

## EJERCICIOS DE REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

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:

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

*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.

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

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

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*.

Ubicación de los ejercicios por página:

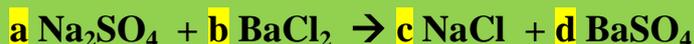
Nº EJE	Nº PÁG						
1	2	11	16	22	29	32	42
2	2	13	17	23	30	33	44
3	3	14	19	24	31	34	47
4	3	15	20	25	32	35	47
5	4	16	21	26	34	36	47
6	7	17	23	27	35	37	47
7	10	18	24	28	36	38	47
8	11	19	25	29	37	39	48
9	12	20	26	30	38	40	48
10	14	21	28	31	40	41	48
						42	48
						43	49

### Ejemplo resuelto nº1

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.



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

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

$$\text{O: } 4 \cdot a = 4 \cdot d \rightarrow a = d \quad (3)$$

$$\text{Ba: } 1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \quad (4)$$

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

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si en (1) hacemos } a = 1 \rightarrow c = 2 \\ d = 1 \end{array} \right\}$$

$$\text{De (5) } 2b = c ; 2b = 2 ; b = 2/2 = 1$$

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



*La reacción está ajustada.*

### Ejercicio resuelto nº 2

Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción:



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

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

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

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

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

Nos vamos a la reacción:



*Reacción ajustada.*

### Ejercicio resuelto nº 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*

### Ejemplo Resuelto nº 4

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

*Resolución*

La proporción la podemos establecer en base a su fórmula:

*1 átomo de calcio / 1 átomo de O*

Ma Ca = 40 u ; Ma O = 16 u

~~1 átomo de calcio. 40 u / 1 átomo de calcio / 1 átomo de O . 16 u / 1 átomo O~~

~~40 u / 16 u ; 40 / 20 ; 2/1~~

**Ejercicio resuelto N° 5** ( 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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  será necesaria para reaccionar con los 30 gramos de Cu?.

b) Número de moles de  $\text{SO}_2$  que se desprenden.

c) Masa de  $\text{CuSO}_4$  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 ajusta.** Procedemos al ajuste de la misma:



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

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

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

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

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

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

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

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



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



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

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

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:



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

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

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

-----

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

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

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 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:

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

Seguiremos trabajando con el factor de Conversión.

b)

Moles de SO<sub>2</sub> que se obtienen.

La reacción nos dice que:



Nos interesa dejar el SO<sub>2</sub> 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 CuSO<sub>4</sub> se obtendrá.

La reacción dice:



Calculemos el mol de CuSO<sub>4</sub>:

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

La proporción anterior la podemos poner:



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° 6

Calcular la cantidad en peso y en volumen de CO<sub>2</sub> (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:



34 EJERCICIOS RESUELTOS DE REACCIONES QUÍMICAS.  
ESTEQUIOMETRÍA. 1º BACHILLERATO

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 CO<sub>2</sub> que se obtienen en C.N

La reacción química establece:



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

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

La proporción anterior quedaría de la forma:

$$100 \text{ g CaCO}_3 / 44 \text{ g CO}_2$$

Con los 380 g CaCO<sub>3</sub>:

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

Como trabajamos en C.N:

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2 / 22,4 \text{ L}}{44 \text{ g CO}_2 / 22,4 \text{ L}}$$

Los 167,2 g de CO<sub>2</sub>:

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

b)

Cloruro de calcio, CaCl<sub>2</sub>, que se obtiene.

La reacción establece:

$$1 \text{ mol CaCO}_3 / 1 \text{ mol CaCl}_2$$

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

La proporción anterior:

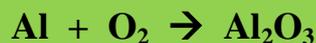
$$100 \text{ g CaCO}_3 / 111 \text{ g CaCl}_2$$

Con nuestra muestra inicial:

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

### Ejercicio resuelto N° 7

Reaccionan 10 g de aluminio con gas oxígeno. ¿cuántos gramos de óxido de aluminio se forman? (fuente enunciado:"Fisicanet". Resolución: A. Zaragoza).  
Reacción química:



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

### Resolución

Ajustemos la reacción química:



Al:  $a = 2c$  (1)

O:  $2b = 3c$  (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:

4 moles Al / 2 moles Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

Ma Al = 27 u ; 1 mol Al = 27 g

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Al: } 2 \cdot 27 = 54 \text{ u} \end{array} \right.$$

Mm  $\text{Al}_2\text{O}_3$  O:  $3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u}$

-----  
**102 u** ; **1 mol  $\text{Al}_2\text{O}_3 = 102 \text{ g}$**

La proporción anterior quedaría de la forma:

**$4 \cdot 27 \text{ g Al} / 2 \cdot 102 \text{ g Al}_2\text{O}_3$**

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° 8

Se echan 50 g de carburo de calcio sobre agua y se obtiene acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) 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:**  $2 a = 2 d$  (2)

**H:**  $2 b = 2 c$  (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:



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

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

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° 9

Se queman en aire 200 L de gas metano (CH<sub>4</sub>) para dar CO<sub>2</sub> (g) y H<sub>2</sub>O (g). Reacción química:



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

a) ¿Qué volumen de O<sub>2</sub> 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:



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

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  $\text{O}_2$  consumido.

