C: Cálculos estequiométricos que incluyen otros cálculos previos o posteriores

C-01 - Dada la reacción: 4 HCl + MnO_2 ---------> Cl_2 + $MnCl_2$ + 2 H_2O, calcule la masa de dióxido de manganeso que se necesita para obtener 2,5 litros de cloro medidos a 0,758 atm y 17 ºC, 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 H Cl que se necesita para completar la reacción. B) Volumen de dióxido de carbono desprendido, medido a 15ºC y 750 mm Hg de presión, sabiendo 1ue 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: MnO_2 + HCl -----→ $MnCl_2$ + H_2O + 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 MnO_2 + 4 HCl ==> $MnCl_2$ + 2 H_2O + Cl_2 Calcule: a) La cantidad de reactivos necesarios para obtener 100 litros de cloro medidos a 15ºC 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: $CaO_{(s)}$ + $H_2O_{(l)}$ —> $Ca(OH)_{2\,(s)}$. 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?

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 20ºC, ¿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 25ºC, ¿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 $Pb(C_2H_5)_4$ 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 (C_2H_5Cl) 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 amoniaco con cloro y solución de hidróxido sódico. Teniendo en cuenta que como productos de reacción se obtienen también cloruro s· dico y agua. Se pide: a) Escribir la reacci· n ajustada. b) Si se hacen burbujear 200 g de NH_3 gas y 175 g de Cl_2 en una soluci· n que contiene exceso de hidr· xido de sodio y se obtiene hidrazina con un rendimiento del 90%. àQu®cantidad en gramos de hidrazina se recuperar§?

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 30ºC y 720 mm de mercurio de presión. Datos: Masas atómicas: S=32; C=12; 0=16; Ca= 40

C-13 (*) - Se quieren preparar 0,50 moles de un compuesto Z puro mediante la siguiente secuencia de reacciones:
X ----> 2Y ;; 3Y ----> 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 50ºC 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 400,0ºC y 700,0 mm de Hg de presión, condiciones en las que el cloruro amónico cristalizado se disocia totalmente en cloruro de hidrógeno y amoniaco gaseosos. Calcular la cantidad que se forma de cada reactivo, el volumen que ocuparán los gases y las presiones parciales de cada gas al final de la reacción. (DATOS: Tómense los siguientes valores para las masas atómicas: Cl = 35,5; N = 14,0; H = 1,01)

C-16 (*) - El primer paso en la preparación del ácido nítrico es la producción de óxido nítrico a partir del amoniaco y oxígeno, según la reacción: $4\ NH_{3\,(g)} + 5\ O_{2\,(g)} \longrightarrow 4\ NO_{(g)} + 6\ H_2O_{(g)}$. Supuesto que 3,00 litros de amoniaco a 802ºC y 1,30 atm reaccionan completamente con oxígeno, A) ¿Cuantos litros de vapor de agua medidos a 125ºC y 1,00 atm se forman? B) ¿Cuantos 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 0=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 cm^3 de una mezcla de metano y etano, medidos a 0ºC y 1 atm de presión, con cantidad suficiente de oxígeno, se producen 80 cm^3 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). Calcúle:
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 cm^3 se quema en presencia de suficiente cantidad de oxígeno, obteniéndose 380 cm^3 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

C: Cálculos estequiométricos que incluyen otros cálculos previos o posteriores

C-01

Dada la reacción: 4 HCl + MnO_2 ---------> Cl_2 + $MnCl_2$ + 2 H_2O, calcule la masa de dióxido de manganeso que se necesita para obtener 2,5 litros de cloro medidos a 0,758 atm y 17 ºC, 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 . 71 = **5,68 gramos de Cl_2**

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

4 HCl +	*MnO_2*	*---------->*	*Cl_2 +*	*$MnCl_2$ +*	*2 H_2O*
4 moles	1 mol = 87 g		1 mol	1 mol	2 moles
	X		0,080 moles		

$$\mathbf{X = \frac{0{,}080 \,.\, 87}{1} = 6{,}96 \text{ g de } MnO_2}$$ 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:

$$\left.\begin{array}{l} 100 - - - - - 80 \\ x - - - - - 6{,}96 \end{array}\right\} x = \frac{100.6{,}96}{80} = 8{,}7 \text{ g de } MnO_2 \text{ que se necesitan}$$

