

## BLOQUE A

**PROBLEMA 1.-** La pirita es un mineral cuyo componente mayoritario es el sulfuro de hierro (II). La tostación de la pirita (calentamiento a alta temperatura) da lugar a óxido de hierro (III) y dióxido de azufre, de acuerdo con la reacción (no ajustada):  $\text{FeS (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)} + \text{SO}_2 \text{ (g)}$ . Calcula:

- a) La pureza de una cierta muestra de pirita si la tostación de 5,765 g produce 4,357 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .
- b) Finalmente, el dióxido de azufre obtenido se utiliza en la síntesis del ácido sulfúrico según la reacción (no ajustada):  $\text{SO}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (l)}$ .

Calcula el volumen de aire (20%  $\text{O}_2$  y 80 %  $\text{N}_2$ ) medido a 10 °C y 810 mm Hg necesarios para producir una tonelada (1 Tm) de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

DATOS:  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Fe}) = 58,8 \text{ u}$ ;  
 $R = 0,082 \text{ at} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

Solución:

$$M(\text{FeS}) = 87,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1};$$

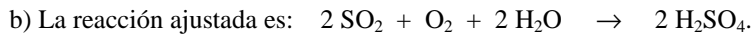
$$T = 273 + 40 = 313 \text{ K}; P = 840 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 1,105 \text{ atm}.$$



La masa de pirita pura contenida en la muestra se determina de la cantidad de óxido de hierro (III) producido. Para ello, se multiplican los gramos de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  por la relación mol-gramos, por la relación molar  $\text{FeS-Fe}_2\text{O}_3$  (4 a 2) y por la relación gramos-mol de  $\text{FeS}$ , siendo los gramos de pirita pura:

$$4,357 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{4 \text{ moles FeS}}{2 \text{ moles Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{87,8 \text{ g FeS}}{1 \text{ mol FeS}} = 4,794 \text{ g FeS}, \text{ siendo la pureza de la pirita}$$

utilizada en la reacción:  $\frac{4,794 \text{ g FeS pura}}{5,765 \text{ g muestra FeS}} \cdot 100 = 83,16 \%$ .



Para calcular el volumen de aire que se utiliza, hay que obtener el número de moles de oxígeno y nitrógeno que se empleados, y aplicarles la ecuación de estado de los gases perfectos.

Los moles de oxígeno se hallan multiplicando la tonelada que hay que obtener de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , por las relaciones de equivalencia  $\text{Kg-Tm}$ ,  $\text{gramos-Kg}$ ,  $\text{mol-gramo}$  y por la relación molar  $\text{O}_2\text{-H}_2\text{SO}_4$ :

$$1 \text{ Tm H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1000 \text{ Kg}}{1 \text{ Tm}} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ moles H}_2\text{SO}_4} = 5102 \text{ moles O}_2, \text{ y los moles de N}_2,$$

multiplicando los moles de  $\text{O}_2$  obtenidos por la relación entre sus proporciones en el aire:

$$5102 \text{ moles O}_2 \cdot \frac{80 \text{ moles N}_2}{20 \text{ moles O}_2} = 20408 \text{ moles N}_2.$$

Aplicando a los moles totales de  $\text{O}_2$  y  $\text{N}_2$  la ecuación de estado de los gases perfectos se obtiene el volumen de aire consumido en la reacción:  $n_t = 5102 \text{ moles} + 20408 \text{ moles} = 25510 \text{ moles}$ :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{25510 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 313 \text{ K}}{1,105 \text{ atm}} = 592524,58 \text{ L}.$$

**Resultado:** a) 83,16 % de pureza; b)  $V = 5,93 \cdot 10^5 \text{ L}$  de aire.

## BLOQUE B

**PROBLEMA 1.-** El metanol se obtiene industrialmente a partir de monóxido de carbono e hidrógeno de acuerdo con la reacción:  $\text{CO (g)} + 2 \text{ H}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$ .

