

**FÍSICA Y QUÍMICA 1º BACH. EXAMEN DEL TEMA 1 . NATURALEZA DE LA MATERIA.**  
**SOLUCIÓN. 13-11-06**

**Datos: (Masas atómicas: H: 1 , C: 12, O: 16, N: 14, Cl: 35,5, Zn: 65,4)**

**1. Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:**

Sulfuro de potasio	$K_2S$	$HClO_2$ : ácido cloroso, dioxoclorato(III) de hidrógeno
Ácido bromhídrico	$HBr$	$FePO_4$ : fosfato férrico, fosfato de hierro(III), tetraoxofosfato(V) de hierro(III)
Anhidrido sulfúrico	$SO_3$	$Ni(OH)_2$ : dihidróxido de níquel, hidróxido de níquel(II), hidróxido níqueloso

**2. a) Razona si la siguiente afirmación es o no es correcta:**

**"2 g de oxígeno se combinarán con 1 g de carbono para dar lugar a 3 g de dióxido de carbono".**

La afirmación es falsa, ya que no es esa la proporción en la que se combinan ambos elementos. La fórmula  $CO_2$  nos indica la proporción de átomos en la molécula, no la proporción en masa. Y los átomos de C y O no tienen la misma masa. La masa atómica del carbono es 12 u, y la del oxígeno 16 u. La proporción correcta sería: 12 g de carbono por cada 32 g de oxígeno. Y darían lugar a 44 g de dióxido de carbono, según la ley de Lavoisier.

**b) Razona qué ocurrirá en un gas al disminuir la presión, según las leyes de Boyle y Charles - Gay-Lussac**

La ley de Boyle-Mariotte relaciona las magnitudes P, V y T en un gas ideal para una transformación a temperatura constante (transformación 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 Charles y Gay-Lussac relaciona las magnitudes P, V y T en un gas ideal para una transformación a volumen constante (transformación 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.

**3. Calcula razonadamente:**

**a) Masa de 15 L de oxígeno a 900 mmHg y - 20°C**

En primer lugar, pasamos los datos de presión y temperatura a atmósferas y kelvin, respectivamente.  
(1 atm = 760 mmHg)  $\rightarrow$  900 mmHg = 1,184 atm, (T(K) = T(°C) + 273)  $\rightarrow$  -20°C = 253 K.  
Usamos la ecuación de los gases ideales, para obtener el número de moles de oxígeno ( $O_2$ )

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,184 \text{ atm} \cdot 15 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 253 \text{ K}} = 0,856 \text{ moles } O_2$$

La masa molecular del oxígeno es:  $Mm(O_2) = 2 \cdot 16 = 32$ . 1 mol  $O_2 \rightarrow 32 \text{ g } O_2$

$$\text{Calculamos la masa de oxígeno } 0,856 \text{ moles } O_2 \cdot \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 27,392 \text{ g } O_2$$

**b) Número de átomos de cloro en 50 g de  $ZnCl_2$ .**

$Mm(ZnCl_2) = 65,4 + 2 \cdot 35,5 = 136,4$  ; 1 mol  $ZnCl_2 \rightarrow 136,4 \text{ g } ZnCl_2$   
Sabemos también que 1 mol de cualquier sustancia contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas ( $N_A$ ), y que una molécula de  $ZnCl_2$  tiene dos átomos de cloro. Así

$$50 \text{ g } ZnCl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } ZnCl_2}{136,4 \text{ g } ZnCl_2} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } ZnCl_2}{1 \text{ mol } ZnCl_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos } Cl}{1 \text{ molécula } ZnCl_2} = 4,41 \cdot 10^{23} \text{ átomos } Cl$$

**c) Masa en gramos de 10 moléculas de  $NH_3$ .**

$Mm(NH_3) = 14 + 3 = 17$  ; 1 molécula  $NH_3 \rightarrow 17 \text{ u}$   
1 u =  $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ .

$$\text{Así, tenemos } 10 \text{ moléculas } NH_3 \cdot \frac{17 \text{ u}}{1 \text{ molécula } NH_3} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 2,822 \cdot 10^{-22} \text{ g } NH_3$$

**4. Tenemos una disolución de HNO<sub>3</sub> en agua al 60% en peso, cuya densidad es 1,5 g/mL**

**a) Calcula razonadamente qué volumen de esa disolución debemos tomar para fabricar 250 mL de otra disolución 0,1 M.**

Datos: Disolución A (comercial). 60 % en peso,  $d = 1,5 \text{ g/mL} = 1500 \text{ g disol A / L disol A}$

Disolución B (a preparar) 0,1 M,  $V = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L disol B}$ .

$Mm(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63 \rightarrow 1 \text{ mol HNO}_3 = 63 \text{ g HNO}_3$ .

