO₂ a SO₃: $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$:

Si tenemos en cuenta solamente el azufre, pues nos dan la proporción de este elemento, las dos reacciones anteriores son: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$; $\text{SO}_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$, las cuales podemos englobar en un solo proceso, que será: $\text{S} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ en el cual realizaremos los cálculos estequiométricos correspondientes.

S +	3/2 O ₂ →	SO ₃
1 mol = 32 g	3/2 mol = 3/2.32 = 48 g	1 mol = 80 g
X	Y	110.10 ⁶ g/día

La cantidad de **azufre** que debe quemarse es: $X = \frac{32 \cdot 110 \cdot 10^6}{80} = 44 \cdot 10^6 \text{ g/día} = 44 \text{ Tm/día}$

Puesto que la pirita tiene un 52% de azufre, la cantidad de la misma que se ha de tratar diariamente es:

$$\text{Tm de pirita} = \frac{44 \cdot 100}{52} = 84,62 \text{ Tm/día de pirita hay que tostar}$$

La cantidad de oxígeno que se necesita es la necesaria para la combustión del azufre así como el empleado en las oxidaciones del hierro y del cobre.

El necesario para la combustión del azufre se determina partiendo de la estequiometría de la reacción y es:

$$Y = \frac{48 \cdot 110 \cdot 10^6}{80} = 66 \cdot 10^6 \text{ g/día} = 66 \text{ Tm/día de O}_2 \text{ son necesarias para la combustión del azufre.}$$

Para determinar el oxígeno necesario para la oxidación del hierro y del cobre, hemos de tener en cuenta la estequiometría de las respectivas reacciones de oxidación, en las cuales se obtienen los correspondientes óxidos, que pasarán a formar parte de las escorias.

OXIDACIÓN DEL Fe PARA DAR Fe₂O₃: Esta pirita tiene un 40% de Fe: $\frac{40 \cdot 84,62}{100} = 33,85 \text{ Tm/día de Fe se obtienen}$, el cual se oxida según la reacción:

2 Fe +	3/2 O ₂ →	Fe ₂ O ₃
2 mol = 2.56 = 112 g	3/2 mol = 3/2.32 = 48 g	1 mol = 160 g
33,85.10 ⁶	Y	Z

Oxígeno necesario: $Y = \frac{48 \cdot 33,85 \cdot 10^6}{112} = 14,51 \cdot 10^6 \text{ g/día de Oxígeno necesarios para oxidar el Fe}$

Fe₂O₃: $Z = \frac{160 \cdot 33,85 \cdot 10^6}{112} = 48,36 \cdot 10^6 \text{ g/día} = 48,36 \text{ Tm/día de Fe}_2\text{O}_3 \text{ se obtienen}$

CuO: Procede de la oxidación del cobre. Esta pirita tiene un 1,8% de Cu: $\frac{1,8 \cdot 84,62}{100} = 1,52 \text{ Tm/día de Cu se tratan}$, el cual se oxida según la reacción:

2 Cu +	O₂ →	CuO
2 mol = 2.63,5 = 127 g	1 mol = 32 g	1 mol = 79,5 g
$1,52 \cdot 10^6$	Y	Z

Oxígeno necesario: $Y = \frac{32 \cdot 1,52 \cdot 10^6}{127} = 3,83 \cdot 10^5 \text{ g/día de Oxígeno necesarios para oxidar el Cu}$

CuO: $Z = \frac{79,5 \cdot 1,52 \cdot 10^6}{127} = 9,51 \cdot 10^5 \text{ g/día} = 0,95 \text{ Tm/día de CuO se obtienen}$

La **CANTIDAD TOTAL DE OXÍGENO ES, POR TANTO:** $66 \cdot 10^6 + 14,51 \cdot 10^6 + 3,83 \cdot 10^5 = 80,89 \cdot 10^6 \text{ g/día}$

El volumen que ocupan, medido en C.N. es: $1. V = \frac{80,89 \cdot 10^6}{32} \cdot 0,082.273$; $V = 5,66 \cdot 10^7 \text{ litros de Oxígeno en C.N.}$

Dado que el aire tiene un 21% de oxígeno, la cantidad del mismo que se necesita es: $\frac{100 \cdot 5,66 \cdot 10^7}{21}$;

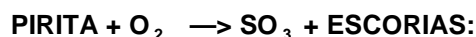
V = 2,69.10⁸ litros de aire diarios en C.N. se necesitan

Las cenizas obtenidas corresponden al SiO₂ que contengan las 84,62 Tm diarias tratadas más los óxidos de hierro y cobre producidos en la tostación.

SiO₂: La pirita tiene un 6,2%: $\frac{6,2 \cdot 84,62}{100} = 5,25 \text{ Tm/día de SiO}_2 \text{ se obtienen}$

La cantidad total de cenizas producidas es: $5,25 + 48,36 + 0,95 = \mathbf{54,56 \text{ Tm/día de cenizas se obtienen}}$

Esta cantidad se puede calcular también teniendo en cuenta el balance global de materia en el proceso global:



Se emplean 84,62 Tm/día de pirita y 80,89 Tm/día de oxígeno: 165,51 Tm/día de reactivos, y se obtienen 110 Tm/día de SO₃, por lo que el resto son las escorias: $165,51 - 110 = 55,51 \text{ Tm/día de escorias.}$

(*) La diferencia entre ambos cálculos es debida a las aproximaciones y redondeos realizados durante el desarrollo matemático del problema.

D-05 - 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°C y a una presión de 748 mm Hg. Considerando que las impurezas de la muestra no reaccionan con el agua, se desea saber:

a) El volumen de acetileno formado, medido en C.N.

B) El porcentaje en peso del carburo de calcio en la muestra inicial

c) 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.

DATOS: Masas atómicas: H = 1,00 ; C = 12,00 ; Ca = 40,10 ; O = 16,00

Presión de vapor del agua a 15°C : 13 mm Hg

PREGUNTAS PARA TIPO TEST:

1ª - La presión parcial del acetileno formado es

a) 0,984 atm b) 1 atm c) 0,937 atm d) Ninguna de las anteriores **(D)**

2ª - El volumen de acetileno formado, medido en C.N. es:

a) 0,179 L b) 0,182 L c) 0,208 L d) 0,195 L **(C)**

3ª - El porcentaje en peso de carburo de calcio en la muestra inicial es :

a) 72,02% b) 51,30% c) 71,20 d) 17,90% **(A)**

4ª - La cantidad de hidróxido de calcio formado en la reacción es:

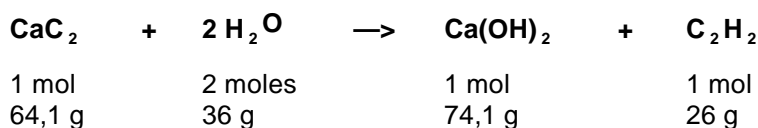
a) 0,208 g b) 0,593 g c) 74,1 g d) Ninguna de las anteriores **(B)**

5ª - Si el hidróxido de calcio que se forma se recoge sobre 30 ml de agua, sin variación apreciable de volumen, la Molaridad de la disolución resultante es:

a) 0,593 M b) 0,267 M c) 0,179 M d) 0,534 M **(B)**

RESOLUCIÓN:

La reacción que tiene lugar entre el carburo de calcio y el agua es:



La presión parcial que ejerce el acetileno es la diferencia entre la Presión total y la del vapor de agua :

$$P_{\text{acetileno}} = 748 - 13 = 735 \text{ mm Hg}$$

A) Con estos datos se puede determinar el número de moles de acetileno formadas:

$$\frac{735}{760} \cdot 0,195 = n \cdot 0,082.288 ; n = 0,008 \text{ moles de } \text{C}_2\text{H}_2 = 0,208 \text{ g}$$

En C.N. serán: $0,008 \cdot 22,4 = 0,179$ litros de acetileno en C.N.

B) La cantidad de carburo de calcio puro que había en la mezcla inicial se obtiene de la estequiometría de la reacción teniendo en cuenta que se obtienen 0,208 g de acetileno:

$$\left. \begin{array}{l} 64,1 \text{ g CaC}_2 \text{ --- } 26,0 \text{ g C}_2\text{H}_2 \\ x \text{ --- } 0,208 \end{array} \right\} X = 0,513 \text{ g de CaC}_2 \text{ puro en la muestra inicial}$$

Teniendo en cuenta que se disponía de 0,712 g de muestra, su riqueza será:

$$\left. \begin{array}{l} 0,712 \text{ g muestra --- } 0,513 \text{ g puros} \\ 100 \text{ --- } x \end{array} \right\} x = 72,02\% \text{ de riqueza}$$

c) La cantidad de hidróxido de calcio se determina desde la estequiometría de la reacción y será:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol CaC}_2 \text{ --- } 1 \text{ mol C}_2\text{H}_2 \\ x \text{ --- } 0,008 \end{array} \right\} x = 0,008 \text{ moles obtenidos de Ca(OH)}_2$$

Por lo que la concentración de la disolución resultante es:

$$M = \frac{0,008}{0,03} = 0,267 \text{ Molar} \quad \text{y} \quad N = M \cdot v = 0,267 \cdot 2 = 0,534 \text{ Normal}$$

D-06 - La síntesis del monóxido de nitrógeno (NO), es el primer paso para la fabricación del ácido nítrico. Para obtenerlo, se hace pasar rápidamente una corriente de aire purificado sobre un reactor térmico a una temperatura de 2500°C. Considerando que el grado de conversión del N₂ es del 10%, se pide:

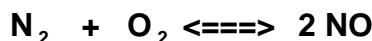
a) Escribir la reacción ajustada que se produce

b) La composición en volumen de los gases a la salida del reactor

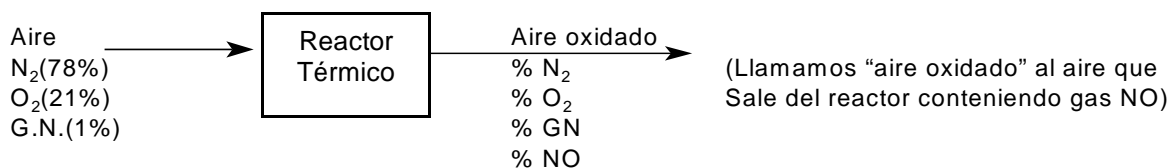
DATO: La composición en volumen del aire: 78,0 % N₂; 21,0 % O₂ y 1,0 % de Gases Nobles.

RESOLUCIÓN

a) La reacción de síntesis de monóxido de nitrógeno es la siguiente:



El esquema del proceso puede representarse como:



b) El grado de conversión es la fracción o porcentaje de un reactivo que desaparece como consecuencia de la reacción, en este caso referido al N₂.

