

QUÍMICA GENERAL

PROBLEMAS RESUELTOS

Dr. D. Pedro A. Cordero Guerrero

ESTEQUIOMETRÍA

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.

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

Los no señalados con asteriscos, son de baja dificultad: aplicación directa de las fórmulas y/o conceptos. Aquellos señalados con un asterisco, son de dificultad media, ya sea por los conceptos necesarios para resolverlos o por tener que relacionar varios de ellos. Los señalados con dos asteriscos, se consideran ya de una cierta dificultad ya sea conceptual o de cálculo

A: Ajuste de reacciones

B: Cálculos estequiométricos directos

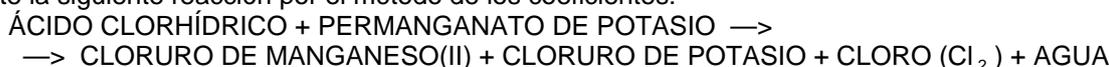
C: Cálculos estequiométricos que incluyen otros cálculos previos o posteriores

D: Cálculos estequiométricos en procesos industriales

ENUNCIADOS DE LOS PROBLEMAS RESUELTOS SOBRE ESTEQUIOMETRÍA

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:

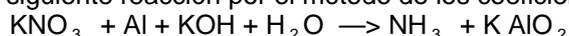


A-03 - El ácido nítrico reacciona con el cobre, obteniéndose nitrato de cobre(II), óxido de nitrógeno(IV) y agua. Escribir y ajustar la ecuación química correspondiente.

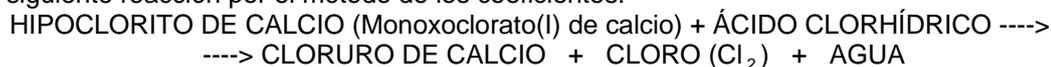
A-04 - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



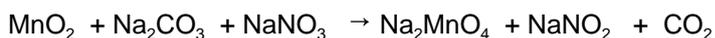
A-05 - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



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



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



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. ¿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?
- 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. ¿Cual 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 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 H Cl 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-11 - ¿Se neutralizan 25 ml de una disolución de NaOH con 15,7 ml de H Cl 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
a) Escribir la reacción que tiene lugar, ajustada.
b) ¿Qué cantidad de ácido reaccionará?
c) ¿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 (*) - 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.

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 - 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-03 - ¿Cuántos gr de MnO_2 puro, y cuántos ml de ácido clorhídrico de 36 % de riqueza en HCl y densidad 1'19 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: $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$.

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 - 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-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 (*) -El apagado de la cal viva (Óxido de calcio) consiste en la reacción: $\text{CaO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_{2(s)}$. Calcular la entalpía de esta reacción conociendo las entalpías de formación del Óxido de calcio sólido, agua líquida e Hidróxido de sodio sólido, que son, respectivamente: - 152,0 ; - 68,52 y - 223,9 Kcal/mol. ¿Qué cantidad de cal apagada (Hidróxido de calcio) y qué cantidad de calor se desprende cuando se apaga 1 Kg de cal viva?

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) ¿Cuantos 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 (II), 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 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 amoníaco 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: $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{NO}(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Supuesto que 3,00 litros de 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 - 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-21 (*) - 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-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

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:
a) Escriba la reacción que tiene lugar en el horno
b) Los flujos máxicos de salida de sólidos y de gases del horno
c) Pureza de la cal viva considerando que la materia inerte de la caliza está incluida en el sólido.
d) 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 = $22,4 \text{ m}^3/\text{kmol}$.
- 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?
- D-04 (**) - Se quieren obtener 110 toneladas/día de SO_3 a partir de una pirita 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 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,
- 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
- 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:
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 % 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 en 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: 1,9; 16,0; 27,0; 28 y 40,0 g/mol.

A: Ajuste de reacciones

A-01

Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



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:

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

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:



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:



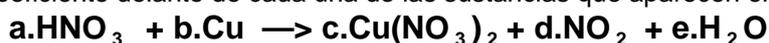
A-03

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

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 ella: $d = 2 - 2.c$ y sustituyendo en segunda, nos queda: $6 = 6.c + 2(2 - 2.c) + 1$; $6 = 6.c + 4 - 4.c + 1$ de donde: $6 - 4 - 1 = 6.c - 4.c$ $1 = 2.c$; $c = \frac{1}{2}$ 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 2, 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:



A-04

Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



RESOLUCIÓN:

La reacción que tiene lugar es: $Cl_2 + NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$

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: | $a =$ $b = 2$ $c =$ $d =$ $e = 1$ |
|--|--|---|

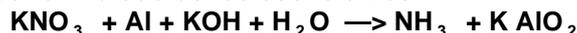
| | | |
|---|--|---|
| $2.a = c + d$ $2 = c + d$ $2 = d + 1$ | Despejando d en la última ecuación: $d = 2 - 1 = 1$ y sustituyendo esta valor en la segunda, nos queda: $2 = c + 1$ de donde: $2 - 1 = c$; $c = 1$ Y así, en la primera quedará: $2.a = 1 + 1$; $a = 1$ | $a = 1$ $b = 2$ $c = 1$ $d = 1$ $e =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

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 a el valor 1y así: $a + c = f \dots\dots\dots 1 + c = f$ $a = e \dots\dots\dots$ de donde $e = 1$ $3.a + c + d = 2.f \dots\dots\dots 3 + c + d = 2.f$ $b = f$ $c + 2.d = 3.e \dots\dots\dots c + 2.d = 3$ | $a = 1$ b c d $e = 1$ f |
|---|---|--|

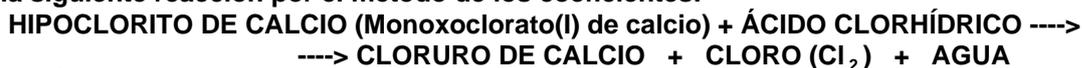
| | | |
|--|---|--|
| $1 + c = f$ $3 + c + d = 2.f$ $b = f$ $c + 2.d = 3$ | Sustituyendo f por 1+c $3 + c + d = 2.(1 + c) \implies 3 + c + d = 2 + 2c \implies 1 + d = c$ $b = 1 + c$ $c + 2d = 3$ donde al sustituir c por 1 + d en esta última: $1 + d + 2.d = 3 \implies 3.d = 2$ Y de ahí: $d = \frac{2}{3}$ | $a = 1$ 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, queda: $3.\text{KNO}_3 + 8.\text{Al} + 5.\text{KOH} + 2.\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3.\text{NH}_3 + 8.\text{KAlO}_2$

A-06

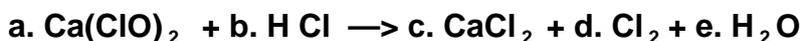
Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:



RESOLUCIÓN

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

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

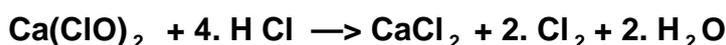


Planteamos ahora una ecuación para cada uno de los elementos que nos aparecen:

| | | |
|--|--|---|
| 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: $b = 2.2$; $b = 4$ | $a = 1$ $b = 4$ $c = 1$ $d =$ $e = 2$ |
|--|--|---|

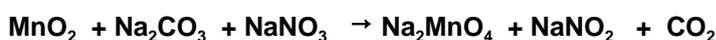
| | | |
|-----------------------|---|---|
| $2.a + b = 2.c + 2.d$ | Sustituyendo en la ecuación que nos queda: $2.1 + 4 = 2.1 + 2.d$ $2 + 4 - 2 = 2.d \implies 4 = 2.d$; $d = 2$ | $a = 1$ $b = 4$ $c = 1$ $d = 2$ $e = 2$ |
|-----------------------|---|---|

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



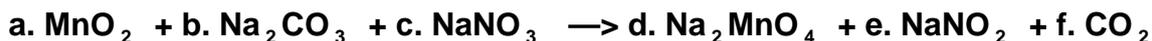
A-07

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:

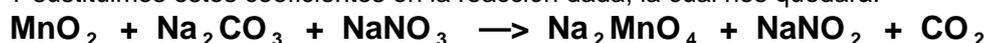
| | | |
|--|--|--|
| Mn: $a = d$ O: $2.a + 3.b + 3.c = 4.d + 2.e + 2.f$ Na: $2.b + c = 2.d + e$ C: $b = f$ N: $c = e$ | Le asignamos el valor 1 a la incógnita a, con lo que: $1 = d$; $d = 1$ | $a = 1$ $b =$ $c =$ $d = 1$ $e =$ $f =$ |
|--|--|--|

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:



B: Cálculos estequiométricos directos

B-01

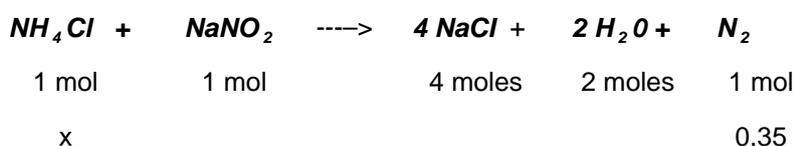
Se necesitan preparar 9 litros de nitrógeno, medidos a 20°C y a una presión de 710 mm. La reacción que se va a utilizar es: $NH_4Cl + NaNO_2 \rightarrow 4 NaCl + 2 H_2O + N_2$ ¿Cuántos gramos de cloruro amónico deberemos emplear?

