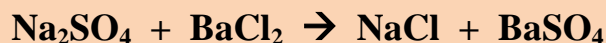


TEMA Nº 21. EJERCICIOS DE REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

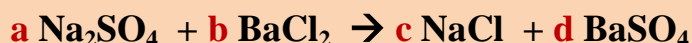
1.- Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción:



Ajuste:

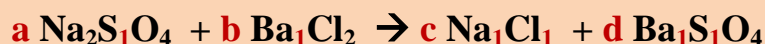
Interesa que antes de aplicar el método comprobéis si la reacción ya está ajustada. Si no lo está procederemos con el método de los **“Coeficientes Indeterminados”**. Pondremos unos coeficientes literales a cada reactivo o compuesto de la reacción química.

Procedemos al ajuste.



Por la ley de la **Conservación de la Masa** se debe cumplir que el número de átomos de un elemento químico en la izquierda de la reacción **debe ser igual** al número de átomos de **ese mismo elemento** en la derecha de la reacción química.

A los átomos que no llevan subíndice les pondré la UNIDAD, de esta forma veréis de donde salen las ecuaciones planteadas.



En base a ello estableceremos un conjunto de ecuaciones que justifiquen la ley de la **“Conservación de la Masa”**:

<u>ELEMT.</u>	<u>IZQUIER.</u>	<u>DERECH.</u>	<u>IZQUIER = DERECH</u>
Na	2 . a	1 . c	2a = c (1)
S	1 . a	1 . d	a = d (2)
O	4 . a	4 . d	4a = 4d (3)
Ba	1 . b	1 . d	b = d (4)
Cl	2 . b	1 . c	2b = c (5)

Le daremos el valor de la UNIDAD a la variable literal que nos proporcione el valor de una segunda variable.

$$\text{En (1)} \rightarrow a = 1 \rightarrow c = 2$$

$$\text{De (2)} \rightarrow d = 1$$

$$\text{De (5)} \rightarrow 2b = 2 : b = 2/2 = 1$$

Llevamos estos valores a la reacción:

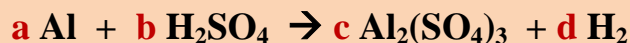


La reacción está ajustada.

2.- Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción:



Ajuste:



$$\text{Al: } 1 \cdot a = 2 \cdot c \rightarrow a = 2c \quad (1)$$

$$\text{H: } 2 \cdot b = 2 \cdot d \rightarrow 2b = 2d \quad (2)$$

$$\text{S: } 1 \cdot b = 3 \cdot c \rightarrow b = 3c \quad (3)$$

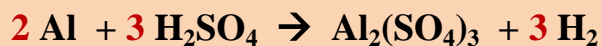
$$\text{O: } 4 \cdot b = 12 \cdot c \rightarrow 4b = 12c \quad (4)$$

$$\text{De (1)} \quad c = 1 \rightarrow a = 2$$

$$\text{En (3)} \quad b = 3 \cdot 1 = 3$$

$$\text{En (2)} \quad 2 \cdot 3 = 2d ; 6 = 2d ; d = 6/2 = 3$$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada.

3.- Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción química:



Ajuste:



$$\text{Fe: } 1 \cdot a = 2 \cdot c \rightarrow a = 2c \quad (1)$$

$$\text{S: } 1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \quad (2)$$

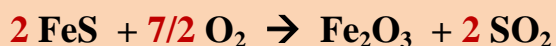
$$\text{O: } 2 \cdot b = 3 \cdot c + 2 \cdot d \rightarrow 2b = 3c + 2d \quad (3)$$

$$\text{De (1) } c = 1 \rightarrow a = 2$$

$$\text{De (2) } 2 = d$$

$$\text{De (3) } 2b = 3 \cdot 1 + 2 \cdot 2 ; 2b = 3 + 4 ; 2b = 7 ; b = 7/2$$

Nos vamos a la reacción química:



La reacción está ajustada, pero si no os gusta el coeficiente $7/2$ podéis trabajar como en una ecuación matemática y quitar denominadores:



Reacción ajustada

4.- Determinar la proporción en que se unen el oxígeno y el calcio en la formación del óxido de calcio, CaO.

DATOS: Ma Ca = 40 u ; Ma O = 16 u

Resolución:

La proporción la podemos establecer en base a su fórmula:

1 átomo de calcio / 1 átomo de O

1 átomo de calcio . 40 u / 1 átomo cálcio / 1 átomo de O . 16 u / 1 átomo O
 $40 \text{ u} / 16 \text{ u}$

En el laboratorio no podemos trabajar a nivel de masa de un átomo.
Para ello se crea el concepto de “átomo – gramo”

El *átomo – gramo* equivale a la masa atómica del átomo expresada en *gramos*.

En un *átomo – gramo* existen *tantas unidades* como nos indica el *Numero de Avogadro*:

En un *átomo - gramo* existen $6,023 \cdot 10^{23}$ (Número de Avogadro) átomos de cualquier elemento químico.

Recordemos la proporción inicial:

$1 \text{ átomo de calcio} / 1 \text{ átomo de O}$

Según hemos establecido:

$Ma \text{ Ca} = 40 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ átomo – gramo de Ca} = 40 \text{ g de Calcio}$

$1 \text{ átomo – gramo Ca} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Calcio}$

Podemos establecer que:

$40 \text{ g de Calcio} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca}$

Igual podemos hacer para el Oxígeno:

$Ma \text{ O} = 16 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ átomo – gramo O} = 16 \text{ g de Oxígeno}$

$1 \text{ átomo – gramo de O} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Oxígeno}$

Podemos establecer:

16 g de O / 6,023 · 10²³ átomos de Oxígeno

Podemos trabajar con la proporción inicial:

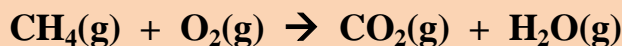
1 átomo de calcio / 1 átomo de O

$$\begin{array}{r} 40 \text{ g Ca} \\ 1 \text{ átomo Ca} \cdot \frac{\text{-----}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Ca}} \\ \text{-----} = \\ 16 \text{ g O} \\ 1 \text{ átomo de O} \cdot \frac{\text{-----}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}} \\ \frac{40 \text{ g Ca} \cdot 6,023 \cdot 10^{23}}{16 \text{ g O} \cdot 6,023 \cdot 10^{23}} = \frac{40 \text{ g Ca}}{16 \text{ g O}} = \frac{5 \text{ g Ca}}{2 \text{ g O}} \end{array}$$

La proporción en la que se unen el Calcio y el Oxígeno es:

5 g Calcio con 2 g Oxígeno

5.- Se queman en aire 200 L de gas metano (CH₄) para dar CO₂ (g) y H₂O (g). Reacción química:



Si todos los gases están en Condiciones Normales (C.N.)

a) ¿Qué volumen de O₂ se consumirá en el proceso?

b) ¿Qué volumen de vapor de agua se obtendrá?

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

Resolución:

La reacción **NO ESTÁ AJUSTADA**. Procedamos al ajuste:



C: $a = c$ (1)

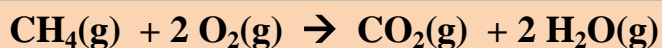
H: $4 a = 2 d$ (2)

O: $2 b = 2 c + d$ (3)

De (1) $a = 1 \rightarrow c = 1 \rightarrow d = 2$

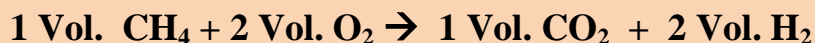
De (3) $2 b = 2 \cdot 1 + 2$; $2 b = 4$; $b = 2$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada.

Quando en una reacción química todos **SUS COMPONENTES SE ENCUENTRAN EN ESTADO GAS, LOS COEFICIENTES NUMÉRICOS SE PUEDEN CONSIDERAR COMO VOLUMENES, ES DECIR:**



a)

Volumen de O_2 consumido.

La reacción nos dice:



Si consideramos como unidad de volumen el Litro, con nuestra muestra inicial:

$$200 \text{ L } \cancel{\text{CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ L O}_2}{1 \text{ L } \cancel{\text{CH}_4}} = 400 \text{ L de O}_2$$

b)
Volumen de vapor de H₂O obtenido.

Según la reacción:



Con nuestra muestra inicial:

$$100 \text{ L CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ L H}_2\text{O}}{1 \text{ L CH}_4} = 200 \text{ L de H}_2\text{O}$$

Problema propuesto

¿Qué volumen de O₂ en CN se obtiene de 1kg de clorato plástico?



DATOS: Masas atómicas: K = 39,1 u ; Cl = 35,5 u ; O = 16 u

SOL: 274,11 L O₂

6.- El cobre reacciona con el ácido sulfúrico según la ecuación:



Si se tienen 30 g de cobre, calcular:

a) ¿Qué cantidad de H₂SO₄ será necesaria para reaccionar con los 30 gramos de Cu?.

b) Número de moles de SO₂ que se desprenden.

c) Masa de CuSO₄ que se forma.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u ; Cu = 63,54 u

Resolución:

Debemos comprobar si la reacción viene ajustada. Comprobación:

Cu: 1 Cu = 1 Cu

H: 4H = 4 H

S: 2S = 2 S

O: 8O = 8O

La reacción viene ajustada.

Vamos a leer la reacción química anterior:

1 mol de cobre reacciona con 2 moles de ácido sulfúrico para obtener 1 mol de Dióxido de azufre, 1 moles de sulfato de cobre y 2 moles de agua.

Vamos a llevar esta lectura a cada una de las cuestiones del ejercicio.

a)

Tenemos 30 g de Cu y nos piden la cantidad de Ac. Sulfúrico que nos hace falta para que reaccione todo el cobre.

La reacción nos dice que :



Recordemos:

Ma Cu = 63,54 u ; 1 átomo - gramo Cu / 63,54 g Cu

El *átomo – gramo* equivale a la *Ma* del átomo expresada en *gramos*

Mm H₂SO₄ = 98 u (calcular y comprobar)



La proporción en (1) la podemos poner de la forma:



Tenemos la primera fase de una **“Regla de TRES” PARA CONTESTAR A LA CUESTIÓN:**



$$63,5 \text{ g Cu} \cdot X = 30 \text{ g Cu} \cdot 2 \cdot 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

$$X = \cancel{30 \text{ g Cu}} \cdot 2 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / \cancel{63,5 \text{ g Cu}} = \\ = 92,6 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Recurrimos a la “*Regla de Tres*” para comprender conceptos teóricos pero en una reacción química se utiliza el método del *Factor de Conversión*.

La reacción nos dice:

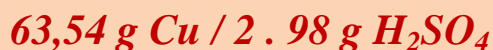


Esta proporción la pondremos en función de cómo nos vienen los datos y lo que nos piden:



$$\text{Mm H}_2\text{SO}_4 \begin{cases} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \end{cases} \\ \text{-----} \\ 98 \text{ u} \rightarrow \text{Mm H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u} \rightarrow \\ \rightarrow 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 98 \text{ g}$$

Luego la proporción (2) la podemos expresar de la forma:



Nuestra muestra inicial la traduciremos a gramos de H₂SO₄:

$$\cancel{30 \text{ g Cu}} \cdot \frac{2 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{\cancel{63,54 \text{ g Cu}}} = 92,54 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Seguiremos trabajando con el factor de Conversión.

b)
Moles de SO_2 que se obtienen.

La reacción nos dice que:



Nos interesa dejar el SO_2 en moles.



