

EJERCICIOS DE REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA 4º E.S.O.

NOTA DEL PROFESOR:

La finalidad de esta colección de *ejercicios resueltos* consiste en que sepáis resolver las diferentes situaciones que se nos plantea en el problema. Para ello seguiremos los siguientes pasos:

*a) Leer el ejercicio y **NO IROS A LA SOLUCIÓN DEL MISMO**. De esta forma lo único que conseguiréis es a solucionar **problemas de memoria**.*

*b) **Meteros en el fenómeno que nos describe el ejercicio**. Plantear la **hipótesis** que os puede solucionar el problema. Aplicar vuestras fórmulas y comprobar si coincidimos con el resultado del profesor.*

*c) Si hemos coincidido **fabuloso** pero si no, plantearemos una **segunda hipótesis**, haremos cálculos y comprobaremos con el resultado del profesor.*

*d) Si la segunda hipótesis tampoco es válida, entonces **ESTUDIAREMOS** lo que ha hecho el profesor e **INTENTARÉ ENTENDER** lo desarrollado. Si se entiende **estupendo**.*

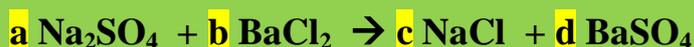
*e) Si no **ENTENDÉIS** lo desarrollado por el profesor, anotar el número de ejercicio y en la próxima clase, **sin dejar empezar a trabajar al profesor**, pedirle si os puede resolver el **siguiente ejercicio**.*

Ejemplo resuelto N° 1

Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción:



Interesa que antes de aplicar el método comprobéis si la reacción ya está ajustada. **NO LO ESTÁ**. Procedemos al ajuste:



$$\left. \begin{array}{l} \text{Na: } 2 \cdot a = 1 \cdot c \rightarrow 2a = c \quad (1) \\ \text{S: } 1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \quad (2) \\ \text{O: } 4 \cdot a = 4 \cdot d \rightarrow a = d \quad (3) \\ \text{Ba: } 1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \quad (4) \\ \text{Cl: } 2 \cdot b = 1 \cdot c \rightarrow 2b = c \quad (5) \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Si en (1) hacemos } a = 1 \rightarrow c = 2 \\ d = 1 \\ \text{De (5) } 2b = c ; 2b = 2 ; b = 2/2 = 1 \end{array}$$

Nos vamos a la reacción, sustituimos los coeficientes por sus valores y comprobamos si está ajustada:



La reacción está ajustada.

Ejercicio resuelto N° 2

Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción:



$$\begin{array}{l} \text{Al: } 1 \cdot a = 2 \cdot c \rightarrow a = 2c \quad (1) \\ \text{H: } 2 \cdot b = 2 \cdot d \rightarrow 2b = 2d \quad (2) \\ \text{S: } 1 \cdot b = 3 \cdot c \rightarrow b = 3c \quad (3) \\ \text{O: } 4 \cdot b = 12 \cdot c \rightarrow 4b = 12c \quad (4) \end{array}$$

$$\text{De (1) } c = 1 \rightarrow a = 2 ; \text{ en (3) } b = 3 \cdot 1 = 3 ; \text{ de (2) } 2 \cdot 3 = 2d ; 6 = 2d ; d = 6/2 = 3$$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada.

Ejercicio resuelto N° 3

Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción química:



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

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

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

$$\text{De (1) } c = 1 \rightarrow a = 2; \text{ de (2) } 2 = d; \text{ de (3) } 2b = 3 \cdot 1 + 2 \cdot 2; 2b = 3 + 4; 2b = 7$$

$$b = 7/2$$

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

Ejercicio resuelto N° 4 (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

El cobre reacciona con el ácido sulfúrico según la ecuación:



Si se tienen 30 g de cobre, calcular:

a) ¿Qué cantidad de H_2SO_4 será necesaria para reaccionar con los 30 gramos de Cu?.

b) Número de moles de SO_2 que se desprenden.

c) Masa de CuSO_4 que se forma.