RESOLUCIÓN

Para poder realizar los cálculos estequiométricos en la reacción, hemos de determinar el número de moles (o gramos) de Nitrógeno que hemos de obtener, para lo cual le aplicamos la ecuación general, de los gases ideales (consideraremos el comportamiento del Nitrógeno como ideal):

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{710}{760} \cdot 9 = n \cdot 0,082 \cdot 293 \Rightarrow n = 0,35 \text{ moles de } N_2 = 9,80 \text{ g de } N_2$$

Y teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción que nos dan, tendremos:



por lo que, de ahí, deducimos:

Nº moles de NH_4Cl = Nº moles de N_2 = 0,35 moles de NH_4Cl serán necesarias. Y dado que su masa molecular es: $(1 \cdot 14,00 + 4 \cdot 1,00 + 1 \cdot 35,50 = 53,5)$, tendremos:

$$\text{Nº de gramos de } NH_4Cl = 0,35 \text{ moles} \cdot 53,50 \text{ g/mol} = 18,725 \text{ gramos de } NH_4Cl \text{ se necesitan}$$

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:

| | H_2SO_4 + | 2 NaOH | → | Na_2SO_4 + | 2 H_2O |
|-----------------------------|--------------|------------------|---|--------------|----------|
| Cantidades estequiométricas | 1 mol = 98 g | 2 moles = 2.40 g | | 1 mol | 2 moles |
| Cantidades reaccionantes | x | 2,5 | | | |

$$\text{donde } X = (2,5 \cdot 98) / 2,40 = 3,06 \text{ g de ácido sulfúrico}$$

Si se parte de una disolución 5,00 Normal, hemos de utilizar la cantidad de esa disolución que contenga 3,06 g de ácido 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:

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

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):

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

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

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

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:

$$P.V = n.R.T \Rightarrow \frac{770}{760} \cdot 20 = n \cdot 0,082.283; n = 0,873 \text{ moles de CH}_4$$

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 indicas que se obtienen 300 litros de acetileno medidos en Condiciones Normales:

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

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:

$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T \implies \frac{720}{760} \cdot 1,4 = \frac{g}{2} \cdot 0,082 \cdot 298 \text{ de donde } g = 0,109 \text{ g de H}_2$$

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

| | 2 Na + | + 2 H ₂ O | ----> | 2 NaOH + | H ₂ |
|-----------------------------|-----------------------|-----------------------|-------|-----------------------|----------------|
| 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:

$$X = \frac{46 \cdot 0,109}{2} \quad X = 2,497 \text{ g de sodio que hay en la muestra inicial}$$

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

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

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

$$X = \frac{80 \cdot 0,109}{2} = 4,36 \text{ g de hidróxido de sodio que se obtienen en la reacción.}$$

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

$$M = \frac{g}{Pm \cdot L} = \frac{4,36}{40 \cdot 0,199} = 0,55 \text{ Molar en Hidróxido de sodio}$$

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:

$$\text{Mg: } n^\circ \text{ moles} = \frac{6}{24,3} = 0,247 \text{ moles de Mg} \quad \text{Moles de N}_2: 1,2 = n \cdot 0,082 \cdot 273; n = 0,0893 \text{ moles de N}_2$$

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:

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

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:

$$P.V = n.R.T \implies P.2 = 0,007 \cdot 0,082 \cdot 300 ; \quad \mathbf{P = 0,0861 \text{ atm}}$$

B-07

Una roca caliza contiene carbonato de calcio. Hallar la riqueza que tiene en CaCO₃ 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:

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

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, tenemos

| | | | |
|---------------------------|------------------------------|---|--|
| CaCO₃ + | 2 . HNO₃ → | Ca(NO₃)₂ + | CO₂ + H₂O |
| 1 mol = 100 g | 2 moles = 2.63 = 126 g | | |
| x | 0,006 moles | | |

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

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

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

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

La reacción que tiene lugar entre ambos elementos es: $2 P + 3 Br_2 \rightarrow 2 P Br_3$, por tanto si nos dan las cantidades de cada uno que mezclamos para hacerlas reaccionar hemos de tener en cuenta si son las cantidades estequiométricas o no. Con las dos cantidades conocidas: 40 g de Fósforo y 350 g de Bromo, vamos a utilizar como referencia, por ejemplo, los 40 g de Fósforo y calculamos cuanto Bromo es necesario, que ha de ser siempre menos de 350 g

| $2 P +$ | $3 Br_2 \rightarrow$ | $2 P Br_3$ |
|---------------------|------------------------|-----------------------|
| 2 mol = 2.31 = 62 g | 3 mol = 3.2.80 = 480 g | 2 mol = 2.271 = 542 g |
| 40 g | X | Y |

$$X = \frac{40.480}{62} = \mathbf{309,68 \text{ g de Bromo que se necesitan ;}}$$

Dado que efectivamente se necesita menos cantidad de bromo de la que teníamos inicialmente, el fósforo será el reactivo que reacciona completamente (REACTIVO LIMITANTE) mientras que sobrará una cierta cantidad de bromo: $350 - 309,68 = \mathbf{40,32 \text{ g de Bromo sobrantes.}}$

La cantidad de bromuro de fósforo(III) formado la calculamos bien a partir de la reacción:

$$Y = \frac{40.542}{62} = \mathbf{349,68 \text{ g de } P Br_3 \text{ que se formarán,}}$$

O bien sumando las cantidades de fósforo (40 g) y de bromo (309,68 g) que reaccionan:

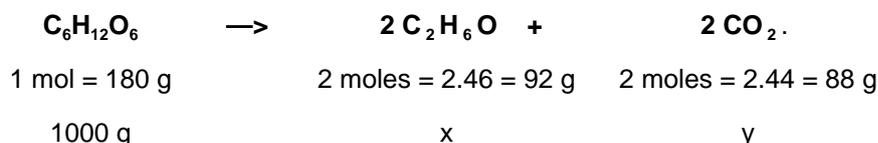
$$40 + 309,68 = \mathbf{349,68 \text{ g de } P Br_3 \text{ que se formarán,}}$$

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:



$$\text{Donde } x = \frac{92.1000}{180} = \mathbf{511,11 \text{ g de etanol se obtendrán}}$$

B-10

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 H Cl 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: $Zn + 2 H Cl \rightarrow Zn Cl_2 + H_2$

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 H Cl → | Zn Cl₂ + | 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 H Cl que se necesita es: $X = \frac{6.73}{65,4} = \mathbf{6,70 \text{ g de H Cl se necesitan}}$

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

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:

$$P.V = \frac{g}{Pm} \cdot R.T; \quad 3.V = \frac{0,18}{2} \cdot 0,082 \cdot 310; \text{ de donde } \mathbf{V = 0,76 \text{ litros de H}_2}$$

B-11

¿Se neutralizan 25 ml de una disolución de NaOH con 15,7 ml de H Cl 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:

| | | | | | |
|-----------------------------|----------------|----------------|----------|----------------|-----------------------|
| | H Cl + | NaOH | → | Na Cl + | H₂O |
| 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 H Cl 0,2 Molar, vamos a calcular los gramos de este (H Cl) que habrá, partiendo de la fórmula que nos da la Molaridad de esa disolución:

$$M = \frac{g_{\text{soluta}}}{Pm_{\text{soluta}} \cdot L_{\text{disolucion}}}; \quad 0,2 = \frac{g_{\text{soluta}}}{36,5 \cdot 0,0157}; \quad g_{\text{SOLUTO}} = 0,2 \cdot 36,5 \cdot 0,0157 = 0,115 \text{ g de H Cl}$$

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:

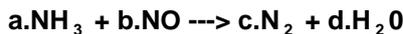
$$M = \frac{g_{\text{soluta}}}{P_{\text{m}_{\text{soluta}}} \cdot L_{\text{disolucion}}}; M = \frac{0,126}{40 \cdot 0,025}; M = 0,126 \text{ Molar en NaOH}$$

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:



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>$a = \frac{2}{3} \implies \frac{2}{3} \cdot 6 \implies a = 4$ $b = 1 \implies 1 \cdot 6 \implies b = 6$ $c = \frac{5}{6} \implies \frac{5}{6} \cdot 6 \implies c = 5$ $d = 1 \implies 1 \cdot 6 \implies d = 6$</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 = $4 \cdot 17 = 68$ 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?

