

ELIJA CINCO CUESTIONES ENTRE LAS SEIS PROPUESTAS

- 1º - Una mezcla que contiene 0,50 moles y tiene una masa de 6,50 g está formada por metano e hidrógeno ¿cuántos moles hay de cada gas?
- 2º - Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: 52,17% de C, 13,04% de hidrógeno y el resto oxígeno. ¿Cual es su fórmula empírica? Sabiendo que su vapor a 1 atm y 150°C tiene una densidad de 3,98 g/litro, determine su fórmula molecular.
- 3º - En un matraz de 250 cm³ se introduce éter etílico (C₄H₁₀O) a una temperatura de 12 °C y a una presión de 740 mm de Hg. Se saca todo el aire, se cierra el matraz y se calienta a 200 °C. ¿Cuál será la cantidad máxima de éter etílico (en gramos) que pueden introducirse si la presión del matraz no debe exceder de 40 atmósferas?
- 4º - Si se mezclan volúmenes iguales de un ácido nítrico 5,2 molal y d = 1,1320 g/mL y de otro 6 Molar de densidad 1,1519 g/mL, Cual será la concentración de la disolución resultante expresada como Molaridad y Molalidad (Considérense los volúmenes aditivos)
- 5º - El sistema de refrigeración de un automóvil se llena con una disolución acuosa de etilenglicol (C₂H₆O₂) al 20% en peso. Se pide la temperatura mínima a la cual puede estar expuesto el automóvil sin que se congele la disolución refrigerante, así como la temperatura máxima de funcionamiento sin que dicha disolución comience a hervir.
- 6º - a) Deduzca la fórmula de la ecuación de Clapeyron para los gases a partir de la ecuación general de los gases ideales
b) Defina los siguientes conceptos: MOL, DISOLUCIÓN, PUNTO TRIPLE, PRESIÓN DE VAPOR, UMA

DATOS: Masas atómicas C = 12,0 ; H = 1,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0 ;

Temperatura de ebullición del éter etílico = 34,6 °C.

Constantes crioscópica y ebulloscópica del agua: 1,86 °C/(mol/kg) y 0,52 °C/(mol/kg) respectivamente.

SOLUCIONES

- 1º - *Una mezcla que contiene 0,50 moles y tiene una masa de 6,50 g está formada por metano e hidrógeno ¿cuántos moles hay de cada gas?*

RESOLUCIÓN

Los pesos moleculares son: CH₄ = 12 + 4.1 = 16 g/mol

H₂ = 2.1 = 2 g/mol

Suponemos que tenemos "n" moles de metano, y su masa será: (16.n)

"m" moles de hidrógeno, y su masa será: (2.n)

$$\text{Por tanto: } \left. \begin{array}{l} n + m = 0,5 \\ 16n + 2m = 6,5 \end{array} \right\} \begin{array}{l} m = 0,5 - n \\ \text{Y así: } 16.n + 2.(0,5 - n) = 6,5; \end{array}$$

donde, al despejar y resolver: **n = 0,39 moles de Metano**

m = 0,5 - 0,39 = 0,11 moles de Hidrógeno

- 2º - *Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: 52,17% de C, 13,04% de hidrógeno y el resto oxígeno. ¿Cual es su fórmula empírica? Sabiendo que su vapor a 1 atm y 150°C tiene una densidad de 3,98 g/litro, determine su fórmula molecular.*

RESOLUCIÓN

A partir de los datos correspondientes a la composición centesimal determinamos la fórmula empírica. Para ello suponemos una cantidad de 100 g del compuesto, por lo que de cada elementos tendremos, en gramos, el mismo número que nos indica su composición: 52,17 g de C, 13,04 g de H y 34,79 g de O, y con estas tres cantidades se calcula el nº de átomos-gramo de cada uno que habrá en esos 100 g:

$$\left. \begin{array}{l} \text{C: } \frac{52,17}{12} = 4,35 \text{ at - g de C} \\ \text{H: } \frac{13,04}{1} = 13,04 \text{ at - g de H} \\ \text{O: } \frac{34,79}{16} = 2,17 \text{ at - g de O} \end{array} \right\} \text{C}_{4,35}\text{H}_{13,04}\text{O}_{2,17} \Rightarrow \text{C}_{\frac{4,35}{2,17}}\text{H}_{\frac{13,04}{2,17}}\text{O}_{\frac{2,17}{2,17}}$$

