

FÍSICA Y QUÍMICA 1º BACH. EXAMEN DEL TEMA 1. NATURALEZA DE LA MATERIA.
SOLUCIÓN. 22-11-07

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

1. (1,5 pts, - 0,5 por cada fallo) **Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:**

Nitrato de sodio Na NO₃

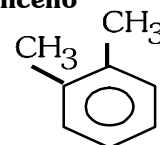
H₂ SO₂ ácido hiposulfuroso ; dioxosulfato(II) de hidrógeno

Cloruro de bario Ba Cl₂

CH₃ CH₂ CN propanonitrilo

CH₃ CH₂ CHCl CHO 2-clorobutanal

o-dimetilbenceno



2. (2 pts) **a) Enuncie la ley de Proust y explique a partir de dicha ley qué diferencia existe entre una mezcla de sustancias y un compuesto.**

La ley de Proust, o ley de las proporciones definidas, dice o siguiente: "Cuando dos o más elementos se combinan entre sí para dar lugar a un compuesto determinado, siempre o hacen en una proporción fija, constante".

A partir de esta ley, podemos establecer la diferencia entre una sustancia compuesta (un compuesto) y una mezcla de sustancias. Un compuesto siempre tiene una proporción fija, invariable, entre sus elementos, mientras que en una mezcla la proporción es variable, podemos mezclar dos sustancias en cualquier proporción.

b) Tenemos un gas en un recipiente cerrado de paredes rígidas. Razona, explicando en qué ley te basas, qué ocurrirá al gas al disminuir su temperatura.

Al tener el recipiente las paredes rígidas, el volumen del gas se mantendrá constante. Tendremos, por tanto, un proceso isócoro (a volumen constante). Según una de las leyes de Charles y Gay-Lussac, a volumen constante, la presión y la temperatura son directamente proporcionales. Como consecuencia, si la temperatura disminuye, la presión también disminuirá, en la misma proporción.

3. (2 pts) **Calcula razonadamente:**

a) Número de átomos de cloro en 25 g de C Cl₄.

$$Mm(C Cl_4) = 12 + 4 \cdot 35,5 = 154 ; \quad 1 \text{ mol } C Cl_4 \rightarrow 154 \text{ g } C Cl_4$$

Sabemos también que 1 mol de cualquier sustancia contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas (N_A), y que una molécula de CCl_4 tiene cuatro átomos de cloro. Así

$$25 \text{ g } CCl_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CCl_4}{154 \text{ g } CCl_4} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CCl_4}{1 \text{ mol } CCl_4} \cdot \frac{4 \text{ átomos } Cl}{1 \text{ molécula } CCl_4} = 3,91 \cdot 10^{23} \text{ átomos } Cl$$

b) Masa de 20 L de gas hidrógeno a 850 mmHg y 10°C

En primer lugar, pasamos los datos de presión y temperatura a atmósferas y kelvin, respectivamente.

$$(1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}) \rightarrow 850 \text{ mmHg} = 1,118 \text{ atm}, \quad (T(K) = T(^{\circ}C) - 273) \rightarrow 10^{\circ}C = 283 \text{ K}.$$

Usamos la ecuación de los gases ideales, para obtener el número de moles de hidrógeno (H_2)

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,118 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 283 \text{ K}} = 0,964 \text{ moles } H_2$$

La masa molecular del hidrógeno es: $Mm(H_2) = 2 \cdot 1 = 2$; $1 \text{ mol } H_2 \rightarrow 2 \text{ g } H_2$

$$\text{Calculamos la masa de hidrógeno} \quad 0,964 \text{ moles } H_2 \cdot \frac{2 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 1,938 \text{ g } H_2$$

4. (2 pts) **Queremos elaborar 400 mL de una disolución de HCl en agua 0,2 M. El frasco del laboratorio está al 20% en peso y su densidad es 1,2 g/cm³. Calcula razonadamente qué volumen del frasco de laboratorio debemos coger para elaborar la disolución.**