La reacción nos dice:



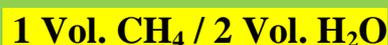
Si consideramos como unidad de volumen el Litro. Con nuestra muestra inicial:

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

**b)**

Volumen de vapor de  $\text{H}_2\text{O}$  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° 10

Las bolsas de aire de seguridad de los automóviles se inflan con nitrógeno gaseoso generado por la rápida descomposición de acida de sodio ( $\text{NaN}_3$ ):

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:



$$\text{Na: } a = b \quad (1)$$

$$\text{N: } 3 a = 2 c \quad (2)$$

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

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

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  $25^\circ C$ .

Podemos conocer los moles de  $N_2$  que debemos obtener:

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

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

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

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

La reacción nos dice que:



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

La proporción anterior quedaría:



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

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



**Problema resuelto N° 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 = 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:



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

La proporción la podemos expresar de la forma:



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:

$$M_{\text{m H}_2} = 2 \cdot 1 = 2 \text{ u} ; 1 \text{ mol H}_2 = 2 \text{ g}$$

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

**Problema resuelto N° 13**

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:



**C:**  $4 a = c$  (1)

**H:**  $10 a = 2 d$  (2)

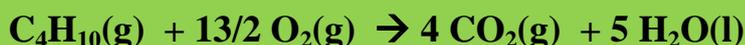
**O:**  $2 b = 2 c + d$  (3)

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

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

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

Nos vamos a la reacción:



quitamos denominadores:



**Reacción ajustada.**

Muestra inicial 14 Kg  $\text{C}_4\text{H}_{10} = 14 \text{ Kg} \cdot 1000 \text{ g} / 1 \text{ Kg} = \mathbf{14000 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_{10}}$

Oxígeno necesario para la combustión:

La reacción os dice que:



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

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

$$2 \text{ moles C}_4\text{H}_{10} / 13 \text{ moles O}_2$$

$$2 \cdot 58 \text{ g C}_4\text{H}_{10} / 13 \cdot 32 \text{ g O}_2$$

Los 14000 g de C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> se transforman en:

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

En lo referente al agua. Según la reacción:

$$2 \text{ moles C}_4\text{H}_{10} / 10 \text{ moles H}_2\text{O}$$

$$\text{Mm H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \hline 18 \text{ u} \end{array} \right. ; \quad 1 \text{ mol H}_2\text{O} = 18 \text{ g}$$

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 C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>:

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

### Ejercicio Resuelto N° 14

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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1,5 M.

N° de moles de NaOH puestos en juego:

$$N^{\circ} \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,5 \cdot 0,250 = 0,125 \text{ moles de NaOH}$$

N° moles de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> puestos en juego:

$$N^{\circ} \text{ moles} = M \cdot V(L) = 1,5 \cdot 0,050 = 0,075 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

a) 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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> / 2 moles NaOH

Supongo que reacciona todo el H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:

$$\begin{array}{l} \text{NaOH} \\ \text{tenemos} \end{array} \quad 0,075 \text{ moles H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,150 \text{ moles que no los}$$

luego el reactivo limitante es el NaOH:

1 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

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

reaccionan 0,0625 moles de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> y sobran = 0,075 – 0,0625 = 0,0125 moles.

b)  $2 \text{ moles NaOH} / 1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$

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

Mm Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 142 u → 142 g/mol

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

### Ejercicio resuelto N° 15

El primer paso en la preparación del ácido nítrico es la preparación del óxido nítrico a partir de amoníaco y oxígeno:



Supuesto que 3,00 litros de NH<sub>3</sub> a 802°C y 1,30 atm reaccionan completamente con oxígeno:

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

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

### Resolución



Moles de NH<sub>3</sub> puestos en juego:  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$1,30 \cdot 3,00 = n \cdot 0,082 (273 + 802) \rightarrow n = 0,044 \text{ moles de NH}_3$$

- Reacción química sin coeficientes fraccionarios:



4 moles NH<sub>3</sub> / 6 moles de H<sub>2</sub>O

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

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow 1,00 \cdot V = 0,066 \cdot 0,082 (273 + 125) ; V = 2,15 \text{ L. de H}_2\text{O}$$

b) 4 moles de NH<sub>3</sub> / 5 moles de O<sub>2</sub>

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

### Ejercicio Resuelto N° 16

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

a) Escribe las reacciones de combustión de los hidrocarburos mencionados.

b) Calcula el volumen de aire, en condiciones normales, que se necesita para quemar 484 gramos de gasolina.

