

1. (**Andalucía, Jnn. 2016.**) Dada la siguiente ecuación termoquímica: $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$; $\Delta H = -483,6 \text{ kJ}$, justifique cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas y cuáles son falsas: a) Al formarse 18 g de agua en esas condiciones se desprenden 483,6 kJ. b) Dado que $\Delta H < 0$, la formación de agua es un proceso espontáneo. c) La reacción de formación del agua será muy rápida. Datos: Masas atómicas: H = 1; O = 16

Solución: a) Falso: 18 g de agua equivalen a 1 mol, mientras que en la reacción se forman dos moles de agua.

b) Falso: para que sea espontánea debe cumplirse que $\Delta G < 0$. Dado que $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ y no se dispone de datos de ΔS , no se puede afirmar la espontaneidad o no de la reacción.

c) Falso: El valor de ΔH no nos permite por sí solo afirmar que la reacción sea rápida o lenta.

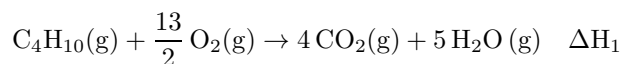
2. (**Aragón, Jun. 2016.**) En la combustión de 48,24 L de una mezcla de n_1 moles de butano y n_2 moles de propano a 25°C y 770 mm de Hg de presión se liberan 5229,88 kJ. Calcule: a) El número total de moles ($n_1 + n_2$). b) Las entalpías de combustión de butano y propano. Escriba sus ecuaciones. c) Los moles de butano y los de propano. Datos: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ΔH_f^0 (kJ·mol⁻¹): butano (g) = -124,7; propano (g) = -103,8; CO_2 (g) = -393,5; agua (l) = -285,8

Solución: a) Aplicando la ecuación de los gases, tendremos que:

$$PV = nRT \rightarrow \frac{770}{760} 48,24 = (n_1 + n_2) 0,082 \cdot 298$$

Obteniéndose: $n_1 + n_2 = 2$ moles.

b) Las reacciones de combustión de butano y propano serán, respectivamente:



Los valores de ΔH_1 y ΔH_2 serán, respectivamente:

$$\Delta H_1 = 4(-393,5) + 5(-285,8) - (-124,7) = -2878,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_2 = 3(-393,5) + 4(-285,8) - (-103,8) = -2219,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

c) Sabiendo que $n_1 + n_2 = 2$, podremos poner:

$$n_1(-2878,3) + (2 - n_1)(-2219,9) = 5229,88$$

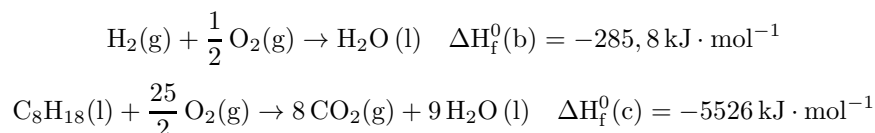
Resolviendo la ecuación, se obtienen los valores:

$$n_1 = 1,21 \text{ moles de butano y } n_2 = 0,79 \text{ moles de propano}$$

3. (**Aragón, Sept. 2016**) Sabiendo que las entalpías estándar de formación del dióxido de carbono gas y del agua líquida son: $-393,5 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y $-285,8 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ respectivamente, y que la entalpía estándar de combustión del octano líquido es $-5526 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. a) Determine la entalpía estándar de formación del octano líquido. b) Si se quieren obtener 2 L de octano líquido ($d = 0,7 \text{ g/mL}$), ¿de cuánto carbono, del 85% de riqueza, tendremos que partir?

Solución: a) Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a los procesos indicados son las siguientes:





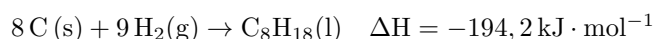
La entalpía de esta reacción puede expresarse de la siguiente forma:

$$\Delta H_f^0(\text{c}) = 8 \Delta H_f^0(\text{a}) + 9 \Delta H_f^0(\text{cb}) - \Delta H_f^0(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}))$$

Sustituyendo y despejando, obtenemos:

$$\Delta H_f^0(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = 8(-393,5) + 9(-285,8) - (-5526) = -194,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) Dos litros de octano líquido corresponden a una masa: $m = 2000 \cdot 0,7 = 1400 \text{ g}$., siendo la reacción de formación del octano (l) es la siguiente:



La cantidad de carbono necesaria podrá obtener se la siguiente relación:

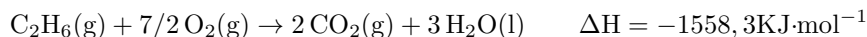
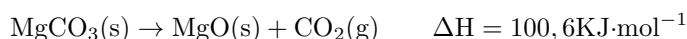
$$\frac{1 \text{ mol C}}{x \text{ g C}} = \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{1400 \text{ g C}_8\text{H}_{18}}$$

$$\frac{8 \cdot 12 \text{ g C}}{x \text{ g C}} = \frac{8 \cdot 12 + 18 \cdot 1 \text{ g C}_8\text{H}_{18}}{1400 \text{ g C}_8\text{H}_{18}}$$

Lo que nos da una masa de carbono puro de 1178,95 g. Teniendo en cuenta que la riqueza del carbono es del 85 %, la masa necesaria será:

$$m' = \frac{1178,95 \cdot 100}{85} = 1387 \text{ g C (85 \%)}$$

4. (Aragón, Sept. 2016) Para las siguientes reacciones:

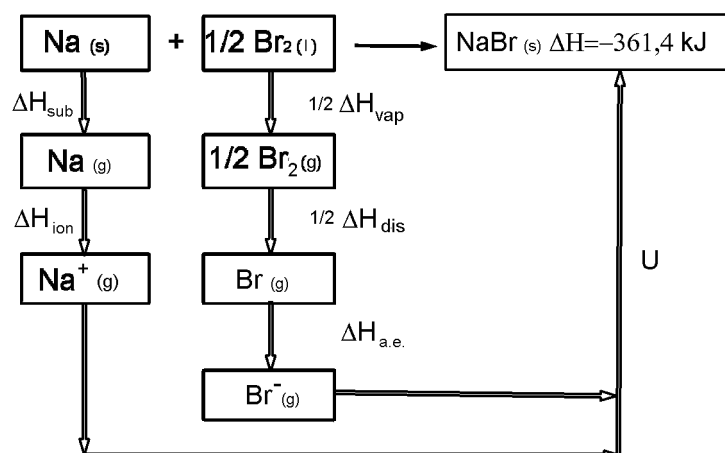


a) Justifique si serán espontáneas a bajas o altas temperaturas. b) Justifique en cuál de las dos reacciones el calor a presión constante será menor que el calor a volumen constante.

