

CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE 4º DE E.S.O. Y 1º DE BACHILLERATO PARA LAS P.A.U.

I.- Determinar el número de moles de ácido tetraoxosulfúrico (VI) (ac. Sulfúrico) existentes en 125 g de dicho ácido.

DATOS: Masas atómicas: ArH = 1 u ; ArS = 32 u ; ArO = 16 u.

NOTA: La fórmula del ácido sulfúrico es H_2SO_4 (podéis utilizar el método que queráis para obtenerla, pero obtenerla bien puesto que os puede quitar puntos en el baremo o incluso anular el ejercicio). En 2º de Bachillerato no se puede fallar en una fórmula.

Resolución

Para obtener el nº de moles que tenemos en la muestra, lo primero que tenemos que hacer es calcular la Mm el H_2SO_4 :

$$\begin{array}{r} \text{Mm } H_2SO_4 \left\{ \begin{array}{l} H: 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u.} \\ S : 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u.} \\ O: 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u.} \\ \hline 98 \text{ u.} \end{array} \right. \rightarrow 1 \text{ mol } H_2SO_4 = 98 \text{ g} \end{array}$$

Podemos establecer la proporción:

$$1 \text{ mol } H_2SO_4 / 98 \text{ g de } H_2SO_4 \quad (1)$$

Pero no porque el mol sea igual a la Mm expresada en gramos, si no porque en un mol hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2SO_4 cuya masa es de 98 g.

Nuestra muestra es de 125 g de H_2SO_4 :

Ahora es cuando aplicamos el método del **FACTOR DE CONVERSIÓN**:

$$125 \text{ g de } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2SO_4}{98 \text{ g de } H_2SO_4} = 1,27 \text{ moles de } H_2SO_4$$

De forma rápida :

$$125 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot (1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4) = 1,27 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

El factor de conversión es una forma nueva de expresar la “regla de tres”. Si no entendéis este método operativo podéis utilizar la “regla de tres”.

2.- En 0,5 moles de CO₂, calcule:

- El número de moléculas de CO₂.
- La masa de CO₂.
- El número total de átomos.

Datos: Masas atómicas: ArC = 12 u ; ArO = 16 u.

Resolución

a)

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

$$0,5 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2$$

b)

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

$$0,5 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 22 \text{ g CO}_2$$

c)

$$1 \text{ molécula CO}_2 / 1 \text{ átomo de C}$$

$$1 \text{ molécula CO}_2 / 2 \text{ átomos O}$$

$$3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ átomo C}}{1 \text{ molécula CO}_2} = 3 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}$$

$$3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula CO}_2} = 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

Nº total de átomos = átomos de C + átomos de O =

$$= 3 \cdot 10^{23} + 6 \cdot 10^{23} = 9 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

3.- Un recipiente de 100 L contiene una mezcla de He y N₂, cuya densidad es de 0,5 Kg/m³. El recipiente se encuentra en condiciones normales de presión y temperatura.

a) Determina el número de moles de cada gas en la mezcla.

b) Calcula la presión parcial que ejerce en ella cada gas.

Datos : Masas atómicas: ArN = 14 u ; ArHe = 4 u.

Resolución

DATOS:

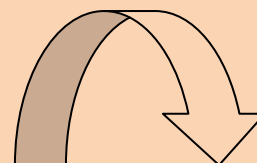
100 L de mezcla (He + N₂); d= 0,5 Kg/m³ ; t°C = 0°C ; P = 1 Atm.

a)

$$0,5 \cdot \frac{\text{Kg}}{\text{m}^3} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ dm}^3} = 0,5 \text{ g/dm}^3 = 0,5 \text{ g/L}$$

La masa de la mezcla:

$$d = m/V \rightarrow m = d \cdot V = 0,5 \text{ g/L} \cdot 100 \text{ L} = 50 \text{ g}$$



CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE 4º DE ESO Y 1º
BACHILLERATO

AUTOR: A. ZARAGOZALÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

Estamos en estado gas:

$$P \cdot V = n_T \cdot R \cdot T ; 1 \cdot 100 = \left(\frac{m_{\text{He}}}{M_m} + \frac{m_{\text{N}_2}}{M_m} \right) \cdot 0,082 \cdot (273 + 0) \quad (1)$$

Calculando las M_m y sustituyendo datos:

$$m_{\text{He}} + m_{\text{N}_2} = 50 \rightarrow m_{\text{He}} = 50 - m_{\text{N}_2} \quad (2)$$

La ecuación (1) queda:

$$1 \cdot 100 = \left(\frac{50 - m_{\text{N}_2}}{4} + \frac{m_{\text{N}_2}}{28} \right) \cdot 0,082 \cdot 273 \rightarrow m_{\text{N}_2} = 37,61 \text{ g}$$

Nos vamos a (2):

$$m_{\text{He}} = 50 - 37,61 = 12,39 \text{ g}$$

Los moles de ambos gases:

$$\text{Moles de He} = \frac{m}{M_m} = \frac{12,39}{4} = 3,09$$

$$\text{Moles de N}_2 = \frac{m}{M_m} = \frac{37,61}{28} = 1,34$$

b)

Las presiones parciales de cada gas las obtendremos recordando que:

$$P_p = P_T \cdot X$$

P_p = Presión parcial

P_T = Presión total

X = Fracción molar

$$P_{He} = P_T \cdot X_{He} = 1 \cdot \frac{3,09}{3,09 + 1,34} = 0,68 \text{ Atm}$$

$$P_{N_2} = P_T \cdot X_{N_2} = 1 \cdot \frac{1,34}{3,09 + 1,34} = 0,30 \text{ Atm}$$

Se debe cumplir que:

$$P_T = 1 \text{ atm} = P_{He} + P_{H_2} = 0,68 \text{ atm} + 0,30 \text{ atm} = 0,98 \approx 1 \text{ atm}$$

4.- a) Calcular cuánto pesan 10 L de gas monóxido de carbono en condiciones normales.

b) Calcular cuántos átomos hay en esa cantidad de monóxido de carbono.

Datos: Masas atómicas: ArC = 12 u ; ArO = 16 u.

Resolución

a)

$$M_m \text{ CO} = 28 \text{ u (calcular)} \rightarrow 28 \text{ g / mol}$$

En estado gas se cumple:

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

$$1 \cdot 10 = m/28 \cdot 0,082 \cdot (273 + 0) ; m = 12,5 \text{ g CO}$$

b)

$$n^\circ \text{ moles CO} = m/M_m = 12,5 / 28 = 0,45$$

$$n^\circ \text{ de moléculas de CO: } 1 \text{ mol CO} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$0,45 \text{ moles CO} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}}{1 \text{ mol CO}} = 2,71 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

1 molécula CO / 1 átomo C ; 1 molécula CO / 1 átomo O

$$2,71 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ átomo C}}{1 \text{ molécula CO}} = 2,71 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}$$

$$2,71 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO} \cdot \frac{1 \text{ átomo O}}{1 \text{ molécula CO}} = 2,71 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

$$\text{Nº total de átomos} = 2,71 \cdot 10^{23} + 2,71 \cdot 10^{23} = 5,42 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

5.- Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoníaco a 27°C y 0,1 atmósferas.

Calcula:

- La masa de amoníaco presente.
- El número de moléculas de amoníaco en el recipiente.
- El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{ArN} = 14 \text{ u}$; $\text{ArH} = 1 \text{ u}$.

Resolución

a)

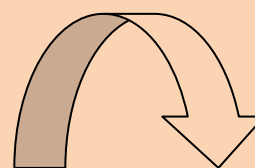
$$\text{Mm NH}_3 = 17 \text{ u (calcular)} \rightarrow 17 \text{ g/mol}$$

En estado gas:

$$P \cdot V = m_{\text{NH}_3} / \text{Mm} \cdot R \cdot T$$

$$0,1 \cdot 1 = m_{\text{NH}_3} / 17 \cdot 0,082 (273+27) ; 0,1 = m_{\text{NH}_3} \cdot 1,44$$

$$m_{\text{NH}_3} = 0,069 \text{ g}$$



b)

$$1 \text{ mol NH}_3 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de NH}_3$$

$$1 \text{ mol NH}_3 / 17 \text{ g}$$

$$0,069 \text{ g NH}_3 \cdot (1 \text{ mol NH}_3 / 17 \text{ g NH}_3) = 0,004 \text{ moles de NH}_3$$

$$0,004 \text{ moles NH}_3 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de NH}_3 / 1 \text{ mol NH}_3 =$$

$$= 2,4 \cdot 10^{21} \text{ moléculas NH}_3$$

c)

$$1 \text{ molécula de NH}_3 / 1 \text{ átomo de N}$$

$$1 \text{ molécula de NH}_3 / 3 \text{ átomos de H}$$

$$2,4 \cdot 10^{21} \text{ moléculas NH}_3 \cdot (1 \text{ átomo de N} / 1 \text{ molécula de NH}_3) =$$

$$= 2,4 \cdot 10^{21} \text{ átomos de N}$$

$$2,4 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de NH}_3 \cdot (3 \text{ átomos de H} / 1 \text{ molécula de NH}_3) =$$

$$= 7,2 \cdot 10^{21} \text{ átomos de H}$$

6.- Determina qué tiene más masa, si 7,5 moles de óxido nítrico, NO, o 2 moles de glucosa, C₆H₁₂O₆.

DATOS: Masas atómicas: ArN = 14 u ; Ar = 16 u ; ArC = 12 u ; ArH = 1 u.

Resultado:

Debemos conocer las Mm de los compuestos químicos:

$$\begin{array}{l} \text{Mm NO} \left\{ \begin{array}{l} \text{N: } 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline \text{Mm} = 30 \text{ u} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{Mm } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 6 \cdot 12 \text{ u} = 72 \text{ u} \\ \text{H: } 12 \cdot 1 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 6 \cdot 16 \text{ u} = 96 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 180 \text{ u} \end{array} \right. \end{array}$$

Recordemos:

$$N^\circ \text{ moles} = m / Mm \rightarrow m = n^\circ \text{ moles} \cdot Mm$$

Para el óxido nítrico:

$$m_{\text{NO}} = 7,5 \cdot 30 = 225 \text{ g}$$

Para la glucosa:

$$m_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 2 \cdot 180 = 360 \text{ g}$$

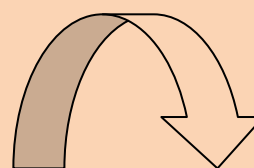
De otra forma, que considero más conceptual:

$$\text{NO} \rightarrow \text{Mm} = 30 \text{ u} \rightarrow 30 \text{ g/mol}$$

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{Mm} = 180 \text{ u} \rightarrow 180 \text{ g/mol}$$

$$\begin{array}{l} 7,5 \text{ moles NO} \cdot \frac{30 \text{ g NO}}{1 \text{ mol}} = 225 \text{ g NO} \\ 2 \text{ moles C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol}} = 360 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \end{array}$$

Conclusión: 2 moles de glucosa contienen más “masa” que 7,5 moles de óxido nítrico.



7.- Se tienen dos recipientes de idéntico volumen; uno contiene CCl_4 (g), y el otro O_2 (g) ambos a la misma presión y temperatura. Explica razonadamente si son ciertas o falsas las siguientes proposiciones:

- El peso del vapor de CCl_4 es igual al peso de O_2 .
- El número de moléculas de CCl_4 es 2,5 veces mayor que el número de moléculas de O_2 .
- El número total de átomos es el mismo en cada recipiente.

Resolución

a)

Los dos componentes están en estado gaseoso, por tanto:

$$P \cdot V = m_{\text{CCl}_4} / M_m \cdot R \cdot T \quad (1)$$

$$M_m \text{ CCl}_4 = 154 \text{ u (calcular)}$$

$$P \cdot V = m_{\text{O}_2} / M_m \cdot R \cdot T \quad (2)$$

$$M_m \text{ O}_2 = 32 \text{ u (calcular)}$$

Estamos en las mismas condiciones de presión, temperatura y volumen.

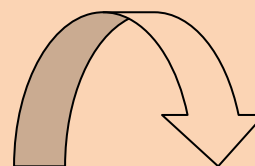
Si dividimos las dos ecuaciones anteriores, (1) y (2), miembro a miembro:

$$1 = m_{\text{CCl}_4} \cdot M_m \text{ O}_2 / m_{\text{O}_2} \cdot M_m \text{ CCl}_4$$

$$1 = m_{\text{CCl}_4} \cdot 32 / m_{\text{O}_2} \cdot 154$$

$$m_{\text{CCl}_4} / m_{\text{O}_2} = 77/16 \quad ; \quad m_{\text{CCl}_4} = 77/16 m_{\text{O}_2} = 4,8 m_{\text{O}_2}$$

La primera proposición es **FALSA**



b)

$$P \cdot V = n^{\circ} \text{ moles } CCl_4 \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot V = n^{\circ} \text{ moles } O_2 \cdot R \cdot T$$

Dividiendo, miembro a miembro, las dos ecuaciones anteriores teniendo presentes las condiciones de P,T y V:

$$1 = n^{\circ} \text{ moles } CCl_4 / n^{\circ} \text{ moles } O_2$$

$$n^{\circ} \text{ moles } O_2 = n^{\circ} \text{ moles } CCl_4$$

Segunda proposición **FALSA**

c)

Se cumple que el n° moles es el mismo pero como cada molécula tiene distinta composición (CCl₄ y O₂) el n° de átomos en los dos recipientes nunca pueden ser iguales.

Tercera proposición **FALSA**

8.- Ordena las siguientes cantidades de materia según el número de átomos que contengan:

a) 3,4 g de hierro, b) 8,8 L de nitrógeno medidos a 25°C y 1,4 atmósferas, c) 0,05 moles de sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁), d) 2,6 mL de bromo (líquido, cuya densidad a 20°C es 3119 Kg/m³).

Datos: R = 0,082 atm · L / mol · K ; N_A = 6,02 · 10²³.

Masas atómicas: ArBr= 79,9 u; ArFe = 55,85 u; ArO= 16,0 u;

ArN = 14,0 u; ArC = 12,0 u; ArH = 1,0 u.