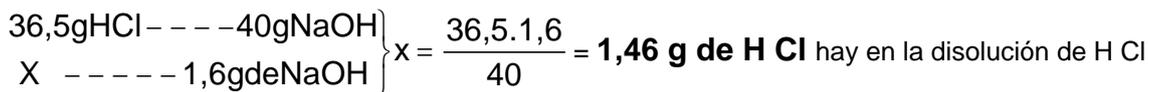
RESOLUCIÓN

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:



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

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

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: $\mathbf{CaCO_3 + 2 H Cl \rightarrow Ca Cl_2 + CO_2 + H_2 O}$

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:

| $\mathbf{CaCO_3 +}$ | $\mathbf{2 H Cl \rightarrow}$ | $\mathbf{Ca Cl_2 +}$ | $\mathbf{CO_2 +}$ | $\mathbf{H_2 O}$ |
|---------------------|-------------------------------|----------------------|-------------------|------------------|
| 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 | |

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

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: $L_{\text{DISOLUCIÓN}} = \frac{7,3}{2 \cdot 36,5} = 0,10 \text{ Litros.}$

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:

$$Z = \frac{10 \cdot 44}{100} = \mathbf{4,4 \text{ g de CO}_2 \text{ se desprenden}}$$

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:

$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T; \quad 1 \cdot V = \frac{4,4}{44} \cdot 0,082 \cdot 273; \text{ de donde } \mathbf{V = 2,24 \text{ litros de CO}_2}$$

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 0,975 g de ácido clorhídrico, lo cual podemos calcular partiendo de la fórmula que nos da la Molaridad :

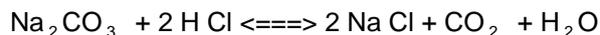
$$M = \frac{g_{\text{soluta}}}{Pm_{\text{soluta}} \cdot L_{\text{disolucion}}}; \quad 2 = \frac{0,975}{36,5 \cdot L_{\text{disolucion}}}; \quad L_{\text{disolucion}} = \frac{0,975}{36,5 \cdot 2} = \mathbf{0,0133 \text{ litros de H Cl 2 M}}$$

B-16

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 H Cl que reaccionan con los 0,205 g de Na₂CO₃

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

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

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

C: Cálculos estequiométricos que incluyen otros cálculos previos o posteriores

C-01

Dada la reacción: $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \text{-----} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, 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:

$$P.V = n.R.T ; 0,758.2,5 = n.0,082.290 : n = \frac{0,758.2,5}{0,082.290} = 0,080 \text{ moles}$$

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 | $\text{-----} \rightarrow$ | $\text{Cl}_2 +$ | $\text{MnCl}_2 +$ | $2 \text{H}_2\text{O}$ |
|------------------|----------------|----------------------------|-----------------|-------------------|------------------------|
| 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:

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

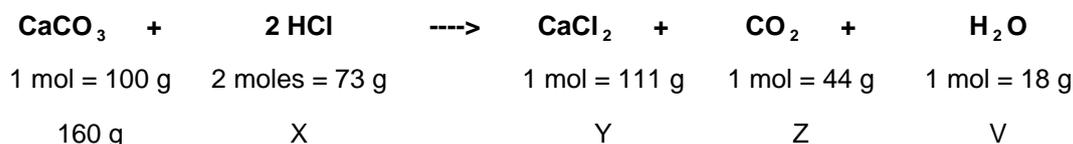
C-02

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 1ue 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: $X = \frac{73.160}{100} = 116,8 \text{ g de HCl que se necesitan}$

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

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

Para determinar la cantidad de CO_2 desprendido, volvemos a tener en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$Z = \frac{44.160}{100} = 7,04 \text{ g de CO}_2 \text{ que se obtienen}$$

Y para determinar el volumen que ocupa esta

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

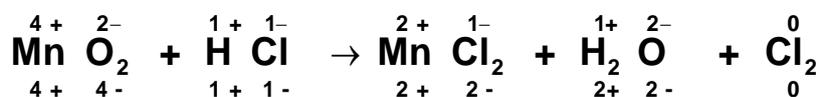
$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{750}{760} \cdot V = \frac{7,04}{44} \cdot 0,082 \cdot 288 \Rightarrow V = 37,59 \text{ litros de CO}_2$$

C-03

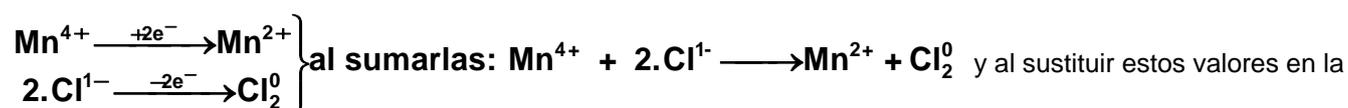
¿Cuántos gr de MnO_2 puro, y cuántos ml de ácido clorhídrico de 36 % de riqueza en HCl y densidad 1'19 gr/cm^3 serán necesarios para preparar 1 litro de cloro gaseoso medido en C.N.? La reacción química (SIN AJUSTAR) que tiene lugar es: $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$.

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:

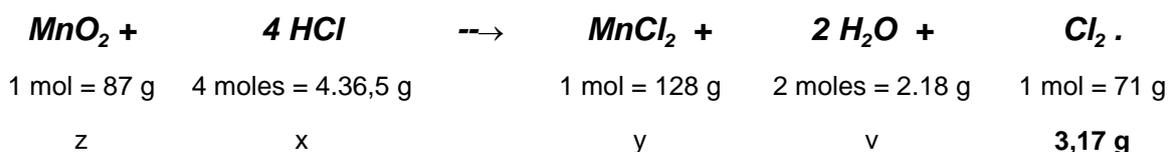


reacción dada, ajustando después los elementos que no intervienen en ella nos queda:



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

$$\text{general de los gases: } P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot 1 = \frac{g}{71} \cdot 0,082 \cdot 273 \Rightarrow g = 3,17 \text{ g de Cl}_2$$



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

$$z = \frac{87.3,17}{71} = 3,88 \text{ g de MnO}_2 \text{ se necesitan}$$

Para el HCl, hacemos cálculos análogos: $x = \frac{4.36,5.3,17}{71} = 6,52 \text{ g de HCl se necesitan}$

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

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

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 indican que se obtienen 300 litros de acetileno medidos en Condiciones Normales:

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

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 ($P_m = 74$ gramos), y así:

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

C-05

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 $4,01 \cdot 71 = 284,82$ gramos de Cl_2

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

| | | | | | |
|----------------|------------------------|------------------|-------------------------|---------------------------|-------------------------|
| 4 HCl + | MnO₂ | -----> | Cl₂ + | MnCl₂ + | 2 H₂O |
| 4 moles | 1 mol = 87 g | | 1 mol | 1 mol | 2 moles |
| X | Y | | 4,01 moles | | |

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

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

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

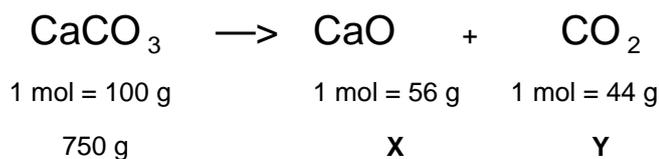
C-06

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 CO_2 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:

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

C-07

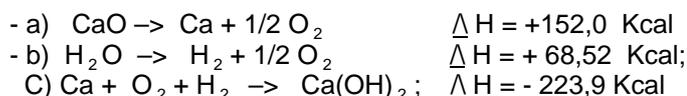
El apagado de la cal viva (Óxido de calcio) consiste en la reacción: $\text{CaO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_{2(s)}$.
 Calcular la entalpía de esta reacción conocidas las entalpías de formación del Óxido de calcio sólido, agua líquida e Hidróxido de sodio sólido, que son, respectivamente: - 152,0 ; - 68,52 y - 223,9 Kcal/mol. ¿Qué cantidad de cal apagada (Hidróxido de calcio) y qué cantidad de calor se desprende cuando se apaga 1 Kg de cal viva?