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

Resolución:

Lo primero que tenemos que estudiar es si la reacción química está ajustada. **No está ajustada.** Procedemos al ajuste de la misma:



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

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

S: $1 \cdot b = 1 \cdot d \rightarrow b = d$ (3)

O: $4 \cdot b = 2 \cdot c + 2 \cdot d + 1 \cdot e$ (4)

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

De (4) $4 \cdot 1 = 2 \cdot c + 2 \cdot 1 + 1 \cdot 1$; $4 = 2c + 3$; $2c = 4 - 3$; $c = 1/2$

Llevamos los coeficientes a la reacción:



quitando denominadores:



Reacción ajustada

Vamos a leer la reacción química anterior:

2 moles de cobre reaccionan con 2 moles de ácido sulfúrico para obtener 1 mol de Dióxido de azufre, 2 moles de sulfito 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:

$$\text{Ma Cu} = 63,54 \text{ u} ; 1 \text{ mol Cu } (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}) / 63,54 \text{ g Cu}$$

$$\text{Mm H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u}$$

$$1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}) / 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

El estudio de (1) de la reacción lo podemos poner de la forma:

$$2 \cdot 63,54 \text{ g de Cu} \text{ ----- Reaccionan con } 2 \cdot 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

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

$$2 \cdot 63,54 \text{ g de Cu} \text{ ----- Reaccionan con } 2 \cdot 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Con } 30 \text{ g de Cu} \text{ ----- X}$$

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

$$X = \cancel{30 \text{ g Cu}} \cdot 2 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / \cancel{2 \cdot 63,5 \text{ g Cu}} = \\ = 46,3 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Hemos utilizado la “regla de TRES” para que entendáis el cálculo. No suelo utilizar la *regla de TRES*. Por el *FACTOR DE CONVERSIÓN* quedaría de la siguiente forma:

$$2 \text{ mol Cu} / 2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \quad (2)$$

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

$$\text{Ma Cu} = 63,54 \text{ u} ; 1 \text{ mol Cu } (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}) / 63,54 \text{ g Cu}$$

$$\text{Mm H}_2\text{SO}_4 \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \end{array} \right.$$

$$\text{-----} \\ 98 \text{ u} \rightarrow \text{Mm H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u}$$

1 mol H₂SO₄(6,023 · 10²³ moléculas)/ 98 g de H₂SO₄

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

$$2 \cdot 63,54 \text{ g Cu} / 2 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Nuestra muestra inicial la traduciremos a gramos de H₂SO₄:

$$30 \text{ g Cu} \cdot \frac{2 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{2 \cdot 63,54 \text{ g Cu}} = 46,3 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Seguiremos trabajando con el factor de Conversión.

b)

Moles de SO₂ que se obtienen.

La reacción nos dice que:



Nos interesa dejar el SO₂ en moles.

$$2 \cdot 63,54 \text{ g Cu} / 1 \text{ mol SO}_2$$

Los 30 g de Cu nos proporcionarán:

$$30 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{2 \cdot 63,54 \text{ g Cu}} = 0,23 \text{ moles SO}_2$$

c)

Masa de CuSO₄ se obtendrá.

La reacción dice:



Calculemos el mol de CuSO₄:

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

La proporción anterior la podemos poner:

$$2 \cdot 63,54 \text{ g Cu} / 2 \cdot 159,54 \text{ g CuSO}_4$$

Los 30 g de Cu nos proporcionaran:

$$30 \text{ g Cu} \cdot \frac{2 \cdot 159,54 \text{ g CuSO}_4}{2 \cdot 63,54 \text{ g Cu}} = 75,32 \text{ g CuSO}_4$$

Ejercicio resuelto N° 5

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. (Fuente Enunciado "Fisicanet". Resolución: A. Zaragoza).

La reacción química que tiene lugar es:



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

Resolución:

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:



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

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

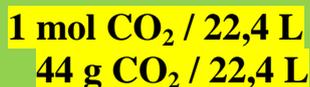
La proporción anterior quedaría de la forma:



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:



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

La proporción anterior:



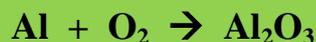
Con nuestra muestra inicial:

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

Ejercicio resuelto N° 6

Reaccionan 10 g de aluminio con gas oxígeno. ¿cuántos gramos de óxido de aluminio se forman?. (Fuente Enunciado "Fisicanet". Resolución: A. Zaragoza López).

