

PROBLEMAS PROPUESTOS SOBRE TERMOQUÍMICA

- 1- Tomando como base las ecuaciones termoquímicas a 25°C que se indican a continuación, calcular la entalpía de formación del ácido nítrico en disolución acuosa que se indica con el subíndice (aq):
- a) $\text{NH}_4\text{NO}_2(\text{s}) \longrightarrow \text{N}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$; $\Delta H = -71,80 \text{ Kcal}$
 b) $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$; $\Delta H = -136,00 \text{ Kcal}$
 c) $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) + (\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{NH}_3(\text{aq})$; $\Delta H = -40,80 \text{ Kcal}$
 d) $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{HNO}_2(\text{aq}) \longrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_2(\text{aq})$; $\Delta H = -9,10 \text{ Kcal}$
 e) $\text{NH}_4\text{NO}_2(\text{s}) + (\text{aq}) \longrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_2(\text{aq})$; $\Delta H = +4,75 \text{ Kcal}$ (Solución: $\Delta H = -29,95 \text{ Kcal}$)
- 2- Las entalpías de formación de los compuestos: FeS_2 , Fe_2O_3 , ambos sólidos y del SO_2 gas son respectivamente -35,50; -198,50; y -70,90 Kcal/mol. Calcular la entalpía de reacción para la tostación de la pirita, que transcurre según la reacción: $4 \text{FeS}_2(\text{s}) + 11 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 8 \text{SO}_2(\text{g}) + 2 \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$
 (Solución: $\Delta H = -822,36 \text{ Kcal}$)
- 3- Calcular la entalpía de formación del pentano líquido conociendo los datos siguientes:
 ΔH para la combustión del pentano líquido = -833,0 Kcal/mol
 ΔH para la combustión del carbono sólido = -94,0 Kcal/mol
 ΔH para la formación del agua líquida = -68,5 Kcal/mol (Solución: $\Delta H = -48,0 \text{ Kcal}$)
- 4- Calcular el calor que se produce cuando un mol de Na^+ gaseoso se combina con un mol de Cl^- también gaseoso para formar un mol de cloruro de sodio sólido, sabiendo que:
- a) $\text{Na}(\text{s}) + \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{NaCl}(\text{s})$; $\Delta H = -98,2 \text{ Kcal}$
 b) $\text{Na}(\text{s}) \longrightarrow \text{Na}(\text{g})$; $\Delta H = +26,0 \text{ Kcal}$
 c) $\text{Na}(\text{g}) \longrightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + 1 \text{e}^-$; $\Delta H = +120,0 \text{ Kcal}$
 d) $\text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{Cl}(\text{g})$; $\Delta H = +58,0 \text{ Kcal}$
 e) $\text{Cl}(\text{g}) \longrightarrow \text{Cl}(\text{g}) + 1 \text{e}^-$; $\Delta H = +87,3 \text{ Kcal}$ (Solución: $\Delta H = -185,92 \text{ Kcal}$)
 Representar gráficamente los procesos descritos e indicar los nombres que reciben cada una de las energías expuestas.
- 5- Las entalpías normales de formación para los compuestos: CS_2 , S_2Cl_2 y CCl_4 todos ellos en estado líquido son respectivamente +21,0 ; -14,4 y -33,3 Kcal/mol. Determinar la entalpía de la reacción:
 $\text{CS}_2(\text{l}) + 3 \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{S}_2\text{Cl}_2(\text{l}) + \text{CCl}_4(\text{l})$ (Solución: $\Delta H = -68,7 \text{ Kcal}$)
- 6- La entalpía de disolución del fosgeno (COCl_2) gaseoso en un exceso de álcali es de -104,5 Kcal/mol, y transcurre según el proceso: $\text{COCl}_2(\text{g}) + 4 \text{OH}^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^- + \text{CO}_3^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$
 Sabiendo además que la entalpía de disolución del dióxido de carbono gaseoso en un exceso de álcali es -25,1 Kcal/mol y la entalpía de formación del cloruro de hidrógeno gaseoso es de -22,0 Kcal/mol y su entalpía de disolución en agua es -17,4 Kcal/mol, que las entalpías normales de formación del agua líquida y del óxido de carbono(IV) son -68,3 y -94,1, respectivamente. Determinar la entalpía de formación del fosgeno.
 (Solución: $\Delta H = -25,1 \text{ Kcal}$)
- 7- A partir de las entalpías de enlace determinar el valor aproximado de la entalpía para la reacción de hidrogenación del acetileno a etano. Los valores de las entalpías de enlace son: H-H = +104 ; C-H = +99 ; C-C = +83 ; C=C = +199 Kcal/mol.