Teniendo en cuenta las siguientes ecuaciones termoquímicas:





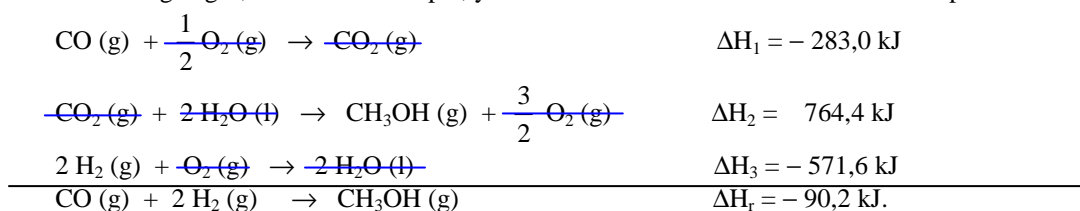
Calcula:

- El cambio de entalpía para la reacción de obtención de metanol a partir de CO (g) y H<sub>2</sub> (g), indicando si la reacción absorbe o cede calor.
- ¿Qué cantidad de energía en forma de calor absorberá o cederá la síntesis de 1 kg de metanol?

DATOS: A<sub>r</sub> (H) = 1 u; A<sub>r</sub> (C) = 12 u; A<sub>r</sub> (O) = 16 u.

Solución:

a) Aplicando la ley de Hess se obtiene el cambio de entalpía de la reacción. Para ello, se invierte la ecuación de combustión del metanol y se cambia el signo a su entalpía, se multiplica por 2 la ecuación de formación del agua gas, incluida su entalpía, y se suman las tres ecuaciones con sus entalpías:



El signo negativo de la entalpía de reacción indica que se desprende calor, es decir, la reacción es exotérmica.

b) Si en la formación de 1 mol de metanol se desprenden 90,2 kJ, pasando los kilogramos de metanol a moles y multiplicándolos por la relación calor-moles de CH<sub>3</sub>OH, se obtiene el calor que se desprende en la reacción:

$$\begin{aligned} \text{Moles de CH}_3\text{OH: } & 1 \text{ kg CH}_3\text{OH} \cdot \frac{1000 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ kg CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32 \text{ g CH}_3\text{OH}} = 31,25 \text{ moles CH}_3\text{OH, y la} \\ \text{energía que se desprende es: } & 31,25 \text{ moles CH}_3\text{OH} \cdot \frac{-90,2 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}} = -2818,75 \text{ kJ.} \end{aligned}$$

**Resultado: a) ΔH<sub>r</sub> = -90,2 kJ; b) Q = -2818,75 kJ.**

### BLOQUE C.-

**CUESTIÓN 1.- De las siguientes moléculas: H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub> y NH<sub>3</sub>, responde, razonadamente, las cuestiones:**

- Dibuja su estructura de Lewis.
- Describe su forma geométrica.
- ¿Serán moléculas polares?

Solución:


a) En la molécula de agua, H<sub>2</sub>O, la configuración electrónica de la capa de valencia del oxígeno es 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>, poseyendo 2 electrones desapareados (covalencia 2), cada uno de los cuales se emplea en unirse a un átomo de hidrógeno.

Por ello, la estructura de Lewis de la molécula es:  $\text{H} \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} \text{O} \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} \text{H}$

En la molécula de dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>, la configuración electrónica de la capa de valencia del carbono es 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup>, poseyendo covalencia 4 (4 electrones desapareados al promocionar uno de los 2s al 2p sin electrón, y combinarse linealmente dichos orbitales para formar 2 orbitales híbridos sp). Los dos orbitales híbridos solapan linealmente con uno de los orbitales 2p<sup>1</sup> de cada oxígeno, y los dos orbitales 2p<sup>1</sup> del C solapan lateralmente con cada orbital 2p<sup>1</sup> de cada O. De esta forma, el carbono se une mediante un doble enlace a cada átomo de oxígeno.

La estructura de Lewis de la molécula es:  $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} \text{O} \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} \text{C} \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} \text{O} \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$

En la molécula de amoníaco, NH<sub>3</sub>, la configuración electrónica de la capa de valencia del nitrógeno es 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup>, poseyendo covalencia 3 (3 electrones desapareados) y un par de electrones no compartidos. Cada uno de los electrones desapareados se emplea en unirse a un átomo de hidrógeno, por

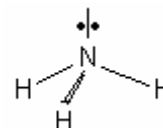
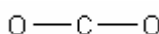
lo que su estructura de Lewis es: 

b) Según el método RPECV, para que la interacción entre los pares de electrones compartidos y libres sea mínima, estos se dirigen hacia determinadas zonas del espacio, y de su orientación depende la geometría de la molécula.

En la molécula de agua, H<sub>2</sub>O, en la que el átomo de oxígeno posee dos pares de electrones no compartidos y otros dos formando enlace, los átomos de H y O adquieren una geometría angular con un ángulo de unos 104 °.

En la molécula de dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>, en la que el átomo de carbono sólo posee pares de electrones compartidos, los átomos de O y C forman un enlace de 180°, siendo su geometría lineal.

En la molécula de amoníaco, NH<sub>3</sub>, el par de electrones no compartidos se sitúa sobre el N, y los 3 átomos de H en los vértices de un triángulo, por debajo del N, siendo su geometría piramidal.



c) Debido a su geometría, las moléculas de agua y amoníaco son polares por presentar momento dipolar resultante, es decir, la suma de los momentos dipolares de sus enlaces es distinto de cero.

Por el contrario, la molécula de dióxido de carbono es apolar por neutralizarse los momentos dipolares de sus enlaces, es decir, el momento dipolar resultante es cero.

**CUESTIÓN 2.- Considera los elementos A, B y C cuyos números atómicos son, respectivamente, 11, 15 y 17. Discute razonadamente la fórmula molecular más probable, así como el tipo de enlace (covalente o iónico) que se formará entre las siguientes parejas de elementos:**

- a) A y C.                      b) B y C.

**Solución:**

a) Las configuraciones electrónicas de los átomos correspondientes a los elementos propuestos son: A (Z = 11): 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>1</sup>; B (Z = 15): 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup>; C (Z = 17): 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>;

a) La configuración electrónica de los átomos del elemento A indica que se trata de un alcalino, que adquiere la configuración electrónica del gas noble más próximo cediendo un electrón. Los átomos del elemento C gana un electrón para adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo. Los iones estables de estos elementos son A<sup>+</sup> y C<sup>-</sup>, siendo la fórmula del compuesto que forman AC, y el enlace que los unen iónico (fuerza de naturaleza electrostática que atrae a los iones).

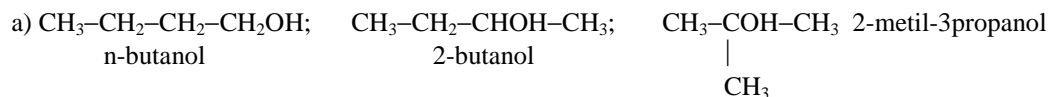
b) La configuración electrónica de los átomos del elemento B indica que se trata de un no metal, por lo que adquiere configuración electrónica del gas noble más próximo ganando, compartiendo o dando tres electrones. El ión más estable es B<sup>3-</sup>, por lo que al unirse a iones C<sup>-</sup> forman el compuesto de fórmula BC<sub>3</sub>, y al compartir un átomo del elemento B sus 3 electrones con 3 átomos del elemento C, el enlace que forman es covalente.

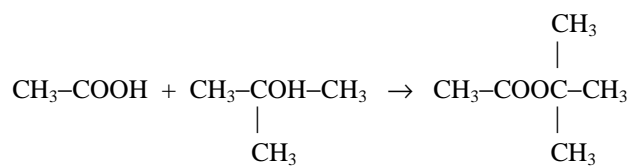
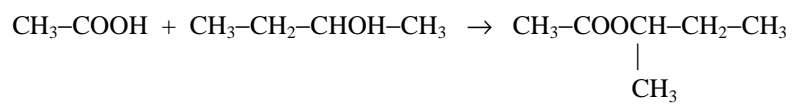
**CUESTIÓN 5.- a) Escribe y nombra todos los alcoholes que tienen como fórmula empírica C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>O.**

**b) Los alcoholes reaccionan con los ácidos orgánicos formando ésteres. Escribe las reacciones de esterificación correspondientes a los alcoholes del apartado anterior con el ácido acético.**

**c) Nombra los ésteres formados.**

**Solución:** C.





c) CH<sub>3</sub>-COOCH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub> acetato de butilo.

CH<sub>3</sub>-COOCH-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub> acetato de 1-metil-propilo



CH<sub>3</sub>-COOC-CH<sub>3</sub> acetato de terbutilo o acetato de 1,1-dimetil-etilo.