Solución: a)

5. (Asturias, Jun. 2016.) Construya el ciclo de Born-Haber para la formación del NaBr(s), a partir de bromo líquido y sodio metálico, y calcule la energía de red (ΔH_{red}) del compuesto, a partir de los siguientes datos: Entalpía estándar de formación del NaBr(s) [$\Delta H_f(\text{NaBr})$] = - 361,4 kJ mol⁻¹. Entalpía de sublimación del sodio metálico [$\Delta H_s \text{Na}(\text{s})$] = 107,3 kJ mol⁻¹. Entalpía de vaporización del bromo líquido [$\Delta H_{vap} \text{Br}_2(\text{l})$] = 30,7 kJ mol⁻¹. Entalpía de disociación del Br₂(g) [$\Delta H_d \text{Br}_2(\text{g})$] = 193 kJ mol⁻¹. Primera energía de ionización del Na(g) [$\Delta H_{ionización} \text{Na}(\text{g})$]1 = 495,8 kJ mol⁻¹. Afinidad electrónica del Br(g) [$\Delta H_{afinidad} \text{Br}(\text{g})$] = - 324,6 kJ mol⁻¹.

Solución: a) El ciclo de Born-Haber para la formación del NaBr es el siguiente:



Del ciclo representado se puede deducir lo siguiente:

$$\Delta H_{sub} + \Delta H_{ion} + \frac{1}{2} \Delta H_{dis} + \frac{1}{2} \Delta H_{vap} + \Delta H_{a.f} + U = \Delta H_f$$

Sustituyendo valores y despejando, tendremos:

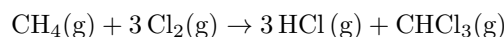
$$U = -361,4 - 107,3 - 495,8 - \frac{1}{2} 193 - \frac{1}{2} 30,7 + 324,6 = -751,75 \text{ kJ}$$

6. (Asturias, Jun. 2016) Determine el rango de temperaturas (altas o bajas) en el que la reacción: $\text{NO}(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NOCl}(\text{g})$; $\Delta H_R = -38,54 \text{ kJ}$ es espontánea.

Solución: En esta reacción disminuye el número de moles de sustancias gaseosas, por lo que $\Delta S < 0$ (disminuye el desorden del sistema), y $-T\Delta S > 0$. Sabiendo que $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, veremos que, para una reacción exotérmica, cuanto menor sea la temperatura, más se favorecerá la espontaneidad de la reacción.

7. (Asturias, Jul. 2016) La reacción de metano, $\text{CH}_4(\text{g})$, con cloro, $\text{Cl}_2(\text{g})$, en condiciones estándar, produce cloruro de hidrógeno, $\text{HCl}(\text{g})$, y cloroformo, $\text{CHCl}_3(\text{g})$. Calcule la variación de entalpía para la reacción descrita a partir de los siguientes datos: $\Delta H_f^\circ(\text{formación})[\text{CHCl}_3(\text{g})] = -103,1 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{formación})[\text{HCl}(\text{g})] = -92,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{formación})[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{formación})[\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{combustión})[\text{CH}_4(\text{g})] = -890,3 \text{ kJ/mol}$ de metano.

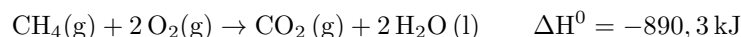
Solución: La reacción ajustada es la siguiente:



La variación de entalpía de esta reacción podría expresarse así:

$$\Delta H_r = 3 \Delta H_f^\circ[\text{HCl}(\text{g})] + \Delta H_f^\circ[\text{CHCl}_3(\text{g})] - \Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] \quad (*)$$

De estas entalpías de formación, se desconoce el valor de $\Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})]$. Podemos, sin embargo, calcular este valor a partir de:



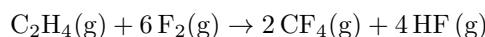
$$-890,3 = 2 \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] + \Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] - \Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] = 2(-285,2) - 393,5 - \Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})]$$

Despejando, se obtiene: $\Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] = 890,3 - 2(-285,2) - 393,5 = -74,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Sustituyendo en la expresión (*), tendremos:

$$\Delta H_r^\circ = 3(-92,3) - 103,1 - (-74,8) = -302,2 \text{ kJ}$$

8. (Asturias, Jul. 2016) A partir de los siguientes valores de las entalpías estándar de formación: ΔH° formación [HF(g)] = - 268,5 kJ/mol; ΔH° formación [CF₄(g)] = - 680,0 kJ/mol y ΔH° formación [C₂H₄(g)] = + 52,3 kJ/mol: a) Calcule la variación de entalpía estándar para la reacción de etileno, C₂H₄(g), con flúor, F₂(g), para formar tetrafluoruro de carbono, CF₄(g), y fluoruro de hidrógeno, HF(g). b) Si desea evitar la formación de tetrafluoruro de carbono, utilizaría temperaturas ¿altas o bajas? Justifique la respuesta.

Solución: La reacción es la siguiente:



La variación de entalpía será:

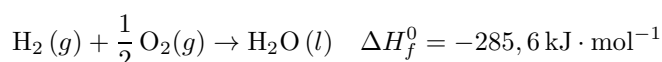
$$\Delta H = 2 \Delta H_f^\circ [\text{CF}_4(\text{g})] + 4 \Delta H_f^\circ [\text{HF}(\text{g})] - \Delta H_f^\circ [\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})]$$

$$\Delta H = 2(-680,0) + 4(-268,5) - 52,3 = -2486,3 \text{ kJ}$$

b) Teniendo en cuenta que la variación de entropía para la reacción es negativa, dado que el número de moles gaseosos disminuye y, por tanto, el grado de desorden es menor, teniendo en cuenta, además, la expresión: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, veremos que las temperaturas altas tienden a hacer menos negativo el valor de ΔG , lo que tiende a disminuir la formación de productos. Otro posible planteamiento es el siguiente: teniendo en cuenta que la reacción es exotérmica, aplicando el Principio de Le Châtelier, veremos que un aumento de temperatura tiende a desplazar la reacción en el sentido en que esta sea endotérmica, esto es, hacia la izquierda.