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 H Cl que se necesita para compretar la reacción. B) Volumen de dióxido de carbono desprendido, medido a 15ºC 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: $\mathbf{200.\frac{80}{100} = 160 \text{ g de } CaCO_3 \text{ puro}}$. Y serán estos 160 g los que intervienen y hemos de tener en cuenta para la estequiometría de la reacción, que es:

$CaCO_3$ +	**2 HCl**	**----->**	**$CaCl_2$** +	**CO_2** +	**H_2O**
1 mol = 100 g	2 moles = 73 g		1 mol = 111 g	1 mol = 44 g	1 mol = 18 g
160 g	X		Y	Z	V

Donde, al resolver las reglas de tres, nos queda: $X = \frac{73.160}{100} = 116{,}8$ **g de HCl que se necesitan**

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

$$M = \frac{g_{soluto}}{Pm_{soluto}.l_{disolucion}};\ 4 = \frac{116{,}8}{36{,}5.l_{disolucion}};\ l_{disolucion} = \frac{116{,}8}{4.36{,}5} = 0{,}8 \text{ litros de la disoluc. de HCl}$$

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

$Z = \frac{44.160}{100} = 7{,}04$ **g de CO_2 que se obtienen** Y para determinar el volumen que ocupa esta cantidad de gas, le aplicamos la ecuación general de los gases ideales:

$$P.V = \frac{g}{Pm}.R.T \Rightarrow \frac{750}{760}.V = \frac{7{,}04}{44}.0{,}082.288 \Rightarrow V = 37{,}59 \text{ litros de } CO_2$$

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/cm³ serán necesarios para preparar 1 litro de cloro gaseoso medido en C.N.?. La reacción química (SIN AJUSTAR) que tiene lugar es: $MnO_2 + HCl \text{ -----}\rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$.

RESOLUCIÓN

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

$$\overset{4+}{Mn}\ \overset{2-}{O_2} + \overset{1+}{H}\ \overset{1-}{Cl} \rightarrow \overset{2+}{Mn}\ \overset{1-}{Cl_2} + \overset{1+}{H_2}\ \overset{2-}{O} + \overset{0}{Cl_2}$$

$$\underset{4+}{Mn}\ \underset{4-}{O_2} \quad \underset{1+}{H}\ \underset{1-}{Cl} \quad \underset{2+}{Mn}\ \underset{2-}{Cl_2} \quad \underset{2+}{H_2}\ \underset{2-}{O} \quad \underset{0}{Cl_2}$$

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:

$$\left.\begin{array}{l} Mn^{4+} \xrightarrow{+2e^-} Mn^{2+} \\ 2.Cl^{1-} \xrightarrow{-2e^-} Cl_2^0 \end{array}\right\} \text{al sumarlas: } Mn^{4+} + 2.Cl^{1-} \longrightarrow Mn^{2+} + Cl_2^0$$

y al sustituir estos valores en la reacción dada, ajustando después los elementos que no intervienen en ella nos queda:

$$MnO_2 + 4\ HCl \text{ -----}\rightarrow MnCl_2 + 2\ H_2O + Cl_2 .$$

Y es en esta reacción en la que tenemos que aplicarle las relaciones estequiométricas, para lo cual, previamente vamos a calcular la masa de Cloro que hemos de obtener, y que debe ocupar 1 litro en C.N., aplicando la ecuación general de los gases: $P.V = n.R.T \Rightarrow 1.1 = \frac{g}{71}.0{,}082.273 \Rightarrow g = 3{,}17$ **g de Cl_2**

MnO_2 +	$4\ HCl$	--→	$MnCl_2$ +	$2\ H_2O$ +	Cl_2 .
1 mol = 87 g	4 moles = 4.36,5 g		1 mol = 128 g	2 moles = 2.18 g	1 mol = 71 g
z	x		y	v	**3,17 g**