Resolución

a)

3,4 g Fe

ArFe = 56 u → **1 at-g Fe** (6,023 · 10²³ átomos)/**56 g**

$$3,4 \text{ g Fe} \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Fe}/56 \text{ g Fe}) = 3,6 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Fe}$$

b)

8,8 L N₂ a 25°C y 1,4 atm

$$\text{Mm N}_2 = 28 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol N}_2 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas})/28 \text{ g}$$

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

$$1,4 \cdot 8,8 = n \cdot 0,082 \cdot (273+25) ; 12,32 = 24,43 n ; n = 0,5 \text{ moles de N}_2$$

Sabemos que : *1 mol de N₂/6,023 · 10²³ moléculas de N₂*

$$0,5 \text{ mol N}_2 \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}/1 \text{ mol N}_2) = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de N}_2$$

1 molécula de N₂/2 átomos de N

$$3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot (2 \text{ átomos N}/1 \text{ molécula N}_2) =$$

$$= 6,02 \cdot 10^{24} \text{ átomos de N}$$

c)

0,05 moles C₁₂H₂₂O₁₁

1 mol C₁₂H₂₂O₁₁ / 6,023 · 10²³ moléculas de C₁₂H₂₂O₁₁

$$0,05 \text{ moles C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}/1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) =$$

$$= 3 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

1 molécula C₁₂H₂₂O₁₁ / 12 átomos C

2 1 molécula C₁₂H₂₂O₁₁ / 22 átomos de H

3 molécula C₁₂H₂₂O₁₁ / 11 átomos O

$$2 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot (12 \text{ átomos}/1 \text{ molécula}) = 36 \cdot 10^{22} \text{ átomos de C}$$

$$2 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot (22 \text{ átomos H}/1 \text{ molécula}) = 44 \cdot 10^{22} \text{ átomos de H}$$

$$2 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot (11 \text{ átomos O}/1 \text{ molécula}) = 22 \cdot 10^{22} \text{ átomos de O}$$

$$\begin{aligned} \text{Nº átomos totales} &= 36 \cdot 10^{22} + 44 \cdot 10^{22} + 22 \cdot 10^{22} = 102 \cdot 10^{22} = \\ &= 1,02 \cdot 10^{24} \text{ átomos} \end{aligned}$$

d)

$$2,6 \text{ mL de Br}_2 ; d = 3119 \text{ Kg/m}^3$$

Vamos a calcular la masa de Br₂ existentes en los 2,6 mL del mismo:

$$\begin{aligned} d = m/V ; m_{\text{Br}_2} &= d \cdot V = 3119 \text{ Kg/m}^3 \cdot 2,6 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 = 7,1 \cdot 10^{-3} \text{ Kg} = \\ &= 7,1 \text{ g de Br}_2 \end{aligned}$$

$$\text{Mm Br}_2 = 159,8 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol Br}_2 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas})/159,8 \text{ g Br}_2$$

El nº de moles de Bromo:

$$7,1 \text{ g Br}_2 \cdot (1 \text{ mol Br}_2/159,8 \text{ g Br}_2) = 0,044 \text{ moles Br}_2$$

El nº de moléculas de Br₂:

$$\begin{aligned} 0,044 \text{ moles Br}_2 \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de Br}_2/1 \text{ mol Br}_2) &= \\ = 2,6 \cdot 10^{24} \text{ moléculas Br}_2 \end{aligned}$$

Como: *1 molécula de Br₂/ 2 átomos de Br*

El nº de átomos de Br será:

$$\begin{aligned} 2,6 \cdot 10^{24} \text{ moléculas Br}_2 \cdot (2 \text{ átomos de Br}/1 \text{ molécula de Br}_2) &= \\ = 5,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos de Br} \end{aligned}$$

Con los datos obtenidos podemos establecer, en orden creciente del nº de átomos, la siguiente ordenación:



9.- Considerando que el SO₃ es un gas en condiciones normales de presión y temperatura:

- a) ¿Qué volumen, en condiciones normales de presión y temperatura, ocuparán 160 g de SO₃?
b) ¿Cuántas moléculas de SO₃ contiene dicho volumen?, y ¿cuántos átomos de oxígeno?.

Resolución

a)

Trabajamos en condiciones normales (0°C y 1 atm).

En condiciones normales los gases cumplen la condición:



Mm SO₃ = 80 u (calcular) → 1 mol SO₃ (6,023 · 10²³ moléculas) / 80 g

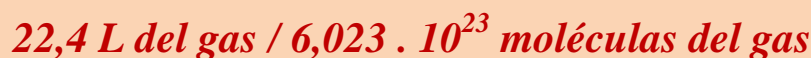
La proporción (1) pasa a ser:



160 g SO₃ · (22,4 L SO₃ / 80 g SO₃) = 44,8 L SO₃

b)

En los gases podemos establecer, en condiciones normales:



$$44,8 \text{ L SO}_3 \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas SO}_3 / 22,4 \text{ L SO}_3) =$$
$$= 1,2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas SO}_3$$

10.- Ordenar razonadamente, de mayor a menor número de átomos, las cantidades siguientes:

- 10 gramos de cloruro de plata.
- $3 \cdot 10^{20}$ moléculas de dióxido de azufre.
- 4 moles de monóxido de carbono.
- 20 litros de oxígeno en condiciones normales.

Datos: Masas atómicas: ArCl = 35,5 u ; ArAg = 108 u.

Resolución

a)

DATOS: 10 g de AgCl ; Mm AgCl = 143,5 u (calcular y comprobar)
→ 143,5 g/mol

Todos sabemos que:

1 mol AgCl / $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas (1)

Con los datos que disponemos la proporción (1) queda:

143,5 g AgCl / $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas

Por lo tanto:

$$10 \text{ g. AgCl} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{143,5 \text{ g. AgCl}} = 0,42 \cdot 10^{23} \text{ moléculas AgCl}$$

También sabemos que:

1 molécula AgCl / 1 átomo de Ag

1 molécula AgCl / 1 átomo de Cl

Proporciones que implican:

$$0,42 \cdot 10^{23} \text{ moléculas AgCl} \cdot \frac{1 \text{ átomo Ag}}{1 \text{ molécula AgCl}} = 0,42 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ag}$$

$$0,42 \cdot 10^{23} \text{ moléculas AgCl} \cdot \frac{1 \text{ átomo de Cl}}{1 \text{ molécula AgCl}} = 0,42 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cl}$$

$$\text{Nº de átomos totales} = \text{nº átomos de Ag} + \text{nº átomos de Cl} =$$

$$= 0,42 \cdot 10^{23} + 0,42 \cdot 10^{23} = 0,84 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

b)

En $3 \cdot 10^{20}$ moléculas de SO_2

1 molécula SO_2 / 1 átomo de S

1 molécula SO_2 / 2 átomos de O

$$3 \cdot 10^{20} \text{ moléculas SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ átomo de S}}{1 \text{ molécula SO}_2} = 3 \cdot 10^{20} \text{ átomos de S}$$

$$3 \cdot 10^{20} \text{ moléculas SO}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula SO}_2} = 6 \cdot 10^{20} \text{ átomos de O}$$

$$\text{Nº átomos totales} = \text{nº átomos de S} + \text{nº átomos de O} =$$

$$= 3 \cdot 10^{20} + 6 \cdot 10^{20} = 9 \cdot 10^{20} \text{ átomos}$$

c)

Recordemos:

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

$$4 \text{ moles CO} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}}{1 \text{ mol CO}} = 24,1 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}$$

1 molécula CO / 1 átomo de C
1 molécula CO / 1 átomo de O

$$24,1 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO} \cdot \frac{1 \text{ átomo de C}}{1 \text{ molécula CO}} = 24,1 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}$$

$$24,1 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO} \cdot \frac{1 \text{ átomo de O}}{1 \text{ molécula CO}} = 24,1 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

Nº átomos totales = nº átomos de C + nº átomos de O =

$$= 24,1 \cdot 10^{23} + 24,1 \cdot 10^{23} = 48,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

d)

En 20 L de O₂ en condiciones normales

1 mol O₂ / 22,4 L
1 mol O₂ / 6,023 · 10²³ moléculas O₂

Proporciones que nos llevan a:

22,4 L O₂ / 6,023 · 10²³ moléculas O₂

$$20 \text{ L O}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2}{22,4 \text{ L O}_2} = 5,38 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$$

Se cumple:

1 molécula de O₂ / 2 átomos de O

$$5,38 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula O}_2} = 10,76 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

Luego el orden pedido es :

$$c > d > a > b$$

11.- Un compuesto dio la siguiente composición porcentual en masa: 26,57% de K, 35,36% de Cr y 38,07% de O. Determinar la fórmula empírica del compuesto.

DATOS: Masas atómicas: K = 39,1 ; Cr = 52,00 ; O = 16,00

Resolución

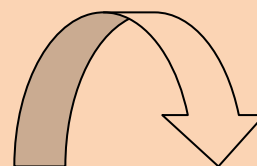
Debemos recordar dos conceptos fundamentales para este tipo de ejercicios:

.- La **Fórmula Empírica** de un compuesto químico indica **qué elementos químicos están presentes en dicho compuesto químico y la relación mínima**, en número entero, entre sus átomos.

.- **Átomo gramo**

Es el **valor** de la masa atómica de un elemento expresada en **gramos**. Pero aclaremos: el **átomo-gramo NO ES IGUAL** a la **masa atómica del átomo**, **COINCIDE** con el valor absoluto de la masa atómica.

El **átomo-gramo** implica un **número fijo de átomos del elemento** químico con el cual trabajamos. Este n° fijo es **$6,023 \cdot 10^{23}$** átomos, valor que recibe el nombre de **Número de Avogadro (N)**.



Seguiremos los siguientes pasos para resolver el ejercicio:

1.- Suponiendo *100 gramos de masa del compuesto químico en cuestión*, en función de la composición centesimal, en el compuesto tendremos las siguientes cantidades en gramos de cada elemento químico:

K: 26,57 g

Cr: 35,36 g

O: 38,07 g

2.- Obtengamos los *átomo-gramo* de cada elemento químico:

Ma K = 39,1 u → *1 átomo-gramo de K / 39,1 g de K*

Ma Cr = 52,00 u → *1 átomo-gramo de Cr / 52,00 g de Cr*

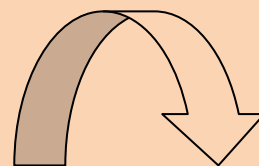
Ma = 16,00 u → *1 átomo-gramo de O / implica 16 g de O*

Luego:

$$\frac{26,57 \text{ g de K}}{39,1 \text{ g de K}} \cdot 1 \text{ átomo-gramo de K} = 0,679 \text{ átomos-gramo de K}$$

$$\frac{35,36 \text{ g Cr}}{52,00 \text{ g de Cr}} \cdot 1 \text{ átomo-gramo de Cr} = 0,68 \text{ átomos-gramo de Cr}$$

$$\frac{38,07 \text{ g O}}{16,00 \text{ g de O}} \cdot 1 \text{ átomo-gramo de O} = 2,379 \text{ átomos-gramo de O}$$



3.- Obtengamos el número de átomos de cada elemento:

K: 1 átomo-gramo K / 39,1 g de K

1 átomo-gramo de K / $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de K

39,1 g de K / $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de K

~~0,679 át-gramo de K~~ · ~~($6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de K / 1 át-gramo)~~ =

= $4,089 \cdot 10^{23}$ átomos de K

Cr: 1 átomo-gramo de Cr / 52,00 g de Cr

1 átomo-gramo de Cr / $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de Cr

52,00 g de Cr / $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de Cr

~~0,680 át-gramo de Cr~~ · ~~$6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de K / 1 át-gramo Cr~~ =

= $4,093 \cdot 10^{23}$ átomos de Cr

O: 1 átomo-gramo O / 16,00 g de O

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

16 átomos-gramo de O / $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de O

~~2,379 át-gramo de O~~ · ~~$6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de O / 1 át-gramo O~~ =

= $14,328 \cdot 10^{23}$ átomos de O

Observar cómo se han obtenido *tres cifras decimales* en los cálculos matemáticos.

4.- Ya conocemos el número de átomos de cada elemento químico existentes en el compuesto. Ahora pondremos el número de átomos de los elementos químicos en función de **UN** átomo del elemento químico que *presenta menor número de átomos* y entonces sabremos que *por cada átomo de ese elemento* hay *¿?* del resto de elementos. Para ello dividiremos el número de átomos de cada elemento entre el número más pequeño de átomos pertenecientes a un elemento químico

y obtendremos una *sola cifra decimal*. El elemento químico que se encuentra en menor cantidad es el **K**:

$$\text{Átomos de K: } 4,089 \cdot 10^{23} / 4,089 \cdot 10^{23} = 1 \text{ átomos K}$$

$$\text{Átomos de Cr: } 4,095 \cdot 10^{23} / 4,089 \cdot 10^{23} = 1,0 \text{ átomos Cr}$$

$$\text{Átomos de O: } 14,328 \cdot 10^{23} / 4,089 \cdot 10^{23} = 3,5 \text{ átomos O}$$

El número de átomos en la molécula de un compuesto químico siempre es un *número entero*. Si las divisiones nos proporcionan *números decimales* deberemos ajustar por exceso o por defecto para que se cumpla esta condición. Ejemplo:

$$1,6 \approx 2 ; 1,7 \approx 2 ; 1,8 \approx 2$$

$$1,4 \approx 1 ; 1,3 \approx 1 ; 1,2 \approx 1$$

$$3,5 ?$$

Cuando obtenemos una cifra decimal y es 5 (1,5) el problema lo arreglamos *multiplicando* el número de todos los átomos por “2” por lo que 3,5 desaparece pues al multiplicarlo por 2 se convierte en 7:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Átomos K} = 1 \cdot 2 = 2 \\ \text{Átomos Cr} = 1 \cdot 2 = 2 \\ \text{Átomos O} = 3,5 \cdot 2 = 7 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{FÓRMULA EMPIRICA} \\ \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \end{array}$$

Los ejercicios de obtención de fórmula química se deben realizar de esta forma, por cierto muy larga. Pero demuestra que el alumno tiene *muy claros los conceptos químicos fundamentales* (átomo-gramo, N^a Avogadro).

Se *utiliza un método mucho más corto*, pero pensando en las **PAU**, o en cualquier tipo de prueba para poder *acceder* a la Universidad, no sabemos si el *profesor corrector* lo aceptará o no.

Este método consiste en dos divisiones y un ajuste por exceso o defecto para que el número de átomos salga entero, si aparece el ,5 procedemos como la forma anterior:

$$\text{K: } 26,57 / 39,1 = 0,679 : 0,679 = 1 \text{ átomo K} \cdot 2 = 2 \text{ átomos K}$$

$$\text{Cr: } 35,36 / 52 = 0,68 : 0,679 = 1 \text{ átomo Cr} \cdot 2 = 2 \text{ átomos Cr}$$

$$\text{O: } 38,07 / 16 = 2,379 : 0,679 = 3,5 \text{ átomos O} \cdot 2 = 7 \text{ átomos O}$$

El multiplicar por 2 los tres resultados tiene como fin eliminar la cifra decimal del átomo de Oxígeno: $3,5 \cdot 2 = 7$

La Fórmula Empírica será: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Resulta mucho más corto ¿NO?. Pero tenemos el inconveniente del *profesor corrector*. Yo en concreto creo que el método más adecuado es el *primero*.

En esta colección de ejercicios resueltos se utilizará el método corto, precisamente para hacer el ejercicio más corto. Pero tenéis que conocer perfectamente el primer método. El segundo no es Química, son Matemáticas.

12.- El análisis de un compuesto orgánico proporcionó los siguientes resultados de composición centesimal: 54,5 % de carbono , 9,1 % de hidrógeno y 36,4 % de oxígeno. Se determinó también su masa molecular, 88 g/mol. Deduzca la fórmula molecular del compuesto y escriba una estructura desarrollada con su nombre.

