

QUÍMICA 2º BACHILLERATO - Recuperación 1ª evaluación - 25 enero 2006

Elija CUATRO problemas entre los cinco propuestos

- 1º - Al analizar un compuesto de azufre e hidrógeno se encuentran 13,232 g de azufre por cada 0,832 g de hidrógeno. Por otra parte el análisis de un compuesto de azufre y cadmio nos indica que hay 9,016 g de cadmio por cada 2,572 g de azufre. Determinar el peso equivalente del cadmio
- 2º - Un determinado óxido de manganeso se obtiene oxidando 6,931 g de este metal con oxígeno puro, empleando 1,583 litros de oxígeno, medidos a 25°C y 740 mm Hg. Calcular la fórmula empírica de dicho óxido
- 3º - Se tiene una corriente de gas formada por una mezcla de metano y propano. Para conocer su composición se queman 0,364 g de dicha mezcla con exceso de oxígeno y se obtienen 1,09 g de dióxido de carbono y 0,606 g de agua. Determine la composición de la mezcla
- 4º - Tenemos una mezcla de tres gases A, B y C a una presión de 1 atm. Sabiendo que la fracción molar de A es el doble de la de B y que la fracción molar de C es la tercera parte de la fracción molar de B, calcular la presión parcial de cada uno.
- 5º - Una muestra de oxígeno recogida sobre agua a 20°C y 790 mm Hg ocupa un volumen de 486 ml. ¿Cuántos gramos de oxígeno se tienen? ¿Cuántas moles? ¿Cuántas moléculas?

6º - ¿Qué diferencia existe entre molécula y mol?

7º - ¿Qué diferencia hay entre mezcla y disolución? Cite al menos dos ejemplos de cada una

8º - De las siguientes afirmaciones, indique si son o no correctas, razonando su respuesta:

A) El agua de mar congela a una temperatura más baja que la del agua pura

B) El punto de ebullición del agua de mar disminuye a medida que se evapora el líquido

DATOS: Pesos atómicos: C = 12,00 ; H = 1,00 ; Mn = 54,93 ; O = 16,00

Presión de vapor del agua a 20°C = 17,5 mm Hg

1º - Al analizar un compuesto de azufre e hidrógeno se encuentran 13,232 g de azufre por cada 0,832 g de hidrógeno. Por otra parte el análisis de un compuesto de azufre y cadmio nos indica que hay 9,016 g de cadmio por cada 2,572 g de azufre. Determinar el peso equivalente del cadmio.

RESOLUCIÓN

El equivalente químico se define como: "**La cantidad de una sustancia que reacciona o sustituye exactamente a 1,008 g de H o bien a 8,000 g de O**". Además, hemos de tener en cuenta que todas las sustancias reaccionan o se combinan entre sí "EQUIVALENTE A EQUIVALENTE".

Por tanto, vamos a calcular cual es el peso equivalente del S en su combinación con el H:

$$\left. \begin{array}{l} 13,332\text{gS} \text{-----} 0,832\text{gH} \\ x \text{-----} 1,008 \end{array} \right\} x = \frac{13,332 \cdot 1,008}{0,832} ; x = 16,152 \text{ g/equivalente}$$

Por tanto, el peso equivalente del S es de 16,152 g, por lo que el peso equivalente o equivalente químico del Cadmio será la cantidad de éste que se combine con 16,152 g de S, por lo que:

$$\left. \begin{array}{l} 9,016\text{gCd} \text{-----} 2,572\text{gS} \\ x \text{-----} 16,152 \end{array} \right\} x = \frac{9,016 \cdot 16,152}{2,572} ; x = 56,620 \text{ g/equivalente para el Cd}$$

2º - Un determinado óxido de manganeso se obtiene oxidando 6,931 g de este metal con oxígeno puro, empleando 1,583 litros de oxígeno, medidos a 25°C y 740 mm Hg. Calcular la fórmula empírica de dicho óxido