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 H Cl, hacemos cálculos análogos: $x = \frac{4.36,5.3,17}{71} = 6,52$ **g de HCl se necesitan**

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

$$\left.\begin{array}{r} 100 \text{ g}_{disolucion} \text{ - - - } 36 \text{ g}_{HCl} \\ x \text{ - - - - - - - - - } 6,52 \end{array}\right\} x = 18,12 \text{ g de disolucion}$$ los cuales debemos expresar en forma de volumen, para lo cual utilizamos la densidad, que

es: $d = \frac{m}{V}$; $1,19 = \frac{18,12}{V} \Rightarrow V = \frac{18,12}{1,19} = 15,22$ **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:

$$CaC_2 + 2\,H_2O \longrightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$$

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:

$$\left.\begin{array}{r} 64\text{g de } CaC_2 \text{ - - - } 22,4 \text{ litros } C_2H_2 \\ x \qquad \text{- - - } 300 \text{ litros} \end{array}\right\} x = 857,14 \text{ g de } CaC_2 \text{ que se necesita}$$

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

$$\% = \frac{857,14}{1000}.100 = 85,714\% \text{ de riqueza en } CaC_2 \text{ de la muestra inicial}$$

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 (Pm = 74 gramos), y así:

$$\left.\begin{array}{r} 74\text{g de } Ca(OH)_2 \text{ - - - } 22,4 \text{ litros } C_2H_2 \\ x \qquad \text{- - - } 300 \text{ litros} \end{array}\right\} x = 991,10 \text{ g de } Ca(OH)_2 \text{ que se obtienen}$$

C-05

El cloro se obtiene en el laboratorio según la reacción $MnO_2 + 4\,HCl \Longrightarrow MnCl_2 + 2\,H_2O + Cl_2$ Calcule: a) La cantidad de reactivos necesarios para obtener 100 litros de cloro medidos a 15ºC 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:

$$P.V = n.R.T \;;\; \frac{720}{760}.100 = n.0,082.288 \;:\; n = \frac{720.100}{760.0,082.288} = 4,01 \text{ moles de Cloro}$$

lo cual nos indica que hemos de obtener 4,01 moles de Cl_2, que son 4,01 . 71 = **284,82 gramos de Cl_2**

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

4 HCl +	*MnO_2*	*---------->*	*Cl_2 +*	*$MnCl_2$ +*	*2 H_2O*
4 moles	1 mol = 87 g		1 mol	1 mol	2 moles
X	**Y**		4,01 moles		

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

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

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

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:

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$$

1 mol = 100 g	1 mol = 56 g	1 mol = 44 g
750 g	**X**	**Y**

De estas relaciones obtenemos las cantidades de CaO y de CO_2 que se obtienen a partir de ese Kg de caliza

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

$$\textbf{Para el } CO_2\textbf{: } y = \frac{750 \cdot 44}{100} = 330 \text{ g de } CO_2 \text{ obtenidos}$$

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: $CaO_{(s)} + H_2O_{(l)}$ —> $Ca(OH)_{2\,(s)}$. . 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) $Ca + 1/2\ O_2$ –> CaO ; $\Delta H = -152,0$ Kcal
b) $H_2 + 1/2\ O_2$ –> H_2O ; $\Delta H = -68,52$ Kcal
c) $Ca + O_2 + H_2$ –> $Ca(OH)_2$; $\Delta H = -223,9$ Kcal

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

- a) CaO –> $Ca + 1/2\ O_2$ $\Delta H = +152,0$ Kcal
- b) H_2O –> $H_2 + 1/2\ O_2$ $\Delta H = +68,52$ Kcal;
C) $Ca + O_2 + H_2$ –> $Ca(OH)_2$; $\Delta H = -223,9$ Kcal

Las cuales al sumarlas, queda: **$CaO + H_2O$ —> $Ca(OH)_2$ $\Delta H = -3,38$ Kcal**