Si tomamos como base de cálculo 100 moles de aire y teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, en la que reacciona el 10% del Nitrógeno y que lo hará con una cantidad igual de Oxígeno para dar NO, a composición molar de los gases en el aire oxidado son respectivamente:

$$n_{\text{N}_2} = 78 - 78 \cdot (10/100) = 70,2 \text{ moles}$$

$$n_{\text{O}_2} = 21 - 78 \cdot (10/100) = 13,2 \text{ moles}$$

$$n_{\text{GN}} = 1,0 - 0 = 1,0 \text{ moles}$$

$$n_{\text{NO}} = [0 + 78 \cdot (10/100)] \cdot 2 = 15,6 \text{ moles}$$

puesto que no hay variación el número de moles, los % de los gases a la salida del reactor, son respectivamente:

$$\% \text{N}_2 = (70,2/100) \cdot 100 = \mathbf{70,2 \% \text{ de N}_2}$$

$$\% \text{O}_2 = (13,2/100) \cdot 100 = \mathbf{13,4 \% \text{ de O}_2}$$

$$\% \text{G.N.} = (1/100) \cdot 100 = \mathbf{1,0\% \text{ de Gases Nobles}}$$

$$\% \text{NO} = (15,6/100) \cdot 100 = \mathbf{15,6 \% \text{ de NO}}$$

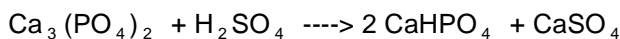
D-07 - Un reactor de fabricación de abonos procesa 50 Tm/día de fosforita (Ortofosfato tricalcico) con una riqueza del 70%, haciendola reaccionar con ácido sulfúrico concentrado del 98%, para obtener un superfosfato en el cual el fosfato de la fosforita se ha transformado en monohidrógeno fosfato de calcio. Calcular:

- La reacción ajustada que tiene lugar ;
- Las Tm/día de superfosfato que se obtienen ;
- Las Tm/día de ácido sulfúrico consumidas;
- El contenido en fósforo del superfosfato, expresado en P_2O_5 .

DATOS: Pesos atómicos: Ca = 40,0 ; H = 1,0 ; O = 16,0 ; P = 31,0 ; S = 32,0

RESOLUCIÓN

a) La reacción que tiene lugar es:



b) y c) Para calcular las cantidades de los demás reactivos y/o productos hemos de acudir a la estequiometría de la reacción, para la cual hemos de determinar previamente la cantidad de reactivo puro que interviene, pues el reactor se alimenta con 50 Tm/día de fosforita del 70%:

Cantidad de $Ca_3(PO_4)_2$ puro = $50 \cdot \frac{70}{100} = 35$ Tm/día de reactivo puro que se tratan. Así, la estequiometría

de la reacción nos queda:

$Ca_3(PO_4)_2 +$	H_2SO_4	\rightarrow	$2 CaHPO_4 +$	$CaSO_4$
1 mol = 310 g	1 mol = 98 g		2 moles = 2.136 g	1 mol = 136 g
35 Tm/día	X		Y	

de donde $Y = \frac{2.136g \cdot 35 \frac{Tm}{día}}{310g} = 30,710$ Tm/día de $CaHPO_4$ se obtienen

$X = \frac{98g \cdot 35 \frac{Tm}{día}}{310g} = 11,064$ Tm/día de H_2SO_4 puro se necesitan. Dado que se dispone de un ácido del 98%,

serán necesarios: $\frac{100 \cdot 11,064}{98} = 11,290$ Tm/día de H_2SO_4 del 98% se necesitan

d) Para determinar la riqueza en P_2O_5 , se determina el porcentaje en P del fosfato, calculando después la cantidad de ese óxido al que corresponde.

El porcentaje de Fósforo en el $CaHPO_4$ es: $\% P = \frac{31}{136} \cdot 100 = 22,79\%$ de P, y la cantidad de P_2O_5 que se puede obtener con esta cantidad de fósforo es:

$$\left. \begin{array}{l} 142gP_2O_5 \text{ --- } 62gP \\ x \text{ --- --- } 22,79gP \end{array} \right\} X = \frac{142 \cdot 22,79}{62} = 52,20 \text{ g } P_2O_5.$$

Es decir, que el $CaHPO_4$ contiene un **52,20% de riqueza expresada en P_2O_5**

D-08 - Un proceso siderúrgico se alimenta en continuo con un mineral de hierro de la siguiente composición: $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 80\%$; $\text{SiO}_2 = 10\%$; $\text{Al}_2\text{O}_3 = 5\%$ y el 5% de humedad. Como combustible y agente reductor se alimenta también con carbón de coque en una proporción 1:2, es decir 1 de coque por cada 2 de mineral, cuya composición es la siguiente: 90% de C, 4% de cenizas y 6% de humedad. Como consecuencia del proceso siderúrgico, se obtiene una fundición de hierro con una composición de 92% de Fe, 2% de Si y 6% de C, y una escoria formada por un 2% del Fe contenido en el mineral de partida, por la totalidad del Al_2O_3 del mismo mineral, por el resto de silicio en forma de SiO_2 , que no se ha incorporado a la fundición, y por la totalidad de las cenizas del coque.

Se pide:

- 1) Los Kg de mineral necesarios para obtener 1 Tm/h de fundición
 - 2) Los Kmoles/h de carbono y de silicio que se han incorporado a la fundición
 - 3) Los Kg/h de escoria formados y su composición porcentual
- DATOS: Masas atómicas del Al = 27,0 ; C = 12,0 ; Fe = 55,9 ; O = 16,0 ; Si = 28,1

RESOLUCIÓN

Para simplificar los cálculos vamos a partir de una determinada cantidad de mineral: 100 Kg y calcular todas las demás cantidades relacionadas con ella para, al final, referirlo todo a esa Tm/h de fundición que se quiere obtener.

De acuerdo con lo dicho, el horno se alimentará con 100 Kg de mineral y 50 Kg de coque (proporción 1:2, como se nos indicaba). Las cantidades de cada uno de los componentes en ambos son:

100 Kg de mineral 80 % de $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 80$ Kg los cuales contienen: $80 \cdot \frac{111,8}{159,8} = 55,97$ Kg de Fe

10 % de $\text{SiO}_2 = 10$ Kg

5 % de $\text{Al}_2\text{O}_3 = 5$ Kg

5 % de humedad = 5 Kg (La humedad, debido a las altas temperaturas a las que tiene lugar el proceso se elimina)

50 Kg de coque 90% de C = 45 Kg

4% de cenizas = 2 Kg

6% de humedad = 3 Kg

Cuando se produce la reacción en el horno alto, se obtiene una escoria y una fundición cuyas composiciones son:

Escoria: - El 2% del hierro del mineral inicial = $\frac{2}{100} \cdot 55,97 = 1,12$ Kg de Fe

- El total del $\text{Al}_2\text{O}_3 = 5$ Kg

- La totalidad de las cenizas del coque = 2 Kg

- El SiO_2 restante al que va en la fundición

Fundición: En ella se encuentra el Fe restante: $55,97 - 1,12 = 54,85$ Kg de Fe, el cual nos indica que constituye el 92% del total, el cual será, por tanto: $54,85 \cdot \frac{100}{92} = 59,62$ Kg de fundición se obtienen

- Además contiene un 6% de C = $59,62 \cdot \frac{6}{100} = 3,58$ Kg de C

- Y también tiene un 2% de Si = $59,62 \cdot \frac{2}{100} = 1,19$ Kg de Si ;

Este Si procede del SiO_2 inicial que tenía el mineral, donde teniendo en cuenta que cada mol de SiO_2 (60,1 g) contiene un mol de Si (28,1 g), la cantidad de SiO_2 gastada para producir esos 1,19 Kg de Si que se encuentran en la fundición será: $1,19 \cdot \frac{60,1}{28,1} = 2,54$ Kg de SiO_2 han sido necesarios para obtener el Si que va con la fundición, por lo que el resto del SiO_2 formará parte de la escoria, es decir, serán: $10 - 2,54 = 7,46$ Kg de SiO_2 formarán parte de la escoria.

Por tanto, y teniendo en cuenta las cantidades que tomamos como partida, tendremos:

D-09 - Se disuelve 1 g de una aleación de duraluminio (Al-Cu) en 20 mL de solución acuosa de HNO_3 . La disolución resultante se satura con una corriente de H_2S , con lo que precipita cuantitativamente todo el Cu^{2+} como CuS , éste una vez separado y seco arroja un peso de 95,5 mg. ¿Cual es la composición en % de la aleación inicial?

DATOS: Masas atómicas : Al = 27,0 ; S = 32,0 ; Cu = 63,5 g/mol)

RESOLUCIÓN

El Cu que se encuentra en aleación inicial pasa a Cu^{2+} al tratar la aleación con HNO_3 y posteriormente, al tratarlo con H_2S pasa todo él a formar CuS , por lo que vamos a determinar la cantidad de Cu que hay en los 95,5 mg de CuS :

$$\left. \begin{array}{l} 95,5\text{gCuS} \text{---} 63,5\text{gCu} \\ 0,0955 \text{-----} X \end{array} \right\} x = 0,0635\text{g de Cu, los cuales se encuentran en el sulfuro, y esta cantidad es también la cantidad de Cu que hay en el gramo que teníamos de la aleación inicial.}$$

Así, la composición de la aleación inicial es:

$$\text{Cantidad de Cu} = 0,0635 \text{ g ; Proporción : } \frac{0,0635}{1} \cdot 100 = \mathbf{6,35 \% \text{ de Cu}}$$

$$\text{Cantidad de Al} = 1 - 0,0635 = 0,9365 \text{ g ; Proporción : } \frac{0,9365}{1} \cdot 100 = \mathbf{93,65 \% \text{ de Al}}$$

D-10 - El SO₂ procedente de las emisiones de una central térmica de carbón, se pueden eliminar mezclando el carbón con caliza (CARBONATO DE CALCIO) y quemándolo con exceso de aire en un horno con lecho fluidizado. Si consideramos que el contenido medio de azufre en el carbón es del 3% en peso y que el consumo de carbón de la central es de 200 Tm/día . Se pide:

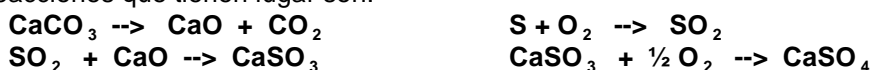
- Las reacciones que tienen lugar en el horno de combustión
- Las Tm/día de caliza necesarias para retener el 95% del SO₂ generado por el azufre del carbón, considerando que la eficiencia de retención es del 80%
- Las Tm/día de SO₂ que se escapan a la atmósfera por la chimenea y las Tm/día de sulfito/sulfato de calcio obtenidas como residuo (expresadas como sulfato de calcio anhidro

DATOS: Masas atómicas del C = 12.0 ; O = 16.0 ; S = 32.0 y Ca = 40.0 g/mol

RESOLUCIÓN

El proceso es una purificación de gases por combustión en lecho fluidizado (pág. 118 del texto base)

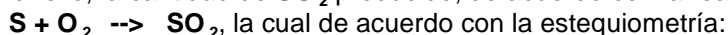
Las reacciones que tienen lugar son:



a) Si se tratan 200 Tm/día de carbón con el 3% de azufre, la cantidad de éste que se quema es:

$$\frac{3}{100} \cdot 200 = 6 \frac{\text{Tm}}{\text{día}} \text{ de azufre} = 6000 \frac{\text{Kg}}{\text{día}} = \frac{6000}{32} = 187,5 \frac{\text{Kmol}}{\text{día}} \text{ de azufre}$$

Por ello, la cantidad de SO₂ producido, de acuerdo con la reacción de combustión del azufre:



1 mol de S produce 1 mol de SO₂,

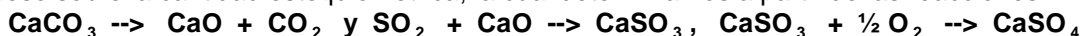
por ello, la cantidad de SO₂ producida es: **187,5 Kmol/día de SO₂ = 187,5 · 64 = 12000 Kg/día de SO₂**