Los 30 g de Cu nos proporcionarán:

$$30 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{63,54 \text{ g Cu}} = 0,47 \text{ moles SO}_2$$

c)
Masa de CuSO_4 se obtendrá.

La reacción dice:



Calculemos el mol de CuSO_4 :

$$\text{Mm CuSO}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{Cu: } 1 \cdot 63,54 \text{ u} = 63,54 \text{ u} \\ \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \\ \hline 159,54 \text{ u} \end{array} \right.$$



La proporción anterior (3) la podemos poner:



Los 30 g de Cu nos proporcionaran:

$$\cancel{30 \text{ g Cu}} \cdot \frac{159,54 \text{ g CuSO}_4}{63,54 \text{ g Cu}} = 75 \text{ g Cu}$$

7.- Calcular la cantidad en peso y en volumen de CO₂ (en C.N.) que se obtienen al tratar 380 g de carbonato de calcio con la cantidad estequiométrica de ácido clorhídrico. Calcular además, la cantidad de cloruro de calcio formado.

DATOS: Masas atómicas: Ca = 40 u ; C = 12 u ; O = 16 u ; H = 1 u
Cl = 35,5 u

Resolución:

La reacción química que tiene lugar es:



La reacción no está ajustada. Procedemos al ajuste de la misma:



$$\left. \begin{array}{l} \text{Ca: } a = c \text{ (1)} \\ \text{C: } a = e \text{ (2)} \\ \text{O: } 3a = d + 2e \text{ (3)} \\ \text{H: } b = 2d \text{ (4)} \\ \text{Cl: } b = 2c \text{ (5)} \end{array} \right\} \begin{array}{l} a = 1 \rightarrow c = 1 \rightarrow e = 1 \\ \text{de (4) } b = 2 \cdot 1 = 2 \\ \text{de (4) } 2 = 2d ; d = 1 \end{array}$$

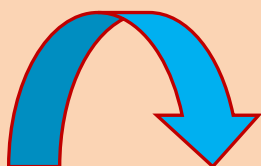
Nos vamos a la reacción química:



Reacción ajustada

a)

Masa y Volumen de CO₂ que se obtienen en C.N



La reacción química establece:



$$\text{Mm CaCO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40 = 40 \text{ u} \\ \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \hline 100 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol CaCO}_3 = 100 \text{ g}$$

$$\text{Mm CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \hline 44 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol CO}_2 = 44 \text{ g}$$

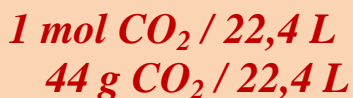
La proporción (1) quedaría de la forma:



Con los 380 g CaCO₃:

$$380 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{100 \text{ g CaCO}_3} = 167,2 \text{ g CO}_2$$

Como trabajamos en C.N:



Los 167,2 g de CO₂:

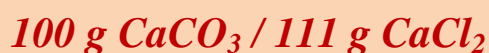
$$167,2 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} = 85,12 \text{ L de CO}_2 \text{ (C.N)}$$

b)
Cloruro de calcio, CaCl_2 , que se obtiene.
La reacción establece:



$$\text{Mm CaCl}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40 \text{ u} = 40 \text{ u} \\ \text{Cl: } 2 \cdot 35,5 \text{ u} = 71 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 111 \text{ u} \end{array} \right. ; \quad 1 \text{ mol CaCl}_2 = 111 \text{ g}$$

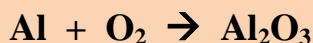
La proporción (2):



Con nuestra muestra inicial:

$$380 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{111 \text{ g CaCl}_2}{100 \text{ g CaCO}_3} = 421,8 \text{ g CaCl}_2$$

8.- Reaccionan 10 g de aluminio con gas oxígeno. ¿cuántos gramos de óxido de aluminio se forman?. Reacción química:



DATOS: Masas atómicas: Al = 27 u ; O = 16 u

Resolución:

Ajustemos la reacción química:



$$\text{Al: } a = 2c \quad (1)$$

$$\text{O: } 2b = 3c \quad (2)$$

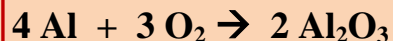
$$\text{De (1) } c = 1 \rightarrow a = 2$$

$$\text{De (2) } 2b = 3 \cdot 1 ; b = 3/2$$

Nos vamos a la reacción química:



Si quitamos denominadores:



Reacción ajustada.

La reacción química nos indica que:



Ma Al = 27 u ; 1 átomo – gramo de Al = 27 g

$$\begin{array}{l} \text{Mm Al}_2\text{O}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Al: } 2 \cdot 27 = 54 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 102 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 = 102 \text{ g} \end{array}$$

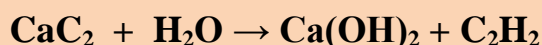
La proporción (1) quedaría de la forma:



Con nuestra muestra inicial:

$$\cancel{10 \text{ g Al }} \cdot \frac{2 \cdot 102 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{4 \cdot \cancel{27 \text{ g Al}}} = 18,9 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$

9.- Se echan 50 g de carburo de calcio sobre agua y se obtiene acetileno (C₂H₂) según la siguiente reacción química:

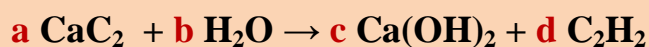


¿Qué cantidad máxima se puede lograr?

DATOS: Masas atómicas: Ca = 40 u ; C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

Resolución:

La reacción no está ajustada. Procedemos a ello:



Ca: $a = c$ (1)

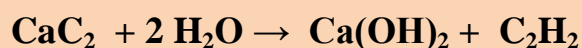
C: $2a = 2d$ (2)

H: $2b = 2c$ (3)

O: $b = 2c$ (4)

De (1) $a = 1 \rightarrow c = 1 \rightarrow d = 1 \rightarrow b = 2$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada

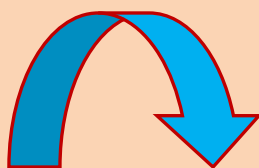
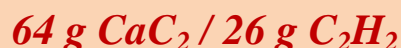
Según la reacción química:



$$\begin{array}{l} \text{Mm CaC}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40 \text{ u} = 40 \text{ u} \\ \text{C: } 2 \cdot 12 \text{ u} = 24 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 64 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol CaC}_2 = 64 \text{ g} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{Mm C}_2\text{H}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 2 \cdot 12 = 24 \text{ u} \\ \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 26 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol C}_2\text{H}_2 = 26 \text{ g} \end{array}$$

La proporción (1) queda:



Con nuestra materia prima:

$$50 \text{ g CaC}_2 \cdot \frac{26 \text{ g C}_2\text{H}_2}{64 \text{ g CaC}_2} = 20,31 \text{ g de C}_2\text{H}_2$$

10.- Las bolsas de aire de seguridad de los automóviles se inflan con nitrógeno gaseoso generado por la rápida descomposición de acida de sodio (NaN_3):

Reacción química:



Si una bolsa de aire tiene un volumen de 38 L y debe llenarse con nitrógeno gaseoso a una presión de 1,5 atm y a una temperatura de 25 °C, ¿cuántos gramos de acida deben descomponerse

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u ; N = 14 u ;

Resolución:

Ajustemos la reacción química:



Na: $a = b$ (1)

N: $3 a = 2 c$ (2)

De (1) $a = 1 \rightarrow b = 1$

De (2) $3 \cdot 1 = 2 \cdot c$; $c = 3/2$

Nos vamos a la reacción química:



Si quitamos denominadores:



Reacción ajustada.

Debemos obtener un Volumen de 38 L de N_2 (*los gases ocupan el volumen del recipiente que los forma*) a una presión de 1,5 atm y a una temperatura de 25°C.

Podemos conocer los moles de N_2 que debemos obtener:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

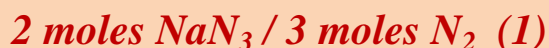
$$1,5 \text{ atm} \cdot 38 \text{ L} = n \cdot 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K)} (273+25)\text{K}$$

$$57 \text{ atm} \cdot \text{L} = n \cdot 24,43 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} ; n = 57 \text{ atm} \cdot \text{L} / 24,43 \text{ (atm} \cdot \text{L/mol)}$$

$$n = 57/24,43 = 2,33 \text{ moles de } N_2.$$

Debemos calcular los gramos de acida NaN_3 que debemos utilizar para obtener estos moles de N_2 .

La reacción nos dice que:



$$\begin{array}{l} \text{Mm } NaN_3 \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \\ \text{N: } 3 \cdot 14 \text{ u} = 42 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 65 \text{ u} \end{array} \right. ; \quad 1 \text{ mol } NaN_3 = 65 \text{ g} \end{array}$$

La proporción (1) quedaría:



Los moles de N_2 necesarios saldrán de una cantidad de NaN_3 :

$$2,33 \text{ moles } N_2 \cdot \frac{2 \cdot 65 \text{ g } NaN_3}{3 \text{ moles } N_2} = 100,96 \text{ g } NaN_3$$

11.- Tenemos 10 kg de cinc que hacemos reaccionar con todo el ácido sulfúrico que se necesite. ¿Qué cantidad de hidrógeno se desprende?
Reacción química:



Datos: Masas atómicas: S = 32 u ; O = 16 u ; H = 1 u ; Zn = 65,4 u

Resolución:

La reacción está ajustada.



1 Zn = 1 Zn

2 H = 2 H

1 S = 1 S

4 O = 4 O

$$m_{\text{Zn}} = 10 \text{ Kg} \cdot 1000 \text{ g/1 Kg} = 10000 \text{ g}$$

La Reacción nos dice:

1 átomo - gramo Zn / 1 mol H₂ (1)

Ma Zn = 65,4 u ; 1 átomo - gramo Zn = 65,4 g

La proporción (1) la podemos expresar de la forma:

65,4 g Zn / 1 mol H₂

Nuestra muestra inicial implica:

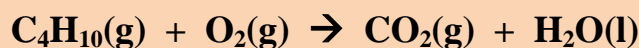
$$10000 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{65,4 \text{ g Zn}} = 152,9 \text{ moles H}_2$$

Estos moles implican una masa:

$$Mm \text{ H}_2 = 2 \cdot 1 = 2 \text{ u} ; \quad 1 \text{ mol H}_2 = 2 \text{ g}$$

$$152,9 \text{ moles H}_2 \cdot \frac{2 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 305,8 \text{ g H}_2$$

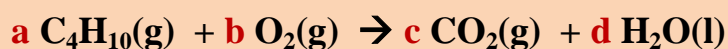
12.- Queremos quemar 14 kg de butano. ¿Cuánto oxígeno necesita?
¿Cuánta agua se forma?. Reacción química:



Datos: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

Resolución:

Ajuste de la reacción:



$$\text{C: } 4 a = c \quad (1)$$

$$\text{H: } 10 a = 2 d \quad (2)$$

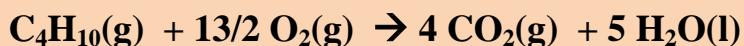
$$\text{O: } 2 b = 2 c + d \quad (3)$$

$$\text{De (1) } a = 1 \rightarrow c = 4$$

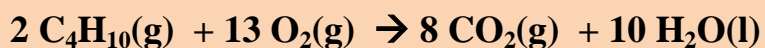
$$\text{De (2) } 10 \cdot 1 = 2 d ; 10 = 2 d ; d = 5$$

$$\text{De (3) } 2 b = 2 \cdot 4 + 5 ; 2 b = 13 ; b = 13/2$$

Nos vamos a la reacción:



quitamos denominadores:

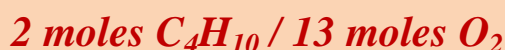


Reacción ajustada.

