

1.- Una muestra de naftaleno sólido, $C_{10}H_8$, que pesa 0,600 g, se quema a anhídrido carbónico (gas) y agua (líquida) en un calorímetro de volumen constante. En este experimento, la elevación observada de la temperatura del calorímetro y de su contenido es $2,255^{\circ}C$. En otro experimento separado se encontró que la capacidad calorífica total del calorímetro era 2550 cal/grado. ¿Cuál es el ΔE para la combustión de un mol de naftaleno? ¿Cuál es el ΔH de esta reacción? Sabiendo que las entalpías de formación del agua líquida y del dióxido de carbono gaseoso a 1 atm de presión y $25^{\circ}C$ son $-68,32$ kcal/mol y $-94,05$ kcal/mol, respectivamente, calcule la entalpía de formación del naftaleno en las mismas condiciones.

2.- Considere la reacción en la que el nitruro de magnesio sólido reacciona con agua líquida para producir hidróxido de magnesio sólido y amoníaco gaseoso. La variación de entalpía para esta reacción, cuando reacciona un mol de nitruro de magnesio, es $\Delta H^{\circ} = -691$ kJ.

a) Calcule ΔH° cuando 75,0 g de nitruro de magnesio reaccionan con un ligero exceso de agua.

b) Calcule la variación de entalpía de formación estándar del nitruro de magnesio, teniendo en cuenta que las entalpías de formación estándar para el agua líquida, hidróxido de magnesio sólido y amoníaco gaseoso son: $-285,8$; $-924,7$ y $-46,2$, (kJ/mol) respectivamente.

c) Escriba las reacciones de formación de cada uno de los compuestos implicados en la reacción.

3. A partir de los siguientes datos:

	<u>ΔH°, (kcal)</u>
$H_{2(g)} + 1/2 O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$	- 68,3
$C_{(graf)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$	- 94,1
$C_2H_5Cl_{(g)} \rightarrow C_2H_4_{(g)} + HCl_{(g)}$	+ 17,2
$2 CO_{2(g)} + 2 H_2O_{(l)} \rightarrow C_2H_4_{(g)} + 3 O_{2(g)}$	+ 337,2
$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2 HCl_{(g)}$	- 44,2

a) Escriba correctamente la reacción de formación del cloroetano, $C_2H_5Cl_{(g)}$.

b) Determine la entalpía de formación en kcal/mol del $C_2H_5Cl_{(g)}$.

4.- a) Calcule ΔH° a $25^{\circ}C$ para la tostación industrial de mineral de sulfuro de cinc con oxígeno para formar óxido de cinc y dióxido de azufre.

b) Determine si la reacción es o no espontánea a esta temperatura.

c) Calcule a qué temperatura cambiará el sentido de la espontaneidad.

d) ¿Qué cantidad de agua se podrá evaporar con el calor desprendido en la tostación de 1,00 tonelada de mineral del 65 % de riqueza en sulfuro de cinc e impurezas inertes, si el agua estaba inicialmente a $-4^{\circ}C$?

Datos: ΔH_f° (kJ/mol): $ZnO(s) = -348,3$; $ZnS(s) = -205,5$; $SO_2(g) = -296,8$. S° (J/mol K): $ZnO(s) = 43,64$; $ZnS(s) = 57,7$; $SO_2(g) = 248$; $O_2(g) = 205,0$. $C_e (H_2O)_s = 2,09$ J/g K. $C_e (H_2O)_l = 4,18$ J/g K. $\Delta H_f (H_2O) = 333$ J/g. $\Delta H_v(H_2O) = 2260$ J/g.

5. La combustión del metano que es el componente principal del gas natural, se representa mediante la ecuación: $CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(l)$ $\Delta H = -890,3$ kJ

a) ¿Qué cantidad de calor, expresado en kilojulios, se libera en la combustión completa de $1,65 \cdot 10^4$ L de gas metano, medidos a $18,6^{\circ}C$ y 768 mmHg?

b) Si la cantidad de calor calculada en el apartado (a) pudiese transferirse al agua con cien por cien de eficiencia, ¿qué volumen de agua, expresado en litros, podría calentarse de 8,8 a $60,0^{\circ}C$?

Dato: C_e agua = 4,18 J/g K.