Si se quiere retener el 95% del mismo, debe recuperarse el 95% de la cantidad producida:

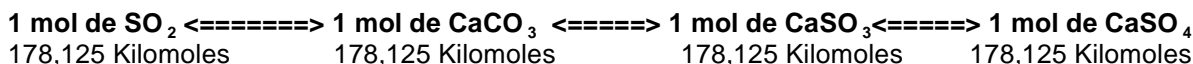
$$\frac{95}{100} \cdot 12000 = 11400 \text{ Kg/ día que deben recuperarse}$$

La cual, expresada en moles, es $\frac{11400}{64} = 178,125 \frac{\text{Kmol}}{\text{día}}$ deben recuperarse

b) Dado que la eficiencia de la retención es del 80%, debemos emplear una cierta cantidad de caliza en exceso sobre la cantidad estequiométrica, la cual determinamos a partir de las reacciones:



las cuales, nos indican que para cada mol de SO₂ a recuperar se necesita 1 mol de caliza, y se obtiene 1 mol de CaSO₃ que a su vez nos genera 1 mol de CaSO₄:



Por tanto, dado que deben recuperarse 178,125 Kilomoles de SO₂, deberán emplearse 178,125 Kilomoles de caliza (cantidad estequiométrica) y se obtendrán como subproductos 178,125 Kilomoles de CaSO₄

Dado que la eficiencia del proceso es del 80%, la cantidad estequiométrica de caliza necesaria (178,125 Kilomoles) representa el 80% de la cantidad empleada, ya que hay un 20% de la misma que se pierde la

cual, por lo tanto es: $178,125 \cdot \frac{100}{80} = 222,656 \frac{\text{Kmol}}{\text{día}}$ de caliza que se necesitan

c) La cantidad de SO₂ que se escapan a la atmósfera es el 5% de la cantidad del mismo producida, que era de 12000 Kg/día, por lo que se escapan:

$$\frac{5}{100} \cdot 12000 = 600 \text{ Kg/día se escapan a la atmosfera}$$

La cantidad de **CaSO₄** producida como subproducto en el proceso, como ya vimos, es de 178,125 Kmoles/día, que corresponden a **178,125 Kilomoles/día = 24225 Kg/día = 24,225 Tm/día**

D-11 - Para obtener ferrocromo (aleación de Fe-2Cr) a escala de laboratorio, se mezclan uniformemente en un crisol 150g del mineral cromita (FeO·Cr₂O₃), del 95% de riqueza y 52g de aluminio en polvo. Se introduce una cinta de magnesio metal en la mezcla y se prende, la energía de la combustión de la cinta inicia el proceso de reducción que continua hasta que se agota el reactivo limitante. Una vez enfriado el crisol, se recupera el ferrocromo. Se pide:

1º) La reacción ajustada que se produce en el crisol: ¿ De que tipo es, cómo se denomina y cual es el papel del Mg?.

2º) ¿Cual es el reactivo limitante y cual es el porcentaje del reactivo en exceso?

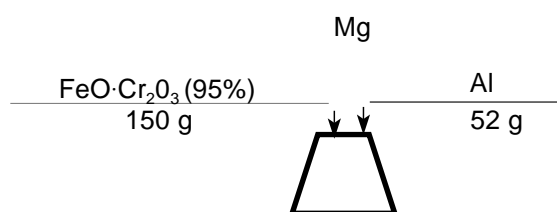
3º) El peso de ferrocromo obtenido y su composición en centesimal considerando que el rendimiento del proceso es del 95%.

4º) El calor producido en el proceso en condiciones estándar. Considere despreciable el calor desprendido en la combustión de la cinta de magnesio.

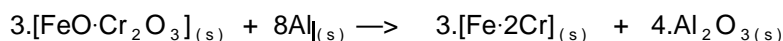
DATOS: Masas atómicas del O; Al; Cr y Fe: 16,00; 26,98; 52,00 y 55,85 g/mol. Las ΔH^0 de los compuestos FeO; Cr₂O₃ y Al₂O₃, son respectivamente: -266,2; - 1139,7 y - 1675,7 kJ/mol.

RESOLUCIÓN

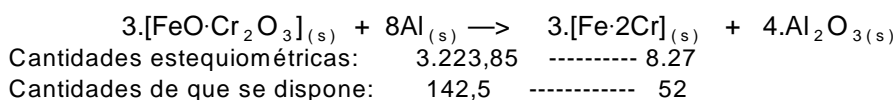
ESQUEMA:



1 - La reacción que tiene lugar es la reducción del mineral mediante el aluminio metálico, recibe el nombre de aluminotermia, en la cual el magnesio se utiliza solamente para iniciar la reacción. La reacción ajustada es



2 - Para determinar cual es el reactivo limitante consideramos la estequiometría de la reacción, en la cual de cromita pura solamente tenemos el 95% del mineral: 150 · 0,95 = 142,5 g, y así:



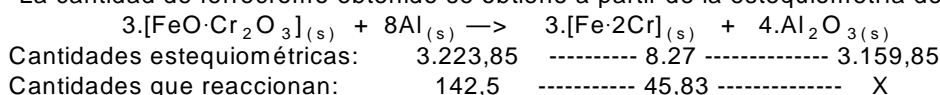
Comparando ambas, vemos que el reactivo limitante va a ser la cromita, por lo que vamos a calcular cuanto Aluminio se necesita para reaccionar con esos 142,5 g de cromita:

$$g \text{ Al} = \frac{142,5 \cdot 8 \cdot 27}{3 \cdot 223,85} = 45,83 \text{ g de Aluminio se necesitan, (Si el reactivo limitante fuera el Al, se}$$

necesitarían más de los 52 g de los que se dispone, y solamente se emplean 45,83)

$$\text{y sobran} = 52 - 45,83 = 6,17 \text{ g de Al que sobran} \Rightarrow \% \text{ en exceso} = \frac{6,17}{52} \cdot 100 = 11,86\%$$

3º - La cantidad de ferrocromo obtenido se obtiene a partir de la estequiometría de la reacción:



$$\text{Donde } X = \frac{142,5 \cdot 3 \cdot 159,85}{3 \cdot 223,85} = 101,75 \text{ g de ferrocromo se obtendrían si el rendimiento fuera del 100\%,}$$

pero como el rendimiento de la aluminotermia es solamente del 95%, se obtendrá el 95 de esa cantidad, que es:

$$\text{Cantidad real de ferrocromo obtenida} = 0,95 \cdot 101,75 = 96,67 \text{ g de ferrocromo que se obtienen}$$

Para determinar la composición centesimal hemos de tener en cuenta la propia fórmula del ferrocromo, que

D-12 - Se quiere fabricar un cemento con la siguiente composición final: 70% de S3C (silicato tricálcico); 20% de S2C (silicato dicálcico) y 10% de Al3C (aluminato tricálcico). Se parte como materia prima de caliza; sílice y alúmina hidratada, cuyas composiciones respectivas son las siguientes:

Caliza: 90% de CaCO₃; 5% SiO₂ y 5% de humedad.

Sílice: %100 SiO₂.

Alúmina hidratada: 90% Al₂O₃ · 2H₂O y 10% SiO₂

Se pide:

1) Las t/h de cada uno de los componentes de la materia prima necesarias para obtener 1 t/h del cemento.

2) El caudal en t/h de la corriente de gases (CO₂ y vapor de agua) que salen del horno y su composición en volumen.

DATOS: Masas atómicas del H; O; Al; Si y Ca: 1,9; 16,0; 27,0; 28 y 40,0 g/mol.

RESOLUCIÓN

Los componentes de este cemento portland, de acuerdo con la nomenclatura convencional usada para ello, junto con la cantidad de los mismos por t/h (1000 Kg/h) de cemento producido son:

S3C: Silicato tricálcico:..... SiO₂ · 3CaO..... 70% de 1000 = 700 Kg/h

S2C: Silicato dicálcico: SiO₂ · 2CaO 20% de 1000 = 200 Kg/h

Al3C: Aluminato tricálcico:.... Al₂O₃ · 3CaO..... 10% de 1000 = 100 Kg/h

Dado que hay componentes comunes en los tres, vamos a calcular las cantidades totales de

SiO₂ (los existentes en los 700 Kg de S3C más los existentes en los 200 Kg de S2C)

CaO (los existentes en los 700 Kg de S3C más los existentes en los 200 Kg de S2C más los existentes en los 100 Kg de Al3C)

Al₂O₃ (los existentes en los 100 Kg de Al3C)

Para ello, partimos de los pesos moleculares de cada uno :

S3C: SiO₂ · 3CaO ==> Pm = (28+2.16) + 3.(40+16) = 228, por lo que teniendo en cuenta la fórmula, vemos que en cada mol (228 g) hay (28+2.16) = 60 g de SiO₂ y 3.(40+16) = 168g de CaO.

Dado que se han de obtener 700 Kg de este S3C, las cantidades de SiO₂ y de CaO que hay en ellos son:

$$\text{SiO}_2: \frac{60}{228} \cdot 700 = \mathbf{184,21 \text{ Kg de SiO}_2}, \text{CaO} \cdot \frac{168}{228} \cdot 700 = \mathbf{515,79 \text{ Kg de CaO}}$$

S2C: SiO₂ · 2CaO ==> Pm = (28+2.16) + 2.(40+16) = 172, por lo que teniendo en cuenta la fórmula, vemos que en cada mol (172 g) hay (28+2.16) = 60 g de SiO₂ y 2.(40+16) = 112g de CaO.

Dado que se han de obtener 200 Kg de este S2C, las cantidades de SiO₂ y de CaO que hay en ellos son:

$$\text{SiO}_2: \frac{60}{172} \cdot 200 = \mathbf{69,77 \text{ Kg de SiO}_2}, \text{CaO} \cdot \frac{112}{172} \cdot 200 = \mathbf{130,23 \text{ Kg de CaO}}$$

Al3C: Al₂O₃ · 3CaO ==> Pm = (2.27+3.16) + 3.(40+16) = 270, por lo que teniendo en cuenta la fórmula, vemos que en cada mol (270 g) hay (2.27+3.16) = 102 g de Al₂O₃ y 3.(40+16) = 168g de CaO.

Dado que se han de obtener 100 Kg de este Al3C, las cantidades de Al₂O₃ y de CaO que hay en ellos son:

$$\text{Al}_2\text{O}_3: \frac{102}{270} \cdot 100 = \mathbf{37,78 \text{ Kg de Al}_2\text{O}_3}, \text{CaO} \cdot \frac{168}{270} \cdot 100 = \mathbf{62,23 \text{ Kg de CaO}}$$

Por tanto las cantidades totales de estos tres compuestos: SiO₂, CaO y Al₂O₃ que salen del horno son:

$$\text{SiO}_2 = 184,21 + 69,77 = 253,98 \text{ Kg/h}$$

$$\text{CaO} = 515,79 + 130,23 + 62,23 = 708,25 \text{ Kg/h}$$

$$\text{Al}_2\text{O}_3 = 37,78 \text{ Kg/h}$$

Y todas estas cantidades se obtienen a partir de las materias primas de que se dispone:

El Al₂O₃ a partir de la alúmina hidratada, la cual en el horno pierde el agua de hidratación

El CaO a partir de la caliza, la cual en el horno se descompone perdiendo tanto la humedad como CO₂

El SiO₂ está presente en los dos compuestos anteriores, por lo que la cantidad que falte habrá que añadirse la con sílice.