Muestra inicial 14 Kg C_4H_{10} = $14 \text{ Kg} \cdot (1000 \text{ g} / 1 \text{ Kg}) = 14000 \text{ g } C_4H_{10}$

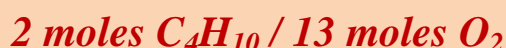
Oxígeno necesario para la combustión:

La reacción nos dice que:



$$\begin{array}{l} \text{Mm } C_4H_{10} \left\{ \begin{array}{l} C: 4 \cdot 12 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ H: 10 \cdot 1 \text{ u} = 10 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 58 \text{ u} \end{array} \right. ; \quad 1 \text{ mol } C_4H_{10} = 58 \text{ g} \end{array}$$

$$\text{Mm } O_2 = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} ; \quad 1 \text{ mol } O_2 = 32 \text{ g}$$



$$2 \cdot 58 \text{ g } C_4H_{10} / 13 \cdot 32 \text{ g } O_2$$

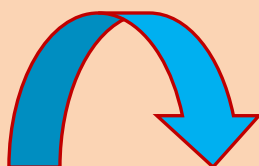
Los 14000 g de C_4H_{10} se transforman en:

$$14000 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{13 \cdot 32 \text{ g } O_2}{2 \cdot 58 \text{ g } C_4H_{10}} = 50206,89 \text{ g } O_2$$

En lo referente al agua. Según la reacción:



$$\begin{array}{l} \text{Mm } H_2O \left\{ \begin{array}{l} H: 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ O: 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 18 \text{ u} \end{array} \right. ; \quad 1 \text{ mol } H_2O = 18 \text{ g} \end{array}$$



La proporción (1) quedará de la forma:

$$2 \cdot 58 \text{ g } C_4H_{10} / 10 \cdot 18 \text{ g } H_2O$$

Con los 14000 g de C_4H_{10} :

$$14000 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{10 \cdot 18 \text{ g } H_2O}{2 \cdot 58 \text{ g } C_4H_{10}} = 21724,14 \text{ g } H_2O$$

13.- Se hacen reaccionar 250 mL de una disolución 0,5 M de hidróxido sódico con 50 mL de una disolución 1,5 M de ácido sulfúrico.

a) ¿ Existe algún reactivo en exceso?. En caso afirmativo indíquelo y determine la cantidad del mismo que no ha reaccionado.

b) ¿ Cuántos gramos de sulfato sódico se originan en esta reacción?.

Datos: Masas atómicas: Na = 23 ; O = 16 ; H = 1 ; S = 32.

Resolución:

250 mL NaOH 0,5 M.

50 mL H_2SO_4 1,5 M.

Nº de moles de NaOH puestos en juego:

$$M \text{ (Molaridad)} = n^\circ \text{ de moles soluto} / V \text{ disolución en L (1)}$$

$$N^\circ \text{ moles} = M \cdot V(L)$$

$$N^\circ \text{ Moles} = 0,5 \cdot 0,250 = 0,125 \text{ moles de NaOH}$$

Nº moles de H_2SO_4 puestos en juego:

$$\text{De (1):} \quad N^\circ \text{ moles} = M \cdot V(L)$$

$$N^\circ \text{ moles} = 1,5 \cdot 0,050 = 0,075 \text{ moles de } H_2SO_4$$

a) De la reacción química: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

1 mol H_2SO_4 / 2 moles NaOH

Supongo que reacciona todo el H_2SO_4 :

$$0,075 \text{ moles } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ moles } \text{NaOH}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4}} = 0,150 \text{ moles } \text{NaOH} \text{ (que no los tenemos)}$$

luego el *reactivo limitante* es el NaOH :

$$0,125 \text{ moles } \cancel{\text{NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles } \cancel{\text{NaOH}}} = 0,0625 \text{ moles } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Reaccionan *0,0625 moles de H_2SO_4* y *sobran* $= 0,075 - 0,0625 =$
 $= 0,0125 \text{ moles}$

b) Según la reacción química:

2 moles NaOH / 1 mol Na_2SO_4

$$0,125 \text{ moles } \cancel{\text{NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles } \cancel{\text{NaOH}}} = 0,0625 \text{ moles } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

Mm $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ u}$ (calcular y comprobar) $\rightarrow 142 \text{ g/mol}$

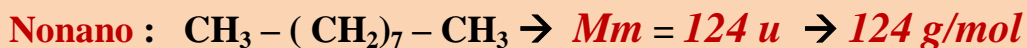
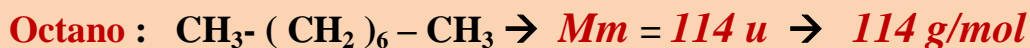
$$0,0625 \text{ moles } \cancel{\text{Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{142 \text{ g } \text{Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } \cancel{\text{Na}_2\text{SO}_4}} = 8,875 \text{ g}$$

14.- De manera aproximada se puede considerar que la gasolina es una mezcla equimolecular de octano y nonano.

- Escribe las reacciones de combustión de los hidrocarburos mencionados.
- Calcula el volumen de aire, en condiciones normales, que se necesita para quemar 484 gramos de gasolina.

Datos: Masas atómicas: C =12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

Resolución:



n° moles octano = n° moles nonano (equimolecular)

$$\frac{m_{\text{octano}}}{Mm} = \frac{m_{\text{nonano}}}{Mm}$$

$$m_{\text{octano}} + m_{\text{nonano}} = 484 \rightarrow m_{\text{nonano}} = 484 - m_{\text{octano}}$$

$$\frac{m_{\text{octano}}}{114} = \frac{484 - m_{\text{octano}}}{128} \rightarrow$$

$$128 m_{\text{octano}} = 114 (484 - m_{\text{octano}}); 128 m_{\text{octano}} = 55176 - 114 m_{\text{octano}}$$

$$128 m_{\text{octano}} + 114 m_{\text{octano}} = 55176$$

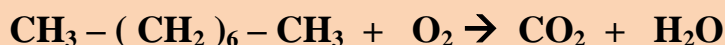
$$242 m_{\text{octano}} = 55176$$

$$m_{\text{octano}} = 55176 / 242 = 228 \text{ g}$$

$$m_{\text{nonano}} = 484 - 228 = 256 \text{ g}$$

a) La reacción de combustión del octano es:

La combustión de un hidrocarburo siempre produce CO₂ (g) y agua (l), cuando se combina con el Oxígeno:



No viene ajustada



$$\text{C: } 8 \cdot a = c \quad (1)$$

$$\text{H: } 18 \cdot a = 2 \cdot d \quad (2)$$

$$\text{O: } 2 \cdot b = 2 \cdot c + 1 \cdot d \quad (3)$$

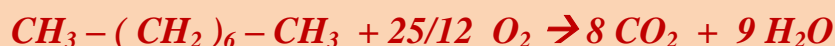
$$\text{En (1)} \rightarrow a = 1 \rightarrow c = 8$$

$$\text{En (2)} \rightarrow 18 \cdot 1 = 2 \cdot d \rightarrow 18 = 2d \rightarrow d = 9$$

$$\text{En (3)} \rightarrow 2 \cdot b = 2 \cdot 8 + 1 \cdot 9 ; 2 \cdot b = 16 + 9 ; 2 \cdot b = 25$$

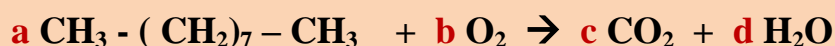
$$b = 25/2 = 12$$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada

Combustión del nonamo:



$$\text{C: } 9 \cdot a = c \quad (1)$$

$$\text{H: } 20 \cdot a = 2 \cdot d \quad (2)$$

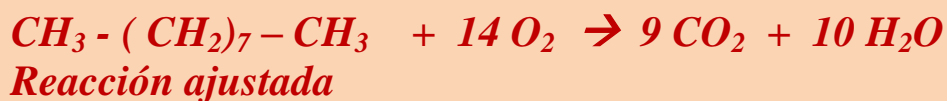
$$\text{O: } 2 \cdot b = 2 \cdot c + d \quad (3)$$

$$\text{En (1)} \rightarrow a = 1 \rightarrow c = 9$$

$$\text{En (2)} \rightarrow 20 \cdot 1 = 2 \cdot d ; 20 = 2 \cdot d ; d = 20/2 = 10$$

$$\text{En (3)} \rightarrow 2 \cdot b = 2 \cdot 9 + 10 ; 2 \cdot b = 28 ; b = 28/2 = 14$$

Nos vamos a la reacción:



a) En el octano:

1 mol octano/(25/2 moles de O₂)

1 mol de Oxígeno en C.N ocupa 22,4 L

114 g octano/(25/2 . 22,4 L O₂)

$$228 \text{ g octano} \cdot \frac{25/2 \cdot 22,4 \text{ L O}_2}{114 \text{ g octano}} = 560 \text{ L O}_2$$

En el nonano:

1 mol nonano / 14 moles O₂

128 g nonano / 14 . 22,4 L O₂

$$256 \text{ g nonano} \cdot \frac{14 \cdot 22,4 \text{ L O}_2}{128 \text{ g nonano}} = 627,2 \text{ L O}_2$$

Litros de O₂ necesarios para la combustión del octano y nonano:

$$N^\circ \text{ litros} = 560 + 627,2 = 1187,2 \text{ L O}_2$$

El aire contiene un *20% en volumen* de O₂, luego:

$$1187,2 \text{ L O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{20 \text{ L O}_2} = 5936 \text{ litros aire}$$

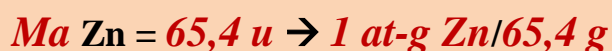
15.- Se hacen reaccionar 300 mL de una disolución acuosa de ácido sulfúrico, H₂SO₄, de densidad 1,2 g/mL y del 95 % de riqueza (% en masa) con 98, g de Zn. Se forma sulfato de cinc e hidrógeno. Calcula el volumen de hidrógeno producido a 700 mmHg y 27°C.
DATOS: Masas Atómicas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u ; Zn = 65,41 u

Resolución:

Reacción química:



Vamos a determinar el reactivo limitante. Según la reacción química:



La proporción (1) la podemos poner:



Determinación de la masa de H_2SO_4 puesta en juego:

$$d = m_{\text{disolución}} / V$$

$$\begin{aligned} m_{\text{disolución}} &= d \cdot V = 1,2 \text{ g/mL} \cdot 300 \text{ mL} = \\ &= 360 \text{ g (disol.)} \end{aligned}$$

De estos gramos de disolución el 95 % pertenecen a H_2SO_4 puro:

$$\begin{aligned} 360 \text{ g disolución} \cdot (95 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ puro} / 100 \text{ g disolución}) &= \\ &= 342 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ puro} \end{aligned}$$

que son los que realmente intervienen en la reacción.

Supongamos que reacciona *todo el ácido sulfúrico*. Esta cantidad, 342 g de H_2SO_4 , necesitará una cantidad determinada de Zn.

Utilizaremos la proporción (2):

$$342 \text{ g } H_2SO_4 \cdot (65,4 \text{ g Zn} / 98 \text{ g } H_2SO_4) = 228,23 \text{ g Zn}$$

Solo tenemos 98,1 g de Zn por lo que *no puede reaccionar todo el H_2SO_4* . El H_2SO_4 *no es* el “*reactivo limitante*”.