 (Solución: $\Delta H = -72 \text{ Kcal/mol}$)
- 8- La entalpía molar normal de formación del cloruro de zinc es de -99,5 Kcal y su entalpía de disolución es de -5,7 Kcal/mol. Sabiendo que las entalpías correspondientes a estos dos procesos para el cloruro de hidrógeno son, respectivamente: -22,0 y -17,4 Kcal/mol, determinar la entalpía para la reacción entre el zinc metálico y el ácido clorhídrico.
 (Solución: $\Delta H = -36,33 \text{ Kcal}$)
- 9- Determinar la entalpía de formación del hidróxido de potasio a partir de los datos siguientes:
- a) $\text{K}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + (\text{aq}) \longrightarrow \text{KOH}(\text{aq}) + \frac{1}{2} \text{H}_2(\text{g})$; $\Delta H = -48,0 \text{ Kcal}$
 b) $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$; $\Delta H = -68,3 \text{ Kcal}$
 c) $\text{KOH}(\text{s}) + (\text{aq}) \longrightarrow \text{KOH}(\text{aq})$; $\Delta H = -14,0 \text{ Kcal}$ (Solución: $\Delta H = -102,3 \text{ Kcal/mol}$)
- 10- Determinar la entalpía de formación del cloruro de aluminio anhidro a partir de los datos siguientes:
- a) $2 \text{Al}(\text{s}) + 6 \text{HCl}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Al}_2\text{Cl}_6(\text{aq}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$; $\Delta H = -240,0 \text{ Kcal}$
 b) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{HCl}(\text{g})$; $\Delta H = -44,0 \text{ Kcal}$
 c) $\text{HCl}(\text{g}) + (\text{aq}) \longrightarrow \text{HCl}(\text{aq})$; $\Delta H = -17,5 \text{ Kcal}$
 d) $\text{Al}_2\text{Cl}_6(\text{s}) + (\text{aq}) \longrightarrow \text{Al}_2\text{Cl}_6(\text{aq})$; $\Delta H = -153,7 \text{ Kcal}$ (Solución: $\Delta H = -323,3 \text{ Kcal/mol}$)
- 11- La entalpía de formación del etano gaseoso a partir de hidrógeno gaseoso y de carbono-grafito es de -20,2 Kcal/mol. Partiendo de este dato y de las entalpías de enlace para los enlaces: H-H = +104 y C-C = +83, determinar la entalpía correspondiente al enlace C-H y compara su valor con el de las tablas.

(Solución: $\Delta H = -41,54 \text{ Kcal}$)

- 12- La descomposición de óxido de mercurio(II) llevada a cabo por Priestley se representa mediante la ecuación:
- $$2 \text{HgO}_{(s)} \longrightarrow 2 \text{Hg}_{(l)} + \text{O}_{2(g)} \quad \Delta H = + 43,4 \text{ Kcal}$$
- a) ¿Qué cantidad de calor debe absorberse para descomponer un gramo de HgO?
b) ¿Qué cantidad de calor debe absorberse para formar 0,100 g de oxígeno?
c) Calcular la entalpía molar de formación del óxido de mercurio(II) a partir de estos datos.
(Solución: a) 100,2 cal ; b) 135,6 cal ; c) $\Delta H = -21,7 \text{ Kcal/mol}$)
- 13- La producción comercial del gas de agua se basa en la reacción:
- $$\text{C}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \longrightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{CO}_{(g)}$$
- Determinar la entalpía de esta reacción sabiendo que las entalpías normales de formación del agua líquida y del monóxido de carbono son, respectivamente: -68,3 y -26,4 Kcal/mol y la entalpía de vaporización del agua es +9,7 Kcal/mol.
(Solución: $\Delta H = +32,2 \text{ Kcal}$)
- 14- Si el calor necesario para que se produzca la reacción anterior puede ser proporcionado añadiendo una cantidad limitada de aire y quemando parte del carbón a dióxido de carbono. ¿Cuántos gramos de carbón tienen que quemarse hasta dióxido de carbono para proporcionar el calor necesario para la conversión en gas de agua de 100 gramos de carbón?
