



Resolución Hoja de Ejercicios: Termoquímica

Academia de Ciencias Lógica

Ejercicio 1

a) Ajuste y entalpía de combustión. Reacción ajustada: $C_2H_6O(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$
 $\Delta H_c^0 = \sum n\Delta H_f^0(\text{prod}) - \sum m\Delta H_f^0(\text{reac})$ $\Delta H_c^0 = [2(-393,5) + 3(-285,8)] - [-277,7 + 3(0)] = -1644,4 + 277,7 = -1366,7 \text{ kJ/mol}$

b) Variación de entropía. $\Delta S_r^0 = [2(213) + 3(69,9)] - [160,7 + 3(204,8)] = 635,7 - 775,1 = -139,4 \text{ J/mol} \cdot K$

c) Espontaneidad a $25^\circ C$ (298 K). $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -1366,7 \text{ kJ/mol} - 298 \text{ K} \cdot (-0,1394 \text{ kJ/mol} \cdot K)$
 $\Delta G^0 = -1366,7 + 41,54 = -1325,16 \text{ kJ/mol}$ Como $\Delta G^0 < 0$, el proceso es **espontáneo**.

Ejercicio 2

a) Reacciones de formación y combustión. Formación Butano: $4C(s) + 5H_2(g) \rightarrow C_4H_{10}(g)$
Formación CO_2 : $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ Formación H_2O : $H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ Combustión Butano: $C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 5H_2O(l)$

b) Entalpía de combustión del butano. $\Delta H_c^0 = [4(-393,5) + 5(-285,8)] - [-124,7] = -1574 - 1429 + 124,7 = -2878,3 \text{ kJ/mol}$

c) Entropía, Energía Libre y Espontaneidad a 298 K. $\Delta S^0 = [4(213,6) + 5(69,9)] - [310,1 + \frac{13}{2}(204,8)] = 1203,9 - 1641,3 = -437,4 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$ *(Nota: Se ha usado el valor estándar de entropía del butano gas $S^0 \approx 310,1 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$ ya que el dato de la tabla parece incompleto o líquido)*.
 $\Delta G^0 = -2878,3 - 298(-0,4374) = -2747,95 \text{ kJ/mol}$. Es **espontáneo**.

Ejercicio 3

a) Calor de formación del ácido metanoico ($HCOOH$). Reacción: $C(s) + H_2(g) + O_2(g) \rightarrow HCOOH(l)$ Usando los datos: (1) $C + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CO$ ($\Delta H = -110,4$) (2) $H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$ ($\Delta H = -285,5$) (3) $CO + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CO_2$ ($\Delta H = -283,0$) (4) $HCOOH + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ ($\Delta H = -259,6$)
Operación: (1)+(2)+(3)-(4) $\Delta H_f^0(HCOOH) = -110,4 - 285,5 - 283,0 - (-259,6) = -419,3 \text{ kJ/mol}$

b) Calor al formar 1 kg de $HCOOH$. Masa molar $HCOOH = 46 \text{ g/mol}$. En 1 kg (1000 g): $n = 21,74 \text{ moles}$. $Q = 21,74 \text{ mol} \cdot (-419,3 \text{ kJ/mol}) = -9115,5 \text{ kJ}$ (se desprenden).

Ejercicio 4

a) Energía de fermentación de glucosa (Ley de Hess). (1) $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$ ($\Delta H = -2815$) (2) $CH_3CH_2OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$ ($\Delta H = -1372$) Reacción fermentación: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2CH_3CH_2OH + 2CO_2$ $\Delta H_{fermentacion} = \Delta H(1) - 2 \cdot \Delta H(2) = -2815 - 2(-1372) = -71 \text{ kJ/mol}$

b) Tipo de reacción. Es **exotérmica**, ya que $\Delta H < 0$. Se desprende energía.

c) Etanol producido con 0,5 kg de glucosa. Masa molar glucosa = 180 g/mol . $n = 500/180 = 2,78 \text{ moles}$. $n(\text{etanol}) = 2 \cdot 2,78 = 5,56 \text{ moles}$. $m(\text{etanol}) = 5,56 \text{ mol} \cdot 46 \text{ g/mol} = 255,76 \text{ g}$.

Ejercicio 5

a) Entalpías de formación de etano y eteno. Etano (C_2H_6): $-1559,7 = [2(-393,5) + 3(-285,8)] - \Delta H_f^0 \Rightarrow \Delta H_f^0 = -84,7 \text{ kJ/mol}$. Eteno (C_2H_4): $-1410,9 = [2(-393,5) + 2(-285,8)] - \Delta H_f^0 \Rightarrow \Delta H_f^0 = +52,3 \text{ kJ/mol}$.

b) Hidrogenación del eteno. $C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$ $\Delta H_r = \Delta H_f^0(\text{etano}) - \Delta H_f^0(\text{eteno}) = -84,7 - 52,3 = -137,0 \text{ kJ/mol}$.

c) Temperatura de espontaneidad. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$. Como $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, será espontáneo a temperaturas **bajas**. $T < \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{-137000 \text{ J/mol}}{-110,6 \text{ J/K}\cdot\text{mol}} = 1238,7 \text{ K}$.