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

Resolución

$$\text{C} \rightarrow 54,5 \% ; \text{H} \rightarrow 9,1 \% ; \text{O} \rightarrow 36,4 \%$$

$$88 \text{ g / mol} \rightarrow \text{Mm} = 88 \text{ u}$$

Calculo de Mm :

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

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

$$P = d \cdot R \cdot T / Mm$$

$$Mm = 1,775 \cdot 0,082 (273 + 150) / (780/760) = 60 \text{ u}$$

Volvemos a (1): $30 n = 60$; $n = 2$



14.- Un hidrocarburo saturado gaseoso está formado por el 80 % de carbono. ¿Cuál es su fórmula molecular si en condiciones normales su densidad es 1,34 g/L.

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

Resolución

80 % en C ; 20 % en H

$$\text{C} : 80/12 = 6,666 : 6,666 = 1$$

$$\text{H} : 20/ 1 = 20 : 6,666 = 3$$



Calculo de n:

$$n \cdot \text{C} + 3n \cdot \text{H} = Mm ; 12n + 3n = Mm ; 15n = Mm (1)$$

Calculo de Mm sabiendo que se trata de un compuesto gaseoso:

$$P \cdot V = (m / Mm) \cdot R \cdot T ; P = m \cdot R \cdot T / V \cdot Mm (2)$$

Sabemos que:

$$d = m/V \quad (d = \text{densidad})$$

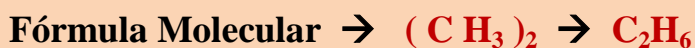
Nos vamos (2):

$$P = d \cdot (R \cdot T / Mm) \rightarrow Mm = d \cdot R \cdot T / P$$

$$Mm = 1,34 \cdot 0,082 \cdot (273 + 0) / 1 = 30 \text{ u}$$

Volvemos a (1) :

$$15n = 30 \rightarrow n = 2$$



15.- Al quemar una muestra de hidrocarburo, se forman 7,92 g de dióxido de carbono y 1,62 g de vapor de agua. La densidad de este hidrocarburo gaseoso es 0,82 g . dm⁻³ a 85°C y 700 mmHg.

a) Determina la fórmula empírica del hidrocarburo.

b) Detremina su fórmula molecular.

Datos: Masas atómicas: ArC = 12 u; ArO = 16 u; ArH = 1 u.

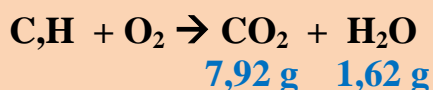
R = 0,082 atm . L . K⁻¹ . mol⁻¹.

Resolución

a)

Un hidrocarburo es un **compuesto orgánico** constituido por átomos de **H** y **C**.

La combustión de todo hidrocarburo siempre produce dióxido de carbono y agua:



Todo el **C** del hidrocarburo se encuentra en el **CO₂**:

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

Se cumple, según el cálculo anterior que:

$$44 \text{ g de CO}_2 / 12 \text{ g C}$$

En los 7,92 g de CO₂ tendremos:

$$7,92 \text{ g CO}_2 \cdot (12 \text{ g C} / 44 \text{ g C}) = 2,16 \text{ g C}$$

Todo el **H** del hidrocarburo está contenido en el **H₂O**:

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

Podemos establecer:

$$18 \text{ g H}_2\text{O} / 2 \text{ g H}$$

En los 1,62 g H₂O:

$$1,62 \text{ g H}_2\text{O} \cdot (2 \text{ g H} / 18 \text{ g H}_2\text{O}) = 0,18 \text{ g H}$$

Determinación de la “**fórmula empírica**” por el camino corto:

$$\text{C: } 2,16 / 12 = 0,18 : 0,18 = 1$$

$$\text{H: } 0,18 / 1 = 0,18 : 0,18 = 1$$

Fórmula empírica: **CH**

Calculo de la fórmula molecular:

Fórmula molecular: $(CH)_n \rightarrow nC + nH = Mm \quad (1)$

Para conocer Mm:

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

$$P = [m/(V \cdot Mm)] \cdot R \cdot T \rightarrow P = (d/Mm) \cdot R \cdot T ; d = \text{densidad}$$

$$Mm = (d \cdot R \cdot T) / P = 0,82 \cdot 0,082 \cdot (273+28) / (700/760) = 20,23/0,92 = \\ = 26,1 \text{ u}$$

Volviendo a (1):

$$12n + n = 26,1 ; 13n = 26,1 ; n = 2 \text{ (ajustar por defecto o por exceso. El valor de "n" no puede ser decimal)}$$

Fórmula molecular:



16.- Un compuesto de fórmula AB_3 contiene un 40 % en peso de A. Determina la relación entre los pesos atómicos de A y B.

Resolución

Supongamos, según los datos, que tenemos **40 g de A** y **60 g de B**.

Según fórmula del compuesto se cumple:

1 molécula AB_3 /1 átomo de A ; 1 molécula de AB_3 /3 átomos de B

Según cantidades establecidas se cumple:

$$100 \text{ g } AB_3 / 40 \text{ g } A = Mm \text{ } AB_3 / 1 M_a \text{ } A$$

Despejando Mm AB₃:

$$\text{Mm AB}_3 = 100 \text{ g AB}_3 \cdot 1 \text{ Ma A} / 40 \text{ g A} \quad (1)$$

$$100 \text{ g AB}_3 / 60 \text{ g B} = \text{Mm AB}_3 / 3 \text{ Ma B}$$

Despejando Mm de AB₃:

$$\text{Mm AB}_3 = 100 \text{ g AB}_3 \cdot 3 \text{ Ma B} / 60 \text{ g B} \quad (2)$$

Igualando los dos primeros términos de (1) y (2):

$$100 \text{ g AB}_3 \cdot 1 \text{ Ma A} / 40 \text{ g A} = 100 \text{ g AB}_3 \cdot 3 \text{ Ma B} / 60 \text{ g B}$$

$$1 \text{ Ma A} / 40 \text{ g A} = 3 \text{ Ma B} / 60 \text{ g B} ; 1 \text{ Ma A} / 3 \cdot \text{Ma B} = 40 \text{ g A} / 60 \text{ g B} ;$$

$$\text{Ma A} / \text{Ma B} = 3 \cdot 40 / 60 = 2 ; \text{Ma A} = 2 \text{ Ma B}$$

17.- Un ácido orgánico está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. De la combustión de 10 gramos del compuesto se obtienen 0,455 moles de agua y 0,455 moles de CO₂.

Sabemos también que, en estado gaseoso, 1 gramo del compuesto ocupa 1 dm³ a 4,44 · 10⁴ Pa y 473 K.

a) Halle la masa molecular del compuesto.

b) Determine la fórmula molecular del compuesto.

Datos: Masas atómicas: ArC = 12 u ; ArH = 1 u ; ArO = 16 u.

Resolución



Masa de CO₂ obtenida:

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

De:

$$\text{N}^\circ \text{ moles} = m / \text{Mm} ; m = \text{n}^\circ \text{ moles} \cdot \text{Mm} = 0,455 \cdot 44 = 20,02 \text{ g CO}_2$$

Masa de agua obtenida:

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

$$m = n^\circ \text{ moles} \cdot Mm = 0,455 \cdot 18 = 8,19 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Todo el **C** del ác. Orgánico está en forma de **CO₂**:

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

Según el cálculo anterior:

$$44 \text{ g CO}_2 / 12 \text{ g C}$$

$$20,02 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 5,46 \text{ g C}$$

Todo el hidrógeno del ác. Orgánico está en forma de **H₂O**:

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

Podemos establecer que:

$$18 \text{ g H}_2\text{O} / 2 \text{ g H}$$

$$8,19 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,91 \text{ g H}$$

La masa de O del ác. Orgánico la obtendremos de la forma:

$$m_{\text{O}} = m_{\text{compuesto}} - (m_{\text{C}} + m_{\text{H}}) = 10 \text{ g} - (5,46 + 0,91) \text{ g} = 3,63 \text{ g O}$$

La fórmula empírica la obtendremos:

$$\text{C} : 5,46 / 12 = 0,451 : 0,226 = 1,99 = 2$$

$$\text{H} : 0,91 / 1 = 0,91 : 0,226 = 4,02 = 4$$

$$\text{O} : 3,63 / 16 = 0,226 : 0,226 = 1$$

Fórmula empírica $\rightarrow \text{C}_2 \text{H}_4 \text{O}$

Fórmula molecular $\rightarrow (\text{C}_2 \text{H}_4 \text{O})_n$

Cálculo de n :

$$2n \cdot \text{C} + 4n \cdot \text{H} + n \cdot \text{O} = \text{Mm} ; 2n \cdot 12 + 4n \cdot 1 + 16n = \text{Mm}$$

$$24n + 4n + 16n = \text{Mm} ; 44n = \text{Mm} (1)$$

Cálculo de Mm :

En estado gas $\rightarrow P \cdot V = (m / \text{Mm}) \cdot R \cdot T (1)$

$$1 \text{ Atm} / 101.300 \text{ Pa} ; 4,44 \cdot 10^4 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ Atm}}{101.300 \text{ Pa}} = 0,44 \text{ Atm}$$

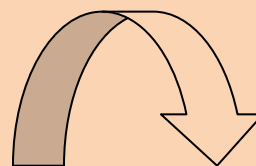
$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$$

Nos vamos a (1):

$$0,44 \cdot 1 = (1 / \text{Mm}) \cdot 0,082 \cdot 473 ; \text{Mm} = 88,16 \text{ u}$$

$$\text{Volvemos a (1)} : 44n = 88,16 ; n = 2$$

Fórmula molecular $\rightarrow (\text{C}_2 \text{H}_4 \text{O})_2 \rightarrow \text{C}_4 \text{H}_8 \text{O}_2$



18.- En la combustión de 2,37 g de carbono se forman 8,69 g de un óxido gaseoso de este elemento. Un litro de este óxido, medido a 1 atm de presión y a 0°C, pesa 1,98 g. Obtenga la fórmula empírica del óxido gaseoso formado. ¿ Coincide con la fórmula molecular?. Razone la respuesta.

Datos: Masas atómicas: ArC = 12 u ; ArO =16 u.

Resolución:

Reacción química: $C + O_2 \rightarrow \text{óxido gaseoso}$

El óxido gaseoso contiene **2,37 g de C**

La masa de oxígeno:

$$m_O = m_{\text{óxido}} - m_C = 8,69 \text{ g} - 2,37 \text{ g} = 6,32 \text{ g}$$

Calculo de la fórmula empírica :

$$C : 2,37 / 12 = 0,197 : 0,197 = 1$$

$$O : 6,32 / 16 = 0,395 : 0,197 = 2$$

Fórmula empírica $\rightarrow C O_2$

Fórmula molecular $\rightarrow (C O_2)_n$

Calculo de n:

$$n \cdot C + 2n \cdot O = Mm; n \cdot 12 + 2n \cdot 16 = Mm$$

$$12n + 32n = Mm \quad (1)$$

Calculo de Mm:

$$P \cdot V = (m/Mm) \cdot R \cdot T ; 1 \cdot 1 = 1,98 / Mm \cdot 0,082 (273+0)$$

$$Mm = 44,32 \text{ u}$$

Supongamos una muestra de **100 u** de Cromato de Potasio. En estos **100 u** nos encontraremos con:

$$\frac{100 \text{ u } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4} \cdot \frac{78,2 \text{ u de K}}{194,2 \text{ u } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}}{194,2 \text{ u } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}} = 40,27 \% \text{ en Potasio}$$

$$\frac{100 \text{ u } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4} \cdot \frac{52 \text{ u de Cr}}{194,2 \text{ u } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}}{194,2 \text{ u } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}} = 26,8 \% \text{ en Cromo}$$

$$\frac{100 \text{ u } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4} \cdot \frac{64 \text{ u de O}}{194,2 \text{ u } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}}{194,2 \text{ u } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}} = 32,95 \% \text{ en Oxígeno}$$

Para comprobar que hemos trabajado bien sumaremos los tres % y el resultado debe dar 100 o próximo a 100%:

$$40,27 \% + 26,8 \% + 32,95 \% = 100,02 \% \approx 100 \%$$

2.- Podemos utilizar como fuente de datos el **mol** del K_2CrO_4 . Podemos establecer las siguientes proporciones:

$$\begin{aligned} &194,2 \text{ g } \text{K}_2\text{CrO}_4 / 78,2 \text{ g } \text{K} \\ &194,2 \text{ g } \text{K}_2\text{CrO}_4 / 52 \text{ g } \text{Cr} \\ &194,2 \text{ g } \text{K}_2\text{CrO}_4 / 64 \text{ g } \text{O} \end{aligned}$$

Supongamos una muestra de **100 g** de K_2CrO_4 .

$$\frac{100 \text{ g } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4} \cdot \frac{78,2 \text{ g K}}{194,2 \text{ g } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}}{194,2 \text{ g } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}} = 40,27 \% \text{ en Potasio}$$

$$\frac{100 \text{ g } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4} \cdot \frac{52 \text{ g Cr}}{194,2 \text{ g } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}}{194,2 \text{ g } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}} = 26,8 \% \text{ en Cromo}$$

$$100 \text{ g } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4} \cdot \frac{64 \text{ g O}}{194,2 \text{ g } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}} = 32,95 \% \text{ en Oxígeno}$$

$$40,27 \% + 26,8 \% + 32,95 \% = 100,02 \% \approx 100 \%$$

En este trabajo las composiciones centesimales serán obtenidas en base al *Mol* de compuesto químico.