Reacción química:



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

Resolución:

Ajustemos la reacción química:



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

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

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

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 mol Al = 27 g

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

La proporción anterior quedaría de la forma:



Con nuestra muestra inicial:

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

Ejercicio resuelto N° 7

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? (fuente edit s.m. Resolución. A. Zaragoza)

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

Resolución:

La reacción no está ajustada. Procedemos a ello:



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

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

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

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

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

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada.

Según la reacción química:



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

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

La proporción anterior queda:



Con nuestra materia prima:

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

Ejercicio resuelto N° 8

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? (Fuente Enunciado edit s.m.)

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.

Cuando 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 O₂ consumido.

La reacción nos dice:



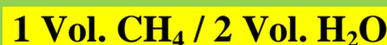
Si consideramos como unidad de volumen el Litro. Con nuestra muestra inicial:

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

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 resuelto N° 9

Las bolsas de aire de seguridad de los automóviles se inflan con nitrógeno gaseoso generado por la rápida descomposición de acida de sodio (NaN₃): (Fuente Enunciado edit s.m.Resolución:A. Zaragoza).

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 N₂ (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 N₂ que debemos obtener:

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

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

$$n = 57/24,43 = 2,33 \text{ moles de N}_2.$$

Debemos calcular los gramos de acida NaN₃ que debemos utilizar para obtener estos moles de N₂.

La reacción nos dice que:



$$\text{Mm NaN}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \\ \text{N: } 3 \cdot 14 \text{ u} = 42 \text{ u} \\ \hline 65 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol NaN}_3 = 65 \text{ g}$$

La proporción anterior quedaría:



Los moles de N₂ necesarios saldrán de una cantidad de NaN₃:

$$2,33 \text{ moles N}_2 \cdot \frac{2 \cdot 65 \text{ g NaN}_3}{3 \text{ moles N}_2} = 100,96 \text{ g NaN}_3$$

Problema resuelto N° 10

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 = 1u., Zn = 65,4 u.

Resolución:

La reacción está ajustada.

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

La Reacción nos dice:



$$M_a \text{ Zn} = 65,4 \text{ u} ; 1 \text{ mol Zn} = 65,4 \text{ g}$$

La proporción la podemos expresar de la forma:

$$65,4 \text{ g Zn} / 1 \text{ mol H}_2$$

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:

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

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

Problema resuelto N° 11

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:



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

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

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

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

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

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

Nos vamos a la reacción:



quitamos denominadores:



Reacción ajustada.

Muestra inicial 14 Kg C_4H_{10} = 14 Kg · 1000 g / 1 Kg = **14000 g C_4H_{10}**

Oxígeno necesario para la combustión:

La reacción os dice que:

2 moles C_4H_{10} / 13 moles O_2

$$\text{Mm } \text{C}_4\text{H}_{10} \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 4 \cdot 12 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \text{H: } 10 \cdot 1 \text{ u} = 10 \text{ u} \\ \hline \text{58 u} \end{array} \right. ; \quad \text{1 mol } \text{C}_4\text{H}_{10} = 58 \text{ g}$$

$\text{Mm } \text{O}_2 = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} ; \quad \text{1 mol } \text{O}_2 = 32 \text{ g}$

2 moles C_4H_{10} / 13 moles O_2

2 · 58 g C_4H_{10} / 13 · 32 g O_2

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

$$14000 \text{ g } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{13 \cdot 32 \text{ g } \text{O}_2}{2 \cdot 58 \text{ g } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}}} = \text{50206,89 g } \text{O}_2$$

En lo referente al agua. Según la reacción:

2 moles C_4H_{10} / 10 moles H_2O

$$\text{Mm H}_2\text{O} \begin{cases} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \end{cases}$$

$$\begin{array}{r} \text{-----} \\ 18 \text{ u} \end{array} \quad ; \quad 1 \text{ mol H}_2\text{O} = 18 \text{ g}$$