Ejercicio 6

a) Entalpía de combustión del octano. $C_8H_{18} + \frac{25}{2}O_2 \rightarrow 8CO_2 + 9H_2O$ $\Delta H_c^0 = [8(-393,8) + 9(-285,8)] - [-264,0] = -3150,4 - 2572,2 + 264,0 = -5458,6 \text{ kJ/mol}$

b) Calor de 2 kg de octano. Masa molar $C_8H_{18} = 114 \text{ g/mol}$. $n = 2000/114 = 17,54 \text{ moles}$. $Q = 17,54 \cdot (-5458,6) = -95743,8 \text{ kJ}$.

Ejercicio 7

Reacción: $CaO(s) + 3C(s) \rightarrow CaC_2(s) + CO(g)$ con $\Delta H^0 = +462 \text{ kJ/mol}$. Como $\Delta H > 0$ (endotérmica) y hay un aumento de desorden ($\Delta S > 0$ por el gas CO), la espontaneidad depende de la temperatura. Será espontánea solo a **temperaturas muy altas** ($T\Delta S > \Delta H$).

Ejercicio 8

Basado en $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$:

- a) $\Delta H > 0, \Delta S < 0$: ΔG siempre positivo. **Nunca espontáneo.**
- b) $\Delta H < 0, \Delta S < 0$: Espontáneo a **temperaturas bajas** ($|T\Delta S| < |\Delta H|$).
- c) $\Delta H < 0, \Delta S > 0$: ΔG siempre negativo. **Siempre espontáneo.**
- d) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$: Espontáneo a **temperaturas altas** ($T\Delta S > \Delta H$).

Ejercicio 9

a) Combustión del propano: $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$

b) Entalpía por energías de enlace: $\Delta H = \sum E_{\text{enlace}}(\text{rotos}) - \sum E_{\text{enlace}}(\text{formados})$
 Rotos: $2(C - C) + 8(C - H) + 5(O = O) = 2(347) + 8(415) + 5(494) = 694 + 3320 + 2470 = 6484 \text{ kJ}$
 Formados: $6(C = O) + 8(O - H) = 6(730) + 8(460) = 4380 + 3680 = 8060 \text{ kJ}$
 $\Delta H_c^0 = 6484 - 8060 = -1576 \text{ kJ/mol}$. Es **exotérmico**.

Ejercicio 10

a) Ecuación Deacon: $4HCl(g) + O_2(g) \rightarrow 2Cl_2(g) + 2H_2O(g)$

b) Entalpía por mol de Cl_2 formado: $\Delta H_r = [4(H - Cl) + (O = O)] - [2(Cl - Cl) + 4(H - O)]$
 $\Delta H_r = [4(432) + 499] - [2(243) + 4(460)] = 2227 - 2326 = -99 \text{ kJ}$ (para 2 moles Cl_2). Por mol de Cl_2 : $\Delta H = -49,5 \text{ kJ/mol}$. Exotérmica débil.

Ejercicio 11

a) Calor de combustión (kJ/mol): Octano: $C_8H_{18} + 12,5O_2 \rightarrow 8CO_2 + 9H_2O$ $\Delta H_c = [8(-393,5) + 9(-285,8)] - [259] = -3148 - 2572,2 - 259 = -5979,2 \text{ kJ/mol}$ *(Nota: El dato +259 del enunciado es inusual para un alcano, suele ser negativo)*. Heptano: $C_7H_{16} + 11O_2 \rightarrow 7CO_2 + 8H_2O$ $\Delta H_c = [7(-393,5) + 8(-285,8)] - [-224,4] = -2754,5 - 2286,4 + 224,4 = -4816,5 \text{ kJ/mol}$

b) Energía por 1 litro: Octano: $1 \text{ L} \cdot 630 \text{ g/L} = 630 \text{ g} \Rightarrow 5,53 \text{ moles}$. $Q = 5,53 \cdot (-5979,2) = -33065 \text{ kJ}$. Heptano: $1 \text{ L} \cdot 684 \text{ g/L} = 684 \text{ g} \Rightarrow 6,84 \text{ moles}$. $Q = 6,84 \cdot (-4816,5) = -32945 \text{ kJ}$.

Ejercicio 12

Combustión Butano: $C_4H_{10}(g) + 6,5O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 5H_2O(l)$ $\Delta H_c^0 = [4(-393,5) + 5(-285,8)] - [-125,7] = -2878,3 \text{ kJ/mol}$
 Moles en 