

## QUÍMICA 2º BACHILLERATO 22/10/2009

### EXAMEN TEMA 1: Determinación fórmulas. Gases y disoluciones. Reacciones químicas.

1.- Un recipiente de 8'00 litros contiene una mezcla de oxígeno y de hidrógeno con el 30% en peso de este último gas, a la temperatura de 120 °C y con una presión de 5'00 atm.

- Expresa la composición volumétrica de la mezcla. (1)
- ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en la mezcla?. (0'5)
- Calcula la presión parcial de cada gas. (0'5)
- ¿Cuál es la máxima cantidad de agua que se puede obtener al hacer reaccionar la mezcla de los dos gases?. (1)
- Calcula la presión final del recipiente, suponiendo que el agua queda en estado líquido. (0'5)

#### UNA EXPLICACIÓN ANTES DE EMPEZAR A RESOLVER EL PROBLEMA:

En una mezcla de gases la composición volumétrica no representa el volumen ocupado por cada gas puesto que todos los gases ocupan el volumen del recipiente que los contiene. En realidad quiere decir el porcentaje de volumen que ocuparía cada uno de los gases de la mezcla si estuviesen a la misma presión y temperatura que la mezcla.

Así para los gases de la mezcla se cumple ( $V_T$  = volumen recipiente V)  $P_T \cdot V_T = n_T \cdot R \cdot T$

Si el gas 1 estuviese solo en las mismas condiciones de P y T ocuparía un volumen  $V_1$   $P_T \cdot V_1 = n_1 \cdot R \cdot T$

Dividiendo ambas expresiones  $\frac{V_1}{V_T} = \frac{n_1}{n_T}$

Lo que equivale a decir que el porcentaje volumétrico es el porcentaje molar de la mezcla.

- La composición volumétrica es la composición molar (% molar). El cálculo de una relación, como es el porcentaje molar, se puede hacer desde CUALQUIER BASE DE CÁLCULO. En este caso cogemos como base 100 g de mezcla puesto que conocemos el porcentaje en peso de la mezcla. A partir de ahí determinamos los moles presentes EN LA BASE DE CÁLCULO (NO EN LA MEZCLA):

$$30 \text{ g H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2'02 \text{ g H}_2} = 14'85 \text{ moles H}_2 \text{ (en 100 g de mezcla)}$$

$$70 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32'00 \text{ g O}_2} = 2'19 \text{ moles O}_2 \text{ (en 100 g de mezcla)}$$

Lo que permite expresar el porcentaje molar (hay 17,04 moles en 100 g de mezcla)

$$\% \text{ molar H}_2 = \frac{14'85}{17'04} \times 100 = 87\% \text{ (con 2 cifras significativas)}$$

Es obvio que el porcentaje molar del  $\text{O}_2$  será el 13%.

- b) Hay que calcular el número de átomos de O que hay en la mezcla (no en 100 g). Por tanto habrá que calcular el número de moles de O<sub>2</sub> que hay (se calcula el número total de moles con la ecuación general de gases y se le aplica el porcentaje anterior)

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow n_T = \frac{5'00 \cdot 8'00}{0'082 \cdot 393} = 1'24 \text{ moles totales}$$

el 13% de los moles son del gas O<sub>2</sub>  $\Rightarrow$  0'16 moles O<sub>2</sub>

$$0'16 \text{ moles O}_2 \times \frac{N_A \text{ moléculas O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \times \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula O}_2} = 0'32 \cdot N_A \text{ átomos O}$$

siendo N<sub>A</sub> el número de Avogadro = 6'022 · 10<sup>23</sup>

- c) La presión parcial de cada gas se debe a los choques de las moléculas de ese gas por lo que el porcentaje molar será aplicable a la presión total para calcular las presiones parciales, esto es:

$$P_{O_2} = 13\% \text{ de la } P_T = 13\% \text{ de } 5'00 = 0'65 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = 87\% \text{ de la } P_T = 87\% \text{ de } 5'00 = 4'4 \text{ atm}$$

También se puede escribir la ecuación de gases para la mezcla y para cada de uno de los gases: dividiendo una entre otra se puede calcular la presión parcial (se deja para que sea el alumnado el que lo haga)

- d) Tenemos una mezcla de gases en la que no conocemos el reactivo limitante. Hay 0'16 moles de O<sub>2</sub> y 1'08 moles de H<sub>2</sub> (del apartado b). Podemos escribir un cuadro donde queda reflejada la reacción:

	2H <sub>2</sub>	+	O <sub>2</sub>	→	2H <sub>2</sub> O
Moles iniciales	1'08		0'16		0
Reacción	2x		x		2x
En cualquier momento	1'08 - 2x		0'16 - x		2x

La reacción transcurre hasta que el reactivo limitante se agota, es decir: 1'08 - 2x = 0 o 0'16 - x = 0. De estas dos ecuaciones habrá que elegir la solución más pequeña (la mayor produciría una cantidad negativa lo que es absurdo). Por tanto, la solución válida es x = 0'16 moles y se forman 0'32 moles de agua (5'8 g de agua).