La proporción anterior quedará de la forma:

$$2 \cdot 58 \text{ g C}_4\text{H}_{10} / 10 \cdot 18 \text{ g H}_2\text{O}$$

Con los 14000 g de C₄H₁₀:

$$14000 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{10 \cdot 18 \text{ g H}_2\text{O}}{2 \cdot 58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} = 21724,14 \text{ g H}_2\text{O}$$

Problema resuelto N° 12

Queremos fabricar 1 t de dióxido de azufre, ¿cuánto azufre necesitamos?. Reacción química:



Datos: Masas atómicas: S = 32 u., O = 16 u.

Resolución:

La reacción química:



Viene ajustada directamente.

La reacción química nos dice que:

1 átomo-gramo S / 1 mol SO₂

Ma S = 32 u ; 1 átomo-gramo S = 32 g

$$\text{Mm SO}_2 \begin{cases} \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \end{cases}$$

$$\begin{array}{r} \text{-----} \\ 64 \text{ u} \end{array} \quad ; \quad 1 \text{ mol SO}_2 / 64 \text{ g}$$

$$32 \text{ g S} / 64 \text{ g SO}_2$$

La tonelada (1000 Kg \rightarrow 1000000 g) de SO₂ la proporcionará una cantidad de azufre equivalente a:

$$1000000 \text{ g SO}_2 \cdot 32 \text{ g S} / 64 \text{ g SO}_2 = 500000 \text{ g S} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = \\ = 500 \text{ Kg S}$$

Problema resuelto N° 13

¿Cuánto dióxido de carbono produce la combustión completa de una tonelada de metano?. Reacción química:



Datos: MC = 12 u., MO = 16 u., MH = 1 u.

Resolución:

La reacción química no está ajusta. Procedemos a su ajuste:



$$\left. \begin{array}{l} \text{C: } a = c \\ \text{H: } 4a = 2d \\ \text{O: } 2b = 2c + d \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Si } a = 1 \rightarrow c = 1 \\ 4 \cdot 1 = 2 \cdot d ; d = 4/2 = 2 \\ 2 \cdot b = 2 \cdot 1 + 2 ; 2b = 4 ; b = 2 \end{array}$$

Llevamos los coeficientes literales a la reacción:



Reacción ajustada

La reacción química nos dice que:

$$1 \text{ mol CH}_4 / 1 \text{ mol CO}_2 \quad (1)$$

$$\text{Mm CH}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{H: } 4 \cdot 1 \text{ u} = 4 \text{ u} \\ \hline 16 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol CH}_4 / 16 \text{ g de CH}_4$$

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

La proporción (1) nos quedaría de la forma:

$$16 \text{ g CH}_4 / 44 \text{ g CO}_2$$

Partimos de una tonelada de metano \rightarrow 1000000 g de CH₄, el dióxido de carbono que obtendremos será:

$$10000000 \text{ g CH}_4 \cdot 44 \text{ g CO}_2 / 16 \text{ g CH}_4 =$$

$$27550000 \text{ g CO}_2 \cdot 1 \text{ Kg CO}_2 / 1000 \text{ g de CO}_2 = 27550 \text{ Kg de CO}_2$$

Problema resuelto N° 14

¿Qué volumen de nitrógeno y de hidrógeno, medidos en condiciones normales, se precisan para obtener 16,8 litros de amoníaco (NH₃), medidos en las mismas condiciones?. Reacción química:

Autor Enunciado: Luis Morales



DATOS: Masas atómicas: N = 14 u ; H = 1 u .