Supongamos que reacciona todo el Zn:

Según la proporción (1):

$$98,1 \text{ g Zn} \cdot (98 \text{ g } H_2SO_4 / 65,4 \text{ g Zn}) = 147 \text{ g } H_2SO_4$$

Esta cantidad de H_2SO_4 sí la tenemos, e incluso hay un exceso de H_2SO_4 que queda sin reaccionar:

$$m_{\text{exceso } H_2SO_4} = 342 - 147 = 195 \text{ g } H_2SO_4$$

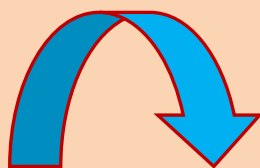
El Zn es el “*reactivo limitante*” y la cantidad del mismo será la que utilizaremos *para los cálculos que nos piden las cuestiones*.

- a) Para conocer el volumen de hidrógeno, la reacción química nos dice:



$$Mm \text{ } H_2 = 2 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } H_2 / 2 \text{ g}$$

$$1 \text{ at-g Zn} = 65,4 \text{ g}$$



La proporción (3) la podemos poner:



$$98,1 \text{ g Zn} \cdot (2 \text{ g H}_2 / 65,4 \text{ g Zn}) = 3 \text{ g H}_2$$

Cómo el H₂ es un gas y nos piden su volumen:

$$P \cdot V = m / Mm \cdot R \cdot T$$

$$(700/760) \cdot V = 3/2 \cdot 0,082 \cdot (273+27) ; 0,92 V = 36,9$$

$$V = 40,1 \text{ L de H}_2$$

16.- En el laboratorio se puede obtener dióxido de carbono haciendo reaccionar carbonato de calcio con ácido clorhídrico; en la reacción se produce también cloruro de calcio y agua. Se quiere obtener 5 litros de dióxido de carbono, medidos a 25°C y 745 mm Hg. Suponiendo que haya suficiente carbonato de calcio, calcular el volumen mínimo de ácido clorhídrico del 32 % en peso y densidad 1,16 g/mL que será necesario utilizar.

Datos: Masas atómicas: Ca = 40 u ; C = 12 u ; O = 16 u ; Cl = 35,5 u
H = 1. u

Resolución:

Reacción química:



No está ajustada:



$$\text{Ca: } a = c \quad (1)$$

$$\text{C: } a = d \quad (2)$$

$$\text{O: } 3 \cdot a = 2 \cdot d + 1 \cdot e \quad (3)$$

$$\text{Cl: } b = 2c \quad (4)$$

$$\text{H: } b = 2e \quad (5)$$

$$\text{En (1)} \rightarrow a = 1 \rightarrow c = 1$$

$$\text{En (2)} \rightarrow d = 1$$

$$\text{En (4)} \rightarrow b = 2$$

$$\text{En (5)} \rightarrow 2 = 2 \cdot e ; e = 2/2 = 1$$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada

Los moles de CO_2 obtenidos :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$745 / 760 \cdot 5 = n \cdot 0,082 (273+25)$$

$$n = 0,2$$

La masa de ácido clorhídrico necesaria, según reacción:

$$2 \text{ moles HCl} / 1 \text{ mol CO}_2 \quad (1)$$

$$Mm \text{ HCl} = 36,5 \text{ u (calcular y comprobar)} \rightarrow 36,5 \text{ g / mol}$$

La proporción (1) queda:

$$2 \cdot 36,5 \text{ g HCl} / 1 \text{ mol CO}_2$$

$$0,2 \text{ moles } \cancel{\text{CO}_2} \cdot \frac{2 \cdot 36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}} = 14,6 \text{ g HCl puro}$$

Esta masa de HCl puro procede de un volumen de HCl comercial que es :

$$14,6 \text{ g HCl puro} \cdot \frac{100 \text{ g HCl comercial}}{32 \text{ g HCl puro}} = 45,62 \text{ g HCl comercial}$$

En lo referente al volumen:

$$d = m/V$$

$$V = m / d = 45,62 / 1,16 = 39,33 \text{ cm}^3$$

17.- a) El clorato de potasio se descompone por el calor en cloruro de potasio y oxígeno molecular. ¿ Qué volumen de oxígeno, a 125°C y 1 atm, puede obtenerse por descomposición de 148 g de una muestra que contiene el 87 % en peso de clorato de potasio?.

b)¿ Cuántas moléculas de oxígeno se formarán?.

Datos: Masas atómicas: Cl = 35,5 u ; O = 16 u ; K = 39,1 u

Resolución:

a) Reacción química:



Ajuste:



$$\text{K: } 1 \cdot a = 1 \cdot b \rightarrow a = b \quad (1)$$

$$\text{Cl: } 1 \cdot a = 1 \cdot b \rightarrow a = b \quad (2)$$

$$\text{O: } 3 \cdot a = 2 \cdot c \rightarrow 3a = 2c \quad (3)$$

$$\text{De (1)} \rightarrow a = 1 \rightarrow b = 1$$

$$\text{DE (3)} \rightarrow 3 = 2c ; c = 3/2$$

Nos vamos a la reacción:



Quitamos denominadorse:

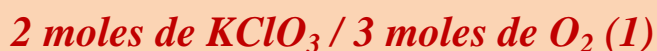


Reacción ajustada

a) Masa de KClO_3 puesta en juego:

$$148 \text{ g muestra} \cdot (87 \text{ g KClO}_3 \text{ puro} / 100 \text{ g muestra}) = 128,76 \text{ g de KClO}_3$$

Según reacción:



$$Mm \text{ KClO}_3 = 122,6 \text{ u (calcular y comprobar)} \rightarrow 122,6 \text{ g/mol}$$

La proporción (1) queda de la forma:



Nuestros 128,76 g KClO_3 :

$$128,76 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{3 \text{ moles de O}_2}{2 \cdot 122,6 \text{ g KClO}_3} = 1,57 \text{ moles O}_2$$

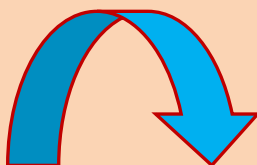
Estos moles de O_2 ocupan un volumen determinado por la ecuación:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot V = 1,57 \cdot 0,082 (273+125) ; V = 51,24 \text{ L}$$

b) Por todos es conocido que:

$$1 \text{ mol de O}_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$



Nuestros 1,57 moles de O₂:

$$1,57 \text{ moles O}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 9,46 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$$

18.- A 100 cm³ de una disolución de ácido nítrico de concentración 0,01 M se le añaden 100 cm³ de otra disolución de hidróxido de bario de concentración 0,01 M.

- Escribe la reacción que tiene lugar entre estos dos compuestos.
- Determina si la reacción será completa o, por el contrario, quedará algún reactivo en exceso.

Datos: Masas atómicas: N = 14 ; H = 1 ; O = 16 ; Ba = 137,34.

Resolución:

100 mL HNO₃ 0,01 M.

100 mL Ba(OH)₂ 0,01 M.

Nº de moles de HNO₃ puestos en juego:

De $M = n^\circ \text{ moles} / V(L)$

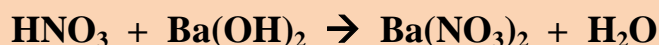
Despejamos el nº de moles:

$$n^\circ \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,01 \cdot 0,1 = 0,001 \text{ moles}$$

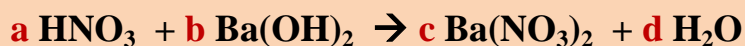
Nº de moles de Ba(OH)₂ puestos en juego:

$$n^\circ \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,01 \cdot 0,1 = 0,001 \text{ mol}$$

- La reacción química que tiene lugar es:



La reacción no está ajustada:



$$\text{H: } 1 \cdot a + 2 \cdot b = 2 \cdot d \rightarrow a + 2b = 2d \quad (1)$$

$$\text{N: } 1 \cdot a = 2 \cdot c \rightarrow a = 2c \quad (2)$$

$$\text{O: } 3 \cdot a + 2 \cdot b = 6 \cdot c + 1 \cdot d \rightarrow 3a + 2b = 6c + d \quad (3)$$

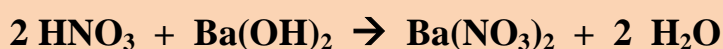
$$\text{Ba: } 1 \cdot b = 1 \cdot c \rightarrow b = c \quad (4)$$

$$\text{De (2)} \rightarrow c = 1 \rightarrow a = 2$$

$$\text{De (4)} \rightarrow b = 1$$

$$\text{De (3)} \rightarrow 6 + 2 = 6 + d ; 8 = 6 + d ; d = 8 - 6 = 2$$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada

b) La relación estequiométrica entre el ácido nítrico y el hidróxido de bario es:

$$2 \text{ moles HNO}_3 / 1 \text{ mol Ba(OH)}_2$$

Supongo que reacciona todo el HNO_3 :

$$0,001 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Ba(OH)}_2}{2 \text{ moles HNO}_3} = 0,0005 \text{ moles Ba(OH)}_2$$

Los 0,001 moles de HNO_3 necesitan 0,0005 moles de Ba(OH)_2 que si los tenemos. Por lo tanto *la reacción no es completa, reacciona todo el ácido nítrico y sobra hidróxido de Bario.*

$$\text{Hidróxido de bario en exceso} = 0,001 - 0,0005 = 0,0005 \text{ moles}$$

19.- Dada la siguiente reacción química:



Calcule:

a) Los moles de N_2O_5 que se obtienen a partir de 20 gramos de AgNO_3 .

b) El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20°C y 620 mm Hg.
Datos: Masas atómicas: N = 14 u ; O = 16 u ; Ag = 108 u

Resolución:

La reacción química no está ajustada:



Ag: $1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d$ (1)

N: $1 \cdot a = 2 \cdot c \rightarrow a = 2c$ (2)

O: $3 \cdot a = 5 \cdot c + 2 \cdot e \rightarrow 3a = 5c + 2e$ (3)

Cl: $2 \cdot b = 1 \cdot d \rightarrow 2b = d$ (4)

De (2) $\rightarrow c = 1 \rightarrow a = 2$

De (1) $\rightarrow d = 2$

De (4) $\rightarrow 2b = 2 \rightarrow b = 1$

De (3) $\rightarrow 6 = 5 + 2e \rightarrow 1 = 2e \rightarrow e = \frac{1}{2}$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada

a) La reacción nos dice:

$$2 \text{ moles AgNO}_3 / 1 \text{ mol N}_2\text{O}_5$$

$$Mm \text{ AgNO}_3 = 170 \text{ u (calcular y comprobar)} \rightarrow 170 \text{ g/mol}$$

$$2 \cdot 170 \text{ g AgNO}_3 / 1 \text{ mol N}_2\text{O}_5$$

con 20 g de AgNO₃

$$20 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_5}{2 \cdot 170 \text{ g AgNO}_3} = 0,058 \text{ moles N}_2\text{O}_5$$

b) Nos dice la reacción:



$$20 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{\frac{1}{2} \text{ mol O}_2}{2 \cdot 170 \text{ g AgNO}_3} = 0,029 \text{ moles de O}_2$$

El volumen de Oxígeno:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$(620 / 760) \cdot V = 0,029 \cdot 0,082 \cdot (273+20)$$

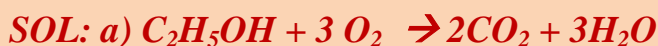
$$V = 0,085 \text{ L de Oxígeno}$$

Problema propuesto

La combustión del etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) produce dióxido de carbono y agua. Calcula:

- Escribe y ajusta la ecuación
- Calcular el número de moles de O_2 que se necesitan para producir 0,8 moles de CO_2
- Hallar el número de moléculas de H_2O que se producirán a partir de 25 moléculas de alcohol.
- Calcular el número de moles de etanol que reaccionaran con $4,6 \cdot 10^{24}$ moléculas de O_2 .