RESOLUCIÓN

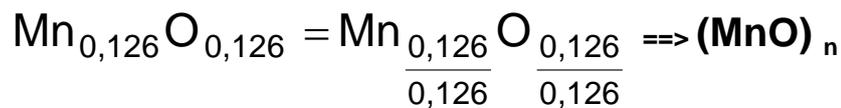
La cantidad de oxígeno, en gramos, que reacciona se determina utilizando la ecuación general de los gases:

$$P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{740}{760} \cdot 1,583 = \frac{g}{32} \cdot 0,082 \cdot 298 ; g = 2,018 \text{ g de oxígeno.}$$

Y dado que esta cantidad: 2,018 g se combina con 6,931 g de Manganeseo, calculamos el nº de átomos gramo de cada elemento que hay en esas cantidades, para lo cual debemos dividir por sus pesos atómicos respectivos:

$$\text{Mn: } \frac{6,931}{54,93} = 0,126 \text{ átomos-gramo de Mn} ; \text{ O: } \frac{2,018}{16,00} = 0,126 \text{ átomos-gramo de O}$$

Por tanto, en la fórmula de este compuesto tendrá 0,126 átomos-gramo por cada 0,126 átomos-gramo de oxígeno, y así, para conseguir que estas cantidades sean números enteros, dividimos ambos por el más pequeño (en este caso son iguales) y así:



3º - Se tiene una corriente de gas formada por una mezcla de metano y propano. Para conocer su composición se queman 0,364 g de dicha mezcla con exceso de oxígeno y se obtienen 1,09 g de dióxido de carbono y 0,606 g de agua. Determine la composición de la mezcla

RESOLUCIÓN

Suponemos que la mezcla está formada por “x” gramos de CH_4 e “y” gramos de C_3H_8 .

Teniendo en cuenta la Ley de conservación de la masa, la suma de ambas cantidades es igual la cantidad total de la muestra inicial. Por otra parte, dado que al quemarse originan CO_2 y H_2O , también se han de conservar las cantidades totales de Carbono e Hidrógeno, por lo que la cantidad total de carbono existente entre los dos hidrocarburos tiene que ser la misma que se encuentra después en el CO_2 , y análogamente, la cantidad total de hidrógeno existente entre ambos hidrocarburos es la que se encuentra después formando parte del agua. De estas tres ecuaciones: el balance total de metano y propano, el balance del C y el del H tenemos suficiente con dos de ellas.

No obstante, vamos a calcular las cantidades de C e H que hay al principio y al final.

Cantidades iniciales:

METANO: De su fórmula CH_4 deducimos que por cada 16 g (peso molecular) hay 12 g de C y 4 g de H, y así,

$$\text{dado que disponemos de “x” gramos de METANO: g. de C} = x \cdot \frac{12}{16} ; \text{ g. de H} = x \cdot \frac{4}{16}$$

PROPANO: De su fórmula C_3H_8 deducimos que por cada 44 g (peso molecular) hay 36 g de C y 8 g de H, y

$$\text{así, dado que disponemos de “y” gramos de PROPANO: g. de C} = y \cdot \frac{36}{44} ; \text{ g. de H} = y \cdot \frac{8}{44}$$

Cantidades finales:

CO_2 La cantidad de C que obtenemos al final la deducimos teniendo en cuenta que se obtienen 1,09 g de CO_2 y que, teniendo en cuenta la fórmula, en cada 44 g de CO_2 (peso molecular) hay 12 g de C, y así:

$$\text{g de C en el } \text{CO}_2 = 1,09 \cdot \frac{12}{44} = 0,297 \text{ g de C}$$

H_2O La cantidad de H que obtenemos al final la deducimos teniendo en cuenta que se obtienen 0,606 g de H_2O y que, teniendo en cuenta la fórmula, en cada 18 g de H_2O (peso molecular) hay 2 g de H, y así:

$$\text{g de H en el } \text{H}_2\text{O} = 0,606 \cdot \frac{2}{18} = 0,0673 \text{ g de H}$$

Con todo ello el sistema de ecuaciones a resolver con las cantidades totales y la de Carbono, son:

$$\left. \begin{array}{l} x + y = 0,364 \\ \frac{12}{16} \cdot x + \frac{36}{44} y = 0,297 \end{array} \right\} \left. \begin{array}{l} x + y = 0,364 \\ 528 \cdot x + 576y = 209,088 \end{array} \right\} \left. \begin{array}{l} x + y = 0,364 \\ x + 1,091y = 0,396 \end{array} \right\} 0,091 \cdot y = 0,032$$