Resolución:

La reacción química debemos ajustarla:



$$\left. \begin{array}{l} \text{N: } 2a = c \\ \text{H: } 2b = 3c \end{array} \right\} \text{ Si } a = 1 \rightarrow c = 2 ; 2b = 3 \cdot 2 ; b = 3$$

Llevamos los coeficientes literales a la reacción y nos queda:



Reacción ajustada

$$\text{Mm } H_2 = 2 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } H_2 / 2 \text{ g} ; \text{ en C.N} \rightarrow 2 \text{ g } H_2 / 22,4 \text{ L } H_2$$

$$1 \text{ mol } H_2 / 22,4 \text{ L } H_2$$

$$\text{Mm } N_2 = 2 \cdot 14 \text{ u} = 28 \text{ u} ; 1 \text{ mol } N_2 / 28 \text{ g} ; \text{ en C.N} \rightarrow 28 \text{ g } N_2 / 22,4 \text{ L}$$

$$1 \text{ mol } N_2 / 22,4 \text{ L } N_2$$

Calculemos los volúmenes de N_2 e H_2 que nos pide el problema.

$$\text{Mm } NH_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{N: } 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \\ \text{H: } 3 \cdot 1 \text{ u} = 3 \text{ u} \\ \hline 17 \text{ u} ; 1 \text{ mol } NH_3 / 17 \text{ g } NH_3 \end{array} \right.$$

El NH_3 es un gas y recordemos que trabajamos en Condiciones Normales. El NH_3 cumplirá la ecuación de los gases perfectos:

$$P \cdot V = m / \text{Mm} \cdot R \cdot T$$

$$P = 1 \text{ atm}; \quad 1 \cdot 16,8 = m / 17 \cdot 0,082 \cdot (273 + 0)$$

$$T = 0^\circ C$$

$$16,8 \cdot 17 / 0,082 \cdot 273 = m$$

$$m = 285,6 / 22,38 = 12,76 \text{ g de } NH_3$$

Los 16,8 L de NH_3 equivalen a 12,76 g de NH_3

La reacción química nos dice que:

$$1 \text{ mol de } N_2 / 2 \text{ moles de } NH_3$$

$$1 \text{ mol } N_2 / 2 \cdot 17 \text{ g } NH_3 ; 1 \text{ mol } N_2 / 34 \text{ g } NH_3$$

$$22,4 \text{ L } N_2 / 34 \text{ g } NH_3$$

Recordemos que: $1 \text{ mol } N_2 / 22,4 \text{ L}$

Luego:

$$12,76 \text{ g } NH_3 \cdot 22,4 \text{ L } N_2 / 34 \text{ g } NH_3 = 8,4 \text{ L } N_2$$

Recordemos que 1 mol de H_2 / 22,4 L de H_2

$$3 \text{ mol } H_2 / 2 \text{ moles } NH_3 ; 3 \text{ moles } H_2 / 34 \text{ g } NH_3$$

$$3 \cdot 22,4 \text{ L } H_2 / 34 \text{ g } NH_3$$

Luego:

$$12,76 \text{ g } NH_3 \cdot 3 \cdot 22,4 \text{ l } H_2 / 34 \text{ g } NH_3 = 25,21 H_2$$

Este ejercicio se puede realizar de una forma mucho más corta, pero prefiero en estos momentos (nivel académico), que utilizéis este proceso para que tengáis claros los conceptos estequiométricos.

Problema resuelto N° 15

Si hacemos reaccionar HCl completamente con 150g de $CaCO_3$ ¿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

(Autor Enunciado: Luis Morales. Resolución: A. Zaragoza)

Resolución:

Si aplicáis los “coeficientes Indeterminados” la reacción ajustada quedará de la siguiente forma:



La reacción nos dice que:

$$2 \text{ moles } HCl / 1 \text{ mol } CaCl_2 \quad (1)$$

$$2 \text{ moles } HCl / 1 \text{ mol } CaCO_3 \quad (2)$$

Calculemos el valor de los moles de estas sustancias:

$$\text{Mm HCl} \begin{cases} \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \text{Cl: } 1 \cdot 35,5 \text{ u} = 35,5 \text{ u} \end{cases}$$

$36,5 \text{ u} ; 1 \text{ mol HCl} / 36,5 \text{ g HCl}$

$$\text{Mm CaCl}_2 \begin{cases} \text{Ca: } 1 \cdot 40 \text{ u} = 40 \text{ u} \\ \text{Cl: } 2 \cdot 35,5 \text{ u} = 71 \text{ u} \end{cases}$$