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u



b) 1,2 moles de O_2

c) 75 moléculas H_2O

e) 2,56 moles de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

20.- El ácido sulfúrico [(también llamado ácido tetraoxosulfúrico (VI)] reacciona con el cloruro de sodio para dar sulfato de sodio [llamado tetraoxosulfato (VI) de sodio] y ácido clorhídrico. Se añaden 50 mL de ácido sulfúrico del 98 % en peso y densidad $1,835 \text{ g/cm}^3$ sobre una muestra de 87 gramos de cloruro de sodio. Suponiendo que la reacción es completa:

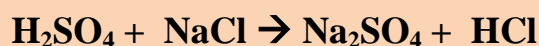
a) ¿ Qué reactivo se encuentra en exceso, y cuántos moles del mismo quedan sin reaccionar?.

b) ¿ Qué masa de sulfato de sodio se obtiene en la reacción?.

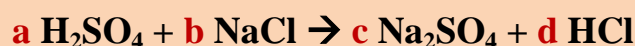
Datos: Masas atómicas: H = 1 ; S = 32 ; O = 16 ; Cl = 35,5 ; Na = 23.

Resolución:

a) Reacción química:



no está ajustada:



$$\mathbf{H}: 2 \cdot \mathbf{a} = 1 \cdot \mathbf{d} \rightarrow \mathbf{2a} = \mathbf{d} \quad (1)$$

$$\mathbf{S}: 1 \cdot \mathbf{a} = 1 \cdot \mathbf{c} \rightarrow \mathbf{a} = \mathbf{c} \quad (2)$$

$$\mathbf{O}: 4 \cdot \mathbf{a} = 4 \cdot \mathbf{c} \rightarrow \mathbf{4a} = \mathbf{4c} \rightarrow \mathbf{a} = \mathbf{c} \quad (3)$$

$$\mathbf{Na}: 1 \cdot \mathbf{b} = 2 \cdot \mathbf{c} \rightarrow \mathbf{b} = \mathbf{2c} \quad (4)$$

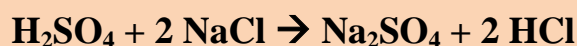
$$\mathbf{Cl}: 1 \cdot \mathbf{b} = 1 \cdot \mathbf{d} \rightarrow \mathbf{b} = \mathbf{d} \quad (5)$$

$$\text{De (2)} \rightarrow \mathbf{c} = \mathbf{1} \rightarrow \mathbf{a} = \mathbf{1}$$

$$\text{De (4)} \rightarrow \mathbf{b} = \mathbf{2}$$

$$\text{De (5)} \rightarrow \mathbf{d} = \mathbf{2}$$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada

50 mL H_2SO_4 al 98% y $d = 1,835 \text{ g/cm}^3$

87 g de NaCl

Masa de H_2SO_4 comercial puesta en juego:

$$d = m / V$$

despejamos la masa:

$$m = d \cdot V$$

$$m = 1,835 \text{ g/cm}^3 \cdot 50 \text{ cm}^3 = 91,75 \text{ g}$$

El 98% de esta masa será el ácido sulfúrico puro:

$$m_{H_2SO_4 \text{ pur}} = 91,75 \text{ ácido comercial} \cdot (98 \text{ g ácido puro} / \text{ácido comer})$$

$$m_{H_2SO_4 \text{ puro}} = 89,91 \text{ g}$$

$$Mm \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u (calcular y comprobar)} \rightarrow 98 \text{ g / mol}$$

Moles de H_2SO_4 puro puestos en juego:

$$n^\circ \text{ moles} = m / Mm = 89,91 / 98 = 0,917$$

Relación estequiométrica:

$$1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 2 \text{ moles NaCl (1)}$$

$$Mm \text{ NaCl} = 58,5 \text{ u (calcular y comprobar)} \rightarrow 58,5 \text{ g / mol}$$

La proporción (1) quedaría:

$$98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / 2 \cdot 58,5 \text{ g NaCl.}$$

Supongo que reacciona *todo el* H_2SO_4 :

$$89,91 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \cdot 58,5 \text{ g NaCl}}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 107,34 \text{ g NaCl}$$

No reacciona todo el ácido sulfúrico puesto que no tenemos 107,34 g de NaCl (sólo tenemos 87 g). El **reactivo limitante** es el NaCl.

$$87 \text{ g NaCl} \cdot \frac{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{2 \cdot 58,5 \text{ g NaCl}} = 72,87 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Los **87 g de NaCl** necesitan **72,87 g de H₂SO₄**.

Masa de **H₂SO₄ en exceso** = 89,91 – 72,87 = **17,04 g**

Moles de **H₂SO₄ en exceso** = m/Mm = 17,04/98 = **0,17**

b) Según la reacción química:



Mm Na₂SO₄ = 142 u (calcular y comprobar) → **142 g / mol**

La proporción **(2)** quedaría:



Con los gramos de sulfúrico reaccionantes:

$$89,91 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 130,27 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

21.- El primer paso en la preparación del ácido nítrico es la preparación del óxido nítrico a partir de amoníaco y oxígeno según la reacción:



Supuesto que 3,00 litros de NH₃ a 802°C y 1,30 atm reaccionan completamente con oxígeno.

- a) ¿ Cuántos litros de vapor de agua medidos a 125°C y 1,00 atm se forman?.
- b) ¿ Cuántos moles de oxígeno serán necesarios para que la reacción sea total?.

Datos : Masas atómicas: N = 14 ; H = 1 ; O = 16.

Resolución:

La reacción química no está ajustada:



N: $1 \cdot a = 1 \cdot c \rightarrow a = c$ (1)

H: $3 \cdot a = 2 \cdot d \rightarrow 3a = 2d$ (2)

O: $2 \cdot b = 1 \cdot c + 1 \cdot d \rightarrow 2b = c + d$ (3)

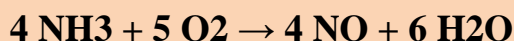
De (1) $\rightarrow a = 1 \rightarrow c = 1$

De (2) $\rightarrow 3 = 2d ; d = 3/2$

De (3) $\rightarrow 2b = 1 + 3/2 ; 4b = 2 + 3 ; 4b = 5 \rightarrow b = 5/4$



Quitando denominadores:



Reacción ajustada

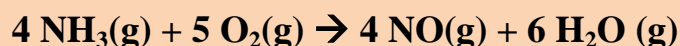
- a) Moles de NH₃ puestos en juego:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1,30 \cdot 3,00 = n \cdot 0,082 (273 + 802)$$

$$n = 0,044 \text{ moles de NH}_3$$

Reacción química sin coeficientes fraccionarios:



4 moles NH₃ / 6 moles de H₂O

$$0,044 \text{ moles NH}_3 \cdot \frac{6 \text{ moles H}_2\text{O}}{4 \text{ moles NH}_3} = 0,066 \text{ moles H}_2\text{O}$$

El volumen de vapor de agua:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1,00 \cdot V = 0,066 \cdot 0,082 (273 + 125)$$

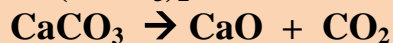
$$V = 2,15 \text{ L. de H}_2\text{O}$$

b) Los moles de Oxígeno, según reacción química:

4 moles de NH₃/5 moles de O₂

$$0,044 \text{ moles NH}_3 \cdot \frac{5 \text{ moles de O}_2}{4 \text{ moles de NH}_3} = 0,055 \text{ moles O}_2$$

22.- 5,0 gramos de una mezcla de carbonato de calcio e hidrogenocarbonato de calcio se calientan fuertemente hasta la descomposición total de ambos compuestos, según las siguientes reacciones:



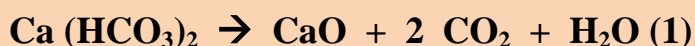
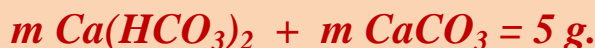
Se obtienen 0,44 gramos de agua, determina la composición en % de la mezcla.

Datos: Masas atómicas: Ca = 40 ; H = 1 ; C = 12 ; O = 16.

Resolución:

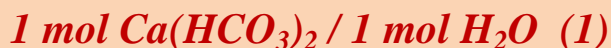
Las reacciones vienen ajustadas.

Se cumple:



El *agua* proviene del *hidrogenocarbonato de calcio*:

Según reacción (1):



Mm $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = 162 \text{ u}$ (calcular y comprobar) $\rightarrow 162 \text{ g / mol}$

Mm $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ u}$ (calcular y comprobar) $\rightarrow 18 \text{ g / mol}$

La proporción (1) quedaría:



Con los 0,44 g de H_2O :

$$0,44 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{162 \text{ g Ca}(\text{HCO}_3)_2}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 3,96 \text{ g Ca}(\text{HCO}_3)_2$$

La masa de *carbonato de calcio* será = $5 - 3,96 = 1,04 \text{ g}$

$$100 \text{ g mezcla} \cdot \frac{3,96 \text{ g Ca}(\text{HCO}_3)_2}{5 \text{ g mezcla}} = 79,2 \% \text{ en Ca}(\text{HCO}_3)_2$$

$$100 \text{ g mezcla} \cdot \frac{1,04 \text{ g CaCO}_3}{5 \text{ g mezcla}} = 20,8 \% \text{ en CaCO}_3$$

23.- El cloro se obtiene en el laboratorio por oxidación del ácido clorhídrico con MnO_2 , proceso del cual también se obtiene cloruro de manganeso (II) y agua.