La cantidad de alúmina hidratada que se necesita para obtener esos 37,78 Kg/h de Al₂O₃, se determina a partir de la estequiometría de la reacción de deshidratación de la alúmina hidratada, que es la siguiente:

	$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{Al}_2\text{O}_3 +$	$2 \text{H}_2\text{O}$
Cantidad Estequiométrica	1 mol = 138	1 mol = 102	2 moles = 36
Cantidades de reacción	x	37,78 Kg/h	y

de donde $x = \frac{138 \cdot 37,78}{102} = 51,11 \text{ Kg/h}$ de $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ que se necesitan

$y = \frac{36 \cdot 37,78}{102} = 13,33 \text{ Kg/h}$ de H_2O que se obtienen en esta descomposición

pero como el mineral solamente tiene un 90% de esta alúmina hidratada, la cantidad del mismo que necesitamos para disponer de estos 51,11 Kg/h de alúmina hidratada es:

Kg/h de mineral = $51,11 \cdot \frac{100}{90} = \mathbf{56,78 \text{ Kg/h de mineral de alúmina hidratada}}$, el

cual contiene un 10% de SiO_2 : $56,78 \cdot \frac{10}{100} = \mathbf{5,68 \text{ Kg/h de sílice que se añaden junto con la alúmina}}$.

Por otra parte, la cantidad de caliza que se necesita para obtener esos 708,25 Kg/h de CaO , se determina a partir de la estequiometría de la reacción de descomposición del carbonato de calcio, que es la siguiente:

	$\text{CaCO}_3 \rightarrow$	$\text{CaO} +$	CO_2
Cantidad Estequiométrica	1 mol = 100	1 mol = 56	1 moles = 44
Cantidades de reacción	x	708,25 Kg/h	y

de donde $x = \frac{100 \cdot 708,25}{56} = 1264,73 \text{ Kg/h}$ de CaCO_3 que se necesitan

$y = \frac{44 \cdot 708,25}{56} = 556,48 \text{ Kg/h}$ de CO_2 que se obtienen en esta descomposición

pero como el mineral solamente tiene un 90% de este CaCO_3 , la cantidad del mismo que necesitamos para disponer de estos 1264,73 Kg/h de CaCO_3 es:

Kg/h de mineral = $1264,73 \cdot \frac{100}{90} = \mathbf{1405,26 \text{ Kg/h de mineral de caliza}}$, el cual contiene un

5% de SiO_2 : $1405,26 \cdot \frac{5}{100} = \mathbf{70,26 \text{ Kg/h de sílice que se añaden junto con la caliza}}$

y también tiene un 5% de humedad: $1405,26 \cdot \frac{5}{100} = \mathbf{70,26 \text{ Kg/h de agua que lleva la caliza}}$.

La cantidad de sílice que se debe añadir es la que se necesite para completar los 253,98 Kg/h que se necesitan, y que es: $253,98 - 5,68 - 70,26 = \mathbf{178,04 \text{ Kg/h de sílice hay que añadir}}$.

Por tanto las cantidades de alimentación del horno para obtener 1 t/h de este cemento serán:

56,78 Kg/h de mineral de alúmina hidratada
1405,26 Kg/h de mineral de caliza
178,04 Kg/h de sílice

Las cantidades de gases que salen son:

CO_2 el procedente de la descomposición de la caliza: **556,48 Kg/h de CO_2**

H_2O : la procedente de la descomposición de la alúmina hidratada (13,33 Kg/h) y la procedente de la humedad que llevaba la caliza (70,26 Kg/h) en total: **83,59 Kg/h de H_2O**

La composición porcentual de estos gases será por tanto:

$$\% \text{ de CO}_2 = \frac{556,48}{556,48 + 83,59} \cdot 100 = \mathbf{86,94 \% \text{ de CO}_2}$$

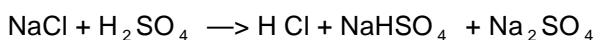
$$\% \text{ de H}_2\text{O} = \frac{83,59}{556,48 + 83,59} \cdot 100 = \mathbf{13,06 \% \text{ de H}_2\text{O}}$$

D-13 - Para la obtención industrial del ácido clorhídrico se introducen en una retorta: 100 kg de NaCl y X kg de una disolución acuosa de H_2SO_4 del 60% en peso y se calienta a unos $300^\circ C$. Como consecuencia de la reacción se desprende el HCl junto con el agua del H_2SO_4 en forma de una corriente de gaseosa (G), y queda un residuo sólido (S), este residuo tiene la siguiente composición: 6% de $NaHSO_4$; 92% Na_2SO_4 y 2% de NaCl que no ha reaccionado. Se pide:

- 1) Reacciones que se producen en la retorta.
- 2) Los kg de residuo de la retorta (R,)
- 3) Los kg (X) de H_2SO_4 necesarios
- 4) Los kg de HCl gaseoso producidos
- 5) La concentración en % en peso de la disolución acuosa de HCl, obtenida por condensación de la fase gaseosa. Datos: Masas atómicas del H; O; Na; S y Cl: 1,0; 16,0 ;23,0; 32,0 y 35,5 g/mol

RESOLUCIÓN

A) Las reacciones que tienen lugar en la retorta son:



B) Al igual que los demás problemas de estequiometría, lo abordaremos realizando un balance de materia para el total de los reactivos así como para cada uno de los elementos que intervienen en el proceso, en el cual además de la reacción anteriormente citada hemos de tener en cuenta que existe también el agua que acompaña al ácido sulfúrico en la disolución inicial utilizada, y que, además, parte del NaCl queda sin reaccionar. En el caso concreto de este problema, el balance de materia lo haremos solamente con el Na, Cl, S y agua pues hemos de calcular 4 incógnitas solamente.

Las cantidades de cada elemento que habrá en una determinada cantidad del compuesto, las deducimos a partir de su peso molecular, así, en el caso del $NaHSO_4$, cuyo peso molecular es 142, tenemos que en 142 g del mismo hay 23 g de Na, 1 g de H, 32 g de S y 64 g de O.

Por ello, el proceso completo con las sustancias que forman parte de los reactivos y productos son:

Reactivos	Productos
$NaCl + H_2SO_4 + H_2O$	$HCl + H_2O + NaCl + NaHSO_4 + Na_2SO_4$

Las cantidades que se introducen en la retorta (REACTIVOS) son:

- 100 Kg de NaCl	en los que habrá:	$Na: 100 \cdot \frac{23}{58,5} = 39,316 \text{ Kg de Na}$ $Cl: 100 \cdot \frac{35,5}{58,5} = 60,684 \text{ Kg de ClNa}$
------------------	-------------------	--

X Kg de la disolución de H_2SO_4 al 60%	en los que habrá:	$H_2SO_4: (0,60 \cdot X) \text{ Kg } H_2SO_4$ y en éstos: hay $\frac{32}{98} \cdot (0,60 X) \text{ Kg de S}$ $H_2O: (0,40 \cdot X) \text{ Kg de } H_2O$
---	-------------------	---

En este caso determinamos la cantidad de azufre que hay en el ácido sulfúrico introducido ya que este elemento es el que está presente tanto en el $NaHSO_4$ como en el Na_2SO_4 obtenidos como subproductos de la reacción, y será con las cantidades de este elemento con las que realizaremos los cálculos del balance de materia.

Los productos obtenidos hemos de agruparlos según que formen parte de la corriente gaseosa (HCl y H_2O vapor) o del residuo sólido ($NaHSO_4 + Na_2SO_4$)

Corriente gaseosa	estará formada por:	Y Kg de H Cl, en los que hay: $\left[\frac{35,5}{36,5} Y \right]$ Kg de Cl Z Kg de vapor de agua
-------------------	---------------------	--

V Kg de un residuo sólido	formado por:	2% de NaCl = 0,02.V Kg de NaCl y en ellos hay:	Na: $\left[\frac{23}{58,5} \cdot (0,02V) \right]$ Kg de Na Cl: $\left[\frac{35,5}{58,5} \cdot (0,02V) \right]$ Kg de Cl
		6% de NaHSO ₄ = 0,06.V Kg de NaHSO ₄ y en ellos hay:	Na: $\left[\frac{23}{120} \cdot (0,06V) \right]$ Kg de Na S: $\left[\frac{32}{120} \cdot (0,06V) \right]$ Kg de S
		92% de Na ₂ SO ₄ = 0,92.V Kg de Na ₂ SO ₄ y en ellos hay:	Na: $\left[\frac{46}{142} \cdot (0,92V) \right]$ Kg de Na S: $\left[\frac{32}{142} \cdot (0,92V) \right]$ Kg de S

Y con estos datos, planteamos los correspondientes balances de materia para los elementos Na, Cl, S y para el H₂O:

$$\begin{array}{l}
 \text{Na} \Rightarrow 39,316 = \frac{23}{58,5} \cdot 0,02V + \frac{23}{120} \cdot 0,06V + \frac{46}{142} \cdot 0,92V \\
 \text{Cl} \Rightarrow 60,684 = \frac{35,5}{36,5} Y + \frac{35,5}{58,5} \cdot 0,02V \\
 \text{H}_2\text{O} \Rightarrow 0,40X = Z \\
 \text{S} \Rightarrow \frac{32}{98} \cdot 0,60X = \frac{32}{120} \cdot 0,06V + \frac{32}{142} \cdot 0,92V
 \end{array}
 \left. \begin{array}{l}
 39,316 = 0,00786V + 0,0115V + 0,298V \\
 60,684 = 0,973Y + 0,0121V \\
 0,40X = Z \\
 0,196X = 0,016V + 0,207V
 \end{array} \right\}$$

y al resolver este sistema, tenemos:

$$39,316 = 0,317V \Rightarrow V = \frac{39,316}{0,317} = \mathbf{123,885 \text{ Kg de residuo sólido}}$$

$$60,684 = 0,973Y + 0,0121 \cdot 123,885 \Rightarrow Y = \frac{60,684 - 0,0121 \cdot 123,885}{0,973} = \mathbf{60,827 \text{ Kg de H Cl}}$$

$$0,196X = 123,885 \cdot (0,016 + 0,207) \Rightarrow X = \frac{123,885 \cdot (0,016 + 0,207)}{0,196}$$

$$\mathbf{X = 140,950 \text{ Kg de la disolución de H}_2\text{SO}_4}$$

$$Z = 0,40 \cdot 140,950 = \mathbf{56,380 \text{ Kg de H}_2\text{O}}$$

La concentración de la disolución de H Cl obtenida se determina teniendo en cuenta que estará formada por 60,827 Kg de H Cl y 56,380 Kg de H₂O, por lo que:

$$\% \text{ de H Cl} = \frac{60,827}{60,827 + 56,380} \cdot 100 = \mathbf{51,90 \% \text{ de H Cl}}$$

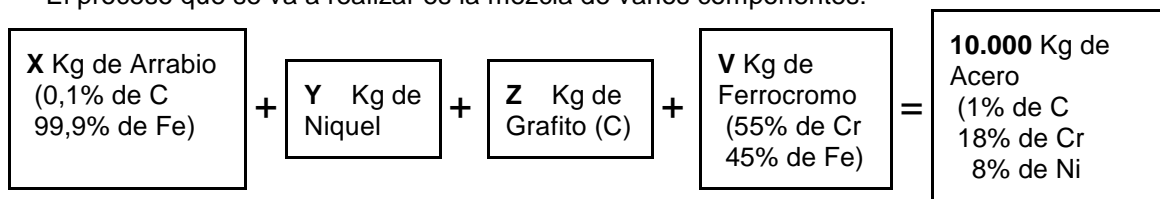
D-14 - Para fabricar un acero inoxidable al Cr/Ni (18/8) conteniendo un 1% de C en un horno Siemens-Martín. Se parte de un arrabio purificado conteniendo únicamente un 0,1% de carbón al que se añaden las cantidades necesarias de Ni en forma de metal, de grafito y de ferrocromo con una composición de 55% de Cr y 45% de Fe. Se pide:

- 1) Las cantidades necesarias de níquel, grafito y ferrocromo para obtener 10 t del acero inoxidable de la composición indicada.
- 2) Describa brevemente el proceso para obtener el acero por el método de Siemens-Martin.