20.- Calcula la composición centesimal del sulfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

DATOS: Masas atómicas: ArN = 14 u ; ArH = 1 u ; ArS = 32 u ; ArO = 16 u

Resolución

Cálculo de la **Mm** del Sulfato de amonio:

Mm $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	{	N: 2 . 14 u = 28 u	28 g
		H: 8 . 1 u = 8 u	8 g
		S: 1 . 32 u = 32 u	32 g
		O: 4 . 16 u = 64 u	64 g
		<i>Mm = 132 u</i>	
		<i>1 mol = 132 g</i>	

Podemos establecer las siguientes proporciones:

- 132 g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ / 28 g de N*
- 132 g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ / 8 g de H*
- 132 g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ / 32 g S*
- 132 g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ / 64 g de O*

Supongamos una muestra de **100 g** de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$:

$$100 \text{ g } \cancel{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} \cdot \frac{28 \text{ g N}}{132 \text{ g } \cancel{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}} = 21,21 \% \text{ en Nitrógeno}$$

CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE 4º DE ESO Y 1º BACHILLERATO

AUTOR: A. ZARAGOZALÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

$$100 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{8 \text{ g H}}{132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 6,06 \% \text{ en Hidrógeno}$$

$$100 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{32 \text{ g de S}}{132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 24,24 \% \text{ en Azufre}$$

$$100 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{64 \text{ g de O}}{132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 48,48 \% \text{ en Oxígeno}$$

99,99 %

21.- Calcular la composición centesimal del H y O en el agua si en 45 gramos de esta hay 5 de H y 40 de O:

Resolución

Según el enunciado podemos establecer las siguientes proporciones:

$$\begin{aligned} &45 \text{ g H}_2\text{O} / 5 \text{ g de H} \\ &45 \text{ g H}_2\text{O} / 40 \text{ g de O} \end{aligned}$$

Supongamos **100 g** de H₂O:

$$100 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{5 \text{ g H}}{45 \text{ g H}_2\text{O}} = 11,11 \% \text{ en Hidrógeno}$$

$$100 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{40 \text{ g O}}{45 \text{ g H}_2\text{O}} = 88,88 \% \text{ en Oxígeno}$$

99,99 %

Podemos establecer las siguientes proporciones:



Para obtener los % supongamos **100 g** de $C_{21}H_{30}O_2$:

$$100 \text{ g } C_{21}H_{30}O_2 \cdot \frac{252 \text{ g C}}{314 \text{ g } C_{21}H_{30}O_2} = 80,25 \% \text{ en Carbono}$$

$$100 \text{ g } C_{21}H_{30}O_2 \cdot \frac{30 \text{ g H}}{314 \text{ g } C_{21}H_{30}O_2} = 9,55 \% \text{ en Hidrógeno}$$

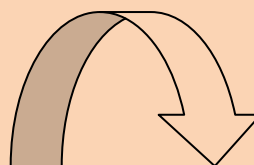
$$100 \text{ g } C_{21}H_{30}O_2 \cdot \frac{32 \text{ g O}}{314 \text{ g } C_{21}H_{30}O_2} = 10,19 \% \text{ en Oxígeno}$$

La suma de los % debe ser igual a 100: **99,99 %**

24.- Una muestra de compuesto de 36 gramos contiene unas cantidades de Potasio, Nitrógeno y Oxígeno de 13,92 g, 4,99 g y 17,09 g. respectivamente. Calcular sus composición centesimal.

Resolución

Según el enunciado se pueden establecer las siguientes proporciones:



Supongamos **100 g** de compuesto:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g comp.} \frac{13,92 \text{ g de k}}{36 \text{ g comp.}} = 38,7 \% \text{ en Potasio} \\ 100 \text{ g de comp.} \frac{4,99 \text{ g N}}{36 \text{ g comp.}} = 13,9 \% \text{ en Nitrógeno} \\ 100 \text{ g de comp.} \frac{17,09 \text{ g O}}{36 \text{ g comp.}} = 47,5 \% \text{ en Oxígeno} \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} 100 \text{ g comp.} \\ 100 \text{ g de comp.} \\ 100 \text{ g de comp.} \end{array}} \right\} 100,1 \%$$

25.- El ácido ascórbico contiene solo C, H y O. En la combustión de 1,176 g de dicho ácido se desprenden 1,763 g de CO₂ y 0,483 g de H₂O. Calcula:

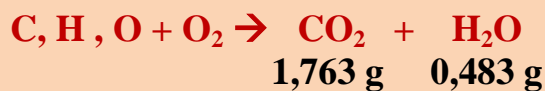
- La composición centesimal del ácido ascórbico.
- Su fórmula empírica.

Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1,0.

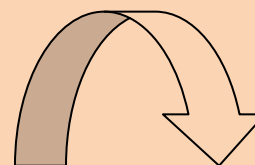
Resolución

a)

La reacción de combustión del ácido ascórbico es:



Masa de la muestra de dicho ácido 1,176 g.



Según la reacción química, todo el **C** del ácido pasa a formar parte del **CO₂** obtenido. La cantidad de **C** en el **CO₂** es:

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

Podemos establecer que:

$$44 \text{ g CO}_2 / 12 \text{ g C}$$

En la muestra del ácido:

$$1,763 \text{ g CO}_2 \cdot (12 \text{ g C} / 44 \text{ g CO}_2) = 0,480 \text{ g C}$$

$$\begin{array}{r} \text{Mm H}_2\text{O} \left. \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 = 2 \text{ u} \text{ ----- } 2 \text{ g} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 = 16 \text{ u} \text{ ----- } 16 \text{ g} \end{array} \right\} \\ \text{-----} \\ 18 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 18 \text{ g} \end{array}$$

Se puede establecer que:

$$18 \text{ g H}_2\text{O} / 2 \text{ g H}$$

En la muestra del ácido:

$$0,483 \text{ g H}_2\text{O} \cdot (2 \text{ g H} / 18 \text{ g H}_2\text{O}) = 0,053 \text{ g H}$$

La masa de oxígeno la conoceremos en base a:

$$m_{\text{muestra}} = m_{\text{C}} + m_{\text{H}} + m_{\text{O}} ; 1,176 = 0,480 + 0,053 + m_{\text{O}} ; m_{\text{O}} = 0,643 \text{ g}$$

Podemos establecer las siguientes proporciones:

$$1,176 \text{ g muestra} / 0,480 \text{ g C}$$

$$1,176 \text{ g muestra} / 0,053 \text{ g H}$$

$$1,176 \text{ g muestra} / 0,643 \text{ g O}$$

Considerando una muestra de **100 g** del ácido:

$$100 \text{ g muestra} \cdot (0,480 \text{ g C}/1,176 \text{ g muestra}) = \mathbf{40,81 \% \text{ en C}}$$

$$100 \text{ g muestra} \cdot (0,053 \text{ g H}/1,176 \text{ g muestra}) = \mathbf{4,5 \% \text{ en H}}$$

$$100 \text{ g muestra} \cdot (0,643 \text{ g O}/1,176 \text{ g muestra}) = \mathbf{54,67 \% \text{ en O}}$$

b)

Fórmula empírica:

$$\mathbf{C: 0,480/12 = 0,04 : 0,04 = 1 \text{ átomo C}}$$

$$\mathbf{H: 0,053/1 = 0,053 : 0,04 = 1,3 \approx 1 \text{ átomo H}}$$

$$\mathbf{O: 0,643/16 = 0,04 : 0,04 = 1 \text{ átomo de O}}$$

Fórmula empírica: CHO

26.- Veinte gramos de un compuesto orgánico, formado por C, H y O, se queman en exceso de oxígeno y se producen 40,0 gramos de dióxido de carbono y 16,364 g de vapor de agua.

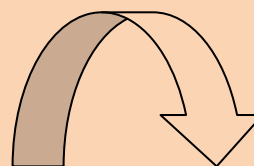
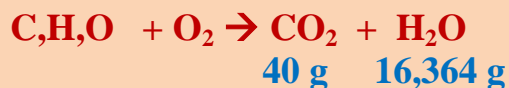
a) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto si la masa molecular es 88?.

b) Considerando que dicha fórmula molecular corresponde a un ácido monoprótico (o monocarboxílico), escribe una posible fórmula de ese compuesto y el nombre.

Datos: Masas atómicas: ArC = 12 u ; ArO = 16 u ; ArH = 1 u.

Resolución

Reacción de combustión:



Todo el **carbono** del compuesto orgánico se transformó en **dióxido de carbono** y por lo tanto podremos conocer el contenido de **C** en el compuesto orgánico:

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

Según este cálculo podemos establecer que:

$$44 \text{ g CO}_2 / 12 \text{ g C}$$

Luego el contenido de **C** será:

$$40,0 \text{ g CO}_2 \cdot (12 \text{ g C} / 44 \text{ g CO}_2) = 10,9 \text{ g de C}$$

Todo el **H** del compuesto orgánico se transformó en **H₂O**. La determinación de la masa de **H**:

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

Podemos establecer:

$$18 \text{ g H}_2\text{O} / 2 \text{ g H}$$

La cantidad de **H** en el compuesto orgánico es:

$$16,364 \text{ g H}_2\text{O} \cdot (2 \text{ g H} / 18 \text{ g H}_2\text{O}) = 1,82 \text{ g H}$$

En lo referente a la **masa de oxígeno** sabemos que:

$$m_{\text{muestra}} = m_{\text{C}} + m_{\text{H}} + m_{\text{O}} ; m_{\text{O}} = 20 \text{ g} - (10,9 + 1,82) \text{ g} = 7,28 \text{ g O}$$

Con estos datos podemos conocer la fórmula empírica del compuesto:

C: $10,9/12 = 0,908 : 0,455 = 1,99 \approx 2$ átomos de C

H: $1,82/1 = 1,82 : 0,455 = 4$ átomos de H

O: $7,28/16 = 0,455 : 0,455 = 1$ átomo de O

La fórmula empírica es: **C₂H₄O**

La fórmula molecular toma la forma: **(C₂H₄O)_n**

Se cumple que:

$$2n \text{ C} + 4n \text{ H} + n \text{ O} = \text{Mm} ; 2n \cdot 12 + 4n \cdot 1 + n \cdot 16 = 88$$

$$24n + 4n + 16n = 88 ; 44n = 88 ; n = 2$$

La fórmula empírica será: **(C₂H₄O)₂ → C₄H₈O₂**

Teniendo en cuenta que se trata de un ácido monocarboxílico su fórmula semidesarrollada es:



27.- Se dispone de una disolución acuosa concentrada de ácido clorhídrico de 1,16 g/mL de densidad y 32,14 % en peso. Calcular la molaridad de la disolución acuosa obtenida diluyendo 12,2 mL de la disolución concentrada a 500 mL.

Datos : Masas atómicas: ArH = 1 u ; ArCl = 35,5 u.

Resolución

Ac. Clorhídrico comercial : 32,14 % ; d = 1,16 g / mL.

Mm HCl = 36,5 u (calcular y comprobar)

V = 0,5 L

En 12,2 mL del HCl comercial existen:

$$d = m/V \rightarrow m = d \cdot V = 1,16 \text{ g/mL} \cdot 12,2 \text{ mL} = 14,15 \text{ g HCl comercial}$$

Masa de HCl puro:

$$14,15 \text{ g } \cancel{\text{ác. comercial}} \cdot \frac{32,14 \text{ g } \cancel{\text{ác. puro}}}{100 \text{ g } \cancel{\text{ác. comercial}}} = 4,55 \text{ g } \text{ác. Puro}$$

$$N^\circ \text{ moles de HCl} = m / Mm = 4,55 / 36,5 = 0,125$$

Recordemos que:

$$Molaridad (M) = \frac{N^\circ \text{ moles}}{V (L)} = \frac{0,125 \text{ moles}}{0,5 \text{ L}} = 0,25 \text{ mol / L}$$

28.- Se preparan 100 mL de una disolución de amoniaco diluyendo con agua 2 mL de amoniaco del 30,0% en peso y densidad 0,894 g/mL. Calcular la concentración molar de la disolución.

Datos: Masas atómicas: ArH = 1 u ; ArN = 14 u.

Resolución

DATOS: V = 100 mL. Mm NH₃ = 17 u. (calcular y comprobar)

En los 2 mL de NH₃ existe una masa de:

$$d = \frac{m}{V} ; m = d \cdot V = 0,894 \text{ g/mL} \cdot 2 \text{ mL} = 1,788 \text{ gr de NH}_3 \text{ impuro}$$

De esta masa el 30% es de NH₃ puro:

$$1,788 \text{ g NH}_3 \text{ impuro} \cdot \frac{30 \text{ g NH}_3 \text{ puro}}{100 \text{ g NH}_3 \text{ imp.}} = 0,536 \text{ gr NH}_3 \text{ puro}$$

$$M (Molaridad) = \frac{m}{Mm \cdot V(L)} = \frac{0,536}{17 \cdot 0,1} = 0,315 \text{ mol/L}$$

29.- En una disolución acuosa de hidróxido potásico, cuya densidad es 1,240 g/mL, la fracción molar de soluto es 0,1. Calcular:

a) Su molaridad y porcentaje en peso de soluto.

Datos: Masas atómicas: ArH = 1 u ; ArO = 16 u ; K = 39 u

Resolución

Xs = fracción molar del soluto

Xd = fracción molar del disolvente

DATOS: KOH ; d = 1,240 g/mL ; **Xs = 0,1**

Se cumple:

$$Xs + Xd = 1 \rightarrow Xd = 1 - 0,1 = 0,9$$

Recordemos:

$$Xs = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles totales}} ; Xd = \frac{\text{moles disolvente}}{\text{moles totales}}$$

De donde deducimos:

$$\text{moles totales} = \frac{\text{moles de soluto}}{Xs} ; \text{moles totales} = \frac{\text{moles de disolvente}}{Xd}$$

A primeros miembros iguales corresponden segundos miembros iguales:

$$\frac{\text{Moles soluto}}{Xs} = \frac{\text{Moles de disolvente}}{Xd}$$

Nº moles = m / Mm

ms = masa soluto

md = masa disolvente

CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE 4º DE ESO Y 1º BACHILLERATO

AUTOR: A. ZARAGOZALÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

$$\frac{m_s/M_m}{X_s} = \frac{m_d/M_m}{X_d} \quad (1)$$

Si suponemos un volumen de disolución de 1 L, la masa de disolución será:

$$d = \frac{m}{V} ; \quad m = d \cdot V = 1,240 \text{ g/L} \cdot 1000 \text{ mL} = 1240 \text{ g}$$

$$m_s + m_d = 1240 ; \quad m_d = 1240 - m_s \quad (2)$$

Mm KOH = 56 u (calcular y comprobar) ; Mm H₂O = 18 u (calcular)

Llevamos la ecuación (2) a (1) :

$$\frac{m_s/56}{0,1} = \frac{1240-m_s/18}{0,9} \rightarrow m_s = 318,53 \text{ g de KOH}$$

Calculemos la Molaridad de la disolución:

$$M = \frac{m_s}{M_m \cdot V(L)} = \frac{318,53}{56 \cdot 1} = 5,69 \text{ mol/L}$$

La concentración en % en masa:

$$\% = \frac{M_s}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{318,53 \text{ g}}{1240 \text{ g}} \cdot 100 = 25,68 \% \text{ en KOH}$$

30.- Calcula el porcentaje en masa de una disolución de 6 g de cloruro de potasio, KCl, en 40 g de agua.

DATOS: Masas atómicas: ArK = 39,1 u ; ArCl = 35,5 u

Resolución

Masa soluto = 6 g KCl

Masa disolvente = 40 g H₂O

Masa disolución = 46 g

Podemos establecer la proporción:

46 g disolución/ 6 gramos KCl (soluto)

Para obtener la concentración en % en masa supondremos **100 gramos de disolución**:

$$100 \text{ g disolución} \cdot \frac{6 \text{ g KCl}}{46 \text{ g disolución}} = 13,04 \% \text{ en KCl}$$

31.- Calcular la fracción molar de cada una de las sustancias de la disolución de 9 moles de metanol, 2 moles de etanol y 7 moles de agua.

Resolución

La fracción molar es una unidad **química** que se usa para expresar la **concentración** de un **soluto** en una **disolución**. Se define como el cociente entre los **moles de soluto** y el **total de moles** de la disolución.