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

### Resolución

Octano : CH<sub>3</sub>- (CH<sub>2</sub>)<sub>6</sub> - CH<sub>3</sub> → Mm = 114 u → 114 g/mol

Nonano : CH<sub>3</sub> - (CH<sub>2</sub>)<sub>7</sub> - CH<sub>3</sub> → Mm = 124 u → 124 g/mol

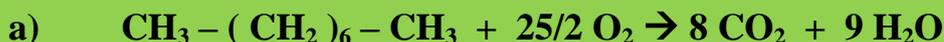
n° moles octano = n° moles nonano

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

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

$$\frac{m_{\text{octano}}}{114} = \frac{484 - m_{\text{octano}}}{128} \rightarrow m_{\text{octano}} = 228 \text{ g}$$

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



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



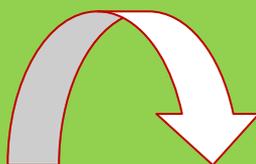
$$256 \text{ g nonano} \cdot \frac{14 \cdot 22,4 \text{ L O}_2}{128 \text{ g nonano}} = 627,2 \text{ L O}_2$$

Litros de  $\text{O}_2$  necesarios para la combustión del octano y nonano:

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

El aire contiene un 20% en volumen de  $\text{O}_2$ , luego:

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



### Ejercicio Resuelto N° 17

A 100 cm<sup>3</sup> de una disolución de ácido nítrico de concentración 0,01 M se le añaden 100 cm<sup>3</sup> 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 HNO<sub>3</sub> 0,01 M.

100 mL Ba(OH)<sub>2</sub> 0,01 M.

N° de moles de HNO<sub>3</sub> puestos en juego: n° moles = M · V(L) = 0,01 · 0,1  
= **0,001 moles**

N° de moles de Ba(OH)<sub>2</sub> puestos en juego: n° moles = M · V(L) = 0,01 ·  
0,1 = **0,001 mol**



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

**2 moles HNO<sub>3</sub> / 1 mol Ba(OH)<sub>2</sub>**

Supongo que reacciona todo el HNO<sub>3</sub>:

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

**la reacción no es completa. Reacciona todo el ácido nítrico y sobra hidróxido de bario:**

Hidróxido de bario en exceso = 0,001 – 0,0005 = **0,0005 moles**

### Ejercicio Resuelto N° 18

El ácido sulfúrico( también llamado ácido tetraoxosulfúrico (VI) ) reacciona con el cloruro de sodio para dar sulfato de sodio ( también 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:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$

50 mL  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 98% y  $d = 1,835 \text{ g/cm}^3$

87 g de NaCl

Masa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  comercial puesta en juego:

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

Masa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puro:  $m = 98 / 100 \cdot 91,75 = 89,91 \text{ g}$

$M_m \text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u} \rightarrow 98 \text{ g/mol}$

Moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puestos en juego:  $n^\circ \text{ moles} = m / M_m = 89,91 / 98 = 0,917$

Relación estequiométrica:  $1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 2 \text{ moles NaCl}$

$M_m \text{NaCl} = 58,5 \text{ u} \rightarrow 58,5 \text{ g/mol}$ .

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

Supongo que reacciona todo el  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

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

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.

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

$$\text{Masa de H}_2\text{SO}_4 \text{ en exceso} = 89,91 - 72,87 = 17,04 \text{ g}$$

$$\text{Moles de H}_2\text{SO}_4 \text{ en exceso} = 17,04/98 = 0,17$$

b)  $\text{mol H}_2\text{SO}_4 / 1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$

$$\text{Mm Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ u} \rightarrow 142 \text{ g / mol}$$

$$98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / 142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

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

### Ejercicio Resuelto N° 19

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

$$m \text{ Ca}(\text{HCO}_3)_2 + m \text{ CaCO}_3 = 5 \text{ g.}$$



El agua proviene del hidrogenocarbonato de calcio:



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

Mm  $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ u} \rightarrow 18 \text{ g / mol.}$

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

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

$$\begin{array}{l} 5\text{g mezcla} \text{ ----- } 3,96 \text{ g Ca(HCO}_3)_2 \\ 100 \text{ g mezcla} \text{ ----- } X \quad \quad \quad ; X = 79,2 \% \text{ en Ca(HCO}_3)_2 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 5\text{g mezcla} \text{ ----- } 1,04 \text{ g CaCO}_3 \\ 100 \text{ g mezcla} \text{ ----- } Y \quad \quad \quad ; Y = 20,8 \% \text{ en CaCO}_3 \end{array}$$