Datos: Disolución A (comercial). 20 % en peso, $d = 1,2 \text{ g/cm}^3 = 1200 \text{ g disol A / L disol A}$

Disolución B (a preparar) 0,2 M, $V = 400 \text{ mL} = 0,4 \text{ L disol B}$.

$$Mm(HCl) = 1 + 35,5 = 36,5 \rightarrow 1 \text{ mol } HCl = 36,5 \text{ g } HNO_3.$$

En primer lugar, calculamos la molaridad de la disolución A, para que ambas concentraciones estén expresadas en la misma unidad. $20 \% \rightarrow 60 \text{ g de HCl por cada } 100 \text{ g de disolución}$

$$\frac{20 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol. A}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1200 \text{ g disol. A}}{1 \text{ L disol. A}} = 6,58 \frac{\text{mol HNO}_3}{\text{L disol. A}} = 6,58 \text{ M}$$

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 HCl, y lo que nos interesa es conocer cuántos moles de HCl necesitamos para fabricar la disolución B, que es 0,2 M.

$$0,4 \text{ L disol B} \cdot \frac{0,2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disol B}} = 0,08 \text{ mol HCl necesitamos}$$

Finalmente, conociendo cuántos moles de HCl necesitamos, calculamos el volumen de la disolución A (cuya concentración es 6,58 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.

$$0,08 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ L disol. A}}{6,58 \text{ mol HCl}} = 0,01216 \text{ L disol. A} = 12,16 \text{ mL disol. A necesitamos}$$

5. (2,5 pts) En condiciones normales, 2,24 L de un cierto hidrocarburo gaseoso tienen una masa de 5,8 g. Por combustión, obtenemos 17,6 g CO₂ y 9,0 g H₂O. Calcula razonadamente las fórmulas empírica y molecular de dicho compuesto.

En primer lugar calcularemos la proporción de masas existente entre los elementos C, H (es un hidrocarburo) que forman parte del compuesto.

En la combustión, el compuesto orgánico reacciona con oxígeno, formándose CO₂ y H₂O. Todo el carbono presente en el CO₂ 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.

CO₂: Mm(CO₂) = 12 + 2 · 16 = 44 → En 44 g de CO₂ tendremos 12 g de C.

$$\text{Así, en 17,6 g CO}_2 : 17,6 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 4,8 \text{ g C}$$

H₂O: Mm(H₂O) = 2 + 16 = 18 → En 18 g de agua tendremos 2 g de H.

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

Fórmula empírica:

Para calcular la fórmula empírica, partimos de la proporción de masas en que se combinan los elementos: 4,8 g de C, por cada 1,0 g de H. 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.

$$C : \frac{4,8 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 0,4 \qquad H : \frac{1,0 \text{ g}}{1 \text{ g}} = 1$$

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

$$C : \frac{0,4}{0,4} = 1 \qquad H : \frac{1}{0,4} = 2,5$$

Como la proporción aún no es de números enteros, multiplicamos ambos números por 2, y la proporción será de 2 átomos de C por cada 5 átomos de H. La fórmula empírica será C₂H₅.

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 = 2,24 L. en c.n. y 5,8 g de masa). Debemos calcular cuántos moles de gas hay en el recipiente (1 mol de gas en c.n. ocupa 22,4 L.) y, finalmente, la masa de un mol de gas.

$$2,24 \text{ L gas c.n.} \cdot \frac{1 \text{ mol gas}}{22,4 \text{ L gas c.n.}} = 0,1 \text{ mol gas} \qquad \left. \begin{array}{l} 0,1 \text{ mol gas} \rightarrow 5,8 \text{ g gas} \\ 1 \text{ mol gas} \rightarrow X \end{array} \right\} X = 58 \text{ g gas en un mol}$$

Si la masa de 1 mol es de 58 g, entonces la masa molecular será 58 u.

La masa molecular obtenida según la fórmula empírica era 2 · 12 + 5 · 1 = 29. 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 C₄H₁₀. (se trata del butano)