Su ecuación:

$$X_{\text{componente}} = \text{moles componente} / \text{moles totales}$$

X = Fracción molar

En el ejercicio que nos ocupa tenemos:

9 moles de metanol

2 moles de etanol

7 moles de agua

18 moles totales

$$X_{\text{metanol}} = \text{moles metanol/moles totales}$$

$$X_{\text{metanol}} = 9 \cancel{\text{ moles}} / 18 \cancel{\text{ moles}} = 0,5 \text{ (no tiene unidades)}$$

$$X_{\text{agua}} = \text{moles de Agua/moles totales}$$

$$X_{\text{agua}} = 7 \text{ moles} / 18 \text{ moles} = 0,388$$

$$X_{\text{etanol}} = \text{moles etanol/moles totales}$$

$$X_{\text{etanol}} = 2 \text{ moles} / 18 \text{ moles} = 0,111$$

La **suma** de las **fracciones molares** de los componentes de una disolución debe ser igual a la **unidad**:

$$X_{\text{metanol}} + X_{\text{etanol}} + X_{\text{agua}} = 1$$

Comprobemos que se cumple la igualdad anterior:

$$0,5 + 0,388 + 0,111 = 0,999 \approx 1$$

32.- ¿Qué cantidad de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, se necesita para preparar 100 cm^3 de disolución 0,2 molar?

DATOS: Masas atómicas: ArC = 12 u ; ArH = 1 u ; ArO = 16 u

Resolución

Recordemos que:

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

Como:

$$N^\circ \text{ moles} = m / Mm$$

La ecuación (1) quedaría de la forma:

$$M = (m / Mm) / V \rightarrow M = m / (Mm \cdot V) \text{ (2)}$$

Cálculos necesarios:

$$\begin{array}{l} \text{Mm } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 6 \cdot 12 \text{ u} = 72 \text{ u} \\ \text{H: } 12 \cdot 1 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 6 \cdot 16 \text{ u} = 96 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline \text{Mm} = 180 \text{ u} \end{array}$$

El volumen lo pasaremos a litros:

$$100 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 0,1 \text{ L}$$

Llevemos los cálculos y datos a la ecuación (2):

$$0,2 = m / (\text{Mm} \cdot V) = m / (180 \cdot 0,1) = m / 18$$

Despejando la masa:

$$m = 18 \cdot 0,2 = 3,6 \text{ gramos de glucosa}$$

Necesitamos **3,6 gr.** de Glucosa para preparar la disolución.

33.- Se dispone de un ácido nítrico, HNO_3 , comercial concentrado al 96,73 % en peso y densidad 1,5 g/ml. ¿Cuántos ml del ácido concentrado serán necesarios para preparar 0,2 l. de disolución 1,5 M de dicho ácido?.

DATOS: Masas atómicas: $\text{ArH} = 1 \text{ u}$; $\text{ArN} = 14 \text{ u}$; $\text{ArO} = 16 \text{ u}$.

Resolución

Recordemos que:

$$M = m / (\text{Mm} \cdot V)$$

Debemos conocer la masa de ácido nítrico necesaria para preparar la disolución 1,5 M. Despejemos de la ecuación anterior el volumen:

$$m = M \cdot Mm \cdot V \quad (1)$$

$$Mm \text{ HNO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{H} = 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \text{N} = 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \\ \text{O} = 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 63 \text{ u} \end{array} \right.$$

Nos vamos a la ecuación (1):

$$m = 1,5 \cdot 63 \cdot 0,2 = 18,9 \text{ gramos de HNO}_3 \text{ (puro)}$$

Pero nuestra materia prima es un nítrico al 96,73 %. Podemos establecer la siguiente proporcionalidad:

$$18,9 \text{ g HNO}_3 \text{ puro} \cdot \frac{100 \text{ g HNO}_3 \text{ no puro}}{96,73 \text{ g HNO}_3 \text{ puro}} = 19,53 \text{ g HNO}_3 \text{ no puro}$$

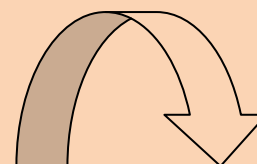
Podéis plantear una “regla de tres” para entender mejor el cálculo anterior:

$$\begin{array}{ccc} 100 \text{ g HNO}_3 \text{ impuro} & \text{-----} & 96,73 \text{ g HNO}_3 \text{ puro} \\ X & & 18,9 \text{ g HNO}_3 \text{ puro} \end{array}$$

$$X = 100 \text{ g HNO}_3 \text{ impuro} \cdot 18,9 \text{ g HNO}_3 \text{ puro} / 96,73 \text{ g HNO}_3 \text{ puro} = 19,53 \text{ g HNO}_3 \text{ impuro}$$

Como nos piden el volumen del ácido nítrico comercial podemos utilizar la densidad del mismo para obtener el citado volumen:

$$d = m / V \rightarrow V = m / d \rightarrow V = 19,53 \text{ g} / (1,5 \text{ g/ml}) = 13,02 \text{ ml}$$



34.- Qué concentración en % en masa posee una disolución de 5 gramos de sacarosa en agua destilada que nos encontramos enrasada en un matraz de 250 mL?

Resolución

En primer lugar conocemos la masa de los 250 mL de agua destilada. Utilizaremos la densidad del agua que es conocida e igual a 1 g/ml:

$$d = m/V \rightarrow m = V \cdot d$$

Por lo tanto la equivalencia capacidad masa es:

$$m = 250 \text{ ml} \cdot 1 \text{ g/ml} = 250 \text{ g}$$

Para obtener el % en masa haremos el siguiente planteamiento:

Masa soluto = 5 g sacarosa

Masa disolvente = 250 g de Agua

Masa disolución = 255 g

Para conocer el % utilizamos la fórmula:

$$\% \text{ en masa} = (\text{masa soluto} / \text{masa disolución}) \cdot 100$$

$$\% \text{ en masa} = (5 \text{ g sacarosa} / 255 \text{ g disolución}) \cdot 100 =$$

$$= 1,96 \% \text{ en masa de sacarosa}$$

35.- ¿Qué cantidad de NaCl hay en 250 ml de una disolución acuosa al 0,9% m/v?

Resolución

Una concentración % *m/v* nos indica la cantidad de soluto contenida en **100 ml de disolución**.

En nuestro caso:

0,9 g NaCl / 100 ml disolución

Para un volumen de 250 ml de disolución:

$$250 \text{ ml disolución} \cdot \frac{0,9 \text{ g NaCl}}{100 \text{ ml disolución}} = 2,25 \text{ g NaCl}$$

35.- Se disuelven 20 g de NaOH en 560 g de agua. Calcula a) la concentración de la disolución en % en masa; b) su molalidad.
DATOS: Masas atómicas: ArNa = 23 u ; ArO =16 u; ArH = 1 u.

Resolución

a)

Composición en % en masa:

Masa soluto = 20 g NaOH
Masa disolvente = 560 g H₂O

Masa disolución = 580 g

$$\% \text{ en masa} = (m_{\text{solute}}/m_{\text{disolución}}) \cdot 100$$

$$\% = (20 \text{ g} / 580 \text{ g}) \cdot 100 = 3,45 \% \text{ en masa de NaOH}$$

b)

Su “molalidad”:

La molalidad es una forma de expresar la concentración de una disolución en función del volumen del disolvente. Su ecuación:

$$m = n^{\circ} \text{ moles soluto} / \text{Kg}_{\text{disolvente}} \quad (1)$$

Como:

$$N^{\circ} \text{ moles} = \text{masa} / Mm$$

La ecuación (1) nos queda de la forma:

$$M (\text{molalidad}) = \text{masa} / (Mm \cdot Kg_{\text{disolvente}})$$

Cálculos previos:

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

Masa en Kg de disolvente:

$$560 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ Kg}}{1000 \text{ g}} = 0,560 \text{ Kg}$$

Nos vamos a la ecuación (1):

$$m = 20 / (40 \cdot 0,560) = 20 / 22,4 = 0,89 \text{ mol/Kg}_{\text{disolvente}}$$

36.- La glucosa es un hidrato de carbono fundamental en el metabolismo humano. Una solución acuosa de glucosa es 20,0 % p/p. Calcular:

- La masa de soluto que se encuentra en 400 g de solución.
- La masa de soluto que se encuentra disuelta en 400 g de solvente.

Resolución

a)

Solución = disolución

Glucosa es 20,0 % p/p → % en peso → **20 g soluto / 100 g
Disolución**

$$400 \text{ g disolución} \cdot \frac{20 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} = 80 \text{ g soluto}$$

b)

Solvente = disolvente

20 % p/p → 20 g soluto / 100 g disolución

Los gramos de disolvente = gramos disolución – gramos soluto =

$$= 100 \text{ g} - 20 \text{ g} = 80 \text{ g disolvente}$$

Por tanto:

20 g soluto / 80 g disolvente

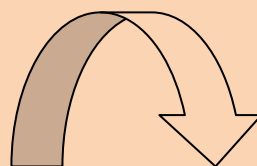
$$400 \text{ g disolvente} \cdot \frac{20 \text{ g soluto}}{80 \text{ g disolvente}} = 100 \text{ g soluto}$$

37.- Se tiene un litro de una disolución de ácido sulfúrico (tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno) del 98 % de riqueza y densidad de 1,84 g/cm³. Calcular: a) La molaridad. b) la molalidad. c) El volumen de esta disolución de ácido sulfúrico necesario para preparar 100 mL de otra disolución del 20 % y densidad 1,14 g/cm³.

Datos: Masas atómicas: ArH = 1 u ; ArO = 16 u ; ArS = 32 u.

Resolución

Ácido sulfúrico comercial : 98 % ; d = 1,84 g / cm³



CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE 4º DE ESO Y 1º
BACHILLERATO

AUTOR: A. ZARAGOZALÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

a)

Supongo $V = 1 \text{ L}$ de Ac. sulfúrico comercial. La masa de este litro es :

$$d = m/V \rightarrow m = d \cdot V = 1,84 \text{ g / cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1840 \text{ g}$$

La masa de sulfúrico puro será:

$$1840 \text{ g ác. Impuro} \cdot \frac{98 \text{ g ác. puro}}{100 \text{ g ác. impuro}} = 1803,2 \text{ g ác. puro}$$

$$\text{Molaridad (} M \text{)} = \frac{m}{Mm \cdot V (L)} = \frac{1803,2}{98 \cdot 1} = 18,4 \text{ mol / L}$$

b)

$$m \text{ (molalidad)} = \frac{m}{Mm \cdot \text{Kg(disol.)}}$$

Masa de disolvente = $1840 - 1803,2 = 36,8 \text{ g. de agua}$

$$m = \frac{1803,2}{98 \cdot 0,0368} = 501 \text{ mol/ Kg(disolvente)}$$

c)

La masa de los 100 mL es:

$$d = m/V \rightarrow m = d \cdot V = 1,14 \text{ g /cm}^3 \cdot 100 \text{ cm}^3 = 114 \text{ g}$$

Al ser al 20% , la masa de H_2SO_4 puro necesaria será:

$$20/100 \cdot 114 = 22,8 \text{ g}$$

El sulfúrico puro lo debe proporcionar el primer sulfúrico comercial:

$$22,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro. } \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}} = 23,26 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}$$

El volumen necesario será:

$$d = m/V \rightarrow V = m / d = 23,2 \text{ g} / (1,84 \text{ g/cm}^3) = 12,6 \text{ cm}^3$$

38.- ¿Cuál es la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico del 26 % de riqueza y de densidad 1,19 g/mL?

Datos: Masas atómicas: ArH = 1 u ; ArO = 16 u , ArS = 32 u.

Resolución

Supongamos $V = 1 \text{ L}$ de ác. Sulfúrico comercial del 26 % y $d = 1,198 \text{ g / mL}$.

Este litro de disolución contiene una masa de :

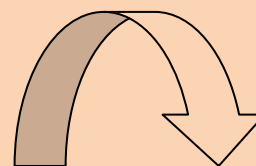
$$d = m/V \rightarrow m = d \cdot V = 1,19 \text{ g / mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1198 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}$$

El ác. Sulfúrico puro será:

$$m = 26 \% \text{ de ác. comercial} = 26 / 100 \cdot 1190 = 309,4 \text{ g ác. puro}$$

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

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{m}{M_m \cdot V(\text{L})} = \frac{309,4}{98 \cdot 1} = 3,16 \text{ mol / L}$$



39.- a) Se mezclan 100 mL de HCl 0,2 M, 400 mL de HCl 0,1 M y 250 mL de agua destilada. Calcule la molaridad de la disolución resultante. (Suponer que los volúmenes son aditivos).

b)¿ Cuántos gramos de hidróxido de cinc serán necesarios para neutralizar la disolución anterior?.

Datos: Masas atómicas:

ArH = 1 u ; ArCl = 35,5 u ; ArZn = 65,4 u.

Resolución

a)

100 mL HCl 0,2 M.

400 mL HCl 0,1 M.

250 mL H₂O

Volumen de disolución = 100 + 400 + 250 = 750 mL = **0,750 L**

Moles de HCl procedentes de la disolución 0,2 M:

$M = n^{\circ} \text{ moles} / V_{\text{disolución}} \rightarrow$

$\rightarrow N^{\circ} \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,2 \cdot 0,1 = 0,02$

Moles de HCl procedentes de la disolución 0,1 M:

$N^{\circ} \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,1 \cdot 0,4 = 0,04$

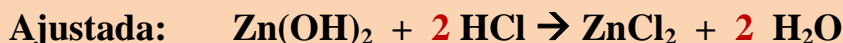
Moles totales de HCl = 0,02 + 0,04 = 0,06

Molaridad (M) = $\frac{N^{\circ} \text{ moles}}{V (L)} = \frac{0,06}{0,750} = 0,08 \text{ mol / L}$

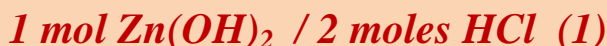
b)

Reacción química: $\text{Zn(OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

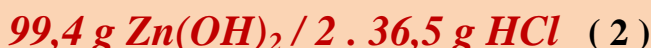
Sin ajustar.



Según reacción:



La proporción (1) queda:



Se estableció:



$$0,08 \text{ moles HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 2,92 \text{ g HCl}$$

Volvemos a (1) :

$$2,92 \text{ g HCl} \cdot \frac{99,4 \text{ g Zn(OH)}_2}{2 \cdot 36,5 \text{ g HCl}} = 3,97 \text{ g Zn(OH)}_2$$

40.- a) Calcula la concentración molar de una disolución acuosa de cloruro de sodio cuyo contenido en sal es del 1 % en peso y tiene una densidad de 1005 Kg/m³.

b) Deduce, además la concentración molar de una disolución formada al mezclar 35 mL de la disolución anterior con 50 mL de otra disolución acuosa de cloruro de sodio 0,05 M. Supón que los volúmenes son aditivos.

Datos: Masas atómicas: ArCl = 35,45 u ; ArNa = 23,0 u.