9. (Canarias, Jun. 2016). El calor de combustión del ácido acético, CH₃COOH(l), es -874 kJ/mol. Sabiendo que las entalpías de formación estándar del CO₂(g), y del H₂O (l) son, respectivamente -393,3 y -285,6 KJ/mol. Calcula: a) La entalpía estándar de formación del ácido acético, empleando la ley de Hess. b) ¿Qué produce más calor, la combustión de 0,5 Kg de carbono o la de 0,5 Kg de ácido acético?. Datos: Masas atómicas: C = 12 u; O = 16 u; H = 1 u

Solución: a) De los datos del enunciado podemos poner lo siguiente:



La entalpía de la reacción podrá ponerse de la forma:

$$\Delta H = 2 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) - \Delta H_f^\circ \text{CH}_3 - \text{COOH}(\text{l})$$

Sustituyendo valores:

$$\Delta H_f^\circ \text{CH}_3 - \text{COOH}(\text{l}) = 2(-393,3) + 2(-285,6) - (-874) = -483,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) Los calores producidos por la combustión de 500 g de C y 500 g de ácido acético, respectivamente, se calculan, de la forma:

$$\frac{12 \text{ g C}}{-393,3 \text{ kJ}} = \frac{500 \text{ g C}}{x \text{ kJ}} \rightarrow x = -16387,5 \text{ kJ}$$

$$\frac{60 \text{ g CH}_3 - \text{COOH}}{-874 \text{ kJ}} = \frac{500 \text{ g CH}_3 - \text{COOH}}{y \text{ kJ}} \rightarrow y = -7283,3 \text{ kJ}$$

Con lo que comprobamos que produce más calor la combustión de 500 g de C.

10. (Canarias, Jul. 2016) Dada la siguiente reacción de formación de acetileno (C_2H_2) a partir del carburo de calcio (CaC_2): $CaC_2(s) + 2 H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s) + C_2H_2(g)$. a) Calcula la variación de entalpía estándar de la reacción. b) La entalpía estándar de combustión del acetileno (C_2H_2). c) ¿Qué calor se desprende en la combustión de 100 litros de acetileno, medidos a 25 °C y 1 atm.? Datos: $\Delta H_f^0(CaC_2) = -59 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0(C_2H_2) = 227 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0(H_2O) = -285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0[Ca(OH)_2] = -986 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0(CO_2) = -393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Solución: a) la variación de entalpía estándar de la reacción indicada será:

$$\Delta H^0 = \Delta H_f^0[Ca(OH)_2] + \Delta H_f^0(C_2H_2) - \Delta H_f^0(CaC_2) - 2 \Delta H_f^0(H_2O)$$

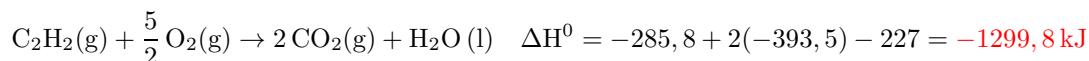
Sustituyendo valores, tendremos:

$$\Delta H^0 = -986 + 227 - (-59) - 2(-285,8) = -128,4 \text{ kJ}$$

b) Calcularemos, en primer lugar, el número de moles de acetileno, empleando la ecuación de los gases:

$$1 \cdot 100 = n \cdot 0,082 \cdot 298 \quad n = 4,09 \text{ moles}$$

b) La reacción de combustión del acetileno es la siguiente:



c) Con este dato, podremos establecer la siguiente relación:

$$\frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{-1299,8 \text{ kJ}} = \frac{4,09 \text{ mol } C_2H_2}{x \text{ kJ}} \quad x = -5316,2 \text{ kJ}$$

11. (Canarias, Jul. 2016) El aluminio es un agente eficiente para la reducción de óxidos metálicos. Un ejemplo de ello es la reducción del óxido de hierro (III), Fe_2O_3 , a hierro metálico según la reacción: $Fe_2O_3(s) + 2 Al(s) \rightarrow Al_2O_3(s) + 2 Fe(s)$. Calcula: a) La variación de entalpía estándar de esta reacción. b) El calor desprendido en la reducción de 100 g de Fe_2O_3 . c) La variación de energía libre de Gibbs a 298 K. ¿Es espontánea la reacción a esa temperatura? Datos: $\Delta H_f^0[Fe_2O_3(s)] = -821,37 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0[Al_2O_3(s)] = -1668,24 \text{ kJ mol}^{-1}$; $S^0[Fe_2O_3(s)] = 90 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $S^0[Al_2O_3(s)] = 51 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $S^0[Al(s)] = 28,3 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $S^0[Fe(s)] = 27,2 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; Masas atómicas: Fe= 55,85 u ; O= 16 u.

Solución: a) Para la reacción indicada, tendremos:

$$\Delta H^0 = \Delta H_f^0[Al_2O_3(s)] - \Delta H_f^0[Fe_2O_3(s)] = -1668,24 - (-821,37) = -846,87 \text{ kJ}$$

b) El calor desprendido será:

$$\frac{159,7 \text{ g } Fe_2O_3}{-846,87 \text{ kJ}} = \frac{100 \text{ g } Fe_2O_3}{x \text{ kJ}} \quad x = -541,56 \text{ kJ}$$

c) la variación de entropía es:

$$\Delta S^0 = S^0[Al_2O_3(s)] + 2 S^0[Fe(s)] - S^0[Fe_2O_3(s)] - 2 S^0[Al(s)]$$

Sustituyendo valores:

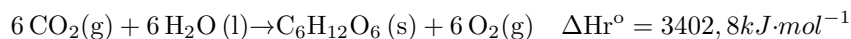
$$\Delta S^0 = 51 + 2 \cdot 27,2 - 90 - 2 \cdot 28,3 = -41,2 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Así pues, tendremos:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T \Delta S^0 = -846,87 + 298 \cdot 41,2 \cdot 10^{-3} = -834,59 \text{ kJ}$$

la reacción será espontánea

12. (Cantabria, Jun. 2016) El proceso de fotosíntesis se puede representar por la ecuación:



Calcula: a) La entalpía de formación estándar de la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. b) La energía necesaria para obtener 500 g de glucosa mediante fotosíntesis. DATOS: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)(\text{g}) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})(\text{l}) = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16

Solución: a) Aplicando la ley de Hess, tendremos:

$$\Delta H_r = \Delta H_f^\circ \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{g}) - 6 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) - 6 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g})$$

Despejando y sustituyendo valores:

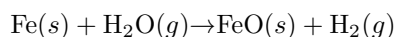
$$\Delta H_f^\circ \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{g}) = 3402,8 - 6 \cdot 393,5 - 6 \cdot 285,8 = -673 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b)

$$\frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{3402,8 \text{ kJ}} = \frac{180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{3402,8 \text{ kJ}} = \frac{500 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{x \text{ kJ}}$$

Obteniéndose: $x = 9452,2 \text{ kJ}$

13. (Castilla La Mancha, Jun. 2016) Dada la reacción:



a) Calcula la variación de entalpía estándar de la reacción y dibuja el diagrama entálpico. b) Justifica la espontaneidad o no de la reacción a 25°C . c) Calcula el calor desprendido si se oxidan 10 g de hierro mediante la reacción anterior. (Datos: Masa atómica: Fe = 55,9; $\Delta H_f^\circ(\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$: $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -241,8$; $\text{FeO}(\text{s}) = -267$ $\text{S}^\circ(\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$: $\text{FeO}(\text{s}) = 60,75$; $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = 188,7$; $\text{Fe}(\text{s}) = 27,28$; $\text{H}_2(\text{g}) = 130,6$)

Solución: a) La variación de entalpía será:

$$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ \text{FeO}(\text{s}) - \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -267 - (-241,8) = -25,2 \text{ kJ}$$

b) A 25°C , podremos poner:

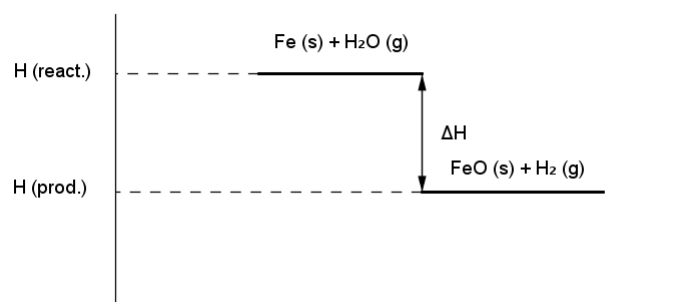
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = -25,2 - 298(60,75 + 130,6 - 27,28 - 188,7) \cdot 10^{-3} = -25,2 + 7,34 = -17,86 \text{ kJ}$$

Por tanto, la reacción es espontánea.

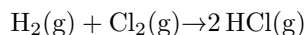
c) El calor desprendido en la oxidación de 10 g de Fe se calcula de la forma:

$$\frac{56 \text{ g Fe}}{-25,2 \text{ kJ}} = \frac{10 \text{ g Fe}}{x \text{ kJ}} \rightarrow x = -4,5 \text{ kJ}$$

Puesto que la reacción es exotérmica, el diagrama entálpico quedará de la forma:



14. (Castilla y León, Jun. 2016) Calcule el valor del cambio de entropía estándar de la siguiente reacción a 25 °C:



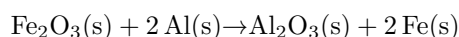
b. Justifique la magnitud y el signo del valor encontrado. Datos: $S^\circ[\text{Cl}_2(\text{g})] = 223,0 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $S^\circ[\text{H}_2(\text{g})] = 131,0 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ $S^\circ[\text{HCl}(\text{g})] = 187,0 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Solución: La variación de entropía será:

$$\Delta S^\circ = 2 S^\circ[\text{HCl}(\text{g})] - S^\circ[\text{H}_2(\text{g})] - S^\circ[\text{Cl}_2(\text{g})] = 2 \cdot 187,0 - 131,0 - 223,0 = -167,0 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Una variación de entropía negativa significa una disminución en el grado de desorden del sistema.

15. (Castilla y León, Sept. 2016) El aluminio es un agente eficiente para la reducción de óxidos metálicos. Un ejemplo de ello es la reducción del óxido de hierro (III) a hierro metálico según la reacción:



Calcule: a) El calor desprendido en la reducción de 100 g de Fe_2O_3 a 298 K. b) La variación de energía de Gibbs a 298 K. c) ¿Es espontánea la reacción a esa temperatura? ¿Es espontánea la reacción a cualquier temperatura? Datos: ΔH_f° en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$: $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) = -821,37$; $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) = -1668,24$; S° en $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$: $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) = 90$; $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) = 51$; $\text{Al}(\text{s}) = 28,3$; $\text{Fe}(\text{s}) = 27,2$.

Solución: a) La variación de entalpía estándar para esta reacción es la siguiente:

$$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ[\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})] - \Delta H_f^\circ[\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] = -1668,24 - (-821,37) = -846,87 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

para la reducción de 100 g de óxido férrico, podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{2 \cdot 56 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{100 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} = \frac{-846,47 \text{ kJ}}{x \text{ kJ}} \quad x = -529,29 \text{ kJ}$$

b) la variación de energía de Gibbs a 298 K será:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -846,87 - 298 \frac{51 + 2 \cdot 27,2 - 90 - 2 \cdot 28,3}{1000} = -835,49 \text{ kJ}$$

Al ser ΔG° negativa, la reacción es espontánea. No es espontánea a cualquier temperatura, pues el término $-T\Delta S^\circ$ es positivo.

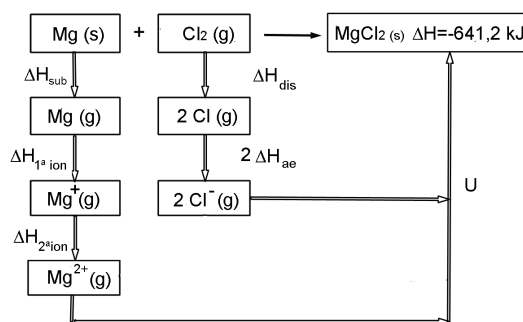
16. (Cataluña, Jun. 2016) Para calcular la energía reticular del cloruro de magnesio (MgCl_2) se conocen los datos termodinámicos que aparecen en la siguiente tabla:

a) Dibuje el diagrama de entalpías del cloruro de magnesio (ciclo de Born-Haber) y calcule la

Magnitudes en condiciones estándar	Valor ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
Energía de sublimación del magnesio	146,3
Primera energía de ionización del magnesio	736,3
Segunda energía de ionización del magnesio	1448,4
Energía de disociación del $\text{Cl}_2(\text{g})$	242,6
Afinidad electrónica del Cl_2	-364,5
Entalpía de formación del cloruro de magnesio	-641,2

energía reticular de esta sal a 25 °C. b) Explique justificadamente si el valor absoluto de la energía reticular del cloruro de magnesio es mayor o menor que el de la energía reticular del cloruro de calcio (CaCl_2). Datos: Números atómicos: $Z(\text{Cl}) = 17$; $Z(\text{Mg}) = 12$; $Z(\text{Ca}) = 20$.