$y = 0,352$ g de propano en la muestra inicial

$x = 0,364 - 0,352 = 0,012$ g de metano en la muestra inicial

$$\% \text{ de propano} = \frac{0,352}{0,352 + 0,012} \cdot 100 = \mathbf{96,70\%}$$

$$\% \text{ de metano} = \frac{0,012}{0,352 + 0,012} \cdot 100 = \mathbf{3,30\%}$$

4º - Tenemos una mezcla de tres gases A, B y C a una presión de 1 atm. Sabiendo que la fracción molar de A es el doble de la de B y que la fracción molar de C es la tercera parte de la fracción molar de B, calcular la presión parcial de cada uno.

RESOLUCIÓN

La fracción molar es una expresión de la concentración que tiene la propiedad que la suma de todas las fracciones molares de todos los componentes de una mezcla es igual a la unidad, ya que se define como el cociente entre el nº de moles de un componente y el número total de moles.

Así, para esta mezcla de tres gases, podemos establecer las siguientes ecuaciones:

$$\left. \begin{array}{l} X_A + X_B + X_C = 1 \\ X_A = 2 \cdot X_B \\ X_C = \frac{X_B}{3} \end{array} \right\} \text{al sustituir los valores de } X_A \text{ y de } X_C \text{ en la primera de las ecuaciones, teniendo en cuenta}$$

las otras dos ecuaciones, tendremos: $2 \cdot X_B + X_B + \frac{X_B}{3} = 1$, de la cual podemos obtener el valor de X_B : $6 \cdot X_B +$

$$3 \cdot X_B + X_B = 3; \quad 10 \cdot X_B = 3; \quad X_B = 0,3 \text{ y así: } X_A = 2 \cdot 0,3 = 0,6 \text{ y } X_C = \frac{0,3}{3} = 0,1$$

Teniendo en cuenta la ley de las presiones parciales de Dalton, que dice que la presión parcial de un gas que forma parte de una mezcla es igual al producto de la presión total por la fracción molar de dicho gas, tendremos:

$$P_A = 1 \cdot 0,6 = 0,6 \text{ atm}$$

$$P_B = 1 \cdot 0,3 = 0,3 \text{ atm}$$

$$P_C = 1 \cdot 0,1 = 0,1 \text{ atm}$$

5º - Una muestra de oxígeno recogida sobre agua a 20°C y 790 mm Hg ocupa un volumen de 486 ml. ¿Cuántos gramos de oxígeno se tienen? ¿Cuántas moles? ¿Cuántas moléculas?

DATOS: Peso atómico: O = 16 ; Presión de vapor del agua a 20°C = 17,5 mm Hg

RESOLUCIÓN.

Al recogerse el oxígeno sobre agua, en la fase gaseosa habrá una mezcla de dos gases: el propio Oxígeno

y el vapor de agua. Por ello, teniendo en cuenta la Ley de las presiones parciales de Dalton, la presión total será la suma de las presiones parciales de ambos gases, de las cuales conocemos la del agua: 17,5 mm Hg, por lo que podemos determinar la del Oxígeno:

$$P_{O_2} = 790 - 17,5 = \mathbf{772,5 \text{ mm Hg}}$$

Dado que la Presión parcial es la presión que ejercería un gas, componente de una mezcla si ocupara él solo el volumen total, podemos aplicarle la ecuación general de los gases al oxígeno utilizando su presión parcial y el volumen total, y así:

$$P.V = n.R.T \implies \frac{772,5}{760} \cdot 0,486 = n \cdot 0,082 \cdot 293 \implies n = \frac{772,5 \cdot 0,486}{760 \cdot 0,082 \cdot 293} = \mathbf{0,021 \text{ moles de } O_2}$$

$$0,021 \text{ moles de } O_2 = 0,021 \cdot 32 = \mathbf{0,658 \text{ g de } O_2}$$

$$0,021 \text{ moles de } O_2 = 0,021 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{1,24 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } O_2}$$