RESOLUCIÓN

Las reacciones que nos dan, todas ellas de formación, son:

- a) $\text{Ca} + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$; $\Delta H = -152,0 \text{ Kcal}$
 b) $\text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$; $\Delta H = - 68,52 \text{ Kcal}$
 c) $\text{Ca} + \text{O}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$; $\Delta H = - 223,9 \text{ Kcal}$

Las cuales, para obtener la reacción que nos piden, hemos de combinar de la forma siguiente:



Las cuales al sumarlas, queda: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \quad \Delta H = - 3,38 \text{ Kcal}$

Y de acuerdo con la estequiometría de la reacción, tenemos:

| CaO | + | H ₂ O | -----> | Ca(OH) ₂ | $\Delta H = - 3,38 \text{ Kcal}$ |
|--------------|---|------------------|--------|---------------------|----------------------------------|
| 1 mol = 56 g | | 1 mol = 18 g | | 1 mol = 74 g | - 3,38 Kcal |
| 1000 g | | V | Y | Z | x |

de donde, al despejar: $X = \frac{1000 \cdot (-3,38)}{56} = -60,38 \text{ Kcal}$ desprendidas con 1 Kg de CaO

Para calcular la cantidad de cal apagada Ca(OH)₂ la obtenemos también partiendo de la estequiometría de la reacción:

$$z = \frac{1000 \cdot 74}{56} = 1321,4 \text{ g de Ca(OH)}_2 \text{ que se obtienen con 1 Kg de CaO}$$

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?

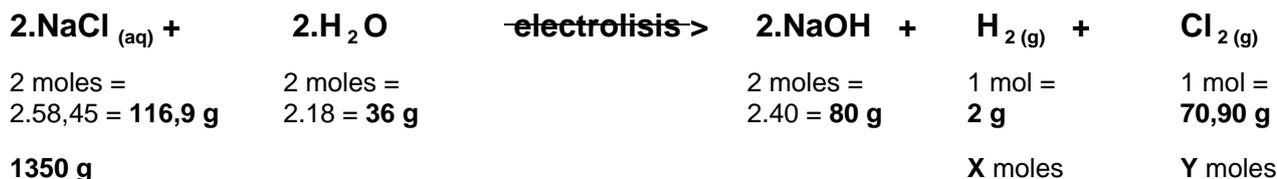
C) Si se recogieran ambos gases en un recipiente de 15 litros a 25°C, ¿Cuales serían la presión parcial de cada gas en ese recipiente y cual sería la presión total?

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:



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

$$P.V = n.R.T \implies P_{\text{PARCIAL}} \cdot 15 = 11,55 \cdot 0,082 \cdot 298$$
 ; $P_{\text{PARCIAL}} = 18,82$ 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 Pb(C₂ H₅)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 (C₂H₅Cl) y una aleación sodio-plomo (PbNa₄) ¿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: $g = 1 \text{ ml} \cdot 1,66 \text{ g/ml} = 1,66 \text{ g de tetraetilplomo}$.

La reacción de obtención del tetraetilplomo es:

| | | | | | |
|-----------------------------|---|-------------------------|----------|---|---------------|
| | 4 C₂H₅Cl + | PbNa₄ | → | Pb(C₂H₅)₄ + | 4 NaCl |
| Cantidades estequiométricas | 4 moles = 4.64,45 g | | | 1 mol = 323,19 g | |
| Cantidades reaccionantes | x | | | 1,66 g | |

donde $X = (1,66 \cdot 4 \cdot 64,45) / 323,19 = 1,324$ g de cloruro de etilo se necesitan

C-10

Una muestra de una aleación de aluminio y cobre (II), 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 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 · $\frac{63,54}{95,54}$ = 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**

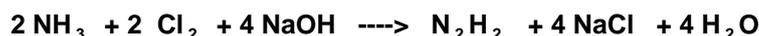
C-11

La hidrazina líquida (N₂H₂) 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:

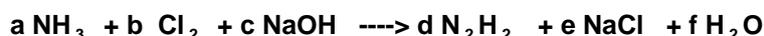
a) Escribir la reacción ajustada. b) Si se hacen burbujear 200 g de NH₃ gas y 175 g de Cl₂ en una solución que contiene exceso de hidróxido de sodio y se obtiene hidrazina con un rendimiento del 90%. ¿Qué cantidad en gramos de hidrazina se recuperará?

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 => 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 NH₃ y 175 g de Cl₂, 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 NH ₃ + | 2 Cl ₂ + | 4 NaOH | --> | N ₂ H ₂ + | 4 NaCl + | 4 H ₂ O |
|-----------|---------------------|---------------------|-------------|-----|---------------------------------|-------------|--------------------|
| 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 sobraré 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:

$$\text{g de NH}_3 = \frac{34 \cdot 175}{142} = 41,90 \text{ g de NH}_3 \text{ que reaccionan}$$

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:

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

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:

$$X = \frac{160.98}{100} = 156,8 \text{ g de } H_2SO_4 \text{ puro}$$

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:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; 1,836 = \frac{160}{V}; V = \frac{160}{1,836} = 87,14 \text{ mL}$$

es decir, se necesitan **0,087 litros**

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

$$Y = \frac{160.136}{100} = 217,6 \text{ g de CaSO}_4 \text{ obtenidos}$$

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

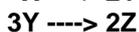
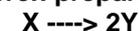
$Z = \frac{1 \text{ mol} \cdot 160}{100} = 1,6$ moles de CO_2 obtenidos y dado que nos piden el volumen que ocupan en unas determinadas condiciones, lo calculamos mediante la ecuación general de los gases:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies \frac{720}{760} \cdot V = 1,6 \cdot 0,082 \cdot 303 ;$$

$$V = \frac{1,6 \cdot 0,082 \cdot 303 \cdot 760}{720} = 41,96 \text{ Litros de CO}_2$$

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%:

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

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:

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

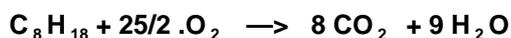
$$Y \quad \text{-----} \quad 0,721$$

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 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)

RESOLUCIÓN



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

$$N^\circ \text{ moles de octano} = \frac{1}{114} = 8,77 \cdot 10^{-3} \text{ moles de octano, por lo que el número de moles de oxígeno que se necesitan es: } N^\circ \text{ moles } O_2 = 12,5 \cdot 8,77 \cdot 10^{-3} = 0,11 \text{ moles de oxígeno que se necesitan}$$

El volumen que ocupan esas 0,11 moles de oxígeno lo calculamos por medio de la ecuación general de los gases ideales, y es: $\frac{750}{760} \cdot V = 0,11 \cdot 0,082 \cdot 323$; **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:

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

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

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

Si calculamos su volumen en condiciones normales (1 mol de cualquier gas en CN ocupa 22,4 l) tenemos
Volumen de aire = 38,12 · 22,4 = **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 $400,0^\circ C$ 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: Tómanse los siguientes valores para las masas atómicas: Cl = 35,5; N = 14,0; H = 1,01)

RESOLUCIÓN

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

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

$NH_4Cl \rightleftharpoons HCl + NH_3$ 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:

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

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

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:

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

$$P_{NH_3} = X_{NH_3} \cdot P_{TOTAL} = 0,5 \cdot 700; \quad \mathbf{P_{NH_3} = 350 \text{ mm Hg}}$$

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: $4 NH_3(g) + 5 O_2(g) \longrightarrow 4 NO(g) + 6 H_2O(g)$. 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:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies 1,30 \cdot 3,00 = n \cdot 0,082 \cdot 1075, \text{ de donde}$$

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

con lo que la estequiometría de la reacción dada es:

| | | | |
|------------------------------|----------------------------|----------------------|----------------------|
| $4 NH_3(g) +$ | $5 O_2(g) \longrightarrow$ | $4 NO(g) +$ | $6 H_2O(g)$ |
| 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:

H₂O: $Y = \frac{0,044.6}{4} = 0,066$ moles de H₂O los cuales, a 125°C (a esta temperatura el agua se encuentra en estado de vapor) y 1,00 atm ocuparán un volumen de: $1. V = 0,066.0,082.398$;

V = 2,15 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:

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

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

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

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

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:

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

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

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

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 = $\frac{4.32 \cdot P}{0,082 \cdot T} = 1561 \cdot \frac{P}{T}$ 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 $4146,32 \frac{P}{T}$

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

$$\% \text{ de CO}_2: \frac{7,86}{15,19} \cdot 100 \Rightarrow \mathbf{51,74\% \text{ de CO}_2} \quad \text{Con los otros datos es: } \frac{2146,3 \cdot \frac{P}{T}}{4146,32 \cdot \frac{P}{T}} \cdot 100 = 51,76\%$$

$$\% \text{ de H}_2\text{O}: \frac{1,61}{15,19} \cdot 100 \Rightarrow \mathbf{10,60\% \text{ de H}_2\text{O}} \quad \text{Con los otros datos es: } \frac{439,02 \cdot \frac{P}{T}}{4146,32 \cdot \frac{P}{T}} \cdot 100 = 10,59\%$$

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 CH₄ e “y” gramos de C₃H₈.