Solución: a) El ciclo de Born-Haber de este proceso es:



Del diagrama anterior deduce que:

$$U = -641,2 - 146,3 - 736,3 - 1448,4 - 242,6 + 2 \cdot 364,5 = -2485,8 \text{ kJ}$$

b) La energía reticular del cloruro de magnesio será superior a la del cloruro de calcio, ya que la energía reticular depende directamente del producto de las cargas iónicas, e inversamente de la distancia interiónica. Al tener menor tamaño el ion Mg^{2+} que el ion Ca^{2+} y ser igual el producto de las cargas de los respectivos iones por el ion Cl^- , igual carga, se cumplirá la afirmación anterior.

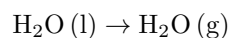
17. (Cataluña, Sept. 2016) Para combatir con eficacia el fuego, es necesario saber que la combustión es una reacción química que tiene lugar cuando los vapores que desprende una sustancia combustible se combinan con gran rapidez con el oxígeno del aire. Esta reacción, con desprendimiento de luz y calor, genera el fuego. a) Con los datos de la tabla, calcule la entalpía de vaporización del agua a 1 atm y justifique, a partir de su resultado, por qué se utiliza el agua para apagar el fuego. Calcule también el calor necesario para vaporizar 1,0 kg de agua a una presión constante de 1 atm. b) A partir de los datos de la tabla, calcule la temperatura de ebullición del agua a 1 atm de presión.

Magnitudes termodinámicas en condiciones estándar y a 25°C

Compuesto	ΔH_f^0 (kJ·mol ⁻¹)	S^0 (J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)
H ₂ O (l)	-285,8	70,0
H ₂ O (g)	-241,8	188,0

Nota : ΔH_f^0 y S^0 son constantes e independientes de la temperatura.

Solución: a) La vaporización del agua responde al proceso:



$$\Delta H^0 = \Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O} (g)] - \Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O} (l)] = -241,8 - (-285,8) = 44 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

El proceso es endotérmico, lo que contribuye a disminuir la temperatura de la reacción de combustión.

Al vaporizar 1,0 kg de agua, podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{18 \text{ g H}_2\text{O} (l)}{1000 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{44 \text{ kJ}}{x \text{ kJ}} \rightarrow x = 2444,5 \text{ kJ}$$

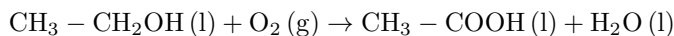
b) Cuando se alcanza la temperatura de ebullición, se producirá un equilibrio entre el agua (l) y el agua (g), por tanto, $\Delta G^0 = 0$. Así pues:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 \quad \text{Sustituyendo :} \quad 0 = 44 - T \frac{188 - 70}{1000}$$

Despejando, obtenemos:

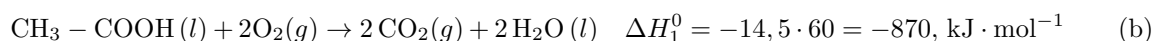
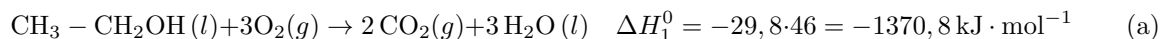
$$T = \frac{-44000}{-118} \simeq 373 \text{ K} \rightarrow 100^\circ \text{ C}$$

18. (**Extremadura, Jun. 2016**) En la combustión en condiciones estándar de 1 g de etanol (l), $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$, se desprenden 29,8 kJ. Por otra parte, en la combustión de 1 g de ácido acético (l) (o etanoico), $\text{CH}_3\text{-COOH}$, se desprenden 14,5 kJ en condiciones estándar. Con esta información, calcular la entalpía molar estándar de la reacción siguiente:

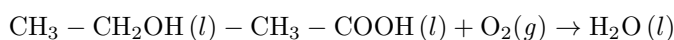


Datos: Masas atómicas H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u

Solución: a) Las reacciones mencionadas pueden escribirse de la forma siguiente:



Sumando algebraicamente las ecuaciones termoquímicas (a) y -(b), tendremos:

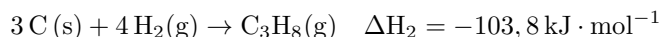
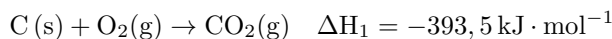


Que es la ecuación propuesta en el enunciado (pasando el ácido acético del primer miembro, cuyo signo es negativo, al segundo miembro). La entalpía de la reacción será:

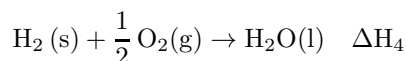
$$\Delta H^0 = \Delta H_1^0 - \Delta H_2^0 = -1370,8 - (-870) = -500,8 \text{ kJ}$$

19. (**Extremadura, Jul. 2016**) Sabiendo que los calores estándar de formación a presión constante de $\text{CO}_2(g)$ y $\text{C}_3\text{H}_8(g)$ son, respectivamente, $-393,5$ y $-103,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y el calor de combustión estándar del $\text{C}_3\text{H}_8(g)$ es $-2218,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Calcular; a) La variación de entalpía de formación de $\text{H}_2\text{O}(l)$. b) Qué energía se desprende cuando se produce la combustión, a presión constante, de 440 g de $\text{C}_3\text{H}_8(g)$

Solución: a) Las tres ecuaciones termoquímicas son las siguientes:



Combinando estas tres ecuaciones termoquímicas debemos obtener la siguiente:



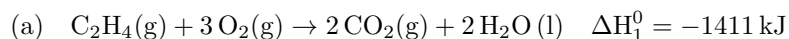
Aplicando la ley de Hess, comprobaremos que, multiplicando la primera ecuación termoquímica por $-3/4$, la segunda y la tercera por $1/4$, y sumando algebraicamente, obtendremos la ecuación antes indicada. La variación de entalpía para ella será:

$$\Delta H_4 = -\frac{3}{4}\Delta H_1 + \frac{1}{4}\Delta H_2 + \frac{1}{4}\Delta H_3 = -\frac{3}{4}(-393,5) + \frac{1}{4}(-103,8) + \frac{1}{4}(-2218,8) = -285,5 \text{ kJ}$$

20. (**Galicia, Jun. 2016**) a) Teniendo en cuenta la ley de Hess, calcule la entalpía en condiciones estándar de la siguiente reacción, indicando si la reacción es exotérmica o endotérmica: $\text{C}_2\text{H}_4(g) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (l)$ b). Calcule la cantidad de energía, en forma de calor, que es absorbida o cedida en la obtención de 75 g de etanol según la reacción anterior, a partir de las cantidades adecuadas de eteno y agua.