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

CaO +	**H_2O**	**----->**	**$Ca(OH)_2$**	**$\Delta H = -3,38$ 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: $$X = \frac{1000.(-3,38)}{56} = -60,38 \text{ Kcal desprendidas con 1 Kg de CaO}$$

Para calcular la cantidad de cal apagada $Ca(OH)_2$ la obtenemos también partiendo de la estequiometría de la reacción:

$$z = \frac{1000.74)}{56} = 1321,4 \text{ g de } Ca(OH)_2 \text{ que se obtienen con 1 Kg de CaO}$$

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 20ºC, ¿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 25ºC, ¿Cuales serían la presión parcial de cada gas en ese recipiente y cual sería la presión total?

RESOLUCIÓN

a) La reacción, ajustada ya, es: $$2.NaCl_{(aq)} + 2.H_2O \xrightarrow{\text{electrolisis}} 2.NaOH + H_{2\,(g)} + Cl_{2\,(g)}$$

b) La cantidad de cloruro de sodio puro es el 90% de 1500 g: **1350 g de cloruro de sodio puro.**

Las relaciones estequiométricas en la reacción son:

$2.NaCl_{(aq)}$ +	**$2.H_2O$**	**~~electrolisis~~ >**	**$2.NaOH$ +**	**$H_{2\,(g)}$ +**	**$Cl_{2\,(g)}$**
2 moles = 2.58,45 = **116,9 g**	2 moles = 2.18 = **36 g**		2 moles = 2.40 = **80 g**	1 mol = **2 g**	1 mol = **70,90 g**
1350 g				**X** moles	**Y** moles

donde vemos que el nº de moles de Cloro y de Hidrógeno (X e Y) son iguales :

$$X = Y = \frac{1.1350}{116,9} = 11,55 \text{ moles de } H_2 \text{ y de } Cl_2 \text{ se obtienen}$$ las cuales se recogen a 8 atm y 20ºC, por lo que ocuparán: **P.V = n.R.T ==> 8.V = 11,55.0,082.293 ; V = 34,69 litros de H_2 y de Cl_2**

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

P.V = n.R.T ==> $P_{PARCIAL}$.15 = 11,55 . 0,082 . 298 ; $P_{PARCIAL}$ = 18,82 atm para el H_2 y para el Cl_2

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

$$P_{TOTAL} = P_{H\,2} + P_{Cl\,2} = 18,82 + 18,82 = 37,64 \text{ atm}$$

C-09

Una gasolina de 100 octanos contiene 1, 00 mL de tetraetil -plomo $Pb(C_2H_5)_4$ 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 (C_2H_5Cl) 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?

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 ml . 1,66 g/ml = **1,66 g de tetraetilplomo**.

La reacción de obtención del tetraetilplomo es:

	$4\,C_2H_5Cl$ +	**$PbNa_4$**	**—>**	**$Pb(C_2H_5)_4$ +**	**4 NaCl**
Cantidades estequiométricas	4 moles = 4.64,45 g			1 mol = 323,19 g	
Cantidades reaccionantes	x			1,66 g	

donde X = (1,66 . 4 . 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:

$$\text{g de Cu en el CuS} = 0{,}0955.\frac{63{,}54}{95{,}54} = 0{,}0635 \text{ g de Cu}$$ 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:

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

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

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

$$2\ NH_3 + 2\ Cl_2 + 4\ NaOH \text{ ----> } N_2H_2 + 4\ NaCl + 4\ H_2O$$

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::

$$a\ NH_3 + b\ Cl_2 + c\ NaOH \text{ ----> } d\ N_2H_2 + e\ NaCl + f\ H_2O$$

N: a = 2.d **H:** 3.a + c = 2.d + 2.f **Cl:** 2.b = e **Na:** c = e **O:** c = f	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 3.a+2=2d+2.2 => 3.a=2.d + 2 al resolver este sistema: 3.a = a + 2; 2.a = 2 ; **a = 1** y así 1=2d ; **d= 1/2**