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, 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 CH₄ deducimos que por cada 16 g (peso molecular) hay 12 g de C y 4 g de H, y así,

$$\text{dado que disponemos de “x” gramos de METANO: } \text{g. de C} = x \cdot \frac{12}{16}; \quad \text{g. de H} = x \cdot \frac{4}{16}$$

PROPANO: De su fórmula C₃H₈ 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:

CO₂ La cantidad de C que obtenemos al final la deducimos teniendo en cuenta que se obtienen 1,09 g de CO₂ y que, teniendo en cuenta la fórmula, en cada 44 g de CO₂ (peso molecular) hay 12 g de C, y así:

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

H₂O La cantidad de H que obtenemos al final la deducimos teniendo en cuenta que se obtienen 0,606 g de H₂O y que, teniendo en cuenta la fórmula, en cada 18 g de H₂O (peso molecular) hay 2 g de H, y así:

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

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

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

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

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

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

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

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: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$; $1 \cdot 0,060 = n_{\text{TOTAL}} \cdot 0,082 \cdot 273$;

$$\mathbf{n_{\text{TOTAL}} = 2,68 \cdot 10^{-3} \text{ moles totales iniciales}}$$

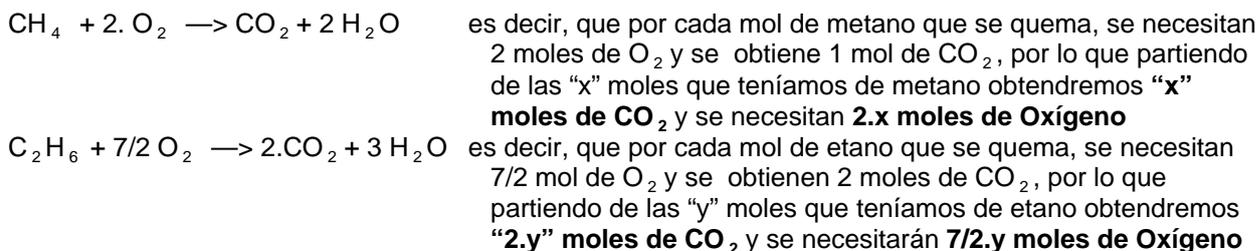
por lo que la primera de las ecuaciones nos queda: **x + y = 2,68 · 10⁻³**

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

$$: P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; 1 \cdot 0,080 = n_{\text{CO}_2} \cdot 0,082 \cdot 273 ;$$

$$\mathbf{n_{\text{CO}_2} = 3,57 \cdot 10^{-3} \text{ moles totales de CO}_2 \text{ que se obtienen}}$$

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



Y la suma de ambas cantidades ha de ser la cantidad de CO_2 final obtenida: **$x + 2.y = 3,57 \cdot 10^{-3}$**

Y se resuelve el sistema de ecuaciones obtenido:

$$\left. \begin{array}{l} x + y = 2,68 \cdot 10^{-3} \\ x + 2y = 3,57 \cdot 10^{-3} \end{array} \right\} \text{Restando la primera a la segunda:}$$

$$\mathbf{y = 0,89 \cdot 10^{-3} \text{ moles iniciales de } \text{C}_2\text{H}_6} \text{ y desde aquí:}$$

$$x = 2,68 \cdot 10^{-3} - 0,89 \cdot 10^{-3} ; \mathbf{x = 1,79 \cdot 10^{-3} \text{ moles iniciales de } \text{CH}_4}$$

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

$$\text{METANO: \%} = \frac{1,79 \cdot 10^{-3}}{2,68 \cdot 10^{-3}} \cdot 100 = \mathbf{66,8\% \text{ de METANO hay en la mezcla inicial}}$$

$$\text{ETANO: \%} = \frac{0,89 \cdot 10^{-3}}{2,68 \cdot 10^{-3}} \cdot 100 = \mathbf{33,2\% \text{ de ETANO hay en la mezcla inicial}}$$

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

$$\text{N}^\circ \text{ moles de } \text{O}_2 \text{ necesarias} = 2 \cdot x + 7/2 y = 2 \cdot 1,79 \cdot 10^{-3} + 7/2 \cdot 0,89 \cdot 10^{-3} =$$

$$\mathbf{6,69 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } \text{O}_2 \text{ se necesitan}}$$

C-20

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). Calcúle:

- La molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.
- 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 = $0,37 \cdot 1180 = 436,6 \text{ g}$

$$\text{La Molaridad viene dada por: } M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{436,6}{36,451} ; \mathbf{M = 11,98 \text{ Molar}}$$

- 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: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$. Teniendo en cuenta la estequiometría de esta reacción y sabiendo que se emplean 126 mL de la disolución de HCl, hemos de calcular previamente la cantidad de HCl que hay en esta cantidad, para lo cual si utilizamos los datos que

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

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:

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

llevamos a la estequiometría de la reacción:

| | | | |
|-----------------|---------------------|---------------------------|----------------------|
| Zn + | 2 HCl → | ZnCl₂ + | H₂ |
| 1 mol = 65,37 g | 2 moles = 2.36,45 g | 1 mol = 136,27 g | 1 mol = 2 g |
| X | 55,02 | | |

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

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

C-21

Una mezcla de propano y butano de 100 cm^3 se quema en presencia de suficiente cantidad de oxígeno, obteniéndose 380 cm^3 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 ($\text{C}_3 \text{H}_8$) e “y” moles de butano ($\text{C}_4 \text{H}_{10}$).

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 CO_2 .

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 número total inicial de moles que tenemos lo obtenemos a partir de la ecuación general de los gases ideales: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$; $P \cdot 0,100 = n_{\text{TOTAL}} \cdot R \cdot T$;

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

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

El número de moles de CO_2 finales obtenidas, la deducimos también con la ecuación general de los gases ideales, a la Presión = P y temperatura = T:

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

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

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

$C_3H_8 + 5.O_2 \rightarrow 3.CO_2 + 4.H_2O$ 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**

$C_4H_{10} + 13/2 O_2 \rightarrow 4.CO_2 + 5 H_2O$ 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:

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

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

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

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

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:

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

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

Las cantidades de Oxígeno que se necesitan son 5.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:

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

ocupan un volumen a una presión = P y una temperatura = T, calculado por medio de la ecuación general de los gases: $P.V = 0,620 \cdot \frac{P}{R.T} \cdot R.T$; **$V = 0,620$ litros de oxígeno**

Podíamos simplificar los cálculos si tenemos en cuenta la hipótesis de Avogadro: ("Volumenes 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 CO₂: **$3.x + 4.y = 0,380$** , 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: **$5.x + 13/2.y = 5 \cdot 0,020 + 13/2 \cdot 0,080 = 0,620 \text{ L de } O_2$**

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

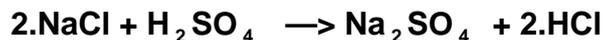
- a) Para calcular el nº de moles de cada uno, previamente hemos de determinar los respectivos pesos moleculares, que son:
- $$\text{NaCl} = 23,00 + 35,45 = 58,45$$
- $$\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \cdot 1,00 + 32,06 + 4 \cdot 16,00 = 98,06$$