$111 \text{ u} ; 1 \text{ mol CaCl}_2 / 111 \text{ g CaCl}_2$

$$\text{CaCO}_3 \begin{cases} \text{Ca: } 1 \cdot 40 \text{ u} = 40 \text{ u} \\ \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \end{cases}$$

$100 \text{ u} ; 1 \text{ mol CaCO}_3 / 100 \text{ g CaCO}_3$

Lo primero que haremos es conocer la cantidad de **HCl** que reacciona con todo el **CaCO₃**. La reacción nos dice:



Luego con los 150 g de CaCO₃ reaccionarán:

$$150 \text{ g CaCO}_3 \cdot 2 \cdot 36,5 \text{ g HCl} / 100 \text{ g CaCO}_3 = 109,5 \text{ g HCl}$$

Si nos vamos a la proporción (1):



Con los 109,5 g de HCl reaccionarán:

$$109,5 \text{ g HCl} \cdot 111 \text{ g CaCl}_2 / 2 \cdot 36,5 \text{ g HCl} =$$

$$= 12154,5 / 73 = 166,5 \text{ g de CaCl}_2$$

Problema resuelto N° 16

Dada la siguiente reacción:

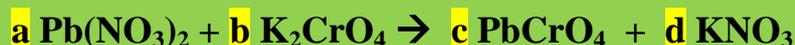


Hallar los gramos de PbCrO_4 que se obtienen a partir de 250 gramos de nitrato de plomo. (Autor Enunciado: Luis Morales. Resolución: A. Zaragoza López)

DATOS: Masas atómicas: $\text{Pb} = 207,19 \text{ u}$; $\text{N} = 14 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$; $\text{K} = 39,1 \text{ u}$;
 $\text{Cr} = 52 \text{ u}$

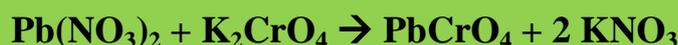
Resolución

Ajustemos la reacción:



$$\left. \begin{array}{l} (1) \text{Pb: } a = c \\ (2) \text{N: } 2a = d \\ (3) \text{O: } 6a + 4b = 4c + 3d \\ (4) \text{K: } 2b = d \\ (5) \text{Cr: } b = c \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{De (1)} \rightarrow a = 1 \rightarrow c = 1 \\ \text{De (4)} \rightarrow b = 1 \\ \text{DE (2)} \rightarrow d = 2 \end{array}$$

Si nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada.

Según la reacción química:



Calculemos el valor de los moles de estos dos compuestos:

$$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Pb: } 1 \cdot 207,19 \text{ u} = 207,19 \text{ u} \\ \text{N: } 2 \cdot 14 \text{ u} = 28 \text{ u} \\ \text{O: } 6 \cdot 16 \text{ u} = 96 \text{ u} \\ \hline 331,19 \text{ u} \quad ; \quad 1 \text{ mol } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 / 331,19 \text{ g} \end{array} \right.$$

$$\text{Mm PbCrO}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{Pb: } 1 \cdot 207,19 \text{ u} = 207,19 \text{ u} \\ \text{Cr: } 1 \cdot 52 = 52 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline 323,19 \text{ u} \quad ; \quad 1 \text{ mol PbCrO}_4 / 323,19 \text{ g}$$

De la proporción (1)

$$\frac{1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2}{331,19 \text{ g Pb(NO}_3)_2} / \frac{1 \text{ mol PbCrO}_4}{323,19 \text{ g PbCrO}_4}$$

Si partimos de 250 g de Pb(NO₃)₂:

$$\frac{250 \text{ g Pb(NO}_3)_2}{331,19 \text{ g Pb(NO}_3)_2} \cdot \frac{323,19 \text{ g PbCrO}_4}{1 \text{ mol PbCrO}_4} = 243,96 \text{ g PbCrO}_4$$

Problema resuelto N° 17

¿Cuántos gramos de nitrato sódico necesitamos para que al racionar con ácido sulfúrico se obtengan 200g de ácido nítrico?. (Autor Enunciado: Luis Morales. Resolución: A. Zaragoza)



DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u ; N = 14 u ; O = 16 u ; S = 32 u ; H = 1 u

Resolución

La reacción química está ajustada.