RESOLUCIÓN

En este caso, vamos a realizar un balance de materia para los cuatro elementos que intervienen en el proceso: C, Fe, Ni y Cr, teniendo en cuenta que nos indican tanto la cantidad total de acero inoxidable a obtener como su composición, por lo que se pueden calcular directamente las cantidades de cada uno de estos elementos que tendremos al final.

El proceso que se va a realizar es la mezcla de varios componentes:



Las cantidades de cada elemento en el producto final y en cada uno de los que mezclamos son:

Cantidad de acero a obtener: 10 t = 10.000 Kg	Cantidades de cada elemento que contiene:	1% de C = 100 Kg de C 18% de Cr = 1800 Kg de Cr 8% de Ni = 800 Kg de Ni 73% de Fe = 7300 Kg de Fe
--	---	--

X Kg de arrabio	Contiene:	$0,1\% \text{ de C} = \frac{0,1}{100} X = \mathbf{(0,001X) \text{ Kg de C}}$ $99,9\% \text{ de Fe} = \frac{99,9}{100} X = \mathbf{(0,999X) \text{ Kg de Fe}}$
-----------------	-----------	--

V Kg de ferrocromo	Contiene:	$55\% \text{ de Cr} = \frac{55}{100} V = \mathbf{(0,55V) \text{ Kg de Cr}}$ $45\% \text{ de Fe} = \frac{45}{100} V = \mathbf{(0,45V) \text{ Kg de Fe}}$
--------------------	-----------	--

Haciendo ahora un balance de materia para estos cuatro elementos, tendremos:

$\left. \begin{array}{l} \text{C: } 0,001X + Z = 100 \\ \text{Fe: } 0,999X + 0,45V = 7300 \\ \text{Ni: } Y = 800\text{Kg} \\ \text{Cr: } 0,55V = 1800\text{Kg} \end{array} \right\}$	Resolviendo el sistema, tenemos $\mathbf{Y = 800 \text{ Kg de Ni}}$ $v = \frac{1800}{0,55} = \mathbf{3272,73 \text{ Kg de ferrocromo}}$
--	--

$$0,999 \cdot X + 0,45 \cdot 3272,73 = 7300 ; X = \frac{7300 - 0,45 \cdot 3272,73}{0,999} = \mathbf{5833,11 \text{ Kg de arrabio}}$$

$$0,001 \cdot 5833,11 + Z = 100 ; Z = 100 - 0,001 \cdot 5833,11 = \mathbf{94,17 \text{ Kg de grafito}}$$

D-15 - Se quiere fabricar un cemento cuya composición final sea: S3C [SiO₂.3CaO] 65%; S2C [SiO₂.2CaO] 30% y A3C [Al₂O₃.3CaO] 5%. Como materias prima se parte de caliza (CaCO₃) con un 5% de humedad; de sílice libre (SiO₂) con un 3% de alúmina Al₂O₃ y un 2% de humedad, y de alúmina con un 20% de agua y un 5% de SiO₂. Se pide:

- 1) Calcular las t/h de las materias prima que deben introducirse en el horno para obtener un producción de 10 t/h del cemento con la composición indicada.
- 2) Las t/h de CO₂ emitidas a la atmósfera.

DATOS: Masas atómicas del H; C; O; Al; Si y Ca: 1,0; 12,0; 16,0; 27,0; 28,0 y 40,0 g/mol.

RESOLUCIÓN

Teniendo en cuenta la composición final del cemento, las cantidades de cada tipo para la obtención de las 10 t/h serán:

S3C (65% de 10 T/h): 6,5 Tm = 6500 Kg/h de SiO₂.3CaO,
(Masa molecular = 60+3.56 = 228) que contendrá:

$$\text{SiO}_2 : 6500 \cdot \frac{60}{228} = 1711 \text{ Kg/h de SiO}_2 \text{ en el S3C}$$

$$\text{CaO} : 6500 \cdot \frac{356}{228} = 4789 \text{ Kg/H de CaO en el S3C}$$

S2C (30% de 10 T/h): 3,0 Tm = 3000 Kg/h de SiO₂.2CaO,
(Masa molecular = 60+2.56 = 172) que contendrá:

$$\text{SiO}_2 : 3000 \cdot \frac{60}{172} = 1047 \text{ Kg/h de SiO}_2 \text{ en el S2C}$$

$$\text{CaO} : 3000 \cdot \frac{256}{172} = 1953 \text{ Kg/H de CaO en el S2C}$$

A3C (5% de 10 T/h): 0,5 Tm = 500 Kg/h de Al₂O₃.3CaO,
(Masa molecular = 102+3.56 = 270) que contendrá:

$$\text{Al}_2\text{O}_3 : 500 \cdot \frac{102}{270} = 189 \text{ Kg/h de Al}_2\text{O}_3 \text{ en el A3C}$$

$$\text{CaO} : 500 \cdot \frac{356}{270} = 311 \text{ Kg/H de CaO en el A3C}$$

Las cantidades totales de cada componente en el cemento final son:

$$\begin{aligned} \text{SiO}_2 &= 1711 + 1047 = 2758 \text{ Kg/h de SiO}_2 \\ \text{CaO} &= 4789 + 1953 + 311 = 7053 \text{ Kg/h de CaO} \\ \text{Al}_2\text{O}_3 &= 189 \text{ Kg/h} \end{aligned}$$

Las cantidades de estos componentes hemos de añadirselas con las materias primas que nos indican. El CaO procede en su totalidad de la caliza añadida, la cual se descompone por la acción del calor de acuerdo

con la reacción: $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$, :

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ Kg CaCO}_3 \text{ --- } 56 \text{ Kg CaO} \\ x \text{ --- } 7053 \text{ Kg CaO} \end{array} \right\} x = 12595 \text{ Kg CaCO}_3$$

seca, la cual constituye solamente el 95%, ya que la caliza de la que se dispone contiene un 5% de humedad,

por lo que se necesitará:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ Kg caliza --- } 95 \text{ Kg CaCO}_3 \text{ seco} \\ x \text{ --- } 12655 \text{ Kg} \end{array} \right\} \mathbf{X=13258 \text{ Kg/h de mineral}}$$

caliza

Las cantidades de SiO₂ y de Al₂O₃ no podemos calcularlas directamente ya que tanto la sílice añadida como la alúmina contienen cantidades de ambos, por tanto vamos a partir de las cantidades siguientes

$$\text{X Kg de Sílice libre} \left\{ \begin{array}{l} 95\% \text{ de SiO}_2 = (0,95 \cdot X) \text{ Kg de SiO}_2 \text{ puro y seco} \\ 3\% \text{ de Al}_2\text{O}_3 = (0,03 \cdot X) \text{ Kg de Al}_2\text{O}_3 \text{ puro y seco} \\ 5\% \text{ de humedad} = (0,05 \cdot X) \text{ Kg de agua} \end{array} \right.$$

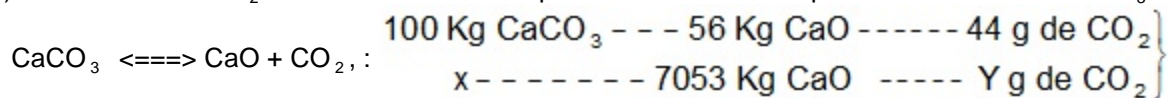
$$Y \text{ Kg de alumina } \begin{cases} 5\% \text{ de SiO}_2 = (0,05 \cdot Y) \text{ Kg de SiO}_2 \text{ puro y seco} \\ 75\% \text{ de Al}_2\text{O}_3 = (0,75 \cdot Y) \text{ Kg de Al}_2\text{O}_3 \text{ puro y seco} \\ 20\% \text{ de humedad} = (0,20 \cdot Y) \text{ Kg de agua} \end{cases}$$

Por tanto, las cantidades de SiO_2 y de Al_2O_3 serán las procedentes de ambas materias primas, y entre ellas han de completar las cantidades necesarias calculadas anteriormente para la obtención del cemento:

$$\left. \begin{array}{l} \text{SiO}_2: 0,95 \cdot X + 0,05 \cdot Y = 2758 \\ \text{Al}_2\text{O}_3: 0,03 \cdot X + 0,75 \cdot Y = 189 \end{array} \right\} \text{, de donde, al resolver el sistema obtenemos las cantidades X e Y, que son las necesarias para la obtención de ese cemento, y son:}$$

$$\mathbf{X = 2896 \text{ Kg/h de Sílice libre} \quad Y = 136 \text{ Kg/h de alúmina}}$$

b) La cantidad de CO_2 emitido a la atmósfera proviene de la descomposición térmica del CaCO_3 :



$$\mathbf{Y = 5542 \text{ Kg/h} = 5,542 \text{ T/h de CO}_2 \text{ se emiten a la atmósfera}}$$

D-16 - Para la obtención de manganeso metal, se mezclan 30 kg del mineral hausmanita (Mn_3O_4) con 9 kg de carbón de coque y se introducen en un horno eléctrico. Al finalizar el proceso de reducción del mineral, se separa el manganeso metal obtenido, que arroja un peso de 18,5 kg y queda un residuo formado por carbón y por magnetita que no han reaccionado. Se pide:

- 1°) Escriba ajustada la reacción de reducción de la magnetita por el carbón
- 2°) El porcentaje de conversión del mineral a manganeso
- 3°) El peso del residuo que no ha reaccionado y su composición en % en peso
- 4°) El volumen de monóxido de carbono desprendido en condiciones normales

DATOS: Masas atómicas del C; O y Mn: 12,0; 16,0 y 54,94 g/mol

Volumen Molar: 22,4 L/mol

RESOLUCIÓN

1°) La reacción ajustada es: $Mn_3O_4 + 4 C \rightarrow 3 Mn + 4 CO$

2°) Para calcular el porcentaje de conversión hemos de calcular la cantidad de Manganeso que había en la muestra inicial, partiendo de la fórmula de la magnetita: (Mn_3O_4):

$$\left. \begin{array}{l} (3 \cdot 54,94 + 4 \cdot 16) \text{ g de } Mn_3O_4 \text{ --- } 3 \cdot 54,94 \text{ g Mn} \\ 30 \text{ Kg} \text{ ----- } X \end{array} \right\} X = \frac{30 \cdot 3 \cdot 54,94}{3 \cdot 54,94 + 4 \cdot 16} = 21,61 \text{ Kg Mn en la muestra}$$