### Ejercicio resuelto N° 20

El análisis de una piedra caliza refleja que está compuesta de un 94,52 % de  $\text{CaCO}_3$ , un 4,16 % de  $\text{MgCO}_3$  y 1,32 % de materiales no deseados (impurezas). La descomposición térmica de la piedra genera  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgO}$  y  $\text{CO}_2$  con un rendimiento del 56 %.

a) ¿ Cuántas toneladas de  $\text{CaO}$  podrán obtenerse con 4 toneladas de piedra caliza?.

b) ¿ Qué volumen de  $\text{CO}_2$  se recoge sobre agua por cada 100 gramos de piedra caliza medidos a 760 mm de Hg y  $20^\circ\text{C}$ ?.

Datos : Masas atómicas:  $\text{Ca} = 40$  ;  $\text{C} = 12$  ;  $\text{O} = 16$  ;  $\text{Mg} = 24,3$ .

### Resolución

94,5 % en  $\text{CaCO}_3$  ; 4,16 % en  $\text{MgCO}_3$  y 1,32 % en impurezas.



a) En las 4 toneladas de piedra caliza hay:  $94,52/100 \cdot 4 \cdot 10^6 = 3,78 \cdot 10^6$  g de  $\text{CaCO}_3$



Mm  $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ u} \rightarrow 100 \text{ g / mol}$  ; Mm  $\text{CaO} = 56 \text{ u} \rightarrow 56 \text{ g / mol}$ .

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

$$= 2,11 \text{ Tm de CaO}$$

Como el rendimiento es del 56 % :  $56 / 100 \cdot 2,11 = 1,18 \text{ Tm de CaO}$

b) Ponemos en juego 94,52 g de  $\text{CaCO}_3$  y 4,16 g de  $\text{MgCO}_3$ .

$\text{CO}_2$  obtenido del  $\text{CaCO}_3$ :  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

Mm  $\text{CO}_2 = 44 \text{ u} \rightarrow 44 \text{ g / mol}$



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

al ser el rendimiento del 56% :  $m_{\text{CO}_2} = 56 / 100 \cdot 41,58 = 23,28 \text{ g CO}_2$

$\text{CO}_2$  obtenido del  $\text{MgCO}_3$ :  $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2$

Mm  $\text{MgCO}_3 = 84,3 \text{ u} \rightarrow 84,3 \text{ g / mol}$ .



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

al ser el rendimiento del 56 %:  $m_{\text{CO}_2} = 56 / 100 \cdot 2,17 = 1,21 \text{ g CO}_2$

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

El volumen de  $\text{CO}_2$  será:  $P \cdot V = m / Mm \cdot R \cdot T$

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

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

### Ejercicio Resuelto Nº 21

Una aleación 57,0 gramos de cinc y aluminio se trata con ácido clorhídrico obteniéndose 2 moles de hidrógeno. Calcule la composición de la aleación.

Datos: Masas atómicas: Al = 27,0 ; Zn = 65,4.

### Resolución



$$1 \text{ mol Zn} / 1 \text{ mol H}_2 \quad ; \quad 1 \text{ mol Al} / 3/2 \text{ mol H}_2$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol Zn} &\text{-----} 1 \text{ mol H}_2 \\ n \text{ moles Zn} &\text{-----} X \end{aligned} \quad X = 1 \cdot n \text{ moles Zn} = 1.$$

$$m_{\text{Zn}} / Ma$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol Al} &\text{-----} 3/2 \text{ moles H}_2 \\ n \text{ moles Al} &\text{-----} Y \end{aligned} \quad Y = 3/2 \cdot n \text{ moles Al} = 3/2.$$

$$m_{\text{Al}} / Ma$$

$$X + Y = 2$$

$$1 \cdot m_{\text{Zn}} / Ma + 3/2 \cdot m_{\text{Al}} / Ma = 2 \quad (1)$$

$$m_{\text{Zn}} + m_{\text{Al}} = 57 \quad ; \quad m_{\text{Al}} = 57 - m_{\text{Zn}}$$