- e) Si al final el agua queda líquida el recipiente sólo contiene 1'08 - 2x moles de gas H<sub>2</sub> = 0'76 moles H<sub>2</sub> ocupando un volumen de 8'00 L a una temperatura de 393 K. La ecuación general de gases permite determinar su presión (3'1 atm, usando 2 cifras significativas).

2.- Se diluyen 5 cc de una disolución comercial de ácido HCl con densidad 1'23 g/mL y riqueza 60% hasta completar un volumen de 250 cc.

- a) Calcula la molaridad de la disolución resultante. (1)  
b) Calcula el número de moles de ácido HCl que hay en 75 cc de disolución. (0'5)

Es esencial usar factores de conversión pero poniendo "nombres y apellidos" a las magnitudes y no confundir soluto (HCl) con disolvente (agua) o con la disolución (mezcla de ambos). El soluto es una sustancia y por tanto tiene una fórmula química. La disolución es una mezcla y no tiene fórmula química. En el problema tenemos dos disoluciones y hay que diferenciarlas (por ejemplo llamado ácido comercial a la primera y disolución a la segunda o *disol-1 a la primera y disol-2 a la preparada a partir de la primera*). En base a ello podremos traducir las relaciones que aparecen en el problema y no mezclar datos:

1'23 g/mL es un dato de la primera disolución: 1'00 mL disol-1  $\Leftrightarrow$  1'23 g disol-1  
60% es un dato de la primera disolución: 100 g disol-1  $\Leftrightarrow$  60 g HCl (es el soluto)

a) Para calcular la molaridad de la disol-2 ( $M_2$ ) habrá que determinar el número de moles de soluto que hay en los 250 cc de disol-2 (que serán los que hay en los 5 cc -5 mL- de disol-1 utilizados, puesto que se diluyen con agua).

$$5 \text{ mL disol-1} \times \frac{1'23 \text{ g disol-1}}{1'00 \text{ mL disol-1}} \times \frac{60 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol-1}} \times \frac{1'00 \text{ mol HCl}}{36'46 \text{ g HCl}} = 0'1 \text{ mol HCl (con 1 cifra significativa)}$$

$$\text{Por tanto la molaridad } M_2 = 0'1 / 0'250 = 0'4 \text{ moles/litro} = 0'4 \text{ M}$$

c) Con factores de conversión se calculan los moles de HCl que hay en 75 cc (75 mL) de disol-2:

$$75 \text{ mL disol-2} \times \frac{0'4 \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL disol-2}} = 0'03 \text{ moles HCl (con 1 C.S.)}$$

3.- ¿Dónde hay más moléculas? en 10 litros de oxígeno o en 5 litros de amoníaco medidos a la misma temperatura. Haz los comentarios que creas oportunos. (1)

Aplicando la ecuación general de gases a cada uno de ellos:

$$P_1 \cdot V_1 = n_1 \cdot R \cdot T_1$$

$$P_2 \cdot V_2 = n_2 \cdot R \cdot T_2$$

Dividiendo una expresión entre la otra tendremos la relación entre las variables de cada uno de los gases. Teniendo en cuenta que  $T_1 = T_2$ :

$$\frac{P_1 \cdot 10}{P_2 \cdot 5} = \frac{n_1}{n_2} \Rightarrow n_1 = n_2 \cdot \frac{2P_1}{P_2}$$

En definitiva, para comparar el número de moléculas debemos conocer también la relación entre las presiones de ambos gases.