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

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

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

	$2\ NH_3$ +	**$2\ Cl_2$ +**	**4 NaOH**	**-->**	**N_2H_2 +**	**4 NaCl +**	**$4\ H_2O$**
estequiom	2 mol = 34 g	2 mol=142 g	4 mol=160 g		1 mol=30 g	4 mol=234 g	4 mol=72 g
este caso	200?	**175**			**X**		

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

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

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

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

$x = \frac{175.30}{142} = 36{,}97$ g de N_2H_2 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:

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

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 30ºC y 720 mm de mercurio de presión. Datos: Masas atómicas: S=32; C=12; 0=16; Ca=40.

RESOLUCIÓN

Si tenemos 200 g de calcita con un 80% de carbonato de calcio, la cantidad e este reactivo puro que tendremos para reaccionar es: $200.\frac{80}{100} = 160$ g de $CaCO_3$

De acuerdo con la reacción estequiométrica tenemos que:

	$CaCO_3$ +	H_2SO_4	--->	$CaSO_4$ +	CO_2 +	H_2O
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:**

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

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

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

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

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

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

$$V = \frac{1{,}6.0{,}082.303.760}{720} = 41{,}96 \text{ Litros de } CO_2$$

C-13

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

X ----> 2Y

3Y ----> 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?

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 moles de Z_{IMPURO} --------- 80 moles de Z_{PURO}
X --------- 0,50

y de ahí: $X = \frac{0{,}50.100}{80} = 0{,}625$ moles de Z_{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 moles de Y -------- 2 moles de Z
Y -------- 0,625

De donde: $Y = \frac{0{,}625.3}{2} = 0{,}937$ g de Y 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 moles de Y iniciales --------- 65 moles de Y reaccionan
Y ---------- 0,937

y así: $Y = \frac{0{,}937.100}{65} = 1{,}442$ 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 mol de X -------- 2 moles de Y
Y -------- 1,442

De donde: $Y = \frac{1{,}442}{2} = 0{,}721$ g de X 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 moles de X iniciales --------- 70 moles de Y reaccionan
Y ---------- 0,721

y así: Y = $\frac{0,721.100}{70}$ = 1,030 moles de X

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

---

C-14

La gasolina es una mezcla de hidrocarburos entre los que se encuentra el octano. A) Escriba la ecuación ajustada para la combustión del octano; B) Calcule el volumen de O_2 a 50ºC 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

$$C_8H_{18} + 25/2\ .O_2 \longrightarrow 8\ CO_2 + 9\ H_2O$$

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

Nº moles de octano = $\frac{1}{114}$ = $8,77.10^{-3}$ moles de octano, por lo que el número de moles de oxígeno que se necesitan es: Nº moles O_2 = 12,5 . $8.77.10^{-3}$ = 0,11 moles de oxígeno que se necesitan

El volumen que ocupan esas 0,11 moles de oxígeno lo calculamos por medio de la ecuación general de los gases ideales, y es: $\frac{750}{760}.V = 0,11.0,082.323$; **V = 2,95 litros de O_2**

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

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

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

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

Si calculamos su volumen en condiciones normales (1 mol de cualquier gas en CN ocupa 22,4 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 400,0ºC 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: Tómense los siguientes valores para las masas atómicas: Cl = 35,5; N = 14,0; H = 1,01)

RESOLUCIÓN

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

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

NH_4Cl <===> H Cl + NH_3 en la que podemos ver que por cada mol de NH_4Cl que se descompone se forma 1 mol de H Cl y un mol de NH_3.