Volvemos a (1):

$$1 \cdot m_{\text{Zn}} / 65,4 + 3/2 \cdot (57 - m_{\text{Zn}} / 27) = 2 \quad ; \quad m_{\text{Zn}} = 28,97 \text{ g}$$

$$m_{\text{Al}} = 57 - 28,97 = 28,03 \text{ g}$$

$$57 \text{ g aleación} / 28,97 \text{ g Zn} \quad ; \quad 57 \text{ g aleación} / 28,03 \text{ g Al}$$

$$100 \text{ g aleación} \cdot \frac{28,97 \text{ g Zn}}{57 \text{ g aleación}} = 50,82 \% \text{ en Zn}$$

$$100 \text{ g aleación} \cdot \frac{28,03 \text{ g Al}}{57 \text{ g aleación}} = 49,17 \% \text{ en Al}$$

### Ejercicio Resuelto N° 22

Dada la siguiente reacción química:



Calcule:

- Los moles de  $\text{N}_2\text{O}_5$  que se obtienen a partir de 20 gramos de  $\text{AgNO}_3$ .
  - El volumen de oxígeno obtenido, medido a  $20^\circ\text{C}$  y 620 mm Hg.
- Datos: Masas atómicas: N = 14 ; O = 16 ; Ag = 108.

### Resolución



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

$$\text{Mm AgNO}_3 = 170 \text{ u} \rightarrow 170 \text{ g/mol.}$$

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

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

b)  $2 \text{ moles AgNO}_3 / \frac{1}{2} \text{ mol O}_2$  ;  $2 \cdot 170 \text{ g AgNO}_3 / \frac{1}{2} \text{ mol O}_2$

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

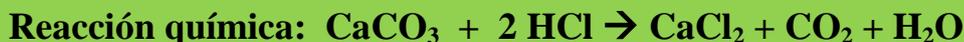
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T; (620 / 760) \cdot V = 0,029 \cdot 0,082 \cdot (273+20); V = 0,85 \text{ L de O}_2.$$

### Ejercicio Resuelto Nº 23

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 ; O = 16 ; Ca = 40 ; Cl = 35,5 , H = 1.

### Resolución



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

40 gramos de CaCO<sub>3</sub>.

Mm CaCO<sub>3</sub> = 100 u → 100 g / mol

Mm HCl = 36,5 u → 36,5 g / mol.

$$1 \text{ mol CaCO}_3 / 2 \text{ moles HCl} ; 100 \text{ g CaCO}_3 / 2 \text{ moles HCl}$$

Moles de HCl puestos en juego:

$$\text{Masa HCl comercial} = d \cdot V = 1,13 \text{ g/mL} \cdot 120 \text{ mL} = 135,6 \text{ g HCl comercial}$$

$$\text{Masa de HCl puro} = 26,2 / 100 \cdot 135,6 = 35,53 \text{ g HCl puro}$$

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

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:  $0,97 - 0,8 = 0,17$

La nueva concentración de HCl es :

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

#### Ejercicio Resuelto N° 24

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 ; H = 1.

#### Resolución

27,5 % en propano ( C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> ) ; 72,5 % en butano ( C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> )

#### Reacciones químicas:



Masa de propano en la muestra:  $27,5 / 100 \cdot 4,0 = 1,1 \text{ g propano}$

Masa de butano en la muestra:  $72,5 / 100 \cdot 4,0 = 2,9 \text{ g butano}$

Moles de CO<sub>2</sub> procedentes del propano:

**1 mol propano / 3 moles CO<sub>2</sub>**

$$\text{Mm C}_3\text{H}_8 = 44 \text{ u} \rightarrow 44 \text{ g / mol}$$

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

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

Moles de CO<sub>2</sub> procedentes del butano:

$$1 \text{ mol butano} / 4 \text{ moles CO}_2$$

$$\text{Mm C}_4\text{H}_{10} = 58 \text{ u} \rightarrow 58 \text{ g / mol.}$$

$$58 \text{ g butano} / 4 \text{ moles CO}_2$$

$$2,9 \text{ g butano} \cdot \frac{4 \text{ moles CO}_2}{58 \text{ g butano}} = 0,2 \text{ moles CO}_2$$

$$\text{N}^\circ \text{ de moles totales de CO}_2 \text{ obtenidos} = 0,075 + 0,2 = 0,275$$

$$\text{Volumen de CO}_2 \text{ obtenido: } P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

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

### Ejercicio Resuelto N° 25

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

Sulfuro de cinc + oxígeno → dióxido de azufre + óxido de cinc

Calcular:

- Los litros de aire a 200°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).
- 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 ; S = 32 ; Zn = 65,4.