Datos: $\Delta H^\circ(\text{combustión}) \text{C}_2\text{H}_4 (g) = -1411 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ(\text{combustión}) \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (l) = -764 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Solución: a) Las reacciones de combustión de eteno y etanol son las siguientes:





Restando (a) - (b), tendremos:



Con $\Delta H^0 = \Delta H_1^0 - \Delta H_2^0 = -1411 - (-764) = -647 \text{ kJ}$. La reacción es, por tanto, exotérmica.

b) En la combustión de etanol (proceso exotérmico), podremos poner:

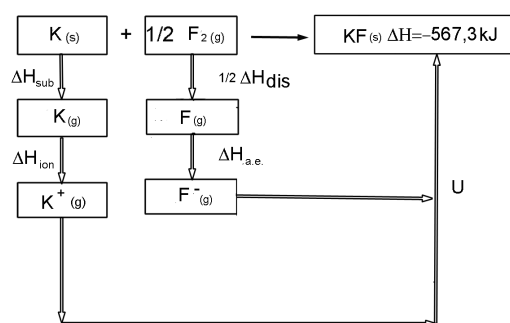
$$\frac{46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{-764 \text{ kJ}} = \frac{75 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{x \text{ kJ}} \quad x = -1245,65 \text{ kJ}$$

Al ser negativo el valor de la energía, se trata de una energía cedida.

21. **(La Rioja, Jul. 2016)** A partir de los datos que se dan a continuación, determine la energía de red del fluoruro de potasio sólido, planteando para ello el ciclo de Born-Haber correspondiente.

$\Delta H_f^0[\text{KF}(s)] = -567,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_{\text{subl}}[\text{K}(s)] = 82,94 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_{\text{disoc.}}(\text{F}_2) = 159,0 \text{ kJ/mol}$; $E_i[\text{K}(s)] = 418,9 \text{ kJ/mol}$; $AE[\text{F}(g)] = -328 \text{ kJ/mol}$.

Solución: El ciclo de Born-Haber correspondiente al proceso será el siguiente:



Cumplíndose que:

$$\Delta H_f^0 = \Delta H_{\text{sub}} + \Delta H_{\text{ion}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}} + \Delta H_{\text{a.e.}} + U$$

Sustituyendo valores y despejando:

$$U = -567,3 - 82,94 - 418,9 - \frac{1}{2} 159 + 328 = -820,64 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

22. **(Madrid, Jun. 2016)** Para la descomposición térmica del carbonato de calcio, $\text{CaCO}_3(s) \rightarrow \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g)$, calcule: a) La variación de entalpía de la reacción. b) La variación de entropía de la reacción. c) La temperatura a partir de la cual el carbonato de calcio se descompone espontáneamente. d) El calor intercambiado en la descomposición total de una muestra de CaCO_3 si se obtienen 10,1 g de CaO . Datos. ΔH_f^0 ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{CaCO}_3(s) = -1207$; $\text{CO}_2(g) = -394$; $\text{CaO}(s) = -633$. S^0 ($\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$): $\text{CaCO}_3(s) = 93$; $\text{CO}_2(g) = 214$; $\text{CaO}(s) = 40$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40.

Solución: a) La variación de entalpía de la reacción se calcula así:

$$\Delta H_r = \Delta H_f^0[\text{CaO}(s)] + \Delta H_f^0[\text{CO}_2(g)] - \Delta H_f^0[\text{CaCO}_3(s)] = -633 - 394 - (-1207) = +180 \text{ kJ}$$

b) La variación de entropía será:

$$\Delta S_r = S_{\text{CaO}(s)}^0 + \Delta S_{\text{CO}_2(g)}^0 - H_{\text{CaCO}_3(s)}^0 = 40 + 214 - 93 = +161 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

c) Para que la reacción sea espontánea, debe cumplirse que $\Delta G \leq 0$, por lo cual:

$$\Delta G = 180 - T \cdot 161 \cdot 10^{-3} \leq 0 \longrightarrow T \geq 1180 \text{ K}$$

d) Para obtener 10,1 g de CaO, necesitaremos una cantidad x de CaCO_3 , por lo que podremos escribir:

$$\frac{100 \text{ g CaCO}_3}{x \text{ g CaCO}_3} = \frac{56 \text{ g CaO}}{10,1 \text{ g CaO}} \longrightarrow x = 18,04 \text{ g CaCO}_3$$

La cantidad de calor será:

$$\frac{100 \text{ g CaCO}_3}{180 \text{ kJ}} = \frac{18,04 \text{ g CaCO}_3}{y \text{ kJ}} \longrightarrow y = 32,47 \text{ kJ}$$

23. (Madrid, Sept. 2016) El NCl_3 se puede obtener según la reacción $\text{NH}_3(\text{g}) + 3 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NCl}_3(\text{g}) + 3 \text{HCl}(\text{g})$. Si se liberan 15,5 kJ cuando reacciona totalmente 1 L de NH_3 , medido a 25 °C y 0,75 atm, calcule: a) ΔH^0 de la reacción de obtención de NCl_3 descrita en el enunciado. b) ΔH_f^0 para el NCl_3 . Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. $\Delta H_f^0(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$: $\text{NH}_3 = -46,1$; $\text{HCl} = -92,3$.