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

H Cl = **0,477 moles** = 0,477.36,5 = **17,41g se forman de H Cl**

NH_3 = **0,477 moles** = 0,477.17 = **8,109 g se forman de NH_3**

Para determinar el volumen que ocuparán los gases hemos de tener en cuenta las condiciones de presión y temperatura a las que se encuentran: 400,0 ºC 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.V = n.R.T ==> $\frac{700}{760}.V = 0,954.0,082.673;$ **V = 57,16 litros**

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

$P_{HCl} = X_{HCl}.P_{TOTAL} = 0,5.700;$ **$P_{H\,Cl}$ = 350 mm Hg**

$P_{NH_3} = X_{NH_3}.P_{TOTAL} = 0,5.700;$ **P_{NH3} = 350 mm Hg**

C-16

El primer paso en la preparación del ácido nítrico es la producción de óxido nítrico a partir del amoniaco y oxígeno, según la reacción: $4\,NH_{3\,(g)} + 5\,O_{2\,(g)} \longrightarrow 4\,NO_{(g)} + 6\,H_2O_{(g)}$. Supuesto que 3,00 litros de amoniaco a 802ºC y 1,30 atm reaccionan completamente con oxígeno, A) ¿Cuantos litros de vapor de agua medidos a 125ºC y 1,00 atm se forman? B) ¿Cuantos 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 amoniaco que va a reaccionar, en moles y gramos, aplicando la ecuación general de los gases ideales, que es:

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

n = 0,044 moles de amoniaco = 0,752 g de amoniaco

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 volumenes, 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:

H_2O: $Y = \frac{0,044.6}{4} = 0,066$ moles de H_2O los cuales, a 125ºC (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:

$Y = \frac{0,044.5}{4} = 0,055$ moles de O_2 los cuales, en C.N. ocuparán:

1.V =0,055.0,082.273; **V = 1,23 litros de O_2 en C.N.**

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

$V_{AIRE} = \frac{1,23.100}{20}$; **V_{AIRE} = 6,15 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 0=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:

	$2\ C_2H_2$ +	**$5\ O_2$**	**—>**	**$4\ CO_2$ +**	**$2\ H_2O$**
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 C_2H_2 reaccionarán con 5 litros de O_2 para dar 4 litros de CO_2 y 2 litros de H_2O, por lo que en este caso, se terminará el C_2H_2 , se gastarán 5 litros de O_2 (nos quedarán de éste 9 - 5 = 4 litros) y se formarán 4 litros de CO_2 y 2 litros de H_2O.

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:

% O_2 = $\frac{4}{10}$ .100 = **40% de O_2 en volumen**

% CO_2 = $\frac{4}{10}$ .100 = **40% de CO_2 en volumen**

% H_2O = $\frac{2}{10}$ .100 = **20% de H_2O en volumen**

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

4 l de O_2: 1.4 = $\frac{g}{32}$ .0,082.273; g = 5,72 g de O_2

4 l de CO_2: 1.4 = $\frac{g}{44}$.0,082.273; g = 7,86 g de CO_2

2 l de H_2O: 1.2 = $\frac{g}{18}$.0,082.273; g = 1,61 g de H_2O

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 O_2 sería g = $\frac{4.32.P}{0,082.T} = 1561.\frac{P}{T}$ gramos; para el CO_2 sería la $2146,3\frac{P.}{T}$ y para el agua: $439,02\frac{P.}{T}$, lo cual nos dará un total de $4146,32\frac{P.}{T}$

% de O_2: $\frac{5,72}{15,19}$.100 => **37,66% de O_2** Con los otros datos es: $\frac{1561.\frac{P}{T}}{4146,32.\frac{P}{T}}$.100 = 37,65%

% de CO_2: $\frac{7,86}{15,19}$.100 => **51,74% de CO_2** Con los otros datos es: $\frac{2146,3.\frac{P}{T}}{4146,32.\frac{P}{T}}$.100 = 51,76%

% de H_2O: $\frac{1,61}{15,19}$.100 => **10,60% de H_2O** Con los otros datos es: $\frac{439,02.\frac{P}{T}}{4146,32.\frac{P}{T}}$.100 = 10,59%

C-18

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

RESOLUCIÓN

Suponemos que la mezcla está formada por **"x"** gramos de CH_4 e **"y"** gramos de C_3H_8.