- Escriba la reacción ajustada que tiene lugar.
- Calcule el volumen de disolución de ácido clorhídrico de densidad $1,15 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ y 30 % en masa que se necesita para obtener 10 L de gas cloro, medidos a 30°C y $1,02 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

Datos: Masas atómicas: H = 1 u ; Cl = 35,5 u

Resolución:

a) Reacción química:



Ajuste:



$$\mathbf{H:} \quad 1 \cdot \mathbf{a} = 2 \cdot \mathbf{e} \rightarrow \mathbf{a} = 2\mathbf{e} \quad (1)$$

$$\mathbf{Cl:} \quad 1 \cdot \mathbf{a} = 2 \cdot \mathbf{c} + 2 \cdot \mathbf{d} \rightarrow \mathbf{a} = 2\mathbf{c} + 2\mathbf{d} \quad (2)$$

$$\mathbf{Mn:} \quad 1 \cdot \mathbf{b} = 1 \cdot \mathbf{c} \rightarrow \mathbf{b} = \mathbf{c} \quad (3)$$

$$\mathbf{O:} \quad 2 \cdot \mathbf{b} = 1 \cdot \mathbf{e} \rightarrow 2\mathbf{b} = \mathbf{e} \quad (4)$$

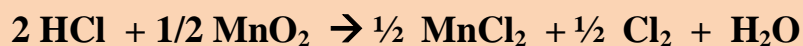
$$\text{De (1)} \rightarrow \mathbf{e} = 1 \rightarrow \mathbf{a} = 2$$

$$\text{De (4)} \rightarrow 2\mathbf{b} = 1 \quad ; \quad \mathbf{b} = \frac{1}{2}$$

$$\text{De (3)} \rightarrow \mathbf{c} = \frac{1}{2}$$

$$\text{De (2)} \rightarrow 2 = 2 \cdot \frac{1}{2} + 2\mathbf{d} \quad ; \quad 2 = 1 + 2\mathbf{d} \quad ; \quad 1 = 2\mathbf{d} \quad ; \quad \mathbf{d} = \frac{1}{2}$$

Nos vamos a la reacción:



Quitamos denominadores:



Reacción ajustada

b) Los moles de Cl_2 obtenidos son :

$$1 \text{ Atm} = 101.300 \text{ N/m}^2 \text{ (Pa)}$$

$$1,02 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ Atm}}{101.300 \text{ Pa}} = 1,007 \text{ Atm}$$

El número de moles viene dado por la ecuación:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1,007 \cdot 10 = n \cdot 0,82 \text{ (273+30)} ; \quad n = 0,40$$

La estequiometría de la reacción nos dice:



$$Mm \text{ HCl} = 36,5 \text{ u (calcular y comprobar)} \rightarrow 36,5 \text{ g / mol}$$

La proporción (1) queda de la forma:



Con los 0,40 moles de Cl_2 :

$$0,40 \text{ moles Cl}_2 \cdot \frac{4 \cdot 36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 58,4 \text{ g de HCl puro}$$

Este HCl puro debe ser obtenido del HCl comercial (30 % y $d = 1,15 \text{ g. cm}^3$).

$$58,4 \text{ g HCl puro} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{30 \text{ g HCl puro}} = 194,7 \text{ g disolución}$$

Estos gramos de disolución ocupan un volumen:

$$d = m/V$$

$$V = m / d = 194,7 \text{ g} / 1,15 \text{ g/cm}^3 = 169,3 \text{ cm}^3 \text{ de disolución}$$

Problema propuesto

Dada la siguiente reacción:



Hallar los gramos de PbCrO_4 que se obtienen a partir de 250 gramos de nitrato de plomo.

DATOS: Masas atómicas: Pb = 207,19 u ; N = 14 u ; O = 16 u ; K = 39,1 u ;

Cr = 52 u

SOL: 241,21g $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

24.- El análisis de una piedra caliza refleja que está compuesta de un 94,52 % de CaCO_3 , un 4,16 % de MgCO_3 y 1,32 % de materiales no deseados (impurezas). La descomposición térmica de la piedra genera CaO , MgO y CO_2 con un rendimiento del 56 %.

a) ¿ Cuántas toneladas de CaO podrán obtenerse con 4 toneladas de piedra caliza?.

b) ¿ Qué volumen de CO_2 se recoge sobre agua por cada 100 gramos de piedra caliza medidos a 760 mm de Hg y 20°C?.

Datos : Masas atómicas: Ca = 40 u ; C = 12 u ; O = 16 u; Mg = 24,3 u

Resolución:

94,5 % en CaCO_3 ; **4,16 %** en MgCO_3 y **1,32 %** en impurezas.

Las reacciones químicas que tienen lugar son:



Las dos reacciones vienen ajustadas.

$$a) \quad 1 \text{ t} = 1000 \text{ Kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} = 10^6 \text{ g}$$

En las 4 toneladas de piedra caliza hay:

$$4 \cdot 10^6 \text{ g de piedra caliza} \cdot \frac{94,52 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g piedra caliza}} = 3,78 \cdot 10^6 \text{ g de CaCO}_3$$

Según la reacción química (1):



$$Mm \text{ CaCO}_3 = 100 \text{ u (calcular y comprobar)} \rightarrow 100 \text{ g / mol}$$

$$Mm \text{ CaO} = 56 \text{ u (calcular y comprobar)} \rightarrow 56 \text{ g / mol}$$

La proporción (1) quedaría:



Lo que nos permite conocer la cantidad de CaO:

$$3,78 \cdot 10^6 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{56 \text{ g CaO}}{100 \text{ g CaCO}_3} = 2,11 \cdot 10^6 \text{ g CaO}$$
$$= 2,11 \text{ t de CaO (t = Tonelada)}$$

La cantidad obtenida corresponde a un rendimiento del proceso químico del 100%, sin embargo trabajamos al 56% por lo que la cantidad real de CaO obtenida será de:

$$2,11 \text{ t de CaO} \cdot \frac{56,5 \% \text{ rend.}}{100 \% \text{ rend}} = 1,18 \text{ t de CaO}$$

Si el cálculo anterior no lo entendéis bien podéis utilizar una Regla de Tres:

Si 100 % rend ----- 2,11 t CaO
El 56% ----- m_{CaO}

$$100 \% m_{CaO} = 56 \% \cdot 2,11 \text{ t CaO}$$

$$m_{CaO} = \frac{56 \% \cdot 2,11 \text{ t CaO}}{100 \%} = 1,18 \text{ t CaO}$$

a) Si suponemos *100 g de piedra caliza* ponemos en juego *94,52 g de CaCO₃* y *4,16 g de MgCO₃*.

CO₂ obtenido del CaCO₃:



Mm CO₂ = *44 u* (calcular y comprobar) → *44 g / mol*

La reacción (1) nos dice:

1 mol CaCO₃ / 1 mol CO₂

que podemos poner de la forma:

1 mol CaCO₃ = *100 g CaCO₃*

100 g CaCO₃ / 44 g CO₂

Proporción que nos permitirá conocer los gramos de CO₂:

$$94,52 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{100 \text{ g CaCO}_3} = 41,58 \text{ g CO}_2$$

al ser el rendimiento del 56% :

$$56 \% \text{ rend.} \cdot \frac{41,18 \text{ g CO}_2}{100 \% \text{ rend.}} = 23,06 \text{ g CO}_2$$

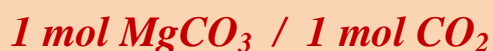
CO₂ obtenido del MgCO₃:

Reacción química:



$$Mm \text{ MgCO}_3 = 84,3 \text{ u (calcular y comprobar)} \rightarrow 84,3 \text{ g / mol}$$

Según el proceso químico:



Al conocer los moles de MgCO₃ y CO₂ la proporción anterior la podemos escribir:

$$4,16 \text{ g MgCO}_3 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{84,3 \text{ g MgCO}_3} = 2,17 \text{ g CO}_2$$

al ser el rendimiento del 56 %:

$$56 \% \text{ rend.} \cdot \frac{2,17 \text{ g CO}_2}{100 \% \text{ rend.}} = 1,21 \text{ g CO}_2$$

$$Masa \text{ total de CO}_2 = 23,28 + 1,21 = 24,49 \text{ g CO}_2$$

El volumen de CO₂ (g) cumplirá la Ecuación General de los gases perfectos:

$$P \cdot V = m / Mm \cdot R \cdot T$$

$$760 / 760 \cdot V = 24,49 / 44 \cdot 0,082 (273+20)$$

Operando con la ecuación:

$$V = 13,37 \text{ L de } CO_2$$

25.- El carbonato de calcio sólido reacciona con una disolución de ácido clorhídrico para dar agua, cloruro de calcio y dióxido de carbono gas. Si se añaden 120 mL de la disolución de ácido clorhídrico, que es del 26,2 % en masa y tiene una densidad de 1,13 g/mL, a una muestra de 40,0 gramos de carbonato de calcio sólido, ¿ cuál será la molaridad del ácido clorhídrico en la disolución cuando se haya completado la reacción?. (Suponga que el volumen de la disolución permanece constante).

Datos: Masas atómicas: C = 12 u ; O = 16 u ; Ca = 40 u ; Cl = 35,5 u , H = 1 u

Resolución:

Reacción química:



Ajuste:



$$Ca: 1 \cdot a = 1 \cdot c \rightarrow a = c \quad (1)$$

$$C: 1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \quad (2)$$

$$O: 3 \cdot a = 2 \cdot d + 1 \cdot e \rightarrow 3a = 2d + e \quad (3)$$

$$H: 1 \cdot b = 2 \cdot e \rightarrow b = 2e \quad (4)$$

$$Cl: 1 \cdot b = 2 \cdot c \rightarrow b = 2c \quad (5)$$

$$\text{De (1)} \rightarrow a = 1 \rightarrow c = 1$$

$$\text{De (2)} \rightarrow d = 1$$

$$\text{De (5)} \rightarrow b = 2$$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada

Ac. clorhídrico comercial: 120 mL = 0,120 L ; 26,2 % ; d= 1,13 g/mL.

40 gramos de CaCO₃.

Mm CaCO₃ = 100 u (calcular y comprobar) → 100 g / mol

Mm HCl = 36,5 u (calcular y comprobar) → 36,5 g / mol

Según reacción:

1 mol CaCO₃ / 2 moles HCl

Proporción equivalente a la siguiente:

100 g CaCO₃ / 2 moles HCl

Moles de HCl puestos en juego:

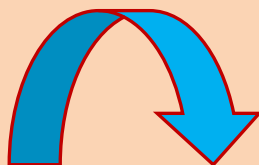
$$d = m / V$$

Despejamos la masa:

$$\text{Masa HCl comercial} = d \cdot V$$

$$\begin{aligned} \text{Masa HCl comercial} &= 1,13 \text{ g/mL} \cdot 120 \text{ mL} = \\ &= 135,6 \text{ g HCl comercial} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Masa de HCl puro} &= 135,6 \text{ HCl comercial} \cdot \frac{26,2 \text{ g HCl puro}}{100 \text{ g HCl comer.}} = \\ &= 35,53 \text{ g HCl puro} \end{aligned}$$



Los moles de HCl puestos en juego:

$$35,53 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,97 \text{ moles de HCl}$$

Los moles de HCl consumidos en la reacción son:

$$40,0 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{2 \text{ moles HCl}}{100 \text{ g CaCO}_3} = 0,8 \text{ moles HCl}$$

Los moles de HCl no reaccionantes son:

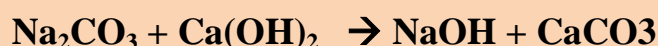
$$\text{Exceso de moles de HCl} = 0,97 - 0,8 = 0,17$$

La nueva concentración de HCl es :

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles HCl}}{\text{V (L)}} = \frac{0,17}{0,120} = 1,42 \text{ mol / L}$$

Problema propuesto

Por reacción entre el carbonato de sodio y el hidróxido de calcio se obtiene NaOH y CaCO₃. Calcular:



a) La cantidad de Na₂CO₃ necesarios para obtener 25kg de NaOH.

b) La cantidad de CaCO₃ formado en la reacción.