La reacción química nos dice:

$$1 \text{ mol NaNO}_3 / 1 \text{ mol HNO}_3 \quad (1)$$

Calculemos el valor del mol de cada una de estas sustancias:

$$\begin{array}{l} \text{Mm NaNO}_3 = 85 \text{ u} \\ \text{Mm HNO}_3 = 63 \text{ u} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \text{Comprobar si es cierto el valor} \\ 1 \text{ mol NaNO}_3 / 85 \text{ g NaNO}_3 \\ 1 \text{ mol HNO}_3 / 63 \text{ g HNO}_3 \end{array} \right.$$

La proporción (1):

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol NaNO}_3 / 1 \text{ mol HNO}_3 \\ 85 \text{ g NaNO}_3 / 63 \text{ g HNO}_3 \end{array}$$

Con 200 g de HNO₃:

$$200 \text{ g HNO}_3 \cdot 85 \text{ g NaNO}_3 / 63 \text{ g HNO}_3 = 269,84 \text{ g NaNO}_3$$

Problema propuesto N° 18

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

Autor: Luis Morales



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

SOL: 274,11 L O₂

Resolución

$$m_{\text{KClO}_3} = 1 \text{ Kg} \cdot 1000 \text{ g} / 1 \text{ Kg} = 1000 \text{ g}$$

V_{O₂}?

Ajuste de la reacción química:



$$\begin{array}{l} (1) \text{K: } a = b \\ (2) \text{Cl: } a = b \\ (3) \text{O: } 3a = 2c \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \text{de (1): } a = 1 \\ \text{de (2): } b = 1 \\ \text{de (3): } 3 \cdot 1 = 2 \cdot c ; c = 3/2 \end{array} \right.$$

Si nos vamos a la reacción química:



Quitando denominadores:



Reacción ajustada.

Recordemos $1 \text{ mol O}_2 \text{ en C.N} / 22,4 \text{ L O}_2$ (1)

La relación estequiométrica entre el clorato de potasio y el oxígeno es:



Calculemos el valor del mol de KClO_3 :

$$\begin{array}{l} \text{Mm KClO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{K: } 1 \cdot 39,1 \text{ u} = 39,1 \text{ u} \\ \text{Cl: } 1 \cdot 35,5 \text{ u} = 35,5 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline 122,6 \text{ u} \quad ; \quad 1 \text{ mol KClO}_3 / 122,6 \text{ g KClO}_3 \end{array}$$

El nº de moles de KClO_3 puestos en juego son:

$$1000 \text{ g KClO}_3 / 122,6 \text{ g} = 8,15 \text{ moles KClO}_3$$

Trabajando con las proporciones (1) y (2) podemos escribir:

$$8,15 \text{ moles KClO}_3 \cdot 3 \cdot 22,4 \text{ L O}_2 / 2 \text{ moles KClO}_3 = 273,84 \text{ l O}_2$$

Problema resuelto N° 19

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

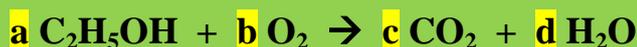
(Departamento de Ciencias C. I. Lope de Vega (Luis Morales: Enunciado. Resolución: A. Zaragoza)

Resolución

a)



Ajuste de la reacción química:



$$\begin{cases} \text{(1)C: } 2a = c \\ \text{(2)H: } 6a = 2d \\ \text{(3)O: } a + 2b = 2c + d \end{cases} \begin{cases} \text{De (1): } a = 1 \rightarrow c = 2 \\ \text{De (2): } 6 \cdot 1 = 2d ; d = 6/2 = 3 \\ \text{De (3): } 1 + 2b = 2 \cdot 2 + 3 ; 2b = 6 ; b = 3 \end{cases}$$

Nos vamos a la reacción a sustituir los valores de los coeficientes literales:



Reacción ajustada

b)

Según la reacción química, la proporción entre O_2 y CO_2 es la siguiente:

$$3 \text{ moles } \text{O}_2 / 2 \text{ moles } \text{CO}_2$$

$$0,8 \text{ moles } \text{CO}_2 \cdot 3 \text{ moles } \text{O}_2 / 2 \text{ moles } \text{CO}_2 = 1,2 \text{ moles } \text{O}_2$$

c)

Con 25 moléculas de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ → Cuántas de alcohol?