Si se obtienen 18,5 Kg, la proporción es: $\% = \frac{18,5}{21,61} \cdot 100 = 85,61\%$ de Mn se recupera

3°) El residuo que no ha reaccionado está compuesto por el Carbón en exceso, y la magnetita que queda sin reaccionar. Para calcularlos, determinaremos las cantidades de Mn_3O_4 y de Carbono que han reaccionado para obtener esos 18,5 Kg de Mn, quedando sin reaccionar el resto. Con esta misma reacción calcularemos la cantidad de CO que se ha desprendido

$Mn_3O_4 +$	$4 C$	\rightarrow	$3 Mn +$	$4 CO$
1 mol = 228,82 g	4 mol = 48 g		3 mol = 164,82 g	4 mol = 4.22,4 L en C.N.
X	Y		18500 g	Z

$$X = \frac{18500 \cdot 228,82}{164,82} = 25683,6 \text{ g de } Mn_3O_4 \text{ que reaccionan}$$

Quedan sin reaccionar: $30000 - 25683,6 = 4316,4 \text{ g de } Mn_3O_4 \text{ que no reaccionan}$

$$Y = \frac{18500 \cdot 48}{164,82} = 5387,7 \text{ g de C que reaccionan}$$

Quedan sin reaccionar: $9000 - 5387,7 = 3612,3 \text{ g de C que no reaccionan}$

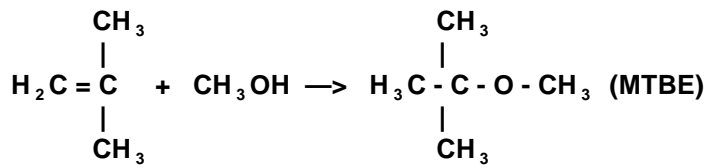
La cantidad que queda sin reaccionar es: $4316,4 \text{ g de } Mn_3O_4 + 3612,3 \text{ g de C} =$

$$7928,7 \text{ g no reaccionan: } \frac{4316,4}{7928,7} \cdot 100 = 54,44\% \text{ de } Mn_3O_4$$

$$\frac{3612,3}{7928,7} \cdot 100 = 45,56\% \text{ de C}$$

$$4^\circ) Z = \frac{18500 \cdot 4 \cdot 22,4}{164,82} = 10057 \text{ Litros de CO que se desprenden, en C.N.}$$

D-17 - El metil-tercbutil-éter (MTBE) de fórmula molecular $C_5H_{12}O$ es un compuesto orgánico que adicionado a las gasolinas hace aumentar su índice de octano. Se obtiene a partir de una reacción de adición entre el isobuteno y el metanol.



¿Cuántos litros de MTBE se obtendrán a partir del metanol obtenido en la gasificación de 1 Tm de carbón si el rendimiento de cada proceso es del 80%?

Datos: Masas atómicas (g/mol) del C = 12; H = 1; O = 16. densidad MTBE = 0,980 g/l

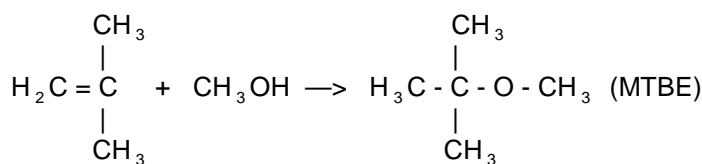
RESOLUCIÓN

El proceso de gasificación del carbón se produce en dos etapas:

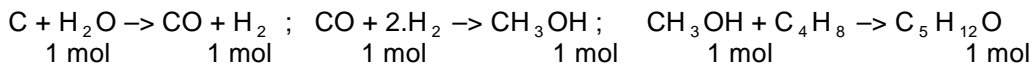
1ª Tratamiento del carbón con vapor de agua a alta temperatura: $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CO} + \text{H}_2$
(Gas de síntesis o gas de agua)

2ª Obtención de metanol por reacción entre CO y H_2 : $\text{CO} + 2\text{H}_2 \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}$

Posteriormente, se realiza ya el proceso de síntesis del MTBE:



Si tenemos en cuenta los procesos correlacionados:



podemos ver que si los procesos fueran estequiométricos con rendimientos del 100%, por cada mol de Carbón. Obtendríamos 1 mol de CO, que a su vez originaría 1 mol de CH_3OH el cual nos permitiría obtener a su vez 1 mol de MTBE, pero como nos indican que en rendimiento de cada etapa es del 80%, en cada una de las tres, se obtendría solamente el 80% de la cantidad teórica

La cantidad de partida es 1 Tm de C: N° moles de C = $\frac{10^6 \text{ g}}{12} = 83333,3$ moles iniciales de C

- En la primera etapa, la cantidad de CO, (teóricamente sería de 83333,3 moles) se obtendría el 80% de esa cantidad, es decir:

$$\text{Cantidad de CO obtenida: } \frac{80}{100} \cdot 83333,33 = 66666,7 \text{ moles de CO}$$

- En la segunda etapa, la cantidad de CH_3OH , (teóricamente sería de 66666,7 moles) se obtendría el 80% de esa cantidad, es decir:

$$\text{Cantidad de } \text{CH}_3\text{OH} \text{ obtenida: } \frac{80}{100} \cdot 66666,7 = 53333,3 \text{ moles de } \text{CH}_3\text{OH}$$

- En la tercera etapa, la cantidad de MTBE, (teóricamente sería de 53333,3 moles) se obtendría el 80% de esa cantidad, es decir:

$$\text{Cantidad de MTBE obtenida: } \frac{80}{100} \cdot 53333,3 = 42666,7 \text{ moles de MTBE}$$

La masa a la que corresponde esta cantidad, se determina teniendo en cuenta el peso molecular del

MTBE ($\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$): $5 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 16 = 88$

Masa obtenida = $88 \cdot 42666,7 = 3754666,7 \text{ g} = 3754,7 \text{ Kg} = 3,75 \text{ Tm}$ de MTBE

Para determinar su volumen, hemos de tener en cuenta su densidad:

$$d = \frac{m}{V} ; 0,980 = \frac{3754666,7}{V} ; V = \frac{3754666,7}{0,98} = 3831292,5 \text{ mL} = \mathbf{3831,3 \text{ Litros}}$$

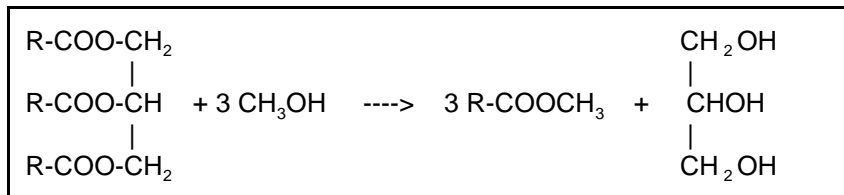
D-18 - En una planta de biodiesel se utiliza hulla como materia prima, la cual primero se gasifica, para obtener “gas de síntesis”, proceso que se realiza con un rendimiento del 80%, para, posteriormente obtener metanol con un rendimiento del 75% y finalmente, mediante un “proceso Mobil”, combinar este metanol con una grasa animal y obtener biodiesel, con rendimiento en este último proceso de un 100%. ¿Qué cantidad de biodiesel se podrá obtener por cada Tm de hulla?
DATOS: Pm de la grasa animal utilizada: 743.

RESOLUCIÓN

La reacción de gasificación de la hulla para obtener “gas de síntesis” o “gas de agua”, que es una mezcla de CO y H₂ se hace pasando vapor de agua sobre carbón al rojo. La reacción que tiene lugar es:
 $C + H_2O \rightarrow CO + H_2$.

Posteriormente, por reacción entre ambos se obtiene metanol:
 $CO + 2.H_2 \rightarrow CH_3OH$

Finalmente, mediante un proceso de transesterificación, este metanol se hace reaccionar con las grasas para obtener glicerina y el correspondiente éster metílico, que es el biodiesel, que se utiliza ya sea solo o mezclado con el diesel convencional. La reacción de transesterificación es:



Si hacemos los cálculos en moles:

1ª reacción: obtención del gas de síntesis:
 1 mol de C (hulla) nos da 1 mol de CO (si R=100%)
 Si el rendimiento es del 80%, solamente nos da 0,8 moles de CO

2ª reacción: 1 mol de CO nos da 1 mol de CH₃OH (si R=100%)
 Por tanto 0,8 moles de CO nos darán 0,8 moles de CH₃OH (si R=100%)
 Pero como el rendimiento de este segundo proceso el del 75%, solamente obtendremos el 75% de las 0,8 moles, es decir:
 $0,8 \cdot 0,75 = 0,6$ moles de metanol se obtendrán

3ª reacción: 1 mol de grasa reacciona con 3 moles de metanol para dar 3 moles de biodiesel
 Para los 0,6 moles de metanol de los que se dispone, necesitaremos:

$\begin{array}{l} 1 \text{ mol grasa} \text{-----} 3 \text{ moles metanol} \\ X \text{-----} 0,6 \end{array}$	X = 0,2 moles de grasa se podrán transformar
$\begin{array}{l} 3 \text{ mol metanol} \text{-----} 3 \text{ mol éster} \\ 0,6 \text{-----} x \end{array}$	Y = 0,6 moles de éster metílico se obtienen

Por tanto, de cada mol de C inicial presente en la hulla, se obtienen 0,6 moles de biodiesel (éster metílico) y se pueden transformar 0,2 moles de grasa.

Teniendo en cuenta que partimos de 1 Tm de hulla: $\frac{1000}{12} = 83,33 \text{ Kmol de C}$

Se obtienen: $\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol inicial de C} \text{---} 0,6 \text{ mol biodiesel} \\ 83,33 \text{-----} X \end{array} \right\} X = 50 \text{ Kmoles de biodiesel}$

Se pueden transformar: $\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol inicial de C} \text{---} 0,2 \text{ mol biodiesel} \\ 83,33 \text{-----} X \end{array} \right\} : X = 16,66 \text{ Kmoles de grasa se transforman}$

Si la masa molecular de esta grasa es de 743, podremos tratar:
 $16,66 \cdot 743 = 12382,84 \text{ Kg de grasa}$

D-19 - En un proceso en continuo de fabricación de yeso hemihidratado, se introducen en un horno, 0,5 t/h de mineral de selenita (sulfato cálcico dihidratado) del 85% de riqueza, con un 10% de humedad y otro 5% de materia inerte, que se calienta exteriormente a la temperatura adecuada.

- 1) ¿Escriba la reacción en que se basa el proceso. ¿Cual es la variación de energía libre estándar de la reacción?, demuestre que en estas condiciones la reacción no es espontánea
- 2) Cual sería la temperatura mínima para que la reacción sea termodinámicamente posible.
- 3) Calcule los flujos másicos en kg/h de sólidos y de gases que salen del horno

DATOS: Los valores de ΔH° y ΔS° , de la selenita, del yeso hemihidratado y del agua, son respectivamente: - 2023 kJ/mol y 194 J/mol K; -1577 kJ/mol y 130 J/mol K; y -286 kJ/mol y 70 J/mol K. Estos valores no varían apreciablemente con la temperatura. Masas atómicas del H; O; S y Ca: 1,0; 16,0; 32,0 y 40,0 g/mol.