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u ; C = 12 u ; O = 16 u ; Ca = 40 u

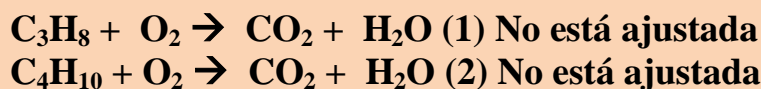
SOL: a) 33,125 kg Na₂CO₃, b) 31,25 kg CaCO₃

26.- Una bombona de gas contiene 27,5 % de propano y 72,5 % de butano en masa. Calcule los litros de dióxido de carbono, medidos a 25°C y 1,2 atm, que se obtendrán cuando se quemén completamente 4,0 gramos de gas de la bombona anterior.
Datos: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u

Resolución:

27,5 % en propano (C₃H₈)
72,5 % en butano (C₄H₁₀)

Reacciones químicas:



Ajuste reacción (1):



$$\text{C: } 3 \cdot a = 1 \cdot c \rightarrow 3a = c \text{ (1)}$$

$$\text{H: } 8 \cdot a = 2 \cdot d \rightarrow 8a = 2d \text{ (2)}$$

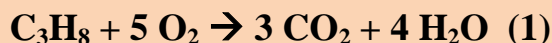
$$\text{O: } 2 \cdot b = 2 \cdot c + 1 \cdot d \rightarrow 2b = 2c + d \text{ (3)}$$

$$\text{De (1)} \rightarrow a = 1 \rightarrow c = 3$$

$$\text{De (2)} \rightarrow 8 = 2d ; d = 8/2 = 4$$

$$\text{De (3)} \rightarrow 2b = 2 \cdot 3 + 4 ; 2b = 6 + 4 ; 2b = 10 ; b = 10/2 = 5$$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada

Ajuste reacción (2)



$$\text{C: } 4 \cdot a = 1 \cdot c \rightarrow 4a = c \text{ (1)}$$

$$\text{H: } 10 \cdot a = 2 \cdot d \rightarrow 10a = 2d \text{ (2)}$$

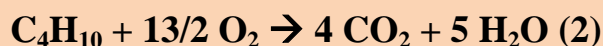
$$\text{O: } 2 \cdot b = 2 \cdot c + 1 \cdot d \rightarrow 2b = 2c + d \text{ (3)}$$

$$\text{De (1)} \rightarrow a = 1 \rightarrow c = 4$$

$$\text{De (2)} \rightarrow 10 = 2d ; d = 10/2 = 5$$

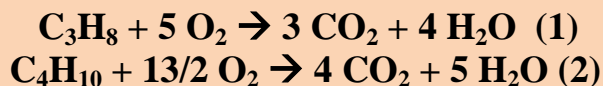
$$\text{De (3)} \rightarrow 2b = 8 + 5 ; 2b = 13 ; b = 13/2$$

Nos vamos a la reacción;



Reacción ajustada

Unión reacción (1) y reacción (2):



Masa de propano en la muestra:

$$4,0 \text{ g muestra} \cdot (27,5 \text{ g propano} / 100 \text{ g muestra}) = 1,1 \text{ g propano}$$

Masa de butano en la muestra:

$$4,0 \text{ g muestra} \cdot (72,5 \text{ g butano} / 100 \text{ g muestra}) = 2,9 \text{ g butano}$$

Moles de CO₂ procedentes del propano:

De reacción (1):

$$1 \text{ mol propano} / 3 \text{ moles CO}_2 \quad (1)$$

$$Mm \text{ C}_3\text{H}_8 = 44 \text{ u} \text{ (calcular y comprobar)} \rightarrow 44 \text{ g / mol}$$

La proporción (1) quedaría:

$$44 \text{ g propano} / 3 \text{ moles CO}_2$$

Con 1,1 g de propano:

$$1,1 \text{ g propano} \cdot \frac{3 \text{ moles CO}_2}{44 \text{ g propano}} = 0,075 \text{ moles CO}_2$$

Moles de CO₂ procedentes del butano:

De reacción (2):

$$1 \text{ mol butano} / 4 \text{ moles CO}_2 \quad (2)$$

$$Mm \text{ C}_4\text{H}_{10} = 58 \text{ u} \text{ (calcular y comprobar)} \rightarrow 58 \text{ g / mol}$$

La proporción (2) quedaría:

$$58g \text{ butano} / 4 \text{ moles } CO_2$$

Con los 2,9 g de butano:

$$2,9 \text{ g butano} \cdot \frac{4 \text{ moles } CO_2}{57 \text{ g butano}} = 0,2 \text{ moles } CO_2$$

Nº de moles totales de CO_2 obtenidos = $0,075 + 0,2 = 0,275$

Estos moles totales ocuparan un volumen dado por la ecuación:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1,2 \cdot V = 0,275 \cdot 0,082 (273 + 25) ; V = 5,6 L$$

Problema propuesto

¿Cuántos gramos de nitrato sódico necesitamos para que al racionar con ácido sulfúrico se obtengan 200g de ácido nítrico?



DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u ; N = 14 u ; O = 6 u ; S = 32 u ;
H = 1 u

SOL: 269,45g $NaNO_3$

27.- La tostación del mineral de blenda (sulfuro de cinc) se produce según la reacción:



Calcular:

- Los litros de aire a $200^\circ C$ y 3 atm necesarios para tostar 1 Kg de blenda, con un 85 % de sulfuro de cinc. Se admite que el aire contiene un 20 % de oxígeno en volumen.
- Los gramos de óxido de cinc obtenidos en el apartado a).

c) La presión ejercida por el dióxido de azufre gas, obtenido en el apartado a), en un depósito de 250 litros a 80°C.
Datos: Masas atómicas: O = 16 u ; S = 32 u ; Zn = 65,4 u

Resolución:

Reacción química:



Ajuste de la reacción:



$$\text{Zn: } 1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \quad (1)$$

$$\text{S: } 1 \cdot a = 1 \cdot c \rightarrow a = c \quad (2)$$

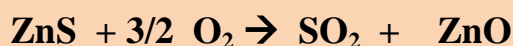
$$\text{O: } 2 \cdot b = 2 \cdot c + 1 \cdot d \rightarrow 2b = 2c + d \quad (3)$$

$$\text{De (1)} \rightarrow a = 1 \rightarrow d = 1$$

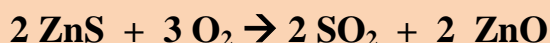
$$\text{De (2)} \rightarrow c = 1$$

$$\text{De (3)} \rightarrow 2b = 2 + 1 ; 2b = 3 ; b = 3/2$$

Nos vamos a la reacción:



Quitamos denominadores:



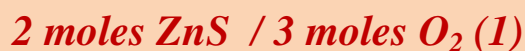
Reacción ajustada

a) Masa de sulfuro de cinc (blenda) puesta en juego:

Se ponen en juego 1 Kg = 1000 g de blenda con un 85 % de ZnS

$$1000 \text{ g } \cancel{\text{blenda}} \cdot (85 \text{ g ZnS} / 100 \text{ g } \cancel{\text{blenda}}) = 850 \text{ g ZnS}$$

Según reacción:



$Mm \text{ ZnS} = 97,4 \text{ u}$ (calcular y comprobar) $\rightarrow 97,4 \text{ g / mol}$

La proporción (1) quedaría:



Con los 850 g de ZnS:

$$850 \text{ g ZnS} \cdot \frac{3 \text{ moles O}_2}{2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS}} = 13,1 \text{ moles O}_2$$

Volumen de O₂ obtenido:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$3 \cdot V = 13,1 \cdot 0,082 \cdot (273 + 200) ; \quad V = 169,4 \text{ L de O}_2$$

Sabemos que:



Con nuestros litros de Oxígeno:

$$169,4 \text{ L O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{20 \text{ L O}_2} = 847 \text{ L aire}$$

b) Según reacción:



$Mm \text{ ZnO} = 81,4 \text{ u}$ (calcular y comprobar) $\rightarrow 81,4 \text{ g / mol}$

La proporción (2) quedaría:



Con los 850 g de ZnS:

$$850 \text{ g ZnS} \cdot \frac{2 \cdot 81,4 \text{ g ZnO}}{2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS}} = 710,36 \text{ g ZnO}$$

c) Según reacción:



La proporción (3) quedaría:



Con los 850 g de ZnS:

$$850 \text{ g ZnS} \cdot \frac{2 \text{ moles SO}_2}{2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS}} = 8,73 \text{ moles SO}_2$$

Estos moles de SO₂ (8,73 L) ejercerán una presión que podemos conocer por la ecuación:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot 250 = 8,73 \cdot 0,082 (273 + 80) ; P = 1,01 \text{ Atm}$$

28.- En un recipiente de hierro de 5 L se intruce aire (cuyo porcentaje en volumen es 21 % de oxígeno y 79 % de nitrógeno) hasta conseguir una presión interior de 0,1 atm a la temperatura de 239°C. Si se considera que todo el oxígeno reacciona y que la única reacción posible es la oxidación del hierro a óxido de hierro (II), calcule:

- Los gramos de óxido de hierro (II) que se formarán.
- La presión final en el recipiente.
- La temperatura a la que hay que calentar el recipiente para que se alcance una presión final de 0,1 atm.

Nota: Considere que el volumen del recipiente se mantiene constante y que el volumen ocupado por los compuestos formados es despreciable.
Datos: Masas atómicas: O = 16 u ; Fe = 55,8 u

Resolución:

Composición del aire : 21 % en volumen de O₂ y 79 % en volumen de N₂.

Volumen de aire = 5 L.

a) Suponiendo que el aire se comporta como un gas ideal :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

El número de moles de aire:

$$0,1 \cdot 5 = n \cdot 0,082 (273 + 239) ; n = 0,012 \text{ moles de aire}$$

Los moles de O₂:

$$0,012 \text{ moles aire} \cdot (21 \text{ moles O}_2 / 100 \text{ moles aire}) = \\ = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles de O}_2$$

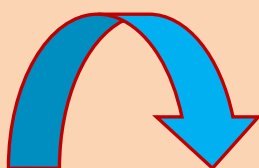
Según reacción la reacción entre el O₂ y el hierro es :



Con nuestros $2,5 \cdot 10^{-3}$ moles de O₂:

$$2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles O}_2 \cdot \frac{2 \text{ moles FeO}}{1 \text{ mol O}_2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ moles FeO}$$

Mm FeO = 72 u (calcular y comprobar) → **1 mol FeO / 71,8 g**



Con $5 \cdot 10^{-3}$ moles de FeO:

$$5 \cdot 10^{-3} \text{ moles FeO} \cdot \frac{71,8 \text{ g FeO}}{1 \text{ mol FeO}} = 0,36 \text{ g FeO}$$

b) La presión en el recipiente la ejerce únicamente el N₂. El número de moles de N₂ será:

$$0,012 \text{ moles aire} \cdot \left(\frac{79 \text{ moles N}_2}{100 \text{ moles aire}} \right) = \\ = 9,48 \cdot 10^{-3} \text{ moles de N}_2$$

Estos moles de N₂ ejercerán una presión que podemos obtener por la ecuación:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot 5 = 9,48 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 (273+239) ; P = 0,079 \text{ Atm}$$

c) La temperatura para alcanzar una presión de 0,1 Atm:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$0,1 \cdot 5 = 9,48 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot T ; T = 649,5 \text{ K}$$

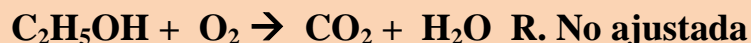
29.- La combustión completa de etanol genera dióxido de carbono y agua.

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

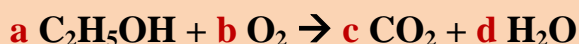
b) ¿Cuántos moles de etanol reaccionarán con 1 m³ de oxígeno (gas ideal), medido en condiciones normales?.