En primer lugar, calculamos la molaridad de la disolución A, para que ambas concentraciones estén expresadas en la misma unidad.  $60\% \rightarrow 60 \text{ g de HNO}_3 \text{ por cada } 100 \text{ g de disolución}$

$$\frac{60 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g disol A}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1500 \text{ g disol A}}{1 \text{ L disol A}} = 14,29 \frac{\text{mol HNO}_3}{\text{L disol A}} = 14,29 \text{ M}$$

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 agua y ácido nítrico, y lo que nos interesa es conocer cuántos moles de ácido nítrico necesitamos para fabricar la disolución B, que es 0,1 M.

$$0,25 \text{ L disol B} \cdot \frac{0,1 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L disol B}} = 0,025 \text{ mol HNO}_3 \text{ necesitamos}$$

Finalmente, conociendo cuántos moles de HNO<sub>3</sub> necesitamos, calculamos el volumen de la disolución A (cuya concentración es 14,29 M) que debemos tomar para que contenga ese nº de moles, ya que al diluir cambia la cantidad de disolvente, pero no el número de moles de soluto.

$$0,025 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ L disol A}}{14,29 \text{ mol HNO}_3} = \text{necesitamos } 0,00175 \text{ L disol A} = 1,75 \text{ mL disol A necesitamos}$$

**b) Calcula las fracciones molares de soluto y de disolvente de la disolución inicial.**

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.

$C(\%) = 60\% \rightarrow$  En 100 g de disolución habrá 60 g HNO<sub>3</sub> y 40 g H<sub>2</sub>O.

Pasamos a moles.  $Mm(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ u}$ .  $Mm(\text{HNO}_3) = 63 \text{ u}$

$$60 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 0,952 \text{ moles HNO}_3 \quad 40 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 2,22 \text{ moles H}_2\text{O}$$

$$\text{Así, } x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0,952 \text{ mol}}{0,952 \text{ mol} + 2,22 \text{ mol}} = 0,3 \quad x_d = \frac{n_d}{n_s + n_d} = \frac{2,22 \text{ mol}}{0,952 \text{ mol} + 2,22 \text{ mol}} = 0,7$$

Se cumple que  $x_s + x_d = 1$

**5. En condiciones normales, 3,36 L de un cierto compuesto orgánico gaseoso tiene una masa de 9,3 g. Por combustión, obtenemos 14,4 g CO<sub>2</sub> y 8,1 g H<sub>2</sub>O. Calcula razonadamente la fórmula molecular de dicho compuesto, sabiendo que contiene C, H y O.**

En primer lugar calcularemos la proporción de masas existente entre los elementos C, H, O que forman parte del compuesto.

En la combustión, el compuesto orgánico reacciona con oxígeno, formándose CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O. Todo el carbono presente en el CO<sub>2</sub> proviene del compuesto orgánico inicial, así como todo el H del agua que se produce. Calculamos las cantidades de carbono e hidrógeno presentes en estas sustancias.

CO<sub>2</sub>:  $Mm(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \rightarrow$  En 44 g de CO<sub>2</sub> tendremos 12 g de C.

$$\text{Así, en } 14,4 \text{ g CO}_2 : 14,4 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 3,93 \text{ g C}$$

H<sub>2</sub>O:  $Mm(\text{H}_2\text{O}) = 2 + 16 = 18 \rightarrow$  En 18 g de agua tendremos 2 g de H.

$$\text{Así, en } 8,1 \text{ g H}_2\text{O} : 8,1 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,9 \text{ g H}$$

La cantidad de oxígeno que contenía el compuesto la calculamos aplicando la ley de conservación de la masa (Lavoisier). Será la diferencia entre la masa total del compuesto (9,3 g) y las masas de C e H calculadas.

$$\text{Masa de O: } 9,3 \text{ g} - 3,93 \text{ g} - 0,9 \text{ g} = 4,47 \text{ g O}$$

#### Fórmula empírica:

Para calcular la fórmula empírica, partimos de la proporción de masas en que se combinan los elementos: 3,93 g de C, por cada 0,9 g de H y 4,47 g O. 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.

$$C : \frac{3,93 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 0,3275 \qquad H : \frac{0,9 \text{ g}}{1 \text{ g}} = 0,9 \qquad O : \frac{4,47 \text{ g}}{16 \text{ g}} = 0,279$$

2º Expresamos la proporción con números sencillos, dividiendo por el menor de ellos.

$$C : \frac{0,3275}{0,279} = 1,17 \approx 1 \qquad H : \frac{0,9}{0,279} = 3,22 \approx 3 \qquad O : \frac{0,279}{0,279} = 1$$

La proporción es de 3 átomos de H y 1 átomo de C por cada átomo de O. La fórmula empírica será  $CH_3O$ .

#### Fórmula molecular:

Para calcular la fórmula molecular (la fórmula real del compuesto), necesitamos conocer su Mm a partir de los datos que nos proporciona el problema ( $V = 3,36 \text{ L. en c.n.}$  y  $9,3 \text{ g de masa}$ ). 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.

$$3,36 \text{ L gas c.n.} \cdot \frac{1 \text{ mol gas}}{22,4 \text{ L gas c.n.}} = 0,15 \text{ mol gas} \qquad \left. \begin{array}{l} 0,15 \text{ mol gas} \rightarrow 9,3 \text{ g gas} \\ 1 \text{ mol gas} \rightarrow X \end{array} \right\} X = 62 \text{ g gas en un mol}$$

Si la masa de 1 mol es de 62 g, entonces la masa molecular será 62 u.

La masa molecular obtenida según la fórmula empírica era  $12 + 3 + 16 = 31$ . Vemos que la masa molecular real es el doble. Por lo tanto, la cantidad de átomos de cada elemento contenidos en la molécula será el doble, y la fórmula molecular será  $C_2H_6O_2$ .