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

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

Cantidades iniciales:

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

PROPANO: De su fórmula C_3H_8 deducimos que por cada 44 g (peso molecular) hay 36 g de C y 8 g de H, y

así, dado que disponemos de **"y"** gramos de PROPANO: g. de C = $x.\frac{12}{16}$; g. de H = $y.\frac{8}{44}$

Cantidades finales:

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

g de C en el CO_2 = $1{,}09.\frac{12}{44}$ = 0,297 g de C

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

g de H en el H_2O = $0{,}606.\frac{2}{18}$ = 0,0673 g de H

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

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

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

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

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

C-19
Al quemar 60 cm^3 de una mezcla de metano y etano, medidos a 0ºC y 1 atm de presión, con cantidad suficiente de oxígeno, se producen 80 cm^3 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 CH_4 e **"y"** gramos de C_2H_6 .

Teniendo en cuenta la Ley de conservación de la masa, la suma de ambas cantidades es igual la cantidad total de la muestra inicial. Por otra parte, dado que al quemarse originan CO_2 y H_2O, también se han de conservar las cantidades totales de Carbono e Hidrógeno, por lo que la cantidad total de carbono existente entre los dos hidrocarburos tiene que ser la misma que se encuentra después en el CO_2,

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

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

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

La cantidad de CO_2 final obtenida, la deducimos también con la ecuación general de los gases ideales:
: P.V = n . R . T ; 1 . 0,080 = n_{CO2} . 0,082 . 273 ;

n_{CO2} = 3,57.10^{-3} moles totales de CO_2 que se obtienen

A partir de las respectivas reacciones de combustión ajustadas, deducimos las cantidades de CO_2 procedentes de la combustión de ambos hidrocarburos, que son:

$CH_4 + 2.\ O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\ H_2O$ es decir, que por cada mol de metano que se quema, se necesitan 2 moles de O_2 y se obtiene 1 mol de CO_2, por lo que partiendo de las "x" moles que teníamos de metano obtendremos **"x" moles de CO_2** y se necesitan **2.x moles de Oxígeno**

$C_2H_6 + 7/2\ O_2 \longrightarrow 2.CO_2 + 3\ H_2O$ es decir, que por cada mol de etano que se quema, se necesitan 7/2 mol de O_2 y se obtienen 2 moles de CO_2, por lo que partiendo de las "y" moles que teníamos de etano obtendremos **"2.y" moles de CO_2** y se necesitarán **7/2.y moles de Oxígeno**

Y la suma de ambas cantidades ha de ser la cantidad de CO_2 final obtenida: $\mathbf{x + 2.y = 3{,}57.10^{-3}}$

Y se resuelve el sistema de ecuaciones obtenido:

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

$y = 0{,}89.10^{-3}$ moles iniciales de C_2H_6 y desde aquí:

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

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

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

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

Nº moles de O_2 necesarias = 2.x + 7/2 y = $2.1{,}79.10^{-3} + 7/2\ .\ 0{,}89.10^{-3} =$

$6{,}69.10^{-3}$ moles de O_2 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:

a) La molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.

B) El porcentaje de zinc en la muestra.

RESOLUCIÓN

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

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

A partir de la densidad calculamos la masa: m = V.d = 1000.1,18 = m = 1180 g de disolución y el 37% son de soluto = 0,37.1180=436,6 g

La Molaridad viene dada por: $M = \dfrac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO}.L_{DISOLUCION}} = \dfrac{436{,}6}{36{,}45.1}$; **M = 11,98 Molar**

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

La reacción que tiene lugar es: **$Zn + 2\,HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$**. Teniendo en cuenta la estequiometría de esta reacción y sabiendo que se emplean 126 mL de la disolución de H Cl, hemos de calcular previamente la cantidad de H Cl que hay en esta cantidad, para lo cual si utilizamos los datos que nos ofrecen (d = 1,18 g/mL y 37%), tenemos: $1{,}18 = \frac{g}{126}$; g = 148,68 g de disolución, la cual contiene un 37% de soluto: g de H Cl = 0,37 . 148,68 = **55,02 g de H Cl reaccionan**.