### Resolución

Reacción química:  $2 \text{ZnS} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_2 + 2 \text{ZnO}$

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

$$85 / 100 \cdot 1000 = 850 \text{ g}$$

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

Mm ZnS = 97,4 u  $\rightarrow$  97,4 g / mol

$$2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS} / 3 \text{ moles O}_2$$

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

Volumen de O<sub>2</sub> obtenido:

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

$$100 \text{ L aire} / 20 \text{ L O}_2$$

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

b) 2 moles ZnS / 2 moles ZnO ; Mm ZnO = 81,4 u  $\rightarrow$  81,4 g / mol

$$2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS} / 2 \cdot 81,4 \text{ g ZnO}$$

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

c) 2 moles ZnS / 2 moles SO<sub>2</sub> ; 2 · 97,4 g ZnS / 2 moles SO<sub>2</sub>

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

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

### Ejercicio Resuelto Nº 26

El cloro se obtiene en el laboratorio por oxidación del ácido clorhídrico con  $\text{MnO}_2$ , 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  $30^\circ\text{C}$  y  $1,02 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ .

Datos: Masas atómicas:  $\text{H} = 1$  ;  $\text{Cl} = 35,5$ .

### Resolución



b) Los moles de  $\text{Cl}_2$  obtenidos son :

$$1 \text{ Atm} = 101.300 \text{ N/m}^2 ( \text{Pa} )$$
$$; 1,02 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ Atm}}{101.300 \text{ Pa}} = 1,007 \text{ Atm}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; 1,007 \cdot 10 = n \cdot 0,082 ( 273 + 30 ) ; n = 0,40$$

La estequiometría de la reacción nos dice:

$$4 \text{ moles HCl} / 1 \text{ mol Cl}_2$$

$$\text{Mm HCl} = 36,5 \text{ u} \rightarrow 36,5 \text{ g} / \text{mol}.$$

$$4 \cdot 36,5 \text{ g HCl} / 1 \text{ mol Cl}_2$$

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

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

100 g disolución

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

que están en un volumen:  $V = m / d = 194,7 / 1,15 = 169,3 \text{ cm}^3$

### Ejercicio Resuelto N° 27

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 ; O = 16 ; K = 39,1.

### Resolución

a) Reacción química:  $2 \text{ KClO}_3 \rightarrow 2 \text{ KCl} + 3 \text{ O}_2$

Masa de  $\text{KClO}_3$  puesta en juego:  $87 / 100 \cdot 148 = 128,76 \text{ g de KClO}_3$

Relación estequiométrica:  $2 \text{ moles de KClO}_3 / 3 \text{ moles de O}_2$

Mm  $\text{KClO}_3 = 122,6 \text{ u} \rightarrow 122,6 \text{ g/mol}$

$$2 \cdot 122,6 \text{ g KClO}_3 / 3 \text{ moles O}_2$$

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

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

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

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

### Ejercicio Resuelto N° 28

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 ; C = 12 ; O = 16 ; Cl = 35,5 ; H = 1.

### Resolución

Reacción química:  $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Los moles de  $\text{CO}_2$  obtenidos son :  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$745 / 760 \cdot 5 = n \cdot 0,082 (273+25) ; n = 0,2$$

La masa de ácido clorhídrico necesaria es:

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

Mm HCl = 36,5 u  $\rightarrow$  36,5 g / mol.

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

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

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

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

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

### Ejercicio Resuelto N° 29

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 ; Fe = 55,8.

### Resolución

Composición del aire : 21 % en volumen de O<sub>2</sub> y 79 % en volumen de N<sub>2</sub>.

Volumen de aire = 5 L.

- Suponiendo que el aire se comporta como un gas ideal :

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

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

Como el porcentaje en moles y en volumen coincide, de O<sub>2</sub> tendremos:

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

La reacción entre el O<sub>2</sub> y el hierro es :  $O_2 + 2 Fe \rightarrow 2 FeO$

$$1 \text{ mol O}_2 / 2 \text{ moles FeO}$$

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

1 mol FeO / 71,8 g.

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

b) La presión en el recipiente la ejerce únicamente el  $\text{N}_2$ . El número de moles de

$\text{N}_2$  será:

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

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

$$c) P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; 0,1 \cdot 5 = 9,48 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot T ; T = 649,5 \text{ K}$$

### Ejercicio Resuelto Nº 30

Se hacen reaccionar 300 mL de una disolución acuosa de ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 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.

#### Resolución

Reacción química:



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



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

$$\text{Ma Zn} = 65,4 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ at-g Zn} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos})/65,4 \text{ g.}$$

La proporción (1) la podemos poner:  $98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 / 65,4 \text{ g Zn}$  (2)

Determinación de la masa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puesta en juego:

$$d = m_{\text{disolución}}/V ; m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,2 \text{ g/mL} \cdot 300 \text{ mL} = \\ = \mathbf{360 \text{ g (disol.)}}$$

De estos gramos de disolución el 95 % pertenecen a  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puro:

$$360 \text{ g disolución} \cdot (95 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}/100 \text{ g disolución}) = \\ = \mathbf{342 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro,}}$$

que son los que realmente intervienen en la reacción.

