

FÍSICA Y QUÍMICA 1º BACH. EXAMEN DEL TEMA 1. NATURALEZA DE LA MATERIA.
SOLUCIÓN. 30-10-03

1. a) Sabiendo que la fórmula del gas metano es CH_4 , razonar si la siguiente afirmación es o no es correcta: "4 g de hidrógeno se combinarán con 1 g de carbono para dar lugar a 5 g de metano".

La afirmación es falsa, ya que no es esa la proporción en la que se combinan ambos elementos. La fórmula CH_4 nos indica la proporción de átomos en la molécula, no la proporción en masa. Y los átomos de C e H no tienen la misma masa. La masa atómica del carbono es 12 uma, y la del hidrógeno 1 uma. La proporción correcta sería: 12 g de carbono por cada 4 g de hidrógeno. Y darían lugar a 16 g de metano, según la ley de Lavoisier.

- b) Razonar qué ocurre al disminuir la presión de un gas, según las leyes de Boyle-Mariotte y de Gay-Lussac.

La ley de Boyle-Mariotte relaciona las magnitudes P, V y T en un gas para una transformación a temperatura constante (isotérmica). Presión y volumen son inversamente proporcionales ($P \cdot V = cte$), con lo que una disminución de la presión origina un aumento del volumen del gas.

La ley de Gay-Lussac relaciona las magnitudes P, V y T en un gas para una transformación a volumen constante (isocórica). Presión y temperatura son directamente proporcionales ($\frac{P}{T} = cte$), con lo que una disminución de la presión hace que la temperatura del gas también disminuya en la misma proporción.

2. a) Calcular nº de átomos de oxígeno contenidos en 20 l. de dióxido de carbono (CO_2) a 800 mmHg y 30 °C.

Pasos: 1º: Calculamos, con la ecuación de los gases ideales ($P \cdot V = n \cdot R \cdot T$), el nº de moles de CO_2 :

$$\begin{aligned} 800 \text{ mmHg} &= 1,05 \text{ atm} \\ 30^\circ \text{ C} &= 303 \text{ K} \end{aligned} \quad n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,05 \text{ atm} \cdot 20 \text{ l}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 303 \text{ K}} = 0,85 \text{ moles } \text{CO}_2$$

2º: Calculamos el nº de moléculas que contienen 0,84 moles, y sabemos que cada molécula de CO_2 contiene 2 átomos de O.

$$0,85 \text{ moles } \text{CO}_2 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula } \text{CO}_2} = 1,023 \cdot 10^{24} \text{ átomos O}$$

- b) Calcular la masa de ácido nítrico (HNO_3) contenido en 100 ml de disolución 3 M.

Pasos: 1º Calculamos la masa molecular del ácido nítrico $Mm(\text{HNO}_3) = 1 \text{ uma} + 14 \text{ uma} + 3 \cdot 16 \text{ uma} = 63 \text{ uma}$
2º Calculamos nº de moles contenidos en 100 ml = 0,1 l. de la disolución, y pasamos a gramos.

$$0,1 \text{ l. disol.} \cdot \frac{3 \text{ moles } \text{HNO}_3}{1 \text{ l. disol.}} \cdot \frac{63 \text{ g } \text{HNO}_3}{1 \text{ mol } \text{HNO}_3} = 18,9 \text{ g } \text{HNO}_3$$

3. Tenemos una disolución 2 M de ácido clorhídrico (HCl) en agua, de densidad 1,1 g/cm³. Calcular:
a) Su concentración centesimal.

Debemos calcular cuántos g. de soluto tenemos por cada 100 g de disolución. $Mm(\text{HCl}) = 36,5 \text{ uma}$.

$$\frac{2 \text{ moles } \text{HCl}}{1 \text{ l. disol.}} \cdot \frac{36,5 \text{ g } \text{HCl}}{1 \text{ mol } \text{HCl}} \cdot \frac{1 \text{ l. disol.}}{1100 \text{ g disol.}} = \frac{0,0664 \text{ g } \text{HCl}}{\text{g disol.}} \quad \text{multiplicamos por 100.} \quad \text{C(\%)} = 6,64 \%$$

- b) Fracción molar de soluto y disolvente.

La fracción molar (x) nos indica la proporción entre el número de moles de cada componente y el número de moles total. $x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d}$; $x_d = \frac{n_d}{n_s + n_d}$ a partir de la concentración centesimal calculada arriba,

calculamos el número de moles de cada componente.