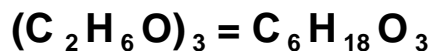
por lo que la formula empirica es $\Rightarrow \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \Rightarrow (\text{C}_2\text{H}_6\text{O})_n$

Para determinar el valor de "n", calculamos su peso molecular a partir de los datos de la densidad de su vapor, al que consideramos como un gas ideal, y así:

$$P.V = \frac{g}{P_m}.R.T \Rightarrow P.P_m = \frac{g}{V}.R.T \Rightarrow P.P_m = d.R.T \Rightarrow 1.P_m = 3,98.0,082.423; P_m = 138$$

y este peso molecular es el mismo que el que se obtenga a partir de la fórmula:

$$n.(2.12,00 + 6.1,00 + 16) = 138,1 ; 46.n = 138 ; n = 3 \text{ por lo que la fórmula molecular es:}$$



3º - En un matraz de 250 cm³ se introduce éter etílico (C₄H₁₀O) a una temperatura de 12 °C y a una presión de 740 mm de Hg. Se saca todo el aire, se cierra el matraz y se calienta a 200 °C. ¿Cuál será la cantidad máxima de éter etílico (en gramos) que pueden introducirse si la presión del matraz no debe exceder de 40 atmósferas?

DATOS: Punto de ebullición del éter etílico = 34,6 °C. Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1

RESOLUCIÓN

A 200°C, todo el éter etílico se encuentra en forma de gas por lo que será éste el gas responsable de la presión en el interior, la cual, como indica el enunciado, no debe sobrepasar el valor de 40 atm.

Así, aplicando la ecuación general de los gases, se determina la cantidad de éter que puede introducirse en el matraz:

$$P.V = n.R.T \Rightarrow 40.0,250 = n.0,082.473 \Rightarrow n = \frac{40.0,250}{0,082.473} = 0,26 \text{ moles de éter}$$

Si queremos expresar esta cantidad en gramos, hemos de tener en cuenta el peso molecular del éter:

$$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O} \Rightarrow 4.12 + 10.1 + 16 = 74 \text{ g/mol, y así:}$$

$$\text{g de éter} = 0,26 . 74 = \mathbf{19,24 \text{ g de éter que se pueden introducir en el matraz}}$$

4º - Si se mezclan volúmenes iguales de un ácido nítrico 5,2 molal y d = 1,1320 g/mL y de otro 6 Molar de densidad 1,1519 g/mL, Cual será la concentración de la disolución resultante expresada como Molaridad y Molalidad (Considérense los volúmenes aditivos)

RESOLUCIÓN

Dado que hemos de mezclar volúmenes iguales de ambas disoluciones, hemos de calcular las cantidades de soluto, disolvente y disolución que tomamos en cada una de ellas.

En ambos casos el soluto es el mismo: ác. Nítrico: HNO₃, cuyo peso molecular es 1+14+4.16 = 63

En el caso de la primera de las dos, dado que nos dan el dato de su molalidad,

$\left(m = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot Kg_{DVTE}} \right)$ vamos a partir de 1 Kg de disolvente, y así, tendremos:

$$5,2 = \frac{g_{SOLUTO}}{63,1} ; g = 327,6 \text{ g soluto}$$

SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
327,6 +	1000 g =	1327,6 g
		1172,8 mL

Y conociendo la densidad, determinamos su volumen: $1,1320 = \frac{1327,6}{V}$; $V = 1172,8 \text{ mL}$