Supongamos que reacciona todo el ácido sulfúrico. Esta cantidad, 342 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , necesitará una cantidad determinada de Zn.

Utilizaremos la proporción ( 2 ):

$$342 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot (65,4 \text{ g Zn}/98 \text{ g H}_2\text{SO}_4) = \mathbf{228,23 \text{ g Zn}}$$

Solo tenemos 98,1 g de Zn por lo que no puede reaccionar todo el  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

El  $\text{H}_2\text{SO}_4$  **no es** el “reactivo limitante”.

Supongamos que reacciona todo el Zn:

$$98,1 \text{ g Zn} \cdot (98 \text{ g H}_2\text{SO}_4/65,4 \text{ g Zn}) = \mathbf{147 \text{ g H}_2\text{SO}_4}$$

Esta cantidad de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  sí la tenemos, e incluso hay un exceso de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  que queda sin reaccionar:  $m_{\text{excesoH}_2\text{SO}_4} = 342 - 147 = \mathbf{195 \text{ g H}_2\text{SO}_4}$

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:



$$M_m \text{ H}_2 = 2 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol H}_2 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}) / 2 \text{ g.}$$

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

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 H<sub>2</sub> es un gas y nos piden su volumen:  $P \cdot V = m / M_m \cdot R \cdot T$  ;

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

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

### Ejercicio Resuelto N° 31

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 m<sup>3</sup> de oxígeno (gas ideal), medido en condiciones normales?.

### Resolución

Reacción de combustión del etanol:



a) Según la reacción anterior:



$$\text{Mm C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46 \text{ u} \rightarrow$$

$$1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}) / 46 \text{ g.}$$

$$\text{Mm H}_2\text{O} = 18 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol H}_2\text{O} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}) / 18 \text{ g.}$$

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



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

$$1000 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot (3 \cdot 18 \text{ g H}_2\text{O} / 46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 1173,91 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$\text{Sabemos que: } 18 \text{ g H}_2\text{O} / 6,0213 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

$$1173,91 \text{ g H}_2\text{O} \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O} / 18 \text{ g H}_2\text{O}) = \\ = 3,92 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

b) Según la reacción:



$$\text{En condiciones normales: } 1 \text{ mol O}_2 / 22,4 \text{ L.}$$

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ L de O}_2.$$

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



Los moles de etanol obtenidos serán:

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

### Ejercicio Resuelto N° 32

Resuelve:

- ¿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?.
- ¿Qué cantidad de cloruro de cinc se obtendrá?.

### Resolución

La reacción química que tiene lugar es:



La reacción no está ajustada debemos proceder a ello, por el método de “los coeficientes indeterminados”. Si estuviéramos en Selectividad deberíamos hacerlo por el método de ion-electrón puesto que el tema de oxidación reducción ya está explicado:



La masa de Zn puesta en juego es:

75 g muestra de Zn . (7 g de impurezas/100 g de muestra) = 5,25 g de impurezas

La masa de Zn puesta en juego = 75 – 5,25 = 69,75 g de Zn puro (es el que reacciona, en la reacción química no intervienen las impurezas)

a)

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

Ma Zn = 65,4 u → 1 at-g Zn (6,023 · 10<sup>23</sup> átomos)/ 65,4 g.

69,75 g Zn . (1 at-g Zn/65,4 g Zn) = 1,06 at-g de Zn

La reacción química nos dice:

1 at-g de Zn / 1 mol H<sub>2</sub>

1,06 at-g Zn . (1 mol H<sub>2</sub>/ 1 at-g Zn) = 1,06 mol H<sub>2</sub>

Estos moles los pasaremos a volumen:

P · V = n · R · T ; 740/760 · V = 1,06 · 0,082 · (273+27) ;

0,97 V = 26,07

V = 26,9 L. H<sub>2</sub>

b)La reacción química establece que:

1 at-g de Zn / 1 mol ZnCl<sub>2</sub> ( 1 )

Mm  $\text{ZnCl}_2 = 136,4 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } \text{ZnCl}_2 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas})/136,4 \text{ g}.$

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



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

### Ejercicio Resuelto N° 33

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.

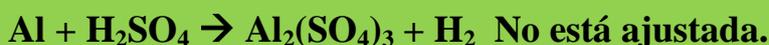
Datos: Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16; Zn = 65,4; Al = 27.

1 atm = 760 mm Hg.