(Solución: 33,36 g de C)
- 15- ¿Qué cantidad de calor se necesita para obtener 1 Kg de carburo cálcico (CaC_2) de acuerdo con la reacción siguiente: $\text{CaO}_{(s)} + 3 \text{C}_{(s)} \longrightarrow \text{CaC}_{2(s)} + \text{CO}_{(g)}$ si conocemos las entalpías molares normales de formación del óxido de calcio (-151,9 Kcal); carburo de calcio (-15,0 Kcal) y monóxido de carbono (-26,4 Kcal)
(Solución: $\Delta H = -110,5 \text{ Kcal}$)
- 16- Partiendo de los calores de formación de las tablas, calcular el calor desprendido al apagar 1 Kg de cal viva (CaO), según la reacción: $\text{CaO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_{2(s)}$
- 17- A. 298°K y 1 atm. el calor de combustión del azúcar: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)}$ es de 3,74 Kcal/mol y el calor de combustión del alcohol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}$, es de 7,11 Kcal/mol y el ΔH de formación del dióxido de carbono gas es -94,0 Kcal/mol. Calcular el calor producido en la reacción de fermentación de la glucosa, que ocurre según el proceso:
- $$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(l)} \rightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)} + 2 \text{CO}_{2(g)}$$
- 18- Calcular el poder calorífico máximo y mínimo de un gas del alumbrado cuya composición volumétrica es la siguiente: 48% de hidrógeno, 24% de metano, 20% de monóxido de carbono, 3% de nitrógeno y 5% de dióxido de carbono, siendo sus entalpías de formación, respectivamente para el vapor de agua, agua líquida, metano y los óxidos de carbono(II) y (IV) respectivamente: -57,8 ; -68,32 ; -17,87 ; -26,62 y -94,03 Kcal/mol
- 19- Dadas las siguientes reacciones:
- $$\begin{aligned} \text{I}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} &\rightarrow 2 \text{HI}_{(g)} ; \quad \Delta H = - 0,8 \text{ Kcal} \\ \text{I}_{2(s)} + \text{H}_{2(g)} &\rightarrow 2 \text{HI}_{(g)} ; \quad \Delta H = + 12 \text{ Kcal} \\ \text{I}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} &\rightarrow 2 \text{HI}_{(aq)} ; \quad \Delta H = - 26,8 \text{ Kcal} \end{aligned}$$
- Calcular: a) El calor molar latente de sublimación del yodo; b) El calor molar de disolución del HI ; c) Las calorías que habrá que aportar para disociar el HI contenido en un matraz de 750 ml a 25°C y 800 mm de presión para disociarlo en sus componentes.
- 20- Calcular la entalpía de reacción de la disociación de PCl_5 en PCl_3 y Cl_2 sabiendo que la entalpías de formación del $\text{PCl}_5 = -95,35 \text{ Kcal/mol}$ y la del $\text{PCl}_3 = -73,22 \text{ Kcal/mol}$. (Solución: + 22,13 Kcal/mol.)
- 21- Determinar el calor de formación del monóxido de carbono, a partir de sus elementos, conociendo las entalpías de reacción a 25° C de los siguientes procesos:
- $$\begin{aligned} \text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} &\rightarrow \text{CO}_{2(g)} ; \quad \Delta H = -94,05 \text{ Kcal/mol} \\ \text{CO}_{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} &\rightarrow \text{CO}_{2(g)} ; \quad \Delta H = - 67,63 \text{ Kcal/mol} \end{aligned} \quad (\text{Solución: } \Delta H = - 26,42 \text{ Kcal/mol})$$
- 22- El calor de formación del $\text{NO}_{2(g)}$, a partir de sus elementos, a 25° C, es $\Delta H_f = + 8,09 \text{ Kcal/mol}$. Por otra parte, el calor de formación del $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ a partir de sus elementos, a 25° C, es $\Delta H_f = +2,31 \text{ Kcal/mol}$. Calcúlese la entalpía de reacción para la disociación del $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ en $\text{NO}_{2(g)}$ (Sol. $\Delta H = 13,87 \text{ Kcal/mol}$)
- 23- La entalpía de formación del metanol, en estado líquido, es - 57,02 Kcal/mol. Si el metanol queda en estado vapor, la entalpía de formación es entonces - 48,08 Kcal/mol. Con estos datos, calcular la entalpía de vaporización del metanol a 25° C. (Los datos están dados a 25° C.) (Solución: $\Delta H = 8,94 \text{ Kcal/mol}$)
- 24- Calcular la entalpía de reacción del siguiente proceso: $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$; conociendo los calores de formación del NO ($\Delta H_f = -21,6 \text{ Kcal/mol}$) y del $\text{NO}_{2(g)}$ ($\Delta H_f = -8,03 \text{ Kcal/mol}$).