Para la segunda de las disoluciones conocemos su Molaridad $\left(M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot L_{DSOLUC}} \right)$, Por lo que como cantidad de partida vamos a tomar 1 litro de disolución, y así tendremos:

$$6 = \frac{g_{SOLUTO}}{63,1} ; g = 378 \text{ g soluto}$$

SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
378 +	773,9 g	1151,9 g
		1000 mL

Y conociendo la densidad, determinamos la masa de 1 litro: $1,1519 = \frac{g_{DISOLUCION}}{1 \text{ Litro}}$; $g = 1151,9 \text{ g}$
 por lo que la masa del disolvente será la diferencia: $g_{DVTE} = 1151,9 - 378 = 773,9 \text{ g}$.

Si hemos de tomar volúmenes iguales de ambas, vamos a tomar 1 litro de cada una, por lo que las cantidades correspondientes a la segunda de las disoluciones son las calculadas antes (las del cuadro), pero en el caso de la primera, hemos de recalcularlas, ya que las cantidades que figuran en el cuadro corresponden a un volumen de 1172,8 mL; para 1 litro serán:

$$\text{SOLUTO: } 327,6 \cdot \frac{1000}{1172,8} = 279,33 \text{ g de soluto por litro en la primera de las disoluciones}$$

$$\text{DISOLVENTE: } 1000 \cdot \frac{1000}{1172,8} = 852,67 \text{ g de disolvente por litro en la primera de las disoluciones,}$$

mientras que la cantidad de disolución será la suma de ambas ($279,33 + 852,67 = 1132 \text{ g}$), cantidad ésta que también podíamos calcular teniendo en cuenta que conocemos la densidad y el volumen de esta disolución.

Así, al mezclar 1 litro de cada una de las dos, tendremos las siguientes cantidades:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa (g)	$378 + 279,33 = 657,33 +$	$773,9 + 852,67 = 1626,57 =$	2283,9
Volumen(mL)			$1000 + 1000 = 2000$

Y ya con estos datos, calculamos las dos expresiones de la concentración que nos piden:

$$\text{MOLARIDAD: } \left(M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot L_{DSOLUC}} \right) M = \frac{657,33}{63,2} ; \mathbf{M = 5,22 \text{ Molar}}$$

$$\text{molalidad: } \left(m = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot Kg_{DVTE}} \right) ; m = \frac{657,33}{63,1,62657} ; \mathbf{m = 6,41 \text{ molal}}$$

(C₂H₆O₂) al 20% en peso. Se pide la temperatura mínima a la cual puede estar expuesto el automóvil sin que se congele la disolución refrigerante, así como la temperatura máxima de funcionamiento sin que dicha disolución comience a hervir.

DATOS: Constantes crioscópica y ebulloscópica del agua: 1,86 °C/(mol/kg) y 0,52 °C/(mol/kg) respectivamente. Pesos atómicos del H; C y O: 1,0; 12,0 y 16,0 g/mol.

RESOLUCIÓN

La **molalidad** (nº de moles de soluto por kg de agua) de la solución refrigerante será:

$$m = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DISOLVENTE}}} \quad \text{donde } Pm_{\text{SOLUTO}} = \text{Peso molecular del soluto (C}_2\text{H}_6\text{O}_2\text{)}$$

$$Pm_{\text{SOLUTO}} = 62 \text{ g/mol} \quad m = \frac{200}{62 \cdot 0,800} ; \quad m = \mathbf{4,03 \text{ molal}}$$

Por lo tanto el descenso crioscópico de la disolución, que viene dado por la fórmula : $\Delta T = K \cdot m$ será:

$$\Delta T = -1,86 \cdot 4,03 = -7,49 \text{ °C} \quad \text{Punto de congelación} = 0 - 7,49 = \mathbf{-7,49\text{°C}}$$

El ascenso ebulloscópico será:

$$\Delta T = 0,52 \cdot 4,03 = 2,09\text{°C} \quad \text{Punto de ebullición} = 100 + 2,09 = \mathbf{102,9\text{°C}}$$