RESOLUCIÓN

La reacción de deshidratación de la selenita es: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O} + \frac{3}{2}\text{H}_2\text{O}$

Para calcular el valor de ΔG° , hemos de utilizar la ecuación fundamental de la termodinámica :

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$$

Los valores de estas dos variables ΔH° y ΔS° los deducimos a partir de los datos que nos ofrecen ya que en ambos casos se trata de variables de estado, por lo que para ambas se cumple que:

$$\Delta H^\circ_{\text{REACCION}} = \Delta H^\circ_{\text{PRODUCTOS}} - \Delta H^\circ_{\text{REACTIVOS}}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{REACCION}} = -1577 + 3/2 \cdot (-286) - (-2023) = +17 \text{ KJ} ; \Delta H^\circ_{\text{REACCION}} = +17000 \text{ Julios}$$

$$\Delta S^\circ_{\text{REACCION}} = \Delta S^\circ_{\text{PRODUCTOS}} - \Delta S^\circ_{\text{REACTIVOS}}$$

$$\Delta S^\circ_{\text{REACCION}} = 130 + 3/2 \cdot 70 - 194 ; \Delta S^\circ_{\text{REACCION}} = +41 \text{ Julios/}^\circ\text{K}$$

Y por tanto: $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ = +17000 - 298 \cdot 41 ; \Delta G^\circ = +4782 \text{ Julios/mol}$

Por lo que como $\Delta G^\circ > 0$ la reacción no es termodinámicamente posible (espontánea)

- B)** Para que la reacción fuera espontánea en esas condiciones debería cumplirse que $\Delta G^\circ < 0$, por lo que será espontánea para cualquier temperatura superior a aquella en la cual $\Delta G^\circ = 0$, por tanto, tendremos:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ ; 0 = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ ; 0 = +17000 - T \cdot 41 ; \Rightarrow T = 414,6^\circ\text{K} = 141,6^\circ\text{C}, \text{ por lo que la reacción es espontánea para } T > 414,6^\circ\text{K} = 141,6^\circ\text{C}$$

- C)** Para calcular los flujos másicos de salida hemos de tener en cuenta que en el horno solamente entra el mineral (500 Kg/h) el cual se descompone y sale en forma de gas (vapor de agua) tanto la humedad que lleva como el agua procedente de la reacción de descomposición de la selenita, mientras que en forma sólida salen el yeso hemihidratado y las impurezas que llevaba el mineral. Tanto el yeso que sale como el agua procedente de la reacción las obtenemos a partir de la estequiometría de la reacción, que es:

	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O} +$	$\frac{3}{2}\text{H}_2\text{O}$
Cantidades estequiométricas	1 mol = 172 g	1 mol = 145 g	3/2 mol = 27 g
Cantidades reaccionantes	425 Kg	X	Y

$$\text{De donde: } X = \frac{425 \cdot 145}{172} = 358,29 \text{ Kg de yeso que se obtiene}$$

$$Y = \frac{425 \cdot 27}{172} = 66,71 \text{ Kg de agua que se obtienen en la reacción}$$

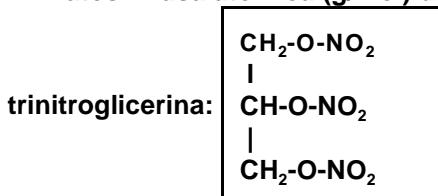
Mineral de entrada: 500 Kg/h
Selenita (85%) = 425 Kg/h
Humedad (10%) = 50 Kg/h
Inertes (5%) = 25 Kg/h

Productos que salen	
SÓLIDOS	GASES: Vapor de agua
Yeso = 358,29 Kg/h	De la humedad = 50,00 Kg/h
Inertes = 25 Kg/h	De la reacción = 66,71 Kg/h
TOTAL SÓLIDOS: 383,29 Kg/h	TOTAL GASES: 116,71 Kg/h

D-20 - La biomasa es un recurso natural que mediante tratamiento adecuado puede sustituir a los productos petroquímicos. Tal es el caso del sebo en cuyo tratamiento con metanol se transforma en biodiesel y glicerina. A partir de esta última puede obtenerse un producto explosivo denominado trinitroglicerina

¿Cuántos Kg de trinitroglicerina se obtendrían con el metanol obtenido en la gasificación de una tonelada de carbón al reaccionar con la cantidad estequiométrica de sebo? ¿Cuántos kilos de sebo de Pm 270 g/mol se necesitaron?

Datos: masa atómica (g/mol) del C = 12,0 ; O = 16,0 ; H = 1,0; N = 14,0



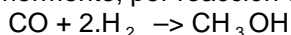
Represente todas las reacciones que participan en el proceso, y considere que todos los pasos del mismo transcurren con un rendimiento del 100%

SOLUCIÓN

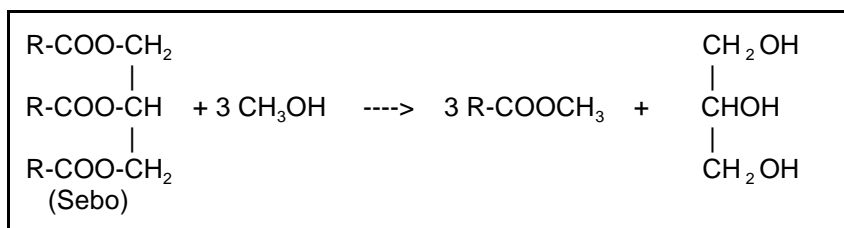
La reacción de gasificación del carbón para obtener "gas de síntesis" o "gas de agua", que es una mezcla de CO y H₂ se hace pasando vapor de agua sobre carbón al rojo. La reacción que tiene lugar es:

$$\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$$

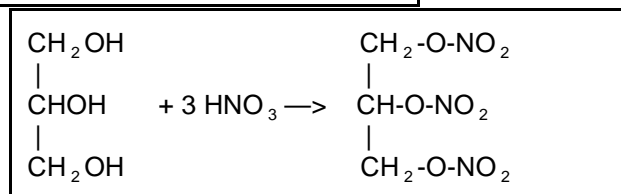
Posteriormente, por reacción entre ambos se obtiene metanol:



Finalmente, mediante un proceso de transesterificación, este metanol se hace reaccionar con las grasas (sebo) para obtener glicerina y el correspondiente éster metílico, que es el biodiesel, que se utiliza ya sea solo o mezclado con el diesel convencional. La reacción de transesterificación es:



Esta glicerina se hace reaccionar con ácido nítrico en presencia de ác. Sulfúrico para obtener la trinitroglicerina:



Si hacemos los cálculos en moles:

1ª reacción: obtención del gas de síntesis:

$$1 \text{ mol de C (Carbón) nos da 1 mol de CO (si R=100\%)} \quad n = \frac{10^6}{12} = 83333 \text{ moles de C}$$

2ª reacción: Obtención del metanol a partir del gas de síntesis

$$1 \text{ mol de CO nos da 1 mol de CH}_3\text{OH (si R=100\%)} \quad n = 83333 \text{ moles de CH}_3\text{OH}$$

3ª reacción: entre el sebo y el metanol, para dar biodiesel y glicerina

- 1 mol de grasa reacciona con 3 moles de metanol para dar 3 moles de biodiesel y 1 mol de glicerina
 Para reaccionar con los 83.333 moles de metanol de los que se dispone, de sebo se necesitan:

$\begin{array}{r} 3 \text{ moles metanol} \text{ -----} 1 \text{ mol de sebo} \\ 83.333 \text{ -----} X \end{array}$	$X = 27.777 \text{ moles de sebo}$
--	------------------------------------

Puesto que ese sebo tiene un peso molecular de 270 g/mol:

$$\text{- g. de sebo} = 270 \cdot 27777 = 7499790 \text{ g} = \mathbf{7499,79 \text{ Kg de sebo se necesitarán}}$$

y con esa cantidad de sebo obtendremos:

3 moles metanol ----- 1 mol de glicerina 83.333 ----- X
--

X = 27.777 moles de glicerina

4ª reacción: obtención de la trinitroglicerina (se obtiene 1 mol por cada mol de glicerina), por lo que se obtendrán 27.777 moles de trinitroglicerina a partir de 1 Tm inicial de Carbón

El peso molecular de la trinitroglicerina es 227 g/mol, por lo que la cantidad de la misma que se obtiene será:

- g. de trinitroglicerina = $227 \cdot 27.777 = 6305379 \text{ g} = \mathbf{6305,38 \text{ Kg de trinitroglicerina}}$

D-21 - En la gasificación del carbón se producen distintas reacciones simultáneas, siendo las más importantes las que conducen a la formación de gas de síntesis y de metano:



En ciertas condiciones de presión y temperatura se consigue dirigir el proceso según la ecuación (1) Y que no transcurra por la ecuación 2.

a) ¿En qué condiciones evoluciona la reacción según la ecuación (1)? Justifique la respuesta

b) Calcúlense las toneladas de metanol que se obtienen a partir de una tonelada de carbón, considerando que en todos los procesos involucrados en su síntesis el rendimiento es del 100%

Datos: Masa atómica (gramos/mol) del C = 12; O = 16; H = 1

RESOLUCIÓN

A)	1) $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2; \Delta H_{298,15} = + 131 \text{ kJ.mol}^{-1}$	Al ser endotérmica la favorecen las temperaturas altas. La Presión no influye al haber el mismo número de moles de gases en los reactivos que en los productos
----	---	--

2)	$\text{C} + 2.\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 \quad \Delta H_{298,15} = - 75 \text{ kJ.mol}^{-1}$	Al ser exotérmica la favorecen las temperaturas bajas. Al ser menor el número de moles de gases en los productos que en los reactivos se verá favorecida por las presiones altas
----	--	--

Por tanto, para que se produzca la reacción 1) debe hacerse a Temperatura alta y presión baja.

Esta última condición debe hacerse para impedir que se produzca la reacción 2), aunque la variación de Presión no influya para la reacción 1).

B) Procesos que tienen lugar (*)

$\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$ 1 mol 1 mol	$\text{CO} + 2.\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$ 1 mol 1 mol
--	---

(*) tenemos en cuenta que se trata de dos procesos independientes y, por tanto, para el segundo de ellos habría que aportar más cantidad de Hidrógeno

Si los rendimientos son del 100% en todos los procesos, se obtendrán tantos moles de metanol como moles de Carbono iniciales tuviéramos inicialmente.

Nº moles iniciales de C: $\frac{10^5}{12} = 83333$ moles iniciales de C ==> 83333 moles finales de metanol.

$83333.32 = 2.666.666 \text{ g} = \mathbf{2666 \text{ Tm de metanol se obtendrían a partir de 1 Tm de C}}$

D-22 - En una industria en la que se generan grandes cantidades de carbonato de cobre (II) mineral, se hacen reaccionar 450 toneladas de este mineral (riqueza en cobre del 15 %) con cien metros cúbicos de una disolución acuosa de ácido nítrico (55 %riqueza y densidad 1,39 g/cm³) dando lugar a nitrato de cobre (II).