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

$11{,}98 = \frac{g_{SOLUTO}}{36{,}45.0{,}126}$; g_{HCl} = 11,98 . 36,45 . 0,126 = **55,02 g de H Cl reaccionan** y este dato lo llevamos a la estequiometría de la reacción:

Zn +	**2 H Cl —>**	**$ZnCl_2$ +**	**H_2**
1 mol = 65,37 g	2 moles = 2.36,45 g	1 mol = 136,27 g	1 mol = 2 g
X	**55,02**		

Donde $X = \frac{65{,}37.55{,}02}{2.36{,}45}$ = 49,34 g de Zinc había en los 50 g de la muestra analizada.

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

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.

RESOLUCIÓN

Suponemos que la mezcla está formada por **"x"** moles de propano (C_3H_8) e **"y"** moles de butano (C_4H_{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 numero total inicial de moles que tenemos lo obtenemos a partir de la ecuación general de los gases ideales: P.V = n . R . T ; P . 0,100 = n_{TOTAL} . R.T ;

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

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

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.V = n . R . T ; P . 0,380 = n_{CO2} . R.T ;

$$n_{CO2} = 0{,}380.\frac{P}{R.T} \text{ moles totales de } CO_2 \text{ que se obtienen}$$

A partir de las respectivas reacciones de combustión ajustadas, deducimos las cantidades de CO_2 procedentes de la combustión de ambos hidrocarburos, que son:

$C_3H_8 + 5.O_2 \longrightarrow 3.CO_2 + 4\,H_2O$ es decir, que por cada mol de propano que se quema, se necesitan 5 moles de O_2 y se obtienen 3 moles de CO_2, por lo que partiendo de las "x" moles que teníamos de propano obtendremos **"3.x" moles de CO_2** y se necesitan **5.x moles de Oxígeno**

$C_4H_{10} + 13/2\,O_2 \longrightarrow 4.CO_2 + 5\,H_2O$ es decir, que por cada mol de butano que se quema, se necesitan 13/2 mol de O_2 y se obtienen 4 moles de CO_2, por lo que partiendo de las "y" moles que teníamos de butano obtendremos **"4.y" moles de CO_2** y se necesitarán **13/2.y moles de Oxígeno**

Y la suma de ambas cantidades ha de ser la cantidad de CO_2 final obtenida: $\mathbf{3.x + 4.y = 0{,}380.\frac{P}{R.T}}$

Y se resuelve el sistema de ecuaciones obtenido:

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

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

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

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

PROPANO: $P.V = 0{,}020.\frac{P}{R.T}.R.T$ ==> **V = 0,020 L. de propano**; $\%= \frac{0{,}020}{0{,}100}.100 =$ **20% de propano**

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

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

Nº moles de $O_2 = 5.x + \frac{13}{2}.y = 5.0{,}020.\frac{P}{R.T} + \frac{13}{2}.0{,}080.\frac{P}{R.T} = \mathbf{0{,}620.\frac{P}{R.T}}$ **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: $P.V = 0{,}620.\frac{P}{R.T}.R.T$; **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 CO_2: **3.x + 4.y = 0,380**, resolviendo el sistema, obtendríamos unos volumenes 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 = 5.0,020 + 13/2.0,080 = **0,620 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: NaCl = 23,00 + 35,45 = 58,45

H_2SO_4 = 2.1,00 + 32,06 + 4.16,00 = 98,06

g de NaCl = 500. $\frac{71}{100}$ = 355 g de NaCl puro ; Nº moles = $\frac{gramos}{Pm} = \frac{355}{58,45}$ = **6,07 moles de NaCl**

La masa de los 100 mL de H_2SO_4 es: m = V.d = 100.1,83 = 183 g totales, de los cuales el 98% es ácido sulfúrico puro: 183. $\frac{98}{100}$ = 179,34 g de H_2SO_4 puro; Nº moles = $\frac{gramos}{Pm} = \frac{179,34}{98,06}$ = **1,83 moles de H_2SO_4**

La reacción que tiene lugar entre ambos compuestos es:

$$2.NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2.HCl$$

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 2.1,83 = 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**