4.- El formiato de metilo es un compuesto orgánico formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. La combustión de 2'00 g de dicho compuesto produce 1'49 litros de  $\text{CO}_2$ , medidos en CN, y 1'20 g de agua. Por otro lado, la determinación de su masa molar da un valor de 60 g/mol. Determina la fórmula molecular del formiato de metilo. (2)

En la combustión de un compuesto orgánico hay que tener ciertas cosas claras:

- 1) La combustión es una reacción entre el compuesto y el  $\text{O}_2$  del aire.
- 2) Todo el C presente en el compuesto se combina con el oxígeno para formar  $\text{CO}_2$ . Por tanto, conociendo la masa de  $\text{CO}_2$  obtenido se puede determinar la masa de C presente en la muestra quemada.
- 3) Todo el H presente en el compuesto se combina con el oxígeno para formar  $\text{H}_2\text{O}$ . Por tanto, conociendo la masa de  $\text{H}_2\text{O}$  obtenida se puede determinar la masa de H presente en la muestra quemada.
- 4) El oxígeno presente en la muestra quemada será parte del que aparece como agua y como dióxido de carbono (parte porque el resto proviene del oxígeno atmosférico). Por tanto la masa del O presente en la muestra quemada debe obtenerse por la diferencia de masa entre la masa total de la muestra quemada y la masa correspondiente al C y al H.

La combustión de 2'00 g de muestra produce 1'49 L de  $\text{CO}_2$  en CN  $\Rightarrow 1'00 \cdot 1'49 = n \cdot 0'082 \cdot 273$

Se producen 0'0666 moles de  $\text{CO}_2$

$$0'0666 \text{ moles } \text{CO}_2 \times \frac{12'01 \text{ g C}}{1'00 \text{ moles } \text{CO}_2} = 0'799 \text{ g C}$$

La masa de agua permite averiguar el H presente en 2'00 g de muestra (hablamos de H ya que se trata de hidrógeno combinado en el compuesto,  $\text{H}_2$  es hidrógeno molecular gaseoso).

$$1'20 \text{ g agua} \times \frac{2'02 \text{ g H}}{18'02 \text{ g agua}} = 0'135 \text{ g H}$$

La masa de O presente en los 2'00 g de muestra quemados será:  $2'00 - 0'799 - 0'135 = 1,07 \text{ g O}$

Conocidas las masas de C, H y O en los 2'00 g de muestra podremos calcular el número de moles de cada átomo presentes:

$$0'799 \text{ g C} \times \frac{1'00 \text{ mol átomos C}}{12'01 \text{ g C}} = 0'0665 \text{ mol átomos C}$$

$$0'135 \text{ g H} \times \frac{1'00 \text{ mol átomos H}}{1'01 \text{ g H}} = 0'134 \text{ mol átomos H}$$

$$1'07 \text{ g O} \times \frac{1'00 \text{ mol átomos O}}{16'00 \text{ g O}} = 0'0669 \text{ mol átomos O}$$

Transformando esas cantidades en proporciones numéricas enteras más sencillas (primer truco: dividir por la menor de las cantidades):

$$\text{C: } 1'00 \quad \text{H: } 2'01 \quad \text{O: } 1'01$$

El segundo truco sería multiplicar todas las proporciones por 2 (si sale un número parecido a N'50), por 3 (en caso de tener un número parecido a N'33) o por 4 (si sale algo parecido a N'25). En nuestro caso basta con redondear para tener la fórmula empírica (proporción atómica en el compuesto):



La fórmula molecular nos señala el número de átomos en cada molécula  $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_n$ . Es necesario conocer la masa molar de la sustancia ya que:  $\text{MM} = \text{ME} \cdot n$  (ME sería la masa molar empírica, en este caso:  $12'01 + 1'01 \times 2 + 16'00 = 30'03$ )

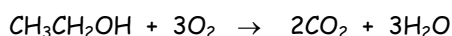
En nuestro caso  $\text{MM} = 60 \text{ g/mol}$  lo que supone un valor de  $n$  (número entero, no confundir con  $n$  de número de moles):

$$60 \cdot n = 30'03 \Rightarrow n = 2$$

### FÓRMULA MOLECULAR DEL FORMIATO DE METILO: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

5.- En un proceso se queman 5 litros de una disolución alcohólica con un 80% en peso de  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  y densidad  $0'84 \text{ g/ml}$ . Calcula la masa de anhídrido carbónico que se desprende en la combustión. (2)

La ecuación ajustada correspondiente a la reacción es:



Es un problema de reacciones químicas donde sabemos que se quema el alcohol que hay en 5 L de disolución alcohólica con los datos reflejados en el enunciado. Los factores de conversión (utilizando correctamente las notaciones) nos conducen al resultado final:

$$5 \text{ L disol} \times \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} \times \frac{0'84 \text{ g disol}}{1'0 \text{ mL disol}} \times \frac{80 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{100 \text{ g disol}} \times \frac{1'000 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{46'08 \text{ g}} \times \frac{2 \text{ moles CO}_2}{1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \times \frac{44'01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} =$$

$$= 6418 \text{ g CO}_2 = 6 \cdot 10^3 \text{ g CO}_2 \text{ (con 1 C.S.)}$$