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

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

$$\text{puro: } 183 \cdot \frac{98}{100} = 179,34 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}; \quad \text{N}^\circ \text{ moles} = \frac{\text{gramos}}{\text{Pm}} = \frac{179,34}{98,06} = \mathbf{1,83 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4}$$

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 · 1,83 = 3,66 moles de HCl**

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

gramos de HCl formados: = 3,66 · 36,45 = **133,41 g de HCl se formarán**

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:

$$\text{CaCO}_3 : 94,52\% \Rightarrow 4000 \cdot 0,9452 = 3780,8 \text{ Kg de CaCO}_3 \Rightarrow \frac{3780,8}{100} = 37,808 \text{ Kmol de CaCO}_3$$

$$\text{MgCO}_3 : 4,16\% \Rightarrow 4000 \cdot 0,0416 = 166,4 \text{ Kg de MgCO}_3 \Rightarrow \frac{166,4}{84,3} = 1,974 \text{ Kmol de MgCO}_3$$

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:

$$P_t = P_{\text{AGUA}} + P_{\text{CO}_2} ; 760 = 17,54 + P_{\text{CO}_2} ; P_{\text{CO}_2} = 760 - 17,54 = 742,46 \text{ mm Hg}$$

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 : 22.278 moles y la temperatura: 293°K, y así:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{742,46}{760} \cdot V = 22278 \cdot 0,082 \cdot 293 \quad V = 5479896 \text{ litros} = 548 \text{ m}^3 \text{ de } \text{CO}_2$$

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:

a) Escriba la reacción que tiene lugar en el horno

- b) Los flujos másicos de salida de sólidos y de gases del horno
 e) Pureza de la cal viva considerando que la materia inerte de la caliza está incluida en el sólido.
 d) 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: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

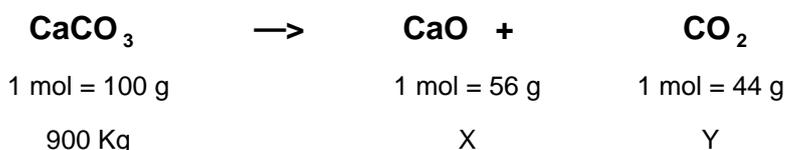
B) Si se alimenta el horno con 1 Tm/h, las cantidades de cada componente que entran por hora en el horno son:

CaCO₃ 90% de 1 Tm/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:



de donde $X = \frac{56g \cdot 900Kg}{100g} = 504 \text{ Kg/h de CaO}$ $Y = \frac{44g \cdot 900Kg}{100g} = 396 \text{ Kg/h de CO}_2$

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.

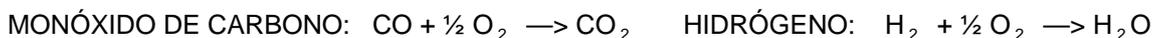
$$P \cdot V = \frac{\text{gramos}}{Pm} \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot V = \frac{396000}{44} \cdot 0,082 \cdot 1273; \mathbf{V = 201474 \text{ l} = 201,47 \text{ m}^3 \text{ de CO}_2}$$

D-03

¿Cuántos litros de aire serán necesarios para quemar 1 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?

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: $1000 \text{ l} \cdot 28/100 = 280 \text{ litros de CO}$

| $\text{CO} +$ | $\frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow$ | CO_2 |
|--------------------|--|--------------------|
| 1 mol => 1 volumen | $\frac{1}{2}$ mol => $\frac{1}{2}$ volumen | 1 mol => 1 volumen |
| 280 litros | X | |

$$X = \frac{280 \cdot \frac{1}{2}}{1}; \text{ X= 140 litros de Oxígeno que se necesitan para quemar el CO}$$

HIDRÓGENO. La mezcla tiene un 6%, por lo que habrá: $1000 \text{ l} \cdot 6/100 = 60 \text{ litros de H}_2$

| $\text{H}_2 +$ | $\frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow$ | H_2O |
|--------------------|--|----------------------|
| 1 mol => 1 volumen | $\frac{1}{2}$ mol => $\frac{1}{2}$ volumen | 1 mol => 1 volumen |
| 60 litros | X | |

$$X = \frac{60 \cdot \frac{1}{2}}{1}; \text{ X= 30 litros de Oxígeno que se necesitan para quemar el H}_2$$

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 SO_3 a partir de una pirita 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 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 SO_2 a SO_3 : $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$.

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.

| $\text{S} +$ | $3/2 \text{O}_2 \rightarrow$ | SO_3 |
|--------------|-----------------------------------|------------------------|
| 1 mol = 32 g | $3/2$ mol = $3/2 \cdot 32 = 48$ g | 1 mol = 80 g |
| X | Y | $110 \cdot 10^6$ g/día |

La cantidad de **azufre** que debe quemarse es: $X = \frac{32 \cdot 110 \cdot 10^6}{80} = 44 \cdot 10^6 \text{ g/día} = \mathbf{44 \text{ Tm/día}}$

Puesto que la pirita tiene un 52% de azufre, la cantidad de la misma que se ha de tratar diariamente es:

$$\text{Tm de pirita} = \frac{44 \cdot 100}{52} = \mathbf{84,62 \text{ Tm/día de pirita hay que tostar}}$$

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:

$$Y = \frac{48 \cdot 110 \cdot 10^6}{80} = 66 \cdot 10^6 \text{ g/día} = \mathbf{66 \text{ Tm/día de O}_2 \text{ son necesarias para la combustión del azufre.}}$$

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: $\frac{40 \cdot 84,62}{100} = \mathbf{33,85 \text{ Tm/día de Fe se obtienen}}$, el cual se oxida según la reacción:

| 2 Fe + | 3/2 O₂ -> | Fe₂O₃ |
|-----------------------|--------------------------------|------------------------------------|
| 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: $\frac{1,8 \cdot 84,62}{100} = \mathbf{1,52 \text{ Tm/día de Cu se tratan}}$, 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 |
| 1,52.10 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: $1 \cdot V = \frac{80,89 \cdot 10^6}{32} \cdot 0,082 \cdot 273$; $V = 5,66 \cdot 10^7 \text{ litros de Oxígeno en C.N.}$

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 SiO_2 que contengan las 84,62 Tm diarias tratadas más los óxidos de hierro y cobre producidos en la tostación.

$$\text{SiO}_2: \text{ La pirita tiene un } 6,2\%: \frac{6,2 \cdot 84,62}{100} = 5,25 \text{ Tm/día de SiO}_2 \text{ se obtienen}$$

La cantidad total de cenizas producidas es: $5,25 + 48,36 + 0,95 = 54,56 \text{ Tm/día de cenizas se obtienen}$

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 SO_3 , 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: $\text{H} = 1,00$; $\text{C} = 12,00$; $\text{Ca} = 40,10$; $\text{O} = 16,00$

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

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: $0,008 \cdot 22,4 = 0,179 \text{ litros de acetileno en C.N.}$

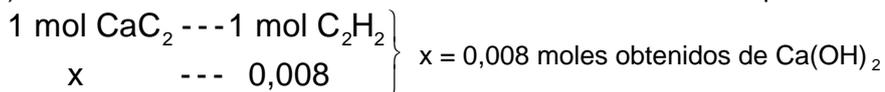
B) La cantidad de carburo de calcio puro que había en la mezcla inicial se obtiene de la estequiometría de la reacción teniendo en cuenta que se obtienen 0,208 g de acetileno:

$$\left. \begin{array}{l} 64,1 \text{ g CaC}_2 \text{ --- } 26,0 \text{ g C}_2\text{H}_2 \\ x \text{ --- } 0,208 \end{array} \right\} X = 0,513 \text{ g de CaC}_2 \text{ puro en la muestra inicial}$$

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:



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:

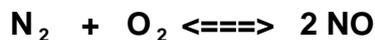
a) Escribir la reacción ajustada que se produce

b) La composición en volumen de los gases a la salida del reactor

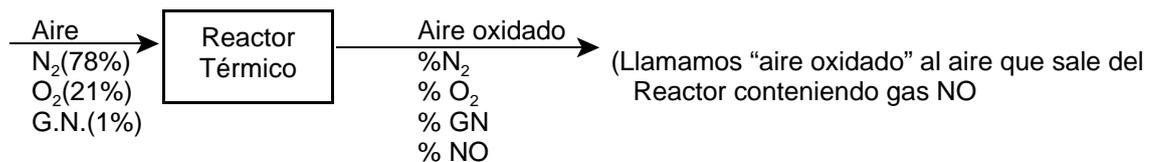
DATO: La composición en volumen del aire: 78,0 % N₂; 21,0 % O₂ y 1,0 % de Gases Nobles.