Solución: a) El número de moles de NH_3 se obtendrá aplicando la ecuación de los gases:

$$0,75 \cdot 1 = n \cdot 0,082 \cdot 298 \quad n = 0,031 \text{ moles}$$

Para la reacción anterior podemos plantear la siguiente relación:

$$\frac{0,031 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = \frac{-15,5 \text{ kJ}}{x \text{ kJ}}$$

Obteniéndose un valor: $x = 500 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

b) la variación de entalpía estándar de la reacción puede expresarse así:

$$\begin{aligned} \Delta H^0 &= \Delta H_f^0[\text{NCl}_3(\text{g})] + 3 \Delta H_f^0[\text{HCl}(\text{g})] - [\Delta H_f^0[\text{NH}_3(\text{g})]] \\ -500 &= \Delta H_f^0[\text{NCl}_3(\text{g})] + 3(-92,3) - (-46,1) \end{aligned}$$

Despejando, obtenemos:

$$\Delta H_f^0[\text{NCl}_3(\text{g})] = -269,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

24. (Navarra, Jun. 2016) a) Calcule la entalpía de formación del propano. b) Determine la cantidad de propano que necesitará una caldera para calentar los 350 L de agua de su circuito desde 18 °C hasta 80 °C, sabiendo que se pierde el 25 % de la energía de combustión. Datos: Entalpías de formación estándar ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) = -1209,7$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,4$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$. calor necesario para incrementar en 1 °C la temperatura de 1 g de agua = 4,18 J. Densidad del agua = 1000 $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$. Masas atómicas: O = 16,0; C = 12,0; H = 1,0

Solución: a) La combustión del propano puede ser representada por la siguiente ecuación termoquímica:



Utilizando los datos aportados en el enunciado, tendremos:

$$\Delta H^0 = 3(-393,4) + 4(-285,8) - (-1209,7) = -1113,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

b) La masa de 350L de agua tienen una masa de 350000 g. El calor necesario para calentar esta cantidad de agua desde 18 °C a 80 °C es:

$$\Delta H = \frac{350000 \cdot 4,18(80 - 18)}{1000} = 90706 \text{ kJ}$$

Puesto que se pierde el 25 % de la energía, deberemos aportar:

$$\Delta H' = 90706 (1 + 0,25) = 113382,5 \text{ kJ}$$

Con este dato, podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 \text{ g C}_3\text{H}_8(\text{g})}{x \text{ g C}_3\text{H}_8(\text{g})} = \frac{-113,7 \text{ kJ}}{-113382,5 \text{ kJ}}$$

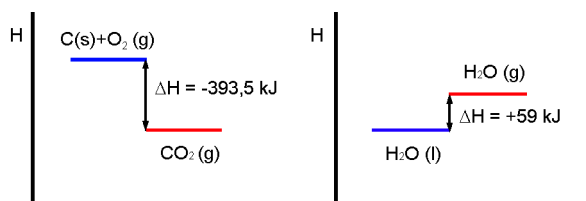
Obteniéndose $x = 4479,5 \text{ g de C}_3\text{H}_8$

25. (País Vasco, Jun. 2016) El calor de combustión del carbono sólido es $-393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y el calor de vaporización del agua es $+59 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. a) Escribe las ecuaciones termoquímicas de ambos procesos y representa los diagramas de energía correspondientes. b) ¿Será espontánea la combustión del carbono sólido a 25°C ? c) ¿Cuántos gramos de C (s) hay que quemar para evaporar 5 kg de agua a 100°C ? Datos: $S^\circ (\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$: $\text{O}_2(\text{g}) = 205,1$; $\text{C}(\text{s}) = 5,7$; $\text{CO}_2(\text{g}) = 213,7$

Solución: a) Las ecuaciones termoquímicas son las siguientes:



Los correspondientes diagramas entálpicos son:



La variación de entropía para la combustión del C (s) será:

$$\Delta S^\circ = 213,7 - 205,1 - 5,7 = 2,9 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Con lo que: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = -393,5 - 298 \cdot 2,9 \cdot 10^{-3} = -394,36 < 0$. La reacción será **espontánea**.

c) La cantidad de calor necesaria para evaporar 5 kg de agua a 100°C es:

$$\frac{5000 \text{ g H}_2\text{O}}{x \text{ kJ}} = \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{59 \text{ kJ}} \rightarrow x = 16389 \text{ kJ}$$

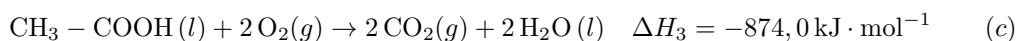
Esta cantidad de calor será suministrada por:

$$\frac{12 \text{ g C}}{-393,5 \text{ kJ}} = \frac{y \text{ g C}}{-16389 \text{ kJ}} \rightarrow y \simeq 500 \text{ g C}$$

26. (País Vasco, Jun. 2016) Las entalpías de formación estándar del $\text{CO}_2(\text{g})$, y del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son, respectivamente, $-393,5$ y $-285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y el calor de combustión del ácido acético (etanoico) líquido es $-874,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ a 25°C . a) Escribe las ecuaciones termoquímicas correspondientes a los datos aportados. b) Calcula la entalpía estándar de formación del ácido acético. c) ¿Qué cantidad de calor se intercambiará (debes indicar si se libera o se absorbe) cuando se forman 25 L de $\text{CO}_2(\text{g})$ medidos a 1 atm y 25°C al quemar ácido acético (etanoico) líquido.

Solución: a) Las ecuaciones termoquímicas son las siguientes:





b) La entalpía estándar para la formación del ácido acético puede obtenerse por aplicación de la ley de Hess, combinando las tres ecuaciones termoquímicas anteriores en la forma:

$$2(a) + 2(b) - (c)$$

Combinación que nos da la ecuación de formación del ácido acético. La entalpía será: $\Delta H_f^0 = 2\Delta H_1 + 2\Delta H_2 - \Delta H_3 = 2(-393,5) + 2(-285,8) - (-874) = -484,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

c) La masa correspondiente a un volumen de 25 L de CO_2 medidos a 1 atm y 25^o C, se calcula aplicando la ecuación de los gases:

$$1 \cdot 25 = \frac{m}{44} \cdot 0,082 \cdot 298 \rightarrow m = 45 \text{ g CO}_2$$

Para calcular la cantidad de calor:

$$\frac{60 \text{ g CH}_3 - \text{COOH}}{88 \text{ g CO}_2} = \frac{x \text{ g CH}_3 - \text{COOH}}{45 \text{ g CO}_2} \rightarrow x = 30,68 \text{ g CH}_3 - \text{COOH}$$

$$\frac{60 \text{ g CH}_3 - \text{COOH}}{-874 \text{ kJ}} = \frac{x \text{ g CH}_3 - \text{COOH}}{y \text{ kJ}} \rightarrow y = -446,9 \text{ kJ}$$

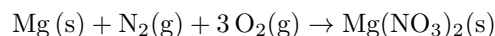
El signo negativo indica que se liberan 446,9 kJ al quemar la cantidad de ácido acético suficiente para producir 25 L de CO_2 .

27. (País Vasco, Jul. 2016) Empleando los datos de la tabla, efectúa las operaciones que se indican.