### Resolución

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

Reacciones que tienen lugar:



El volumen de  $\text{H}_2$  obtenido corresponde a las dos reacciones:

Mm  $\text{H}_2 = 2 \text{ u}.$

$$P \cdot V = m/Mm \cdot R \cdot T ; 725/760 \cdot 0,150 = m/2 \cdot 0,082 \cdot (273+27) ;$$

$$0,1425 = 12,3 m ; m_{H_2} = 0,0011 \text{ g}$$

De la reacción ( 1 ): **1 at-g Zn / 1 mol H<sub>2</sub>** ( 3 )

Ma Zn = 65,4 u → 1 at-g Zn (6,023 · 10<sup>23</sup> átomos)/65,4 g.

Mm H<sub>2</sub> = 2 u → 1 mol H<sub>2</sub> (6,023 · 10<sup>23</sup> moléculas)/2 g.

La proporción ( 3 ) la podemos escribir: **65,4 g Zn / 2 g H<sub>2</sub>**

lo que nos permite escribir la regla de tres:

$$65,4 \text{ g Zn} \text{ ----- } 2 \text{ g H}_2$$

$$m_{Zn} \text{ ----- } x$$

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

De la reacción ( 2 ): **2 at-g Al/ 3 moles H<sub>2</sub>** ( 4 )

Ma Al = 27 u → 1 at-g Al (6,023 · 10<sup>23</sup> átomos)/ 27 g.

La proporción ( 4 ) pasa a ser: **2 · 27 g Al/ 3 · 2 g H<sub>2</sub>**

lo que nos permite plantear la siguiente regla de tres:

$$2 \cdot 27 \text{ g Al} \text{ ----- } 3 \cdot 2 \text{ g H}_2$$

$$m_{Al} \text{ ----- } y$$

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

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

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

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

De la ecuación (5):  $m_{\text{Zn}} = 0,156 - m_{\text{Al}} \quad (7)$

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

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

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

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):  $2 \text{ at-g Al}/3 \text{ moles H}_2\text{SO}_4 \quad (8)$

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

$$M_a \text{ Al} = 27 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ at-g Al} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos})/27 \text{ g.}$$

La proporción (8) pasa a ser:  $2 \cdot 27 \text{ g Al}/3 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4$ ; luego

$$0,085 \text{ g Al} \cdot (3 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4/2 \cdot 27 \text{ g Al}) = 0,462 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

**Problema Propuesto 34**

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



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

**Problema propuesto nº 36**

¿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.

**Problema propuesto nº 37**

¿Qué volumen de nitrógeno y de hidrógeno, medidos en condiciones normales, se precisan para obtener 16,8 litros de amoníaco (NH<sub>3</sub>), medidos en las mismas condiciones?. Reacción química:

Autor Enunciado: Luis Morales



DATOS: Masas atómicas: N = 14 u ; H = 1 u .*SOL: 8,4 l N<sub>2</sub> 25,2 l H<sub>2</sub>*

**Problema Propuesto nº 38**

Si hacemos reaccionar HCl completamente con 150g de CaCO<sub>3</sub> ¿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: Luis Morales

*SOL: 166,5g CaCl<sub>2</sub>*



**Problema propuesto nº 39**

Dada la siguiente reacción:



Hallar los gramos de  $\text{PbCrO}_4$  que se obtienen a partir de 250 gramos de nitrato de plomo. Autor: Luis Morales

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

Cr = 52 u

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

**Problema propuesto nº 40**

¿Cuántos gramos de nitrato sódico necesitamos para que al reaccionar con ácido sulfúrico se obtengan 200g de ácido nítrico?. Autor: Luis Morales



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

*SOL: 269,45g  $\text{NaNO}_3$*

**Problema propuesto nº 41**

¿Qué volumen de  $\text{O}_2$  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  $\text{O}_2$*

**Problema propuesto nº 42**

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

a) Escribe y ajusta la ecuación

b) Calcular el número de moles de  $\text{O}_2$  que se necesitan para producir 0.8 moles de  $\text{CO}_2$

c) Hallar el número de moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  que se producirán a partir de 25 moléculas de alcohol.

d) Calcular el número de moles de etanol que reaccionaran con  $4,6 \cdot 10^{24}$  moléculas de  $\text{O}_2$ .

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

Departamento de Ciencias C. I. Lope de Veja ( Luis Morales)

*SOL: a)  $C_2H_5OH + 3 O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$*

*b) 1,2 moles de  $O_2$*

*c) 75 moléculas  $H_2O$*

*e) 2,56 moles de  $C_2H_5OH$*

### Problema propuesto nº 43

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



a) La cantidad de  $Na_2CO_3$  necesarios para obtener 25kg de NaOH.

b) 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: Luis Morales

*SOL: a) 33,125 kg  $Na_2CO_3$ , b) 31,25 kg  $CaCO_3$*

----- O -----

**Antonio Zaragoza López**