Resolución:

Reacción de combustión del etanol:



Ajuste:



$$\text{C: } 2 \cdot a = 1 \cdot c \rightarrow 2a = c \quad (1)$$

$$\text{H: } 6 \cdot a = 2 \cdot d \rightarrow 6a = 2d \quad (2)$$

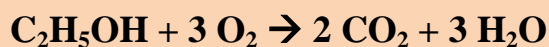
$$\text{O: } 1 \cdot a + 2 \cdot b = 2 \cdot c + 1 \cdot d \rightarrow a + 2b = 2c + d \quad (3)$$

$$\text{De (1)} \rightarrow a = 1 \rightarrow c = 2$$

$$\text{De (2)} \rightarrow 6 \cdot 1 = 2d ; 6 = 2d ; d = 6/2 = 3$$

$$\text{De (3)} \rightarrow 1 + 2b = 4 + 3 ; 2b = 6 ; b = 6/2 = 3$$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada

a) Según la reacción anterior:

$$1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} / 3 \text{ mol H}_2\text{O} \quad (1)$$

$$Mm \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46 \text{ u (calcular y comprobar)} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} / 46 \text{ g}$$

$$Mm \text{ H}_2\text{O} = 18 \text{ u (calcular y comprobar)} \rightarrow$$

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} / 18 \text{ g.}$$

La proporción (1) la podemos escribir de la forma:



Luego cuando se quema 1 Kg (1000 g) de etanol obtenemos:

$$1000 \text{ g } C_2H_5OH \cdot (3 \cdot 18 \text{ g } H_2O / 46 \text{ g } C_2H_5OH) = 1173,91 \text{ g } H_2O$$

Sabemos que:



Con la cantidad de agua que tenemos:

$$1173,91 \text{ g } H_2O \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O / 18 \text{ g } H_2O) = \\ = 3,92 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de } H_2O$$

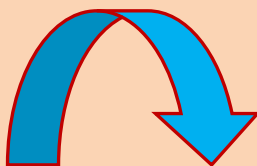
b) Según la reacción:



En condiciones normales: $1 \text{ mol } O_2 / 22,4 \text{ L}$

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ L de } O_2$$

La proporción (2) la podemos poner de la forma:



Los moles de etanol obtenidos serán:

$$1000 \text{ L } \cancel{\text{O}_2} \cdot (1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} / 3 \cdot 22,4 \text{ L } \cancel{\text{O}_2}) =$$
$$= 14,88 \text{ moles de C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

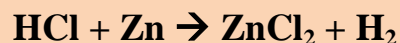
30.- a) ¿Qué volumen de hidrógeno (gas ideal), medido a 27°C y presión de 740 mmHg es posible obtener al añadir ácido clorhídrico en exceso sobre 75 g de cinc con un 7 % de impurezas inertes?.

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

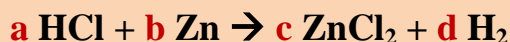
DATOS: Masas Atómicas: H = 1 u ; Cl: 35,5 u ; Zn = 65,41 u

Resolución:

La reacción química que tiene lugar es:



La reacción no está ajustada debemos proceder a ello, por el método de **“los coeficientes indeterminados”**.



$$\text{H: } 1 \cdot a = 2 \cdot d \rightarrow a = 2d \quad (1)$$

$$\text{Cl: } 1 \cdot a = 2 \cdot c \rightarrow a = 2c \quad (2)$$

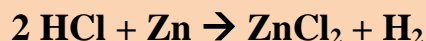
$$\text{Zn: } 1 \cdot b = 1 \cdot c \rightarrow b = c \quad (3)$$

$$\text{De (1)} \rightarrow d = 1 \rightarrow a = 2$$

$$\text{De (2)} \rightarrow 2 = 2c ; c = 2/2 = 1$$

$$\text{De (3)} \rightarrow b = 1$$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada

La masa de Zn puesta en juego es:

$$75 \text{ g muestra de Zn} \cdot (7 \text{ g de impurezas} / 100 \text{ g de muestra}) = 5,25 \text{ g de impurezas}$$

$$\text{La masa de Zn puesta en juego} = 75 - 5,25 = 69,75 \text{ g de Zn puro}$$

a)

Nº de *át-g* (moles) de Zn puestos en juego:

$$\text{Ma Zn} = 65,4 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ at-g Zn} / 65,4 \text{ g}$$

$$69,75 \text{ g Zn} \cdot (1 \text{ at-g Zn} / 65,4 \text{ g Zn}) = 1,06 \text{ at-g de Zn}$$

La reacción química nos dice:



$$1,06 \text{ at-g Zn} \cdot (1 \text{ mol H}_2 / 1 \text{ at-g Zn}) = 1,06 \text{ mol H}_2$$

Estos moles los pasaremos a volumen mediante la ecuación:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$(740/760) \cdot V = 1,06 \cdot 0,082 \cdot (273+27)$$

$$0,97 V = 26,07$$

$$V = 26,9 L. H_2$$

b) La reacción química establece que:



$$Mm \text{ ZnCl}_2 = 136,4 \text{ u (calcular y comprobar)} \rightarrow 136,4 \text{ g/mol}$$

La proporción (1) también la podemos escribir de la forma:

$$65,4 \text{ g Zn} / 136,4 \text{ g ZnCl}_2$$

con el fin de obtener la masa de ZnCl_2 :

$$69,75 \text{ g Zn} \cdot (136,4 \text{ g ZnCl}_2 / 65,4 \text{ g Zn}) = 145,5 \text{ g ZnCl}_2$$

31.- Se tienen 0,156 g de una muestra de una aleación de cinc y aluminio. El tratamiento de la misma con ácido sulfúrico conduce a la formación de los correspondientes sulfatos metálicos e hidrógeno, obteniéndose 150 mL de hidrógeno gas a 27°C y 725 mm Hg.

a) Calcula la composición de la aleación de partida.

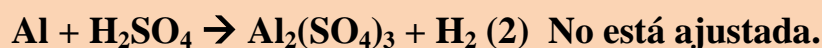
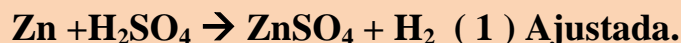
b) Calcula la masa de ácido sulfúrico necesaria para reaccionar con el aluminio contenido.

Datos: Masas atómicas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u ; Zn = 65,4 u
Al = 27 u

Resolución:

a) Masa de la muestra de la aleación = 0,156 g.

Reacciones que tienen lugar:



Ajuste de la reacción (2):



$$\text{Al: } 1 \cdot a = 2 \cdot c \rightarrow a = 2c \quad (1)$$

$$\text{H: } 2 \cdot b = 2 \cdot d \rightarrow 2b = 2d \rightarrow b = d \quad (2)$$

$$\text{S: } 1 \cdot b = 3 \cdot c \rightarrow b = 3c \quad (3)$$

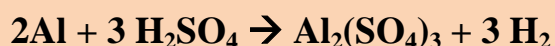
$$\text{O: } 4 \cdot b = 12 \cdot c \rightarrow 4b = 12c \quad (4)$$

$$\text{De (1)} \rightarrow c = 1 \rightarrow a = 2$$

$$\text{De (3)} \rightarrow b = 3$$

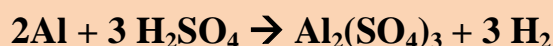
$$\text{De (2)} \rightarrow d = 3$$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada

Unimos las dos reacciones listas para realizar el ejercicio:



El volumen de H_2 obtenido corresponde a las dos reacciones:

$$Mm \text{ H}_2 = 2 \text{ u} \rightarrow 2 \text{ g/mol}$$

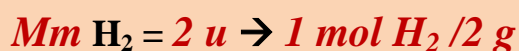
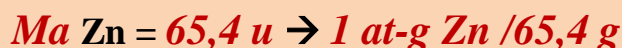
Calculo de la masa de H₂:

$$P \cdot V = m_{H_2} / Mm \cdot R \cdot T$$

$$725/760 \cdot 0,150 = m_{H_2} / 2 \cdot 0,082 \cdot (273+27) ; 0,1425 = 12,3 m_{H_2}$$

$$m_{H_2} = 0,0011 \text{ g}$$

De la reacción (1):



La proporción (3) la podemos escribir:



lo que nos permite escribir la regla de tres:

$$\begin{array}{l} 65,4 \text{ g Zn } \text{-----} 2 \text{ g H}_2 \\ m_{Zn} \text{-----} x \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} 65,4 \text{ g Zn } \text{-----} 2 \text{ g H}_2 \\ m_{Zn} \text{-----} x \end{array}} \right\}$$

$$x = m_{Zn} \cdot 2 \text{ g H}_2 / 65,4 \text{ g Zn}$$

De la reacción (2):



La proporción (4) pasa a ser:

$$2 . 27 \text{ g Al} / 3 . 2 \text{ g H}_2$$

lo que nos permite plantear la siguiente regla de tres:

$$\begin{array}{l} 2 . 27 \text{ g Al} \text{ ----- } 3 . 2 \text{ g H}_2 \\ m_{\text{Al}} \text{ ----- } y \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} 2 . 27 \text{ g Al} \text{ ----- } 3 . 2 \text{ g H}_2 \\ m_{\text{Al}} \text{ ----- } y \end{array}} \right\}$$

$$y = m_{\text{Al}} . 3 . 2 \text{ g H}_2 / 2 . 27 \text{ g Al}$$

Nos encontramos con la ecuación:

$$\textit{masa aleación} = m_{\text{Zn}} + m_{\text{Al}} ; 0,156 = m_{\text{Zn}} + m_{\text{Al}} \quad (5)$$

Por otra parte:

$$m_{\text{H}_2} = 0,0011 \text{ g (obtenido anteriormente)}$$

luego:

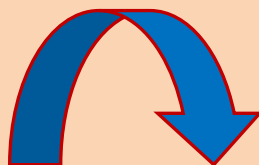
$$x + y = 0,0011$$

$$m_{\text{Zn}} . (2 \text{ g H}_2 / 65,4 \text{ g Zn}) + m_{\text{Al}} . (3 . 2 \text{ g H}_2 / 2 . 27) \text{ g Al} = 0,0011$$

$$m_{\text{Zn}} . 2 / 65,4 + m_{\text{Al}} . 6 / 54 = 0,0011 \quad (6)$$

De la ecuación (5):

$$m_{\text{Zn}} = 0,156 - m_{\text{Al}} \quad (7)$$



que llevado a (6):

$$(0,156 - m_{Al}) \cdot 2 / 65,4 + m_{Al} \cdot 6 / 54 = 0,0011$$

resolviendo la ecuación $\rightarrow m_{Al} = 0,085 \text{ g}$

De la ecuación (7): $m_{Zn} = 0,156 - 0,085 = 0,071 \text{ g}$

En cuanto a la composición de la aleación:

$$100 \text{ g aleación} \cdot (0,085 \text{ g Al} / 0,156 \text{ g aleación}) = 54,5 \% \text{ en Al}$$

$$100 \text{ g aleación} \cdot (0,071 \text{ g Zn} / 0,156 \text{ g aleación}) = 45,5 \% \text{ en Zn}$$

b) Según la reacción (2):



$Mm H_2SO_4 = 98 \text{ u}$ (calcular y comprobar) $\rightarrow 1 \text{ mol } H_2SO_4 / 98 \text{ g}$

$Ma Al = 27 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ at-g Al} / 27 \text{ g}$

La proporción (8) pasa a ser:



luego:

$$0,085 \text{ g Al} \cdot (3 \cdot 98 \text{ g } H_2SO_4 / 2 \cdot 27 \text{ g Al}) = 0,462 \text{ g } H_2SO_4$$

Problema Propuesto

Si hacemos reaccionar HCl completamente con 150 g de CaCO₃ ¿Qué cantidad de cloruro de calcio se obtendrá?. Reacción química:



DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; Cl = 35,5 u ; Ca = 40 u ; C = 12 u ;
O = 16 u

SOL: 166,5g CaCl₂

----- O -----