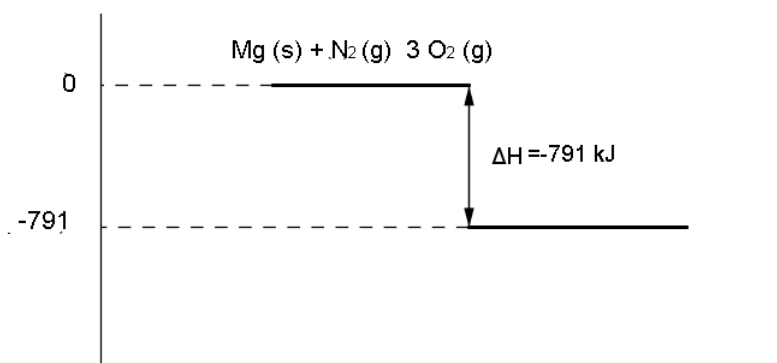
Sustancia	$\text{Mg}(\text{NO}_3)(s)$	$\text{MgO}(s)$	$\text{NO}_2(g)$
Entalpía de formación	-791	-602	-33

a) Escribe la ecuación termoquímica de formación del nitrato de magnesio y realiza el correspondiente diagrama de energía. b) Al calentar nitrato de magnesio se descompone dando óxido de magnesio, dióxido de nitrógeno y oxígeno. Calcula el cambio de entalpía de dicho proceso y escribe su ecuación termoquímica. c) ¿Qué cantidad de calor se intercambiará (indica si se libera o se absorbe) cuando se forman 25 L de dióxido de nitrógeno (g). medidos en C.N.

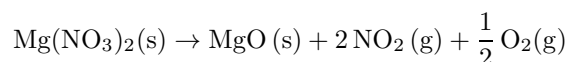
Solución: a) La ecuación termoquímica es la siguiente:



El diagrama entálpico es:



b) La ecuación termoquímica es la siguiente:



Siendo la variación de entalpía:

$$\Delta H^0 = \Delta H_f^0[\text{MgO}(\text{s})] + 2\Delta H_f^0[\text{NO}_2(\text{g})] - \Delta H_f^0[\text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{s})]$$

$$\Delta H = -602 + 2(-33(-(-791)) = \mathbf{123\text{ kJ}}$$

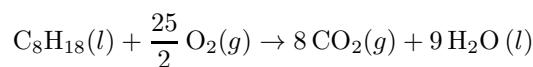
c) La cantidad de calor intercambiada se calcula a partir de la siguiente relación:

$$\frac{2 \cdot 22,41\text{NO}_2}{123\text{ kJ}} = \frac{251\text{NO}_2}{x\text{ kJ}} \quad x = \mathbf{68,64\text{ kJ}}$$

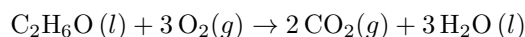
La energía se absorbe, pues el proceso es endotérmico

28. (Comunidad Valenciana, Jun. 2016) El gasohol es una mezcla de gasolina (octano, C_8H_{18}) y etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) que se utiliza como combustible para reducir las emisiones globales de CO_2 . Calcule: a) Las entalpías molares de combustión del octano y del etanol. b) La cantidad de energía en forma de calor que se liberará al quemar 1 L de una mezcla de gasohol que contiene el 12,5% en peso de etanol (siendo el 87,5% restante octano) si la densidad de la mezcla es $0,757\text{ g/cm}^3$. Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; O = 16. Entalpías molares de formación, ΔH_f^0 ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$: -249,9; $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})$: -277,7; $\text{CO}_2(\text{g})$: -393,5; $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$: -285,8

Solución: a) Las reacciones de combustión de octano y etanol y sus respectivas entalpías molares son:



$$\Delta H_1 = 8(-393,5) + 9(-285,8) - (-249,9) = \mathbf{-5470\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}}$$



$$\Delta H_2 = 2(-393,5) + 3(-285,8) - (-277,7) = \mathbf{-1416,7\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}}$$

b) Un litro de gasohol tiene una masa: $m = 1000 \cdot 0,757 = 757\text{ g}$, de los cuales, el 12,5% (94,63 g) es etanol, y el resto (662,37 g) es octano. El calor liberado por el etanol será:

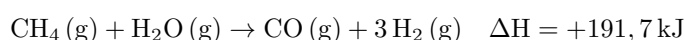
$$\frac{46\text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}}{-1416,7\text{ kJ}} = \frac{94,63\text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}}{x\text{ kJ}} \rightarrow x = -2914,2\text{ kJ}$$

Mientras que el calor liberado por el octano tendrá el valor:

$$\frac{114\text{ g C}_8\text{H}_{18}}{-5470,3\text{ kJ}} = \frac{662,37\text{ g C}_8\text{H}_{18}}{y\text{ kJ}} \rightarrow y = -31784,4\text{ kJ}$$

El calor liberado será: $\Delta H = -2914,2 - 31784,4 = \mathbf{-34698,6\text{ kJ}}$

29. (Comunidad Valenciana, Jun. 2016) Uno de los métodos más eficientes de los utilizados en la actualidad para obtener hidrógeno, $\text{H}_2(\text{g})$, es el reformado con vapor de agua, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ del metano, $\text{CH}_4(\text{g})$, componente principal del gas natural:



Discuta razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) La formación de CH_4 y H_2O a partir de CO y H_2 absorbe energía en forma de calor. b) La energía que contienen los enlaces covalentes de los reactivos (CH_4 y H_2O) es mayor que la correspondiente a los enlaces

covalentes de los productos (CO y H₂). c) La formación de CO y H₂ a partir de CH₄ y H₂O implica un aumento de entropía del sistema. d) La reacción aumenta su espontaneidad con la temperatura.

Solución: a) Falsa: Al ser endotérmica la reacción directa, la inversa será exotérmica, esto es, se desprende calor.

b) Falsa: para una reacción endotérmica, la energía de los productos es mayor que la de los reactivos, por lo que la energía de los enlaces de estos últimos será mayor que la de los primeros.

c) Verdadera: la entropía indica el grado de desorden de un sistema. Este grado de desorden aumenta cuanto mayor sea el número de moles de sustancias gaseosas.

d) Verdadera: al aumentar la temperatura, el término $-T\Delta S$ de la expresión: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ se va haciendo más negativo (pues $\Delta S > 0$), lo que favorecerá la espontaneidad de la reacción.