

## 2º D -BACHILLERATO - QUÍMICA - Recuperación 1ª eval. (9-enero-2009)

### ELIJA CINCO EJERCICIOS ENTRE LOS SEIS PROPUESTOS

- 1º - Se hacen reaccionar 250 ml de una disolución 0,5 M de hidróxido de sodio con 50 ml de una disolución 1,5 M de ácido sulfúrico. A) ¿Existe algún reactivo en exceso?. En caso afirmativo, indíquelo y determine la cantidad del mismo que no ha reaccionado. B) ¿Cuántos gramos de sulfato de sodio se originan en esta reacción?
- 2º - La combustión de 7,49 g de un compuesto formado por C, H y O produce 14,96 g de dióxido de carbono y 6,13 g de agua. El peso molecular del compuesto es 176. Calcular sus fórmulas empírica y molecular.
- 3º - La concentración de monóxido de carbono, que es un gas venenoso, en el humo de un cigarrillo es de 20.000 p.p.m (partes por millón) en volumen. Calcular el volumen de este gas que hay en 1 litro del humo procedente de la combustión de un cigarrillo.
- 4º - En un recipiente de 10 litros se introducen 12,4 g de etanol ( $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$ ) y 18,7 gramos de acetona ( $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$ ). Después de cerrar el recipiente se calienta hasta  $300^\circ\text{C}$ , temperatura que está muy por encima de los puntos de ebullición de ambos líquidos. Calcular las presiones parciales de cada gas así como la presión total en el interior del recipiente, suponiendo un comportamiento ideal de ambos gases
- 5º - Deducir el intervalo de energía de los fotones correspondientes al espectro visible, que comprende desde 4000 Å hasta 7000 Å de longitud de onda
- 6º - Enuncie los postulados de la teoría atómica de Bohr-Sommerfeld e indique el significado de los números cuánticos en esta teoría atómica.

DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; Cl = 35,5 ; H = 1,0 ; N = 14,0 ; Na = 23,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0 ;  
Constante de Planck =  $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$  J.s. Velocidad de la luz =  $3 \cdot 10^8$  m/s

- 1º - - Se hacen reaccionar 250 ml de una disolución 0,5 M de hidróxido de sodio con 50 ml de una disolución 1,5 M de ácido sulfúrico. A) ¿Existe algún reactivo en exceso?. En caso afirmativo, indíquelo y determine la cantidad del mismo que no ha reaccionado. B) ¿Cuántos gramos de sulfato de sodio se originan en esta reacción?**

#### RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \cdot \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Las cantidades de ambos reactivos que se mezclan se determinan a partir de la expresión de la Molaridad de una

disolución  $\left( M = \frac{n}{L} \right)$  y son:

$$\text{H}_2\text{SO}_4: 1,5 = \frac{n}{0,05}; n = 0,075 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4; \text{NaOH: } 0,5 = \frac{n}{0,25}; n = 0,125 \text{ moles de NaOH}$$

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$\text{H}_2\text{SO}_4 +$	2. NaOH	$\rightarrow$	$\text{Na}_2\text{SO}_4 +$	2 $\text{H}_2\text{O}$
1 mol	2 mol		1 mol = 142 g	2 mol
X	0,125		Y	

$$X = \frac{0,125}{2} = 0,0625 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ gastados}$$

**Sobran:  $0,075 - 0,0625 = 0,0125 \text{ mol} = 1,225 \text{ g}$  de  $\text{H}_2\text{SO}_4$**

La cantidad de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  formado es:

$$Y = \frac{0,125 \cdot 142}{2} = 8,875 \text{ g de } \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ se formarán en esta reacción}$$

- 2º - La combustión de 7,49 g de un compuesto formado por C, H y O produce 14,96 g de dióxido de carbono y 6,13 g de agua. El peso molecular del compuesto es 176. Calcular sus fórmulas empírica y molecular.**

#### RESOLUCIÓN

Al quemarse el compuesto, todo el C irá a parar al dióxido de carbono y todo el H irá al agua, por lo que las cantidades de ambos elementos pueden determinarse directamente, pero el O que contenía el compuesto se repartirá entre ambos, junto con el O del aire necesario para la combustión, por lo que la cantidad de oxígeno se determinará por diferencia entre la cantidad inicial de muestra y las cantidades de C e H.

$$\text{g. de C en el } \text{CO}_2 = 14,96 \cdot \frac{12}{44} = 4,08 \text{ g de C}; \quad \text{g. de H en el } \text{H}_2\text{O} = 6,13 \cdot \frac{2}{18} = 0,68 \text{ g de H}$$

por lo que la cantidad de O que había en la cantidad inicial del compuesto orgánico es:

$$7,49 - 4,08 - 0,68 = 2,73 \text{ g de O}$$

Teniendo en cuenta estas cantidades, determinamos el número de átomos gramos de cada elemento que hay en estas cantidades

$$\left. \begin{array}{l} \text{g de C: } \frac{4,08}{12} = 0,34 \\ \text{g de H: } \frac{0,68}{1} = 0,68 \\ \text{g de O: } \frac{2,729}{16} = 0,17 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,34}{0,17} = 2 \\ \text{H: } \frac{0,68}{0,17} = 4 \\ \text{O: } \frac{0,17}{0,17} = 1 \end{array}$$

por lo que la fórmula empírica es:



