

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:

- La pureza de una cierta muestra de pirita si la tostación de 5,765 g produce 4,357 g de Fe_2O_3 .
- 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% O_2 y 80 % N_2) medido a 10 °C y 810 mm Hg necesarios para producir una tonelada (1 Tm) de H_2SO_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:

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

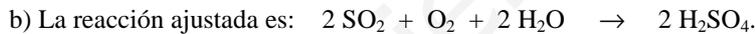
$$T = 273 + 40 = 313 \text{ K}; P = 840 \frac{\text{mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} \cdot 1 \text{ atm} = 1,105 \text{ atm}.$$



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 Fe_2O_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 FeS , siendo los gramos de pirita pura:

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

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 H_2SO_4 , por las relaciones de equivalencia Kg-Tm , gramos-Kg , 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 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 O_2 y 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:





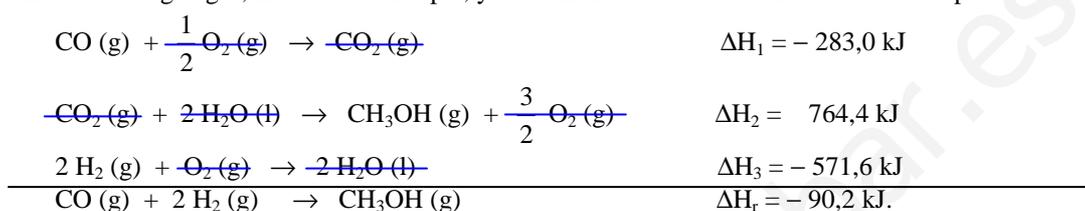
Calcula:

- El cambio de entalpía para la reacción de obtención de metanol a partir de CO (g) y H₂ (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_r(H) = 1 u; A_r(C) = 12 u; A_r(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 CH₃OH, 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_r = -90,2 kJ; b) Q = -2818,75 kJ.

BLOQUE C.-

CUESTIÓN 1.- De las siguientes moléculas: H₂O, CO₂ y NH₃, responde, razonadamente, las cuestiones:

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

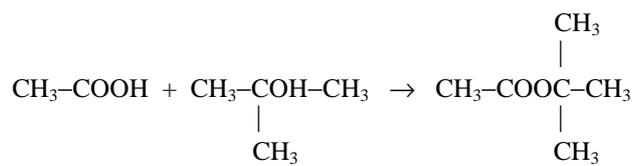
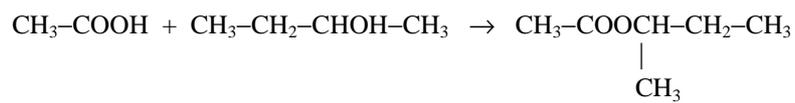
Solución:

a) En la molécula de agua, H₂O, la configuración electrónica de la capa de valencia del oxígeno es 2s² 2p⁴, 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, CO₂, la configuración electrónica de la capa de valencia del carbono es 2s² 2p², 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 2p¹ de cada oxígeno, y los dos orbitales 2p¹ del C solapan lateralmente con cada orbital 2p¹ 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: $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} \text{O} \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} \text{C} \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} \text{O} \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$



c) CH₃-COOCH₂-CH₂-CH₂-CH₃ acetato de butilo.

CH₃-COOCH-CH₂-CH₃ acetato de 1-metil-propilo



CH₃-COOC-CH₃ acetato de terbutilo o acetato de 1,1-dimetil-etilo.



www.yoquieroaprobar.es