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:

$$\begin{aligned} n_{\text{N}_2} &= 78 - 78 \cdot (10/100) &= 70,2 \text{ moles} \\ n_{\text{O}_2} &= 21 - 78 \cdot (10/100) &= 13,2 \text{ moles} \\ n_{\text{GN}} &= 1,0 - 0 &= 1,0 \text{ moles} \\ n_{\text{NO}} &= [0 + 78 \cdot (10/100)] \cdot 2 &= 15,6 \text{ moles} \end{aligned}$$

puesto que no hay variación el número de moles, los % de los gases a la salida del reactor, son respectivamente:

$$\begin{aligned} \% \text{N}_2 &= (70,2/100) \cdot 100 = \mathbf{70,2 \% \text{ de N}_2} \\ \% \text{O}_2 &= (13,2/100) \cdot 100 = \mathbf{13,4 \% \text{ de O}_2} \\ \% \text{G.N.} &= (1/100) \cdot 100 = \mathbf{1,0\% \text{ de Gases Nobles}} \\ \% \text{NO} &= (15,6/100) \cdot 100 = \mathbf{15,6 \% \text{ de NO}} \end{aligned}$$

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 en P₂ O₅.

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%:

$$\text{Cantidad de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \text{ puro} = 50 \cdot \frac{70}{100} = 35 \text{ Tm/día de reactivo puro que se tratan. Así, la}$$

estequiometría de la reacción nos queda:

| $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 +$ | H_2SO_4 | \rightarrow | $2 \text{CaHPO}_4 +$ | CaSO_4 |
|--------------------------------|-------------------------|---------------|----------------------|-----------------|
| 1 mol = 310 g | 1 mol = 98 g | | 2 moles = 2.136 g | 1 mol = 136 g |
| 35 Tm/día | X | | Y | |

$$\text{de donde } Y = \frac{2.136 \text{g} \cdot 35 \frac{\text{Tm}}{\text{día}}}{310 \text{g}} = \mathbf{30,710 \text{ Tm/día de CaHPO}_4 \text{ se obtienen}}$$

$$X = \frac{98 \text{g} \cdot 35 \frac{\text{Tm}}{\text{día}}}{310 \text{g}} = 11,064 \text{ Tm/día de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ puro se necesitan. Dado que se dispone de un ácido del}$$

$$98\%, \text{ serán necesarios: } \frac{100 \cdot 11,064}{98} = \mathbf{11,290 \text{ Tm/día de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ del 98\% se necesitan}}$$

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.

$$\text{El porcentaje de Fósforo en el CaHPO}_4 \text{ es: } \% \text{ P} = \frac{31}{136} \cdot 100 = 22,79\% \text{ de P, y la cantidad de } \text{P}_2\text{O}_5 \text{ que}$$

se puede obtener con esta cantidad de fósforo es:

$$\left. \begin{array}{l} 142 \text{gP}_2\text{O}_5 \text{ --- } 62 \text{gP} \\ x \text{ --- --- } 22,79 \text{gP} \end{array} \right\} X = \frac{142 \cdot 22,79}{62} = 52,20 \text{ g P}_2\text{O}_5.$$

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 $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 80 \text{ Kg}$ los cuales contienen: $80 \cdot \frac{111,8}{159,8} = 55,97 \text{ Kg de Fe}$
 10 % de $\text{SiO}_2 = 10 \text{ Kg}$
 5 % de $\text{Al}_2\text{O}_3 = 5 \text{ Kg}$
 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 = $\frac{2}{100} \cdot 55,97 = 1,12 \text{ Kg de Fe}$

- El total del $\text{Al}_2\text{O}_3 = 5 \text{ Kg}$
- 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: $55,97 - 1,12 = 54,85 \text{ Kg de Fe}$, el cual nos indica que constituye el 92% del total, el cual será, por tanto: $54,85 \cdot \frac{100}{92} = 59,62 \text{ Kg de fundición se obtienen}$

- Además contiene un 6% de C = $59,62 \cdot \frac{6}{100} = 3,58 \text{ Kg de C}$

- Y también tiene un 2% de Si = $59,62 \cdot \frac{2}{100} = 1,19 \text{ Kg de Si}$;

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: $1,19 \cdot \frac{60,1}{28,1} = 2,54 \text{ Kg de SiO}_2$ 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: $10 - 2,54 = 7,46 \text{ Kg de SiO}_2$ formarán parte de la escoria.

Por tanto, y teniendo en cuenta las cantidades que tomamos como partida, tendremos:

| Mineral | Coque | Fundición | Escoria |
|---|--|--|---|
| $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 80 \text{ Kg}$ (Con 55,97 Kg de Fe) $\text{SiO}_2 = 10 \text{ Kg}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 = 5 \text{ Kg}$ Humedad = 5 Kg | C = 45 Kg Ceniza = 2 Kg Humedad = 3 Kg | Fe = 54,85 Kg Si = 1,19 Kg C = 3,58 Kg | Fe = 1,12 Kg $\text{Al}_2\text{O}_3 = 5 \text{ Kg}$ Ceniza = 2 Kg $\text{SiO}_2 = 7,46 \text{ Kg}$ |
| Total : 100 Kg | 50 Kg | 59,62 Kg | 15,58 Kg |

Estas son las cantidades estequiométricas que van a intervenir en el proceso, por lo que cualquier cálculo lo relacionaremos con ellas.

1) Los Kg de mineral necesarios para obtener 1 Tm/h de fundición:

Para 59,62 Kg fundición se necesitan 100 Kg de mineral,
1000 Kg-----X **X = 1677,26 Kg/h de mineral**

2) Los Kmoles/h de carbono y de silicio que se han incorporado a la fundición

59,62 Kg de fundición contienen 3,58 Kg de C
1000 Kg ----- X $X = 60,04 \text{ Kg de C} = \frac{60,04}{12} = \mathbf{5 \text{ Kmol/h de C}}$

59,62 Kg de fundición contienen 1,19 Kg de Si
1000 Kg ----- X $X = 19,96 \text{ Kg de Si} = \frac{19,96}{28,1} = \mathbf{0,71 \text{ Kmol/h de Si}}$

3) Los Kg/h de escoria formados y su composición porcentual

Para 59,62 Kg fundición se obtienen 15,58 Kg de escoria,
1000 Kg-----X **X = 261,32 Kg/h de escoria**

La composición porcentual de la escoria la determinamos a partir de las cantidades que conforman los 15,58 Kg calculados inicialmente, así:

$$\text{Fe: } 1,12 \text{ Kg} \implies \frac{1,12}{15,58} \cdot 100 = \mathbf{7,19 \% \text{ de Fe}}$$

$$\text{Al}_2\text{O}_3 = 5 \text{ Kg} \implies \frac{5}{15,58} \cdot 100 = \mathbf{32,09 \% \text{ de Al}_2\text{O}_3}$$

$$\text{Ceniza} = 2 \text{ Kg} \implies \frac{2}{15,58} \cdot 100 = \mathbf{12,84 \% \text{ de cenizas}}$$

$$\text{SiO}_2 = 7,46 \text{ Kg} \implies \frac{7,46}{15,58} \cdot 100 = \mathbf{47,88 \% \text{ de SiO}_2}$$

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 : 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 :

$$\left. \begin{array}{l} 95,5\text{gCuS} \text{ --- } 63,5\text{gCu} \\ 0,0955 \text{ --- } \text{X} \end{array} \right\} x = 0,0635\text{g de Cu, los cuales se encuentran en el sulfuro, y esta cantidad es}$$

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 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:

- Las reacciones que tienen lugar en el horno de combustión
- 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%
- 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

RESOLUCIÓN

El proceso es una purificación de gases por combustión en lecho fluidizado (pág. 118 del texto base)

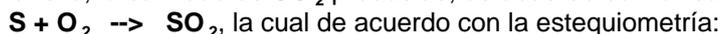
Las reacciones que tienen lugar son:



- 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 SO_2 producido, de acuerdo con la reacción de combustión del azufre:



1 mol de S produce 1 mol de SO_2 ,

por ello, la cantidad de SO_2 producida es: **187,5 Kmol/día de SO_2 = 187,5 · 64 = 12000 Kg/día de SO_2**

Si se quiere retener el 95% del mismo, debe recuperarse el 95% de la cantidad producida:

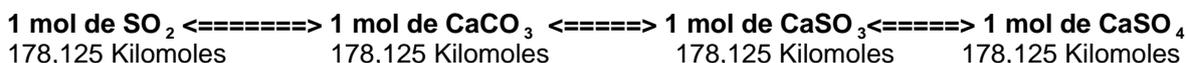
$$\frac{95}{100} \cdot 12000 = 11400 \text{ Kg/ día que deben recuperarse}$$

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 SO_2 a recuperar se necesita 1 mol de caliza, y se obtiene 1 mol de CaSO_3 que a su vez nos genera 1 mol de CaSO_4 :



Por tanto, dado que deben recuperarse 178,125 Kilomoles de SO_2 , deberán emplearse 178,125 Kilomoles de caliza (cantidad estequiométrica) y se obtendrán como subproductos 178,125 Kilomoles de CaSO_4

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 SO_2 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 CaSO_4 producida como subproducto en el proceso, como ya vimos, es de moles/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 ($\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$), 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?