(Solución: + 27,1 Kcal/mol)

- 25- Calcular la entalpía de formación del Ca(OH)_2 (s), a partir de los siguientes datos:
- $$\begin{aligned} \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) &\rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) && \Delta H = -68,3 \text{ Kcal/mol} \\ \text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) &\rightarrow \text{Ca(OH)}_2(\text{s}) && \Delta H = -15,3 \text{ Kcal/mol} \\ \text{Ca}(\text{s}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) &\rightarrow \text{CaO}(\text{s}) && \Delta H = -151,8 \text{ Kcal/mol} \end{aligned}$$
- (Solución: -235,4 Kcal/mol.)
- 26- Calcular la entalpía de formación del AlCl_3 sólido, a partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:
- $$\begin{aligned} \text{Al}(\text{s}) + 3\text{HCl}(\text{aq}) &\rightarrow \text{AlCl}_3(\text{aq}) + \frac{3}{2} \text{H}_2(\text{g}) && \Delta H = -127 \text{ Kcal} \\ \text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) &\rightarrow 2\text{HCl}(\text{g}) && \Delta H = -44 \text{ Kcal} \\ \text{HCl}(\text{g}) + \text{agua} &\rightarrow \text{HCl}(\text{aq}) && \Delta H = -17,5 \text{ Kcal} \\ \text{AlCl}_3(\text{s}) + \text{agua} &\rightarrow \text{AlCl}_3(\text{aq}) && \Delta H = -77,9 \text{ Kcal} \end{aligned}$$
- (Solución: -167,6 Kcal/mol.)
- 27- Se conocen las siguientes entalpías de reacción:
- $$\begin{aligned} \text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) &\rightarrow 2\text{HI}(\text{aq}) && \Delta H = -26,8 \text{ Kcal} \\ \text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) &\rightarrow 2\text{HI}(\text{g}) && \Delta H = -0,80 \text{ Kcal} \\ \text{I}_2(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) &\rightarrow 2\text{HI}(\text{g}) && \Delta H = 12,0 \text{ Kcal} \end{aligned}$$
- A partir de estos datos, calcular: a) el calor de disolución del HI; b) el calor de sublimación del I_2
- (Solución: a) 13 Kcal/mol, b) 11,2 Kcal/mol)
- 28- En una serie de experiencias se determina que el n-octano posee una entalpía de formación de -60,3 Kcal/mol, que este parámetro para el CO_2 vale -94,0 Kcal/mol, y que para el vapor de agua vale -57,8 Kcal/mol. A partir de estos datos determínese la entalpía de la reacción de combustión completa de dicho hidrocarburo, y el volumen de O_2 (g), medido en C.N., necesario para dicha combustión.
- (Solución: -1.212 Kcal/mol, 24,5 m³)
- 29- El etanol puede ser oxidado en atmósfera de oxígeno, para dar ácido acético y agua. Calcúlese la entalpía de dicha reacción, sabiendo que en la combustión de 10 g de etanol se desprenden 71,3 Kcal, mientras que en la combustión de 10 g de ácido acético se desprenden 34,7 Kcal. (Sol: 120,0 Kcal/mol.)
- 30- Hallar el calor latente de vaporización del agua a 25° C sabiendo que a esta temperatura el calor de formación del agua en estado vapor es de -57,8 Kcal/mol, mientras que si el agua queda en estado líquido, el calor de formación es de -68,3 Kcal/mol. (Solución: 10,5 Kcal/mol.)
- 31- La entalpía de combustión del azufre rómbico es de -70,96 Kcal/mol, mientras que para la modificación monoclinica es ligeramente inferior, -70,88 Kcal/mol. Determínese, a partir de estos datos, la entalpía de transición entre una modificación cristalina y la otra. (Solución: $\Delta H = -80 \text{ cal/mol}$.)
- 32- La molécula de nitrógeno es particularmente estable. Conociendo las energías de enlace en Kcal/mol de $\text{N} \equiv \text{N}$ (225), de N-H (93), de H-H (104) y de N-N (38), calcular la entalpía de la hipotética reacción de hidrogenación del N_2 para dar $\text{H}_2\text{N-NH}_2$ (hidrazina). (Solución: +23 Kcal/mol)
- 33- Determinar la entalpía de combustión del n-octano, conociendo las energías de enlace siguientes: C - C 83 Kcal/mol; C-H: 99 Kcal/mol; C-O: 173 Kcal/mol; O-H: 111 Kcal/mol; O-O: 117 Kcal/mol. Compárese el valor obtenido, con el hallado experimentalmente, que es de 1.303 Kcal/mol. ¿Existe mucha diferencia? Obsérvese que en los cálculos con energías de enlace, se debe suponer que tales energías de enlace son aditivas. (Solución: $\Delta H = -940 \text{ Kcal/mol}$)