La relación estequiométrica en moles entre el H_2O y el $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ es la siguiente:

$$\begin{aligned} &1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} / 3 \text{ moles } \text{H}_2\text{O} \\ &1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \\ &1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O} \end{aligned}$$

Podemos establecer la siguiente proporción:

$$6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } C_2H_5OH / 3 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O$$

Con nuestra muestra:

$$\cancel{25 \text{ moléc. } C_2H_5OH} \cdot 3 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc. } H_2O / \cancel{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc. } C_2H_5OH} =$$

$$= 75 \text{ moléculas de } H_2O$$

d)

La relación entre C_2H_5OH y O_2 , según la reacción es:



$$6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } C_2H_5OH / 3 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2$$

Con nuestra muestra en moléculas tendremos un número de moles:

$$1 \text{ mol } O_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2$$

$$\cancel{4,6 \cdot 10^{24} \text{ moléc. } O_2} \cdot 1 \text{ mol } O_2 / \cancel{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc. } O_2} = 7,6 \text{ moles } O_2$$

Si nos vamos a la proporción (1):

$$\cancel{7,6 \text{ moles } O_2} \cdot 1 \text{ mol } C_2H_5OH / \cancel{3 \text{ moles } O_2} = 2,53 \text{ moléculas } C_2H_5OH$$

Ejercicio resuelto N° 20

Por reacción entre el carbonato de sodio y el hidróxido de calcio se obtiene NaOH y $CaCO_3$.



Calcular:

- La cantidad de Na_2CO_3 necesarios para obtener 25kg de NaOH.
- La cantidad de $CaCO_3$ formado en la reacción.

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

(Autor Enunciado: Luis Morales. Resolución: A. Zaragoza)

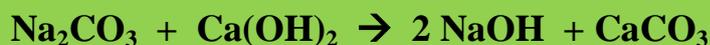
Resolución

Ajustemos la reacción química:



$$\begin{cases} (1) \text{Na: } 2a = c \\ (2) \text{C: } a = d \\ (3) \text{O: } 3a + 2b = c + 3d \\ (4) \text{H: } 2b = c \end{cases} \left\{ \begin{array}{l} \text{De (1): } a = 1 \rightarrow c = 2 \\ \text{De (2): } d = 1 \\ \text{De (4): } 2b = 2 ; b = 1 \\ \text{No hace falta utilizar la ecuación (3)} \end{array} \right.$$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada

a)

Relación estequiométrica entre el Na_2CO_3 y NaOH :

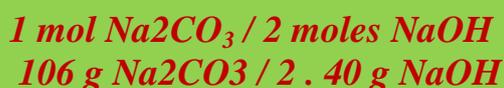


Calculo del valor de los moles de ambos compuestos:

$$\begin{array}{l} \text{Mm Na}_2\text{CO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 2 \cdot 23 \text{ u} = 46 \text{ u} \\ \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline 106 \text{ u} ; 1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 / 106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{Mm NaOH} \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline 40 \text{ u} ; 1 \text{ mol NaOH} / 40 \text{ g NaOH} \end{array}$$

Recordando la proporción (1):



y partiendo de 25 Kg (25000 g) de NaOH, la cantidad necesaria de Na₂CO₃ será:

$$25000 \text{ g NaOH} \cdot 106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 / 2 \cdot 40 \text{ g NaOH} = 33125 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

b)

Relación estequiométrica entre Na₂CO₃ y CaCO₃:



Mm CaCO₃ (Debéis calcularlo para comprobar) = 100 u



Con la cantidad de Na₂CO₃ puesta en juego se obtendrá una masa de CaCO₃:

$$33125 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot 100 \text{ g CaCO}_3 / 106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 = 31250 \text{ g CaCO}_3$$

0

Antonio Zaragoza López