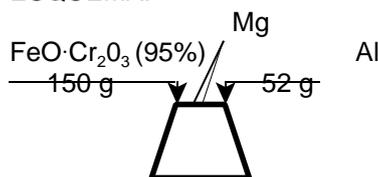
3º) El peso de ferrocromo obtenido y su composición en centesimal considerando que el rendimiento del proceso es del 95%.

4º) El calor producido en el proceso en condiciones estándar. Considere despreciable el calor desprendido en la combustión de la cinta de magnesio.

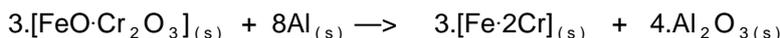
DATOS: Masas atómicas del O; Al; Cr y Fe: 16,00; 26,98; 52,00 y 55,85 g/mol. Las ΔH° de los compuestos FeO ; Cr_2O_3 y Al_2O_3 , son respectivamente: -266,2; - 1139,7 y - 1675,7 kJ/mol.

RESOLUCIÓN

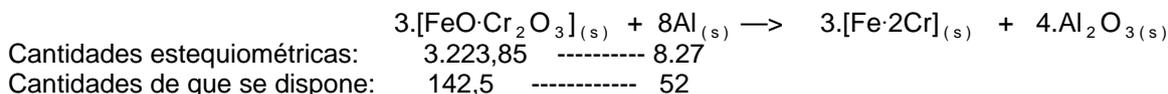
ESQUEMA:



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 estequiometria de la reacción, en la cual de cromita pura solamente tenemos el 95% del mineral: $150 \cdot 0,95 = 142,5$ g, y así:



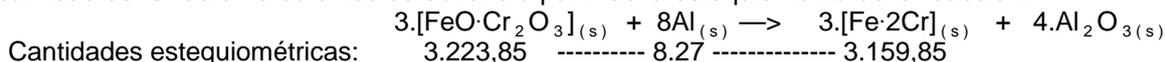
Comparando ambas, vemos que el reactivo limitante va a ser la cromita, por lo que vamos a calcular cuanto Aluminio se necesita para reaccionar con esos 142,5 g de cromita:

$$g \text{ Al} = \frac{142,5 \cdot 8 \cdot 27}{3 \cdot 223,85} = 45,83 \text{ g de Aluminio se necesitan, (Si el reactivo limitante fuera el Al, se}$$

necesitarían más de los 52 g de los que se dispone, y solamente se emplean 45,83)

$$\text{y sobran} = 52 - 45,83 = 6,17 \text{ g de Al que sobran} \implies \% \text{ en exceso} = \frac{6,17}{52} \cdot 100 = 11,86\%$$

3º - La cantidad de ferrocromo obtenido se obtiene a partir de la estequiometría de la reacción:



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:..... $\text{SiO}_2 \cdot 3\text{CaO}$ 70% de 1000 = 700 Kg/h

S2C: Silicato dicálcico: $\text{SiO}_2 \cdot 2\text{CaO}$ 20% de 1000 = 200 Kg/h

Al3C: Aluminato tricálcico:..... $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{CaO}$ 10% de 1000 = 100 Kg/g

Dado que hay componentes comunes en los tres, vamos a calcular las cantidades totales de SiO_2 (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)

Al_2O_3 (los existentes en los 100 Kg de Al3C)

Para ello, partimos de los pesos moleculares de cada uno :

S3C: $\text{SiO}_2 \cdot 3\text{CaO} \Rightarrow \text{Pm} = (28+2 \cdot 16) + 3 \cdot (40+16) = 228$, por lo que teniendo en cuenta la fórmula, vemos que en cada mol (228 g) hay $(28+2 \cdot 16) = 60$ g de SiO_2 y $3 \cdot (40+16) = 168$ g de CaO.

Dado que se han de obtener 700 Kg de este S3C, las cantidades de SiO_2 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: $\text{SiO}_2 \cdot 2\text{CaO} \Rightarrow \text{Pm} = (28+2 \cdot 16) + 2 \cdot (40+16) = 172$, por lo que teniendo en cuenta la fórmula, vemos que en cada mol (172 g) hay $(28+2 \cdot 16) = 60$ g de SiO_2 y $2 \cdot (40+16) = 112$ g de CaO.

Dado que se han de obtener 200 Kg de este S2C, las cantidades de SiO_2 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: $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{CaO} \Rightarrow \text{Pm} = (2 \cdot 27+3 \cdot 16) + 3 \cdot (40+16) = 270$, por lo que teniendo en cuenta la fórmula, vemos que en cada mol (270 g) hay $(2 \cdot 27+3 \cdot 16) = 102$ g de Al_2O_3 y $3 \cdot (40+16) = 168$ g de CaO.

Dado que se han de obtener 100 Kg de este Al3C, las cantidades de Al_2O_3 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: SiO_2 , CaO y Al_2O_3 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 Al_2O_3 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 CO_2

El SiO_2 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 Al_2O_3 , 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 |

$$\text{de donde } x = \frac{138 \cdot 37,78}{102} = 51,11 \text{ Kg/h de } \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \text{ que se necesitan}$$

$$y = \frac{36.37,78}{102} = 13,33 \text{ Kg/h de H}_2\text{O que se obtienen en esta descomposición}$$

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:

$$\text{Kg/h de mineral} = 51,11 \cdot \frac{100}{90} = \mathbf{56,78 \text{ Kg/h de mineral de alúmina hidratada}}$$
, el

cual contiene un 10% de SiO₂: $56,78 \cdot \frac{10}{100} = \mathbf{5,68 \text{ Kg/h de sílice que se añaden junto con la alúmina.}}$

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:

| | CaCO ₃ → | CaO + | CO ₂ |
|--------------------------|---------------------|-------------|-----------------|
| Cantidad Estequiométrica | 1 mol = 100 | 1 mol = 56 | 1 moles = 44 |
| Cantidades de reacción | x | 708,25 Kg/h | y |

$$\text{de donde } x = \frac{100 \cdot 708,25}{56} = 1264,73 \text{ Kg/h de CaCO}_3 \text{ que se necesitan}$$

$$y = \frac{44 \cdot 708,25}{56} = 556,48 \text{ Kg/h de CO}_2 \text{ que se obtienen en esta descomposición}$$

pero como el mineral solamente tiene un 90% de este CaCO₃, la cantidad del mismo que necesitamos para disponer de estos 1264,73 Kg/h de CaCO₃ es:

$$\text{Kg/h de mineral} = 1264,73 \cdot \frac{100}{90} = \mathbf{1405,26 \text{ Kg/h de mineral de caliza}}$$
, el cual contiene

un 5% de SiO₂: $1405,26 \cdot \frac{5}{100} = \mathbf{70,26 \text{ Kg/h de sílice que se añaden junto con la caliza}}$

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:

CO₂ el procedente de la descomposición de la caliza: **556,48 Kg/h de CO₂**

H₂O: 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 H₂O**

La composición porcentual de estos gases será por tanto:

$$\% \text{ de CO}_2 = \frac{556,48}{556,48 + 83,59} \cdot 100 = \mathbf{86,94 \% \text{ de CO}_2}$$

$$\% \text{ de H}_2\text{O} = \frac{83,59}{556,48 + 83,59} \cdot 100 = \mathbf{13,06 \% \text{ de H}_2\text{O}}$$