Resolución

a)

Disolución de NaCl al 1% y densidad 1005 Kg/m³.

Supongamos el volumen de disolución **1 L**:

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 0,001 \text{ m}^3$$

Masa del litro de disolución:

$$d = m/V \rightarrow m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1005 \text{ Kg/m}^3 \cdot 0,001 \text{ m}^3 = 1,005 \text{ Kg} = \\ = \mathbf{1005 \text{ g disolu.}}$$

De estos gramos, el 1 % son de cloruro sódico:

$$1005 \text{ g disolución} \cdot (1 \text{ g NaCl}/100 \text{ g disolución}) = \mathbf{10,05 \text{ g NaCl}}$$

Mm NaCl = 58,5 u (calcular)

$$M = m/[Mm \cdot V(L)] ; M = 10,05 / (58,5 \cdot 1) = \mathbf{0,171 \text{ mol/L}}$$

b)

En los 35 mL de la disolución anterior hay un n° de moles de NaCl:

$$M = n^{\circ} \text{ moles}/V(L) \rightarrow n^{\circ} \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,171 \cdot 0,035 = \\ = \mathbf{0,006 \text{ moles NaCl}}$$

En los 50 mL de disolución de NaCl 0,05 M, hay un n° de moles de NaCl:

$$N^{\circ} \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,05 \cdot 0,050 = \mathbf{0,0025 \text{ moles NaCl}}$$

$$N^{\circ} \text{ moles de la mezcla} = 0,006 + 0,0025 = \mathbf{0,0085 \text{ moles de NaCl}}$$

$$V_{\text{Totalmezcla}} = 35 + 50 = 85 \text{ mL} = \mathbf{0,085 \text{ L}}$$

$$M = n^{\circ} \text{ moles}/V(L) ; M = 0,0085/0,085 = 0,1 \text{ mol/L}$$

41.- Se dispone de una botella de ácido sulfúrico cuya etiqueta aporta los siguientes datos: densidad 1,84 g/cc y riqueza en peso 96 %.
Calcula e indica cómo prepararías 100 mL de disolución 7 M de dicho ácido. ¿Hay que tomar alguna precaución especial?.

Resolución

Etiqueta: H₂SO₄ ; d = 1,84 g/cc ; 96% de riqueza.

Para calcular los 100 mL de disolución 7 M nos hará falta una masa de H₂SO₄ (puro):

Mm H₂SO₄ = 98 u (calcular)

$$M = m_{\text{H}_2\text{SO}_4}/Mm \cdot V(L) \rightarrow$$

$$\rightarrow m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = M \cdot Mm \cdot V(L) = 7 \cdot 98 \cdot 0,1 = 68,6 \text{ g (puro)}$$

Esta cantidad de sulfúrico puro debe salir del frasco etiquetado:

$$68,6 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro} \cdot (100 \text{ g disolución H}_2\text{SO}_4/ 96 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}) = 71,45 \text{ g disolución}$$

Esta masa de disolución tendrá un volumen:

$$d = m/V \rightarrow V = m/d = 71,45 \text{ g} / (1,84 \text{ g/cc}) = 38,83 \text{ cm}^3$$

Este volumen lo llevamos a un matraz aforado y enrasamos hasta 100 cm³ con agua destilada.

Tenemos de esta forma un volumen (100 cm³) en donde existen los 71,45 g de disolución, que a su vez contienen los 68,6 g de H₂SO₄ puro.

La mezcla de los 38,83 ml de disolución de la botella con el agua destilada hasta el enrase, **debemos hacerla muy despacio**. La mezcla es un proceso **muy exotérmico**, el agua podría pasar al **estado gas** y

desprender **hacia el exterior** del recipiente el H_2SO_4 altamente corrosivo.

42.- 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: $\text{ArAl} = 27,0 \text{ u}$; $\text{ArZn} = 65,4 \text{ u}$.

Resolución

Reacciones químicas:



Según reacciones:

1 at - g Zn / 1 mol H_2

1 at - g Al / 3/2 mol H_2

$$\begin{array}{l} 1 \text{ at - g Zn} \text{ ----- } 1 \text{ mol } \text{H}_2 \\ n \text{ at - g Zn} \text{ ----- } \mathbf{X} \end{array}$$

$$\mathbf{X} = 1 \cdot n = 1 \cdot m_{\text{Zn}} / \text{Ma}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ at - g Al} \text{ ----- } 3/2 \text{ moles } \text{H}_2 \\ n \text{ at - g Al} \text{ ----- } \mathbf{Y} \end{array}$$

$$\mathbf{Y} = 3/2 \cdot n \text{ at - g Al} = 3/2 \cdot m_{\text{Al}} / \text{Ma}$$

Se cumple que:

$$\mathbf{X} + \mathbf{Y} = 2$$

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

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

Volvemos a (1):

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

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

Se cumple por tanto:

57 g aleación / 28,97 g Zn

57 g aleación / 28,03 g Al

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

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

100 %

43.- Si se parte de un ácido nítrico del 68 % en peso y densidad 1,52 g/mL:

a) ¿ Qué volumen debe utilizarse para obtener 100 mL de ácido nítrico del 55 % en peso y densidad 1,43 g/mL?.

b) ¿ Cómo lo prepararía en el laboratorio?.

Datos Masas atómicas: ArN = 14 u ; ArO = 16 u ; ArH = 1 u.

Resolución

Acido nítrico comercial : 68 % y d = 1,52 g / mL.

a)

El volumen de 100 mL implica una masa de disolución de:

$$m = d \cdot V = 1,43 \text{ g / mL} \cdot 100 \text{ mL} = 143 \text{ g disolución}$$

La masa de ac. nítrico puro necesario será:

$$(55 / 100) \cdot 143 \text{ g} = 78,65 \text{ g HNO}_3 \text{ puro}$$

Esta masa de ac. nítrico puro la debemos obtener del ac. nítrico comercial:

$$78,65 \text{ g HNO}_3 \text{ puro} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{68 \text{ g HNO}_3 \text{ puro}} = 115,66 \text{ g de disolución}$$

Esta masa de disolución estará en un volumen:

$$V = m / d = 115,66 / 1,52 = 76,1 \text{ mL}$$

b)

Con una probeta sacamos del primer ácido nítrico los 76,1 mL. Estos los llevamos a un matraz aforado de 100 mL y completamos con agua destilada hasta el enrase.

44.- Se mezclan 100 mL de una disolución 0,1 M de HCl con 150 mL de otra disolución 0,2 M del mismo ácido. Calcular la concentración molar de la disolución resultante.

Datos: Masas atómicas: ArH = 1 u ; ArCl = 35,5 u.

Resolución

100 mL HCl 0,1 M → **Disolución A**

150 mL HCl 0,2 M → **Disolución B**

$$\text{Volumen total} = 100 + 150 = 250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$$

Moles de HCl procedentes de la disolución A:

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

Moles de HCl procedentes de la disolución B :

$$n^{\circ} \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,2 \cdot 0,150 = 0,03$$

$$\text{Moles de HCl totales} = 0,01 + 0,03 = 0,04$$

La nueva concentración será:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{N^{\circ} \text{ moles}}{V(L)} = \frac{0,04 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,16 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

45.- Una disolución contiene 147 gramos de tetraoxosulfato (VI) de dihidrógeno (ácido sulfúrico) en 1500 mL de disolución. La densidad de la disolución es 1,05 g/mL. Calcule la molaridad, la molalidad, las fracciones molares del soluto y del disolvente, y la concentración centesimal en peso de la disolución.

Datos: Masas atómicas: ArH = 1 u ; ArS = 32 u ; ArO =16 u.

Resolución

147 g H₂SO₄; Vdisolución = 1500 mL = 1,5 L ; d = 1,05 g/mL;
Mm H₂SO₄= 98 u (calcular)

$$M = \frac{m}{Mm \cdot V(L)} = \frac{147}{98 \cdot 1,5} = 1 \text{ mol / L}$$

La masa de los 1500 mL de disolución es :

$$m = d \cdot V = 1,05 \text{ g/mL} \cdot 1500 \text{ mL} = 1575 \text{ g}$$

De estos 1575 g , 147 pertenecen al soluto (H₂SO₄), luego la masa de disolvente:

$$m_{\text{disolvente}} = 1575 \text{ g} - 147 \text{ g} = 1428 \text{ g H}_2\text{O}$$

La molalidad (m) es :

$$m = \frac{m}{Mm \cdot Kg(\text{disolvente})} = \frac{147}{98 \cdot 1,428} = 1,05 \text{ mol/Kg disolvente}$$

La fracción molar del soluto es:

$$X_s = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Moles totales}} = \frac{ms/Mm}{ms/Mm + md/Mm} = \frac{147/98}{147/98 + 1428/18} = 0,018$$

$$\text{Cómo } X_s + X_D = 1 \rightarrow X_D = 1 - X_s = 0,982$$

Concentración centesimal:

Según datos obtenidos:

1575 g disolución / 147 g H₂SO₄

$$100 \text{ g disolución} \cdot \frac{147 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1575 \text{ g disolución}} = 9,33 \% \text{ en H}_2\text{SO}_4$$

46.- Una disolución acuosa de alcohol etílico (C₂H₅OH) tiene una riqueza del 95 % y una densidad de 0,90 g/mL.

Calcula:

- La molaridad de la disolución.
- Las fracciones molares de cada componente.

Datos: Masas atómicas: ArC = 12 u; ArO = 16 u; ArH = 1 u.

Resolución

a)

Disolución de alcohol etílico (C₂H₅OH) del 95 % y d = 0,90 g/mL.

Supongamos un volumen de **1 L** de disolución.

Este litro de disolución tiene una masa que vale:

$$d = m/V \rightarrow m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 0,90 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 900 \text{ g (de disolución)}$$

El **95 %** de esta masa pertenece a **alcohol etílico puro** y son:

$$900 \text{ g disolución} \cdot 95 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} / 100 \text{ g disolución} = 855 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH puro}$$

Recordemos:

$$M = m / Mm \cdot V(L) \quad (1)$$

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

Volvemos a (1):

$$M = 855 / (46 \cdot 1) = 18,58 \text{ mol/L}$$

b)

Sabemos que:

Fracción molar = moles del componente/ moles totales.

$$\text{masa de C}_2\text{H}_5\text{OH puro} = 855 \text{ g}$$

$$\text{masa de disolvente} = \text{masa}_{\text{disolución}} - \text{masa}_{\text{solute}} = 900 - 855 = 45 \text{ g de H}_2\text{O}$$

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

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

$$855 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot (1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} / 46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 18,58 \text{ moles C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

$$45 \text{ g H}_2\text{O} \cdot (1 \text{ mol H}_2\text{O} / 18 \text{ g H}_2\text{O}) = 2,5 \text{ moles H}_2\text{O}$$

$$X_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 18,58 / (18,58 + 2,5) = 0,88 \text{ (sin unidades)}$$

X = Fracción molar

$$X_{H_2O} = 2,5/(18,58+2,5) = 0,11$$

Podemos comprobar si hemos trabajado bien recordando que:

$$X_{C_2H_5OH} + X_{H_2O} = 1$$

$$0,88 + 0,11 = 0,99 \approx 1$$

- 47.-** Se dispone en el laboratorio de una disolución de ácido clorhídrico del 32 % de riqueza en peso y densidad 1,16 g/mL. Calcula:
- La molaridad de la disolución.
 - El volumen de la disolución necesario para preparar 250 mL de disolución del 15 % de riqueza en peso y densidad 1,07 g/mL.

Resolución

a)

Materia prima: Disolución HCl del 32 % y $d = 1,16$ g/mL.

$$M = m/[Mm \cdot V(L)] \quad (1)$$

Supondremos el volumen de **1 L** de dicha disolución. Este volumen tendrá una masa:

$$d = m_{disolución}/V \rightarrow m_{disolución} = d \cdot V = 1,16 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = \mathbf{1160 \text{ g disolución}}$$

De esta masa de disolución el 32 % corresponde a HCl puro:

$$1160 \text{ g disolución} \cdot (32 \text{ g HCl puro}/100 \text{ g disolución}) = \mathbf{371,2 \text{ g HCl puro}}$$

La masa de HCl la llevamos a la ecuación (1):

$$Mm \text{ HCl} = 36,6 \text{ u (calcular)}$$

$$M = 371,2 / (36,5 \cdot 1) = \mathbf{10,17 \text{ mol/L}}$$

b)

Preparar 250 mL de disolución del 15 % de riqueza en peso y densidad 1,07 g/mL.

Estos 250 mL de disolución tendrán una masa de disolución:

$$d = m_{\text{disolución}}/V \rightarrow m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,07 \text{ g/mL} \cdot 250 \text{ mL} = 267,5 \text{ g disolución}$$

De estos 267,5 g de disolución, el 15 % corresponde a HCl puro:

$$267,5 \text{ g disolución} \cdot (15 \text{ g HCl}/100 \text{ g disolución}) = 40,125 \text{ g HCl}$$

Esta cantidad de HCl debe salir de un volumen de la disolución inicial:

$$M (\text{Molaridad}) = m/Mm \cdot V(L)$$

$$10,17 = (40,125/36,5 \cdot V) \rightarrow 10,17 \cdot 36,5 V = 40,125 \rightarrow 371,2 V = 40,125$$

$$V = 0,1 \text{ L. (disolución inicial)} = 100 \text{ mL}$$

48.- Se toman 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico concentrado del 92% de riqueza en peso y de densidad 1,80 g/mL y se diluye con agua hasta 100 mL. Calcula:

- La molaridad de la disolución concentrada.
- La molaridad de la disolución diluida.

Resolución

a)

$$M (\text{Molaridad}) = m/[(Mm \cdot V(L))] \quad (1)$$

$$V = 0,002 \text{ L}$$

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

La masa de ácido sulfúrico la calcularemos:

$$d = m_{\text{disolución}}/V \rightarrow m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,80 \text{ g/mL} \cdot 2 \text{ mL} = 3,6 \text{ g de disolución}$$

De estos 3,6 g de disolución el 92% es de sulfúrico puro:

$$3,6 \text{ g disolución} \cdot (92 \text{ g H}_2\text{SO}_4/100 \text{ disolución}) = 3,312 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Volvemos a la ecuación (1):

$$M = 3,312/(98 \cdot 0,002) = 16,89 \text{ mol/L}$$

b)

La masa de H₂SO₄ sigue siendo la misma pero ahora el volumen cambia a 100 mL (0,1 L) de disolución, por tanto:

$$M = 3,312/(98 \cdot 0,1) = 0,34 \text{ mol/L}$$

49.- 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: ArNa = 23 ; ArO = 16 ; ArH = 1 ; ArS = 32.

Resolución

DATOS:

250 mL NaOH 0,5 M

50 mL H₂SO₄ 1,5 M

Nº de moles de NaOH puestos en juego:

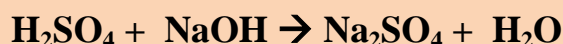
$$N^{\circ} \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,5 \cdot 0,250 = 0,125 \text{ moles de NaOH}$$

Nº moles de H₂SO₄ puestos en juego:

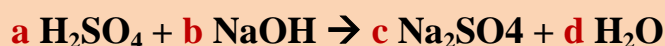
$$N^{\circ} \text{ moles} = M \cdot V(L) = 1,5 \cdot 0,050 = 0,075 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

a)

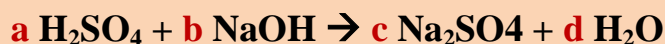
Reacción química:



La reacción no está ajustada, procederemos a su ajuste por el método de “Coeficientes Indeterminados”:



Según la ley de “Conservación de la Masa”: **La masa en un sistema químico cerrado permanece constante**, es decir, la masa de los reactivos debe ser igual a la masa de los productos de reacción. A nivel molecular dicha ley la podemos definir como: **el número de átomos de un elemento químico, en la izquierda de la reacción química, debe ser igual al número de átomos de ese mismo elemento en la derecha de la reacción**. En base a ello podemos establecer un conjunto de ecuaciones matemáticas que nos permitirán obtener los coeficientes estequiométricos de la reacción:



<u>ELEMENTO</u>	<u>IZQUIERDA</u>	<u>DERECHA</u>	
H	2 a + b	2 d	→ 2a + b = 2d (1)
S	a	c	→ a = c (2)
O	4 a + b	4 c + d	→ 4a + b = 4c + d (3)
Na	b	2 c	→ b = 2c (4)

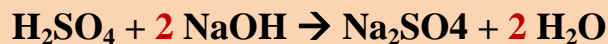
A una de las incógnitas le daremos el valor de la **unidad** con la condición de obtener el valor de una segunda incógnita. En (2):

$$a = 1 \rightarrow c = 1$$

En (4): $b = 2 \cdot 1 = 2$

En (1): $2 \cdot 1 + 2 = 2d$; $4 = 2d \rightarrow d = 2$

Llevamos los valores numéricos a la reacción:



Reacción ajustada.

Según reacción:

1 mol H₂SO₄ / 2 moles NaOH

Supongo que reacciona todo el H₂SO₄:

$$0,075 \text{ moles H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,150 \text{ moles NaOH}$$

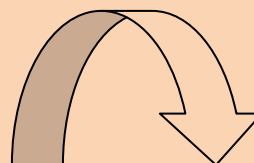
que no los tenemos

No **todo** el sulfúrico **reacciona** por lo que el **reactivo limitante** es el **hidróxido de sodio**, NaOH:

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

Reaccionan **0,0625 moles de H₂SO₄**. Existe un exceso del mismo:

$$\text{Exceso de H}_2\text{SO}_4 = 0,075 \text{ moles iniciales} - 0,0625 \text{ moles reaccionantes} =$$
$$= 0,0125 \text{ moles}$$



b)

Según reacción:

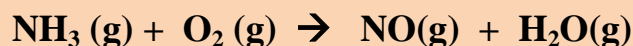
2 moles NaOH / 1 mol Na₂SO₄

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

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

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

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



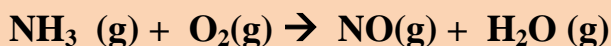
Supuesto que 3,00 litros de NH₃ a 802°C y 1,30 atm reaccionan completamente con oxígeno:

- ¿ 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?.

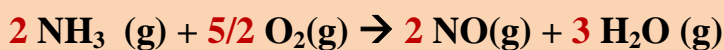
Datos : Masas atómicas: ArN = 14 u ; ArH = 1 u ; ArO = 16 u.

Resolución

Reacción química:



No está ajustada. Ajustar:



Reacción ajustada.

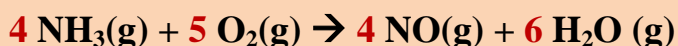
Moles de NH₃ (g) puestos en juego:

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

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

a)

Reacción química sin coeficientes fraccionarios (quitar denominadores como si se tratara de una ecuación matemática):



Según reacción:

4 moles NH₃ / 6 moles de H₂O

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

Estos moles de **agua gas** ocupan un volumen:

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

$$1,00 \cdot V = 0,066 \cdot 0,082 (273 + 125) ; V = 2,15 \text{ L de H}_2\text{O}(\text{g})$$

b)

Según reacción:

4 moles de NH₃ / 5 moles de O₂

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

51.- 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: ArC =12 u ; ArH = 1 u ; ArO = 16 u.

Resolución

Octano : $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_6 - \text{CH}_3 \rightarrow \text{Mm} = 114 \text{ u (calcular)} \rightarrow 114 \text{ g/mol}$

Nonano : $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_7 - \text{CH}_3 \rightarrow \text{Mm} = 124 \text{ u (calcular)} \rightarrow 124 \text{ g/mol}$

Según enunciado:

$n^\circ \text{ moles octano} = n^\circ \text{ moles nonano}$

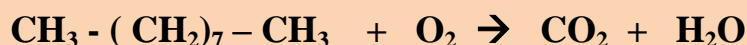
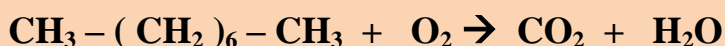
$$\frac{m_{\text{octano}}}{\text{Mm}} = \frac{m_{\text{nonano}}}{\text{Mm}}$$

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

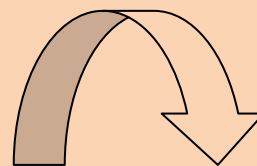
$$\frac{m_{\text{octano}}}{114} = \frac{484 - m_{\text{octano}}}{128} \rightarrow m_{\text{octano}} = 228 \text{ g}$$

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

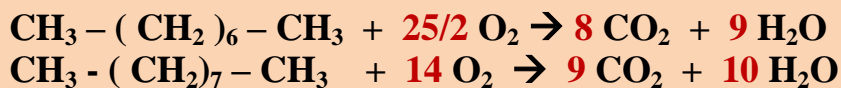
a)



Sin ajustar.



Ajustamos:



b)

Según reacción:

1 mol octano / (25/2 moles de O₂)

114 g octano / (25/2 · 22,4 L O₂)

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

Según reacción:

1 mol nonano / 14 moles O₂

128 g nonano / 14 · 22,4 L O₂

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

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

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

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

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

52.- A 100 cm^3 de una disolución de ácido nítrico de concentración $0,01 \text{ M}$ se le añaden 100 cm^3 de otra disolución de hidróxido de bario de concentración $0,01 \text{ M}$.

- 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: $\text{ArN} = 14 \text{ u}$; $\text{ArH} = 1 \text{ u}$; $\text{ArO} = 16 \text{ u}$;
 $\text{ArBa} = 137,34 \text{ u}$.

Resolución

DATOS:

100 mL HNO_3 $0,01 \text{ M}$.

100 mL Ba(OH)_2 $0,01 \text{ M}$.

Nº de moles de HNO_3 puestos en juego:

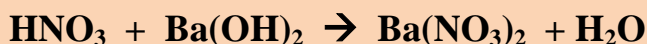
$$n^\circ \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,01 \cdot 0,1 = 0,001 \text{ moles}$$

Nº de moles de Ba(OH)_2 puestos en juego:

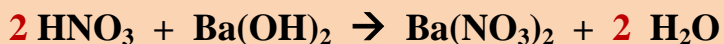
$$n^\circ \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,01 \cdot 0,1 = 0,001 \text{ mol}$$

a)

Reacción química:



No está ajustada. Ajustamos:



b)

La relación estequiométrica entre el ácido nítrico y el hidróxido de bario, según reacción, es:

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

Supongo que reacciona **todo** el HNO₃:

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

La reacción **no es completa**. Reacciona **todo el ácido nítrico** (reactivo limitante) y sobra hidróxido de bario:

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

530.- 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 g/cm³ 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: ArH = 1 u ; ArS = 32 u ; ArO = 16 u ; ArCl = 35,5 u ; ArNa = 23 u.

Resolución

a)

Reacción química:



No está ajustada. Ajustamos:



Datos:

50 mL H₂SO₄ al 98% y d = 1,835 g / cm³

87 g de NaCl

CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE 4º DE ESO Y 1º
BACHILLERATO

AUTOR: A. ZARAGOZALÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

Masa de H₂SO₄ 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 H₂SO₄ puro:

$$m = \% \cdot m = (98 / 100) \cdot 91,75 \text{ g} = 89,91 \text{ g}$$

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

Moles de H₂SO₄ puestos en juego:

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

Relación estequiométrica:



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

La proporción (1) queda:



Supongo que reacciona **todo** el H₂SO₄:

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

Los 107,34 g de NaCl no los tenemos (solo tenemos 87 g) por lo que **no reacciona todo** el ácido sulfúrico. El **reactivo limitante** es el NaCl.

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

Masa de H_2SO_4 en exceso = **89,91 g iniciales – 72,87 g reaccionantes =**
= 17,04 g

Moles de H_2SO_4 en exceso = $17,04/98 = 0,17$

b)

Según reacción:

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

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

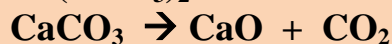
La proporción (1) queda:

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

Recordemos que en la reacción intervienen 72,87 g de H_2SO_4 .

$$72,87 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 105,58 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

54.- 5,0 gramos de una mezcla de hidrogenocarbonato de calcio y carbonato de calcio e 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.

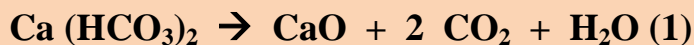
Datos: Masas atómicas: $\text{ArCa} = 40 \text{ u}$; $\text{ArH} = 1 \text{ u}$; $\text{ArC} = 12 \text{ u}$; $\text{ArO} = 16 \text{ u}$.

Resolución

Según enunciado:

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

Reacciones químicas ajustadas:



El agua, H_2O , proviene del **hidrogenocarbonato de calcio**:

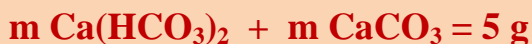
Según reacción (1):



La proporción (1) queda:

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

Según ecuación:



La masa de carbonato de calcio:



Composición centesimal de la mezcla:

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

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

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

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

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

Datos : Masas atómicas: $\text{ArCa} = 40 \text{ u}$; $\text{ArC} = 12 \text{ u}$; $\text{ArO} = 16 \text{ u}$; $\text{ArMg} = 24,3 \text{ u}$.

Resolución

DATOS:

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

Reacciones químicas ajustadas:



a)

En las 4 toneladas de piedra caliza hay:

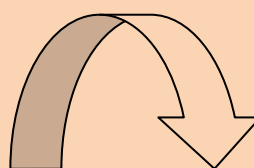
$$(94,52/100) \cdot 4 \cdot 10^6 = 3,78 \cdot 10^6 \text{ g de } \text{CaCO}_3$$

Según reacción química (1):



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

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



La proporción (3) nos permite:

$$3,78 \cdot 10^6 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{56 \text{ g CaO}}{100 \text{ g CaCO}_3} = 2,11 \cdot 10^6 \text{ g CaO} = 2,1 \text{ Tm CaO}$$

Como el rendimiento es del 56 % :

$$\% \cdot \text{masa} = (56 / 100) \cdot 2,11 \text{ Tm} = 1,18 \text{ Tm de CaO}$$

b)

Ponemos en juego 94,52 g de CaCO₃ y 4,16 g de MgCO₃.

CO₂ obtenido del CaCO₃:



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

Según reacción química:

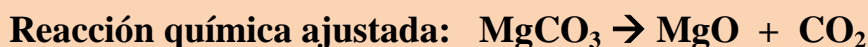


$$94,52 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{100 \text{ g CaCO}_3} = 41,58 \text{ g CO}_2$$

El rendimiento del 56% :

$$m_{\text{CO}_2} = (56 / 100) \cdot 41,58 \text{ g} = 23,28 \text{ g CO}_2$$

CO₂ obtenido del MgCO₃:



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

Según reacción:

1 mol MgCO₃ / 1 mol CO₂

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

Rendimiento del 56 %:

$$m_{\text{CO}_2} = (56 / 100) \cdot 2,17 \text{ g} = 1,21 \text{ g CO}_2$$

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

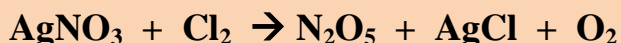
El volumen de CO₂ en estado gas:

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

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

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

56.- Dada la siguiente reacción química:

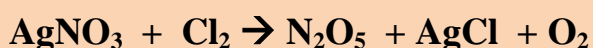


Calcule:

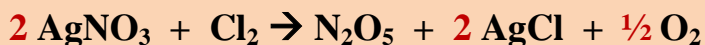
- Los moles de N₂O₅ que se obtienen a partir de 20 gramos de AgNO₃.
 - El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20°C y 620 mm Hg.
- Datos: Masas atómicas: N = 14 ; O = 16 ; Ag = 108.

Resolución

Reacción química:



No está ajustada. Ajustamos:



a)

Según reacción:



La proporción (1) queda de la forma:



Lo que nos permite realizar el cálculo de moles de N_2O_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)

Según reacción:



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

El volumen de O_2 lo calcularemos según:

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

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

57.- 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: ArC = 12 u ; ArO = 16 u ; ArCa = 40 u ; ArCl = 35,5 u , ArH = 1 u.

Resolución

Reacción química:



No está ajustada. Ajustemos:



DATOS:

Ac. clorhídrico comercial: 120 mL ; 26,2 % ; d= 1,13 g/mL.
40 gramos de CaCO₃.

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

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

Según reacción química:

1 mol CaCO₃ / 2 moles HCl

100 g CaCO₃ / 2 moles HCl

Moles de HCl puestos en juego:

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

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

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

Los moles de HCl consumidos en la reacción son:

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

$$\text{Los moles de HCl no reaccionantes} = 0,97 - 0,8 = 0,17$$

La nueva concentración de HCl es :

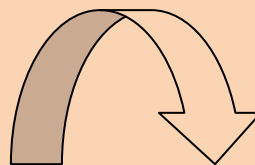
$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles HCl}}{\text{V (L)}} = \frac{0,17}{0,120} = 1,42 \text{ mol / L}$$

58.- 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 quemen completamente 4,0 gramos de gas de la bombona anterior. Datos: Masas atómicas: ArC = 12 u ; ArH = 1 u.

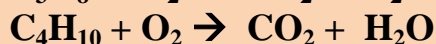
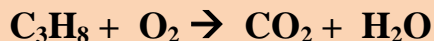
Resolución

DATOS:

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



Reacciones químicas:



No están ajustadas. Ajustamos:



Masa de propano en la muestra:

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

Masa de butano en la muestra:

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

Moles de CO₂ procedentes del propano:

Según reacción (1):

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

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

La proporción (1) queda de la formas:

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

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

Moles de CO₂ procedentes del butano:

Según reacción (2):

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

Mm C_4H_{10} = 58 u (calcular) → 58 g / mol

La proporción (2) queda de la forma:

58 g butano / 4 moles CO_2

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

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

Volumen de CO_2 gas obtenido:

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

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

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

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

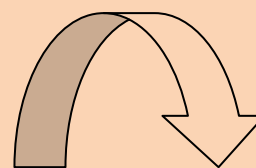
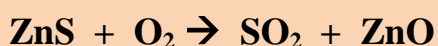
Calcular:

- 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:



No está ajustada. Ajustemos:

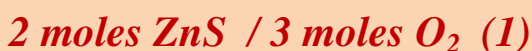


a)

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

$$\% \cdot m = (85 / 100) \cdot 1000 \text{ g} = 850 \text{ g}$$

Según reacción:



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

La proporción (1) queda de la forma:



Los moles de O₂ obtenidos:

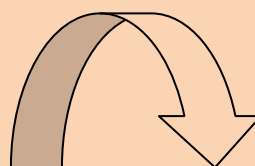
$$850 \text{ g ZnS} \cdot \frac{3 \text{ moles O}_2}{2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS}} = 13,1 \text{ moles O}_2$$

Volumen de O₂ obtenido:

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

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

Debemos recordar:



El volumen de aire necesario:

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

b)

Según reacción química:



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

La proporción (2) queda de la forma:



Por lo que:

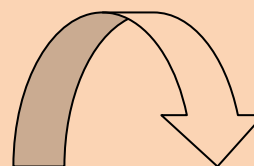
$$850 \text{ g ZnS} \cdot \frac{2 \cdot 81,4 \text{ g ZnO}}{2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS}} = 710,36 \text{ g ZnO}$$

c)

Según reacción:



La proporción (3) queda de la forma:



Por tanto:

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

La presión ejercida:

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

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

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

a) Escriba la reacción ajustada que tiene lugar.

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

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

Resolución

a)

Reacción química:

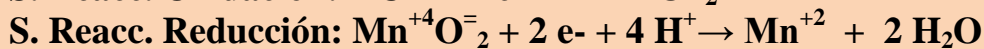
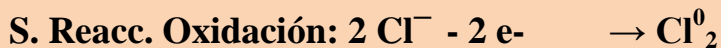


Reacción que no está ajustada. Como se trata de una reacción redox la ajustaremos por el método de **ion – electrón**:

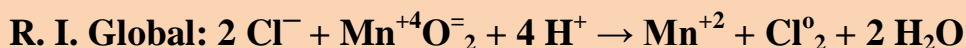
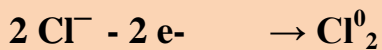
Nº de oxidación:



Ajustaremos en medio ácido (HCl).



Tenemos ajustados el número de electrones por lo que procederemos a sumar las dos semirreacciones:



Llevaremos los coeficientes de la reacción Iónica a la reacción molecular y tanteando obtenemos:



b)

Los moles de Cl_2 obtenidos son :

Al tratarse de un gas:

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (1)$

Cálculos previos:

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

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

Aplicación fórmula (1)

$1,007 \cdot 10 = n \cdot 0,082 \text{ (273+30)} ; \quad n = 0,40$

La estequiometría de l reacción nos dice:

$4 \text{ moles HCl} / 1 \text{ mol Cl}_2 \quad (2)$

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

La proporción (2) queda de la forma:

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

Podemos conocer los gramos de HCl necesarios:

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

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

$$58,4 \text{ g HCl puro} \cdot \frac{100 \text{ g disol. botella}}{30 \text{ g HCl puro}} = 194,7 \text{ g disol. HCl muestra}$$

Estos gramos supondrán un volumen del HCl muestra:

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

61.- 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: ArCl = 35,5 u ; ArO = 16 u ; ArK = 39,1 u.

Resolución

a)

Reacción química:



No está ajustada.

Ajustemos:



Masa de KClO_3 puesta en juego:

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

Relación estequiométrica:

$$2 \text{ moles de } \text{KClO}_3 / 3 \text{ moles de } \text{O}_2 \quad (1)$$

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

La proporción (1) queda de la forma:

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

Los moles de O_2 obtenidos:

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

Estos moles de O_2 ocupan un volumen:

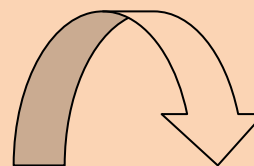
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

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

b)

Recordemos que:

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



Podemos calcular el número de moléculas de O₂ obtenidas:

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

62.- 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: ArCa = 40 u ; ArC = 12 u ; ArO = 16 u ; ArCl = 35,5 u ; ArH = 1 u.

Resolución

Reacción química:



No está ajustada. Ajustemos:



Los moles de CO₂ (g) obtenidos son:

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

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

La masa de ácido clorhídrico necesaria es, según reacción:

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

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

La proporción (1) queda de la forma:

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

Por tanto:

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

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

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

Esat masa de HCl comercial implica un volumen del mismo:

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

63.- 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: ArO = 16 u ; ArFe = 55,8 u.

Resolución

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

Volumen de aire = 5 L

a)

Suponiendo que el aire se comporta como un gas ideal:

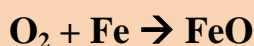
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

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

Como el porcentaje en moles y en volumen coincide, de O₂ tendremos:

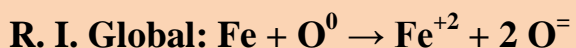
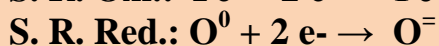
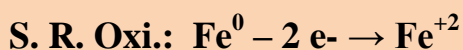
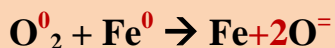
$$\% \cdot \text{moles} = (21 / 100) \cdot 0,012 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles de O}_2$$

La reacción química:

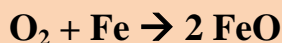


No está ajustada. Como se trata de un proceso redox la ajustaremos por el método de “**número de oxidación**”:

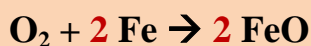
Números de oxidación:



Llevamos los coeficientes de la R. I. Global a la reacción molecular:



Por tanteo:



Según reacción:



Por tanto:

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

$$\text{Mm FeO} = 71,8 \text{ u (calcular)} \rightarrow 71,8 \text{ g/mol}$$

Estamos en condiciones de poder conocer la masa de FeO:

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

b)

La presión en el recipiente la ejerce únicamente el N₂ (g) puesto que se ha consumido todo el O₂ en la reacción anterior. El número de moles de N₂ es:

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

Estos ejercen una presión:

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

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

El volumen que ocupa el N₂ es igual al volumen del recipiente (los gases tienden a ocupar todo el volumen del recipiente que los contiene).

c)

Nuevamente utilizamos la ecuación:

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

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

64.- Se hacen reaccionar 300 mL de una disolución acuosa de ácido sulfúrico, H₂SO₄, de densidad 1,2 g/mL y del 95 % de riqueza (% en masa) con 98, g de Zn. Se forma sulfato de cinc e hidrógeno.

Calcula. Volumen de hidrógeno producido a 700 mmHg y 27°C.

DATOS: Masas atómicas: ArH = 1 u ; ArS = 32 u ; ArO = 16 u ; ArZn = 65,41 u.

Resolución

Reacción química:



La reacción viene ajustada.

Determinación del **reactivo limitante**:

Según la reacción química:



Mm H₂SO₄ = 98 u (calcular) → **98 g/mol**

Ma Zn = 65,4 u → **65,4 g / at - g**

La proporción (1) nos queda:



Podemos determinar la masa de H₂SO₄ puesta en juego:

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

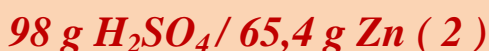
De estos gramos de disolución el 95 % pertenecen a H₂SO₄ puro:

$$360 \text{ g disol.} \cdot (95 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}/100 \text{ g disolu.}) = 342 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$$

Esta masa de H₂SO₄ puro es la reaccionante en el proceso químico.

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

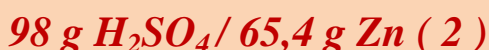
Se estableció que: Utilizaremos la proporción (2):



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

Según la suposición necesitamos 228,23 g de Zn que no los tenemos (tenemos 98,1 g de Zn). Por lo que no puede reaccionar todo el H_2SO_4 y éste **no es el reactivo limitante**.

Supongamos que reacciona todo el Zn:



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

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

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

El Zn es el “reactivo limitante” y la cantidad del mismo (98,1 g) es la que utilizaremos para los cálculos que no pide el ejercicio.

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



$$M_m H_2 = 2 \text{ u (calcular)} \rightarrow 2 \text{ g / mol}$$

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

La proporción (3) la podemos poner:



Los gramos de H₂:

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

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

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

$$(700/760) \cdot V = 3/2 \cdot 0,082 \cdot (273+27) ; 0,92 V = 3 ; V = 40,1 \text{ L de H}_2$$

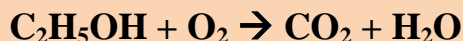
65.- La combustión completa de etanol genera dióxido de carbono y agua.

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

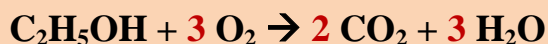
b) ¿Cuántos moles de etanol reaccionarán con 1 m³ de oxígeno (gas ideal), medido en condiciones normales?.

Resolución

Reacción de combustión del etanol:

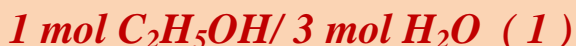


No está ajustada. Ajustamos:



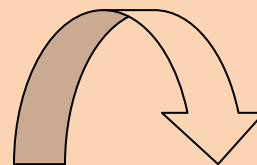
a)

Según la reacción anterior:



$$Mm \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46 \text{ u (calcular)} \rightarrow 46 \text{ g / mol}$$

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



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



Cuando se quema 1 Kg (1000 g) de etanol obtenemos de H_2O :

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

Sabemos que:

$$18 \text{ g } H_2O / 6,0213 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O$$

La cantidad de agua obtenida implica un número de moléculas:

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

b)

Según reacción:



En condiciones normales (0°C y 1 atm):



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

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



Los moles de etanol obtenidos serán:

$$1000 \text{ L } O_2 \cdot (1 \text{ mol } C_2H_5OH / 3 \cdot 22,4 \text{ L } O_2) = 14,88 \text{ moles de } C_2H_5OH$$

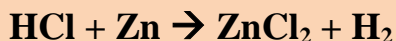
66.- Resuelve:

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

DATOS: Masas atómicas: ArH = 1 u ; ArCl = 35,5 u ; ArZn = 63,4 u.

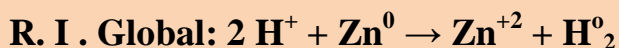
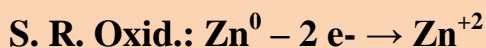
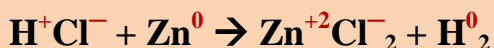
Resolución

La reacción química que tiene lugar es:

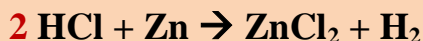


La reacción no está ajustada debemos proceder a ello. Como se trata de un proceso redox la ajustaremos por el método de “**número de oxidación**”:

Números de oxidación:



Llevamos los coeficientes a la reacción molecular:



Reacción ajustada.

La masa de Zn puesta en juego es:

75 g de muestra . (7 g de Zn impuro/100 g de muestra) =

= **5,25 g de Zn impuro**

La masa de Zn puro puesta en juego = $75 \text{ g} - 5,25 \text{ g} =$
 $= 69,75 \text{ g de Zn puro}$ (es el que reacciona en el proceso químico).

a)

Nº de át-g de Zn puestos en juego:

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

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

La reacción química nos dice:

1 at-g de Zn / 1 mol H₂ (1)

Los moles de H₂ obtenidos según proporción (1):

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

Estos moles de H₂ (g) los pasaremos a volumen:

P . V = n . R . T

$(740/760) \cdot V = 1,06 \cdot 0,082 \cdot (273+27) ; 0,97 V = 26,07 ; V = 26,9 \text{ L. H}_2$

b)

La reacción química establece:

1 at-g de Zn / 1 mol ZnCl₂ (2)

Mm ZnCl₂ = 136,4 u (calcular) $\rightarrow 136,4 \text{ g / mol}$

La proporción (2) queda de la forma:

65,4 g Zn / 136,4 g ZnCl₂

La masa de ZnCl_2 obtenida es:

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

67.- 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.

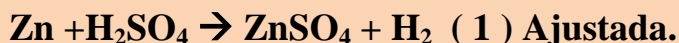
Datos: Masas atómicas: $\text{ArH} = 1 \text{ u}$; $\text{ArS} = 32 \text{ u}$; $\text{ArO} = 16 \text{ u}$; $\text{ArZn} = 65,4 \text{ u}$; $\text{ArAl} = 27 \text{ u}$.

Resolución

a)

Masa de la muestra de la aleación = **0,156 g**

Reacciones que tienen lugar:



$\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$ No está ajustada. Procedemos a su ajuste:



El volumen de H_2 obtenido corresponde a las dos reacciones:

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

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

$$(725/760) \cdot 0,150 = (m_{\text{H}_2}/2) \cdot 0,082 \cdot (273+27)$$

$$0,1425 = 12,3 \text{ m} ; m_{\text{H}_2} = 0,0011 \text{ g}$$

La masa de H_2 la determinan la masa de Zn y la masa de Al que intervienen en la reacción.

De la reacción (1) podemos establecer la siguiente proporción:

1 at-g Zn / 1 mol H_2 (3)

Ma Zn = 65,4 u \rightarrow 65,4 g / at - g

Mm H_2 = 2 u (calcular) \rightarrow 2 g / mol

La proporción (3) queda:

65,4 g Zn / 2 g H_2

Dicha proporción nos permite escribir la regla de tres:

$$\begin{array}{r} 65,4 \text{ g Zn} \text{ ----- } 2 \text{ g } H_2 \\ m_{Zn} \text{ ----- } x \end{array}$$

$$x = m_{Zn} \cdot (2 \text{ g } H_2 / 65,4 \text{ g Zn})$$

De la reacción (2):

2 at-g Al / 3 moles H_2 (4)

Ma Al = 27 u \rightarrow 27 g / at - g

La proporción (4) pasa a ser:

2 . 27 g Al / 3 . 2 g H_2

Esta nueva proporción permite plantear la siguiente regla de tres:

$$\begin{array}{r} 2 . 27 \text{ g Al} \text{ ----- } 3 . 2 \text{ g } H_2 \\ m_{Al} \text{ ----- } y \end{array}$$

$$y = m_{Al} \cdot (3 \cdot 2 \text{ g } H_2 / 2 \cdot 27 \text{ g Al})$$

Recordemos:

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

$$\text{Masa de H}_2 = 0,0011$$

Por lo tanto:

$$x + y = 0,0011$$

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

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

De la ecuación (5):

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

que llevado a (6):

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

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

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):

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

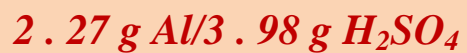
$$\text{Mm H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u (calcular)} \rightarrow 98 \text{ g / mol}$$

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

**CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE 4º DE ESO Y 1º
BACHILLERATO**

AUTOR: A. ZARAGOZALÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

La proporción (8) pasa a ser:



Por tanto:

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

----- **O** -----