

CORRECCIÓN DEL EJERCICIO DE AUTOEVALUACIÓN

1. La masa molecular relativa del agua es 18. Un mol de moléculas de agua tiene una masa de 18 g.

a) La cantidad de sustancia es: $n = 27/18 = 1,5$ mol de moléculas de agua.

b) El número de moléculas es: $N = 1,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 9,03 \cdot 10^{23}$.

Para calcular el número de átomos, tendremos en cuenta que cada molécula de agua tiene 1 átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno. Por lo tanto, hay $9,03 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno y $1,806 \cdot 10^{24}$ de hidrógeno.

c) Puesto que en 1 mol de agua hay $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas y la masa conjunta de todas es 0,018 kg, la masa de una molécula será:

$$m = \frac{0,018}{6,02 \cdot 10^{23}} = 3 \cdot 10^{-23} \text{ kg}$$

2.- a) La masa relativa de la unidad fórmula de NaOH es 40. La masa de un mol de NaOH es 40 g. La cantidad de sustancia es:

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{8}{40} = 0,2 \text{ mol}$$

La concentración molar es:

$$c = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,2}{0,5} = 0,4 \text{ M}$$

b) Para calcular la concentración en % en peso, necesitamos conocer la masa de la disolución, para lo que utilizamos su densidad:

$$m = d V = 1,05 \cdot 500 = 525 \text{ g}$$

La concentración será:

$$\frac{m_{\text{soluta}}}{m_{\text{disolución}}} 100 = \frac{8}{525} 100 = 1,52 \%$$

La concentración expresada en g/100 g de disolvente será:

$$\frac{m_{\text{soluta}}}{m_{\text{disolvente}}} 100 = \frac{8}{525 - 8} 100 = 1,55 \text{ g/100 g de agua}$$

3. La opción correcta es la b). La opción a) es incorrecta, pues representa al hierro como Fe_2 , lo que supone que el hierro forma moléculas diatómicas, lo cual no es cierto pues tiene enlace metálico. La opción c), supone que el oxígeno está en estado atómico, cuando generalmente está formando moléculas diatómicas. La opción d) es incorrecta al suponer para la molécula de oxígeno que está formada por tres átomos, cuando en realidad está formado por dos. Tampoco el hierro está formado por moléculas diatómicas.

4. Para calcular la fórmula molecular necesitamos conocer la masa molecular. La podemos calcular teniendo en cuenta que 1 mol en condiciones normales ocupa 22,4 L, y puesto que la densidad en condiciones normales es de 2,6 g/L, podemos establecer la siguiente proporción: si 1 L tiene una masa de 2,6 g, a 22,4 L le corresponderá la masa de 1 mol, por lo que la masa molar de esa sustancia es:

$$M = 22,4 \cdot 2,6 = 58,24 \text{ g/mol}$$

Calculemos ahora las cantidades de sustancia de átomos de carbono e hidrógeno que hay en 100 g del compuesto:

$$n_{\text{C}} = 82,65 / 12 = 6,8875 \text{ mol}$$

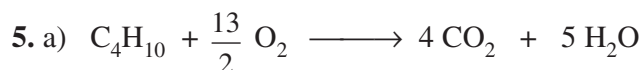
$$n_{\text{H}} = 17,35 / 1 = 17,35 \text{ mol}$$

Dividiendo ambos números por el menor de ellos, obtenemos:

$$\text{carbono: } 6,8875 / 6,8875 = 1$$

$$\text{hidrógeno: } 17,35 / 6,8875 = 2,5$$

Los números enteros más pequeños que nos dan la relación entre las cantidades de sustancia de átomos de ambos elementos y por tanto el número de átomos que tiene la fórmula empírica, se obtienen multiplicando los anteriores por 2. Así la fórmula empírica será: C_2H_5 . La masa molar que corresponde a la fórmula empírica es 29 g/mol, la mitad de la masa molar de la sustancia. Por tanto su fórmula molecular será: C_4H_{10} .



b) Como la masa molecular relativa del butano es 58, los 5,8 g son 0,1 mol de moléculas de butano. 1 mol de butano produce 4 de CO_2 , luego 0,1 moles producirán 0,4 de CO_2 . Para calcular el volumen que ocupan 0,4 mol de moléculas de dióxido de carbono se aplica la ecuación de los gases perfectos:

$$P V = n R T$$

$$1 \cdot V = 0,4 \cdot 0,082 \cdot 290$$

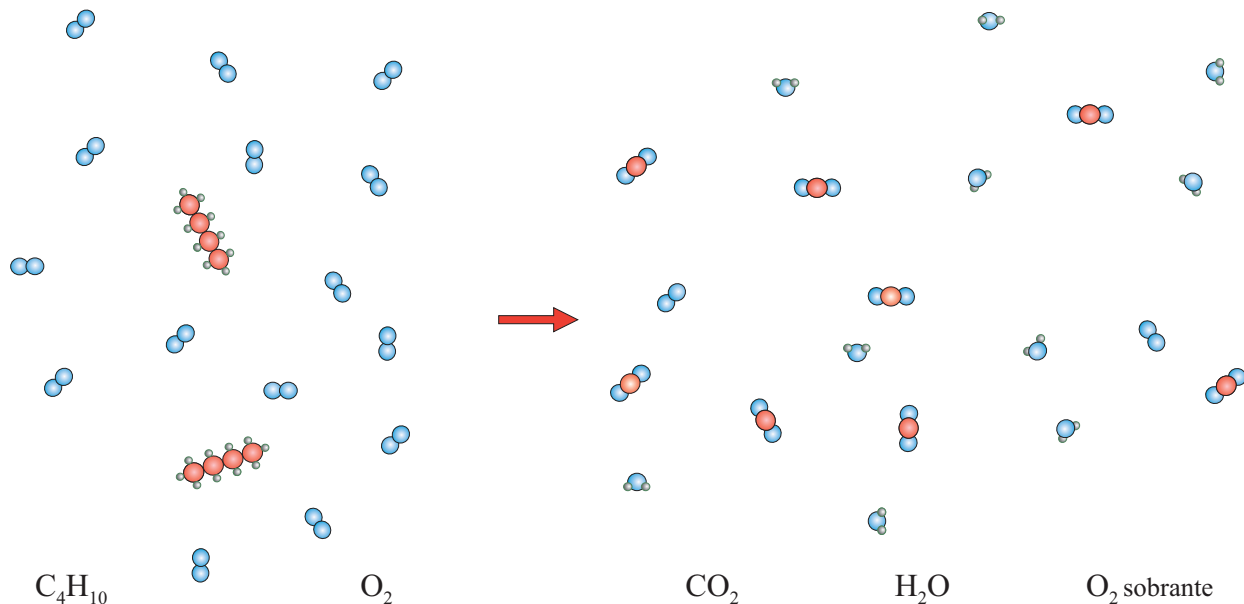
$$V = 9,5 \text{ L}$$

Para el agua, el razonamiento es análogo. Se producen 0,5 mol de moléculas de agua, pero como en las condiciones del problema el agua está líquida, no se puede aplicar la ecuación de los gases. La masa de 0,5 mol de agua es 9 g, aproximadamente 9 mL de agua.

La masa de dióxido de carbono será: $m = n M = 0,4 \cdot 44 = 17,6 \text{ g}$

c) El número de moléculas de agua será: $N = 0,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{23}$.

d) Hemos supuesto que hay oxígeno en exceso por lo que debe sobrar.



Haremos los cálculos suponiendo que los 12,5 g son de carbonato de cobre (II) puro. La masa de un mol de unidades fórmulas de carbonato de cobre (II) es 123,5 g, luego la masa de 12,5 g corresponde a 0,10 mol. Con 0,10 mol de unidades fórmulas de carbonato de cobre (II) se deben obtener 0,10 mol de monóxido de cobre, es decir una masa de:

$$m = n M = 0,10 \cdot 79,5 = 7,95 \text{ g}$$

Si se han obtenido sólo 7 g, podemos suponer que ha sido debido a que la sustancia original no era pura.

Podemos analizarlo al revés: 7 g de monóxido de cobre corresponden a 0,088 mol, luego, según la estequiometría de la reacción, teníamos 0,088 mol de unidades fórmula de carbonato de cobre (II) que corresponden a una masa de 10,87 g del compuesto. Si partíamos de 12,5 g, y en realidad sólo teníamos 10,87 g de carbonato puro, la sustancia tenía 1,63 g de impurezas.

b) Para poder calcularlo sería necesario conocer la densidad del monóxido de cobre. No podemos utilizar la ecuación de los gases, ya que en las condiciones del ejercicio el monóxido de cobre es sólido.

c) Según la estequiometría de la reacción, se habrá obtenido la misma cantidad de sustancia de dióxido de carbono que de monóxido de cobre, es decir 0,088 mol de cada uno. Aplicando la ecuación de los gases perfectos:

$$2 V = 0,088 \cdot 0,082 \cdot 300 ; V = 1,1 \text{ L.}$$