- Calcular la molalidad de la disolución de ácido nítrico.
- Escribir ajustada la reacción que tiene lugar y determinar quién es el reactivo limitante, qué reactivo queda sin reaccionar y en qué cantidad (toneladas).
- Si en el proceso se hubiera alcanzado un rendimiento del 91 %, calcular cuántas toneladas de nitrato de cobre (II) se producirían.

Datos: masas atómicas: Cu= 63,5; N= 14,0; H= 1,0; O= 16,0; C= 12,0

RESOLUCIÓN:

a) Calcular la molalidad de la disolución de ácido nítrico.

Se determina el peso molecular del soluto, en este caso es el ácido nítrico: $\text{HNO}_3 \Rightarrow 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63$

Para completar la tabla que nos relaciona las cantidades de soluto, disolvente y disolución, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro (1000 mL) de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla, de esta forma, los gramos de soluto que tendremos son 36,7 g ya que se trata de una disolución del 36,7% dato éste que colocamos en la tabla, expresándolo también en moles: $n = 36,7/63 = 0,582$ moles de HNO_3

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	764,5 g	+ 625,53 g	= 1390,00 g
Volumen	---	625,5 ml	1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,39 g/ml),

que es: $d = \frac{m}{V}$; $m = V \cdot d = 1000 \cdot 1,39 = 1390,00$ g de disolución

y dado que tiene un 55% de riqueza, la cantidad de soluto será el 55% de 1390, es decir

$g_{\text{soluto}} = 0,55 \cdot 1390 = 764,5$ g de soluto y el resto será disolvente:

$g_{\text{disolvente}} = 1390 - 764,5 = 625,5$ g de disolvente

Y con todos estos datos, calculamos ya la molalidad de la disolución, que será:

$$m = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{P_{\text{m}_{\text{SOLUTO}}} \cdot Kg_{\text{DISOLVENTE}}} = \frac{764,5}{63 \cdot 0,6255} = 19,40 \text{ molal}$$

b) Escribir ajustada la reacción que tiene lugar y determinar quién es el reactivo limitante, qué reactivo queda sin reaccionar y en qué cantidad (toneladas).

Al tratarse de una reacción ácido-base, podemos ajustarla directamente "a ojo":



Para poder calcular cual es el reactivo limitante, hemos de tener en cuenta que las cantidades estequiométricas de la reacción están referidas a reactivos puros y con un rendimiento del 100%, por tanto tenemos que determinar la cantidad de HNO_3 y de Cu puros que tenemos:

$\text{HNO}_3 \Rightarrow 100 \text{ m}^3 = 10^8 \text{ mL}$; $g = V \cdot d = 10^8 \cdot 1,39 = 1,39 \cdot 10^8$ gramos

Como es del 55% : $0,55 \cdot 1,39 \cdot 10^8 = 7,645 \cdot 10^7$ g de HNO_3 puro

$\text{Cu} \Rightarrow 450 \text{ Tm} = 4,5 \cdot 10^8$ g de mineral

Como tuene un 15% de Cu: $0,15 \cdot 4,5 \cdot 10^8 = 6,75 \cdot 10^7$ g de Cu

Y con estas cantidades determinamos cual es la que se agota en el proceso. Vamos a suponer el reactivo limitante es el ácido nítrico, que por tanto se agotaría, por lo que calcularemos cuanto Cu reacciona; si es menos del que tenemos ($6,75 \cdot 10^7$ g) el reactivo limitante efectivamente es el HNO_3 , en caso contrario (que se necesite más Cu del que tenemos) habría que repetir los cálculos pues el reactivo limitante sería el Cu.

CuCO_3 +	$2.\text{HNO}_3$	\rightarrow	$2 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ +	CO_2 +	H_2O
1 át-g de Cu = 63,5 g	2 mol = 2.63 g		1 mol = 187,5 g	1 mol = 44 g	1mol = 18 g
X	$7,645 \cdot 10^7$ g		Y		

de donde $X = \frac{63,5 \cdot 7,645 \cdot 10^7}{2.63} = 3,85 \cdot 10^7$ g de Cu se necesitan y como efectivamente

disponemos de más cantidad de Cu, el reactivo limitante es el ácido nítrico.

La cantidad de Cobre que sobra es: $6,75 \cdot 10^7 - 3,85 \cdot 10^7 = 2,9 \cdot 10^7$ g = **29 Tm de Cu no reaccionarán.**

Dado que el Cu (Pm=63,5) forma parte del carbonato de Cobre (Pm=123,5) la cantidad de éste que no reacciona será:

$$\left. \begin{array}{l} 123,5\text{gCuCO}_3 \text{ --- } 63,5\text{gCu} \\ x \text{-----} 29\text{Tm} \end{array} \right\} x = \frac{29 \cdot 123,5}{63,5} = 56,4 \text{ Tm de CuCO}_3 \text{ quedan sin reaccionar}$$

c) Si en el proceso se hubiera alcanzado un rendimiento del 91 %, calcular cuántas toneladas de nitrato de cobre (II) se producirían.

Dado que el reactivo limitante es el HNO_3 , vamos a utilizar la cantidad del mismo que reacciona para ver

cuanto $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$: $Y = \frac{187,5 \cdot 7,645 \cdot 10^7}{2.63} = 11,38 \cdot 10^7$ g = 113,8 Tm de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ se obtendrían si el rendimiento fuera del 100%

Pero teniendo en cuenta que nos indican que el rendimiento del proceso es solamente del 91%, la cantidad real de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ que se obtendrá en este proceso es:

91% de 113,8 = **103,53 Tm de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ se obtendrán**

D-23 - Se extraen 5 gramos de un mineral de gran riqueza en sulfuro de plata. Dicho mineral se hace reaccionar con un exceso (6 mL) de ácido nítrico concentrado (65 % riqueza) dando lugar a la formación de nitrato de plata, óxido nítrico, agua y azufre (0,5 g). Una vez ajustada la reacción por el método del ion-electrón, determinar si el rendimiento de la reacción ha sido del 93 %:

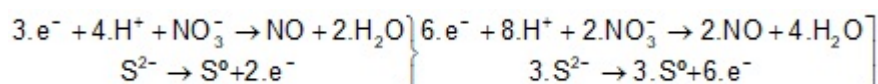
- el grado de riqueza(%) en sulfuro de plata del mineral
- los mililitros de ácido nítrico que se han empleado en exceso
- la presión final de un envase de un litro de capacidad utilizado para recoger el óxido nítrico producido si dicho envase contiene agua (presión de vapor del agua= 23,78 mmHg) a temperatura ambiente (25 °C) y 0,05 moles de helio.

Datos: Densidad ácido nítrico (65 %) = 1,39 g/cm³ ; Constante de los gases: R = 0,082 atm.L/mol.K ; 1 atm = 760 mm Hg. Masas atómicas: Ag= 107,9 ; S=32; O= 16, Cl= 35,5; H= 1; N= 14; He= 4.

RESOLUCIÓN

A) La reacción que tiene lugar es: $\text{Ag}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

Y las semirreacciones son:



- Reacción iónica total: $8.H^+ + 2.\text{NO}_3^- + 3.\text{S}^{2-} \rightarrow 2.\text{NO} + 3.\text{S} + 4.H_2\text{O}$

- Reacción completa ajustada: $3.\text{Ag}_2\text{S} + 8.\text{HNO}_3 \rightarrow 6.\text{AgNO}_3 + 2.\text{NO} + 3.\text{S} + 4.H_2\text{O}$

B) Para los cálculos estequiométricos en las reacciones hemos de tener en cuenta que las cantidades estequiométricas que aparecen en la reacción están referidas siempre a reactivos y/o productos puros y a un rendimiento del 100%

Si con un rendimiento del 93% y se obtienen 0,5 g de azufre, si este rendimiento hubiera sido del 100%

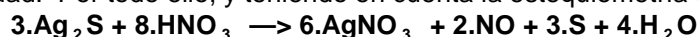
se habrían obtenido: $\left. \begin{array}{l} 93\% \text{ --- } 0,5\text{g} \\ 100\% \text{ --- } x \end{array} \right\} X = 0,54 \text{ g de S se habrían obtenido con un R}=100\%.$

Dado que todo el azufre procede del sulfuro de plata (Ag_2S), la cantidad de éste que habría en la muestra la deducimos de la propia fórmula (en 1 mol de Ag_2S (Pm=247,8) hay un át.g de S(32 g)), y así:

$\left. \begin{array}{l} 247,8\text{gAg}_2\text{S} \text{ --- } 32\text{gS} \\ x \text{ --- } 0,54 \end{array} \right\} X = 4,18 \text{ g de Ag}_2\text{S puro que había en los 5 g de la muestra analizada, por lo que su}$

riqueza será de: Riqueza = $\frac{4,18}{5} \cdot 100 = 83,63\%$ de riqueza

Para calcular la cantidad de ácido, hemos de tener en cuenta, tal como se nos indica en el enunciado, que se obtienen 0,5 g de azufre, por lo que la cantidad de ácido que realmente reacciona es la necesaria para obtener esta cantidad. Por todo ello, y teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción ajustada:



vemos que por cada 3 moles de S (3.32 = 96 g) obtenidos, son necesarias 8 moles de HNO_3 (8.63 = 504 g)

$\left. \begin{array}{l} 96 \text{ g de S --- } 504 \text{ g de HNO}_3 \\ 0,50 \text{ --- } x \end{array} \right\} x = 2,625 \text{ g de HNO}_3 \text{ puro reaccionarán, pero dado que el ácido que se emplea}$

tiene una riqueza del 65%, quiere decir que esos 2,625 g representan el 65% de la cantidad empleada, que

será: $\frac{2,625}{0,65} = 4,04 \text{ g de ácido nítrico deben reaccionar para obtener esos 0,5 g de azufre, el cual tiene una}$

densidad de 1,39 g/mL, por lo que su volumen es de: $V = \frac{4,04}{1,39} = 2,91 \text{ mL del ácido reaccionan. Pero lo que}$

nos piden es la cantidad añadida en exceso: $6 - 2,91 = 3,09 \text{ mL añadidos en exceso.}$

C) Para determinar la presión final, vamos a calcular la cantidad de gas (NO) que se forma, utilizando de nuevo la reacción ajustada en la que vemos que por cada 3 moles de S (3.32 = 96g) obtenidos, se obtienen

otros 2 moles de NO (2.30 = 60g) y así: $\left. \begin{array}{l} 96 \text{ g de S --- } 60 \text{ g de NO} \\ 0,5 \text{ --- } x \end{array} \right\} x = 0,31 \text{ g de NO se obtienen.}$

Dado que este gas se recoge en un recipiente de 1 litro a 25°C, en el cual hay otros gases: Helio y vapor de agua, las presiones parciales de ellos serán:

- Presión parcial del NO obtenido: $P_{\text{NO}} \cdot 1 = \frac{0,31}{30} \cdot 0,082 \cdot 298$; $P_{\text{NO}} = 0,25 \text{ atm}$

- Presión parcial del Helio presente: $P_{\text{He}} \cdot 1 = 0,05 \cdot 0,082 \cdot 298$; $P_{\text{He}} = 1,22 \text{ atm}$

- Presión parcial del vapor de agua en el recipiente = 23,78 mm Hg = $\frac{23,78}{760} = 0,03$ atm

Presión total en dicho recipiente: $P_{TOTAL} = 0,25 + 1,22 + 0,03 = \mathbf{1,5 atm}$