$\text{C(\%)} = 6,64 \%$ \rightarrow 6,64 g HCl por cada 93,36 g H_2O . Pasamos a moles. $Mm(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ uma}$.

$$6,64 \text{ g } \text{HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{HCl}}{36,5 \text{ g } \text{HCl}} = 0,18 \text{ moles } \text{HCl} \quad 93,36 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} = 5,19 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Así, } x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0,18 \text{ mol}}{0,18 \text{ mol} + 5,19 \text{ mol}} = 0,034 \quad x_d = \frac{n_d}{n_s + n_d} = \frac{5,19 \text{ mol}}{0,18 \text{ mol} + 5,19 \text{ mol}} = 0,966$$

Se cumple que $x_s + x_d = 1$

4. **Tenemos un hidrocarburo gaseoso (compuesto de carbono e hidrógeno) en un recipiente de 500 ml en c.n. Sabemos que el hidrocarburo contiene un 80 % de carbono. Calcular las fórmulas empírica y molecular del compuesto, sabiendo que la masa del gas contenido en el recipiente es de 0,669 g.**

Para calcular la fórmula empírica, partimos de la concentración centesimal del compuesto: 80% de carbono y 20% de hidrógeno. Esa es la proporción en masa (en gramos). Pero la fórmula refleja la proporción de átomos. Para calcularla:

1º Dividimos por la masa atómica de cada elemento. $\frac{80}{12} = 6,667 \quad \frac{20}{1} = 20$

2º Expresamos la proporción con números sencillos, dividiendo por el menor de ellos. $\frac{6,667}{6,667} = 1 \quad \frac{20}{6,667} = 3$

La proporción es de 3 átomos de H por cada átomo de C. La fórmula empírica será CH_3 .

Para calcular la fórmula molecular (la fórmula real del compuesto), necesitamos conocer su Mm a partir de los datos que nos proporciona el problema ($V = 0,5 \text{ l. en c.n.}$ y $0,669 \text{ g de masa}$). Debemos calcular cuántos moles de gas hay en el recipiente (1 mol de gas en c.n. ocupa $22,4 \text{ l.}$) y, finalmente, la masa de un mol de gas.

$$0,5 \text{ l gas c.n.} \cdot \frac{1 \text{ mol gas}}{22,4 \text{ l gas c.n.}} = 0,022 \text{ mol gas} \quad \left. \begin{array}{l} 0,022 \text{ mol gas} \rightarrow 0,669 \text{ g gas} \\ 1 \text{ mol gas} \rightarrow X \end{array} \right\} X = 30,4 \text{ g gas en un mol}$$

La masa molecular será $30,4 \text{ uma}$.

La Mm obtenida según la fórmula empírica era $12 \text{ uma} + 3 \cdot 1 \text{ uma} = 15 \text{ uma}$. Vemos que la masa molecular real es aproximadamente el doble. Por lo tanto, la cantidad de átomos de cada elemento contenidos en la molécula será el doble, y la fórmula molecular será $C_2 H_6$ (etano)

5. **Queremos elaborar 250 cm^3 de una disolución $0,5 \text{ M}$ de ácido sulfúrico (H_2SO_4) en agua a partir de un recipiente comercial de ácido sulfúrico, al 96 % en peso y densidad $1,8 \text{ g/cm}^3$. ¿Qué volumen de disolución comercial debemos tomar?**

Datos: Disolución A (comercial). 96 % en peso, $d = 1,8 \text{ g/cm}^3 = 1800 \text{ g/l}$
 Disolución B (a preparar) $0,5 \text{ M}$, $V = 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ l.}$
 $Mm(H_2SO_4) = 98 \text{ uma}$.

En primer lugar, calculamos la molaridad de la disolución A, para que ambas concentraciones estén expresadas en la misma unidad. $96 \% \rightarrow 96 \text{ g de } H_2SO_4 \text{ por cada } 100 \text{ g de disolución}$

$$\frac{96 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g. disol. A}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} \cdot \frac{1800 \text{ g. disol. A}}{1 \text{ l. disol. A}} = 17,63 \frac{\text{mol } H_2SO_4}{\text{l. disol. A}} = 17,63 \text{ M}$$

El problema nos pide qué volumen de la disolución A debemos tomar para fabricar la disolución B añadiendo agua. Ese volumen desconocido de disolución A contendrá tanto agua como ácido sulfúrico, y lo que nos interesa es conocer cuánto ácido sulfúrico necesitamos para fabricar la disol. B.

$$0,25 \text{ l disol B} \cdot \frac{0,5 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ l. disol B}} = 0,125 \text{ mol } H_2SO_4 \text{ necesitamos}$$

Finalmente, conociendo cuántos moles de H_2SO_4 necesitamos, calculamos el volumen de la disolución A que debemos tomar para que contenga ese nº de moles.

$$0,125 \text{ mol } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ l. disol. A}}{17,63 \text{ mol } H_2SO_4} = \text{necesitamos } 0,007 \text{ l. disol. A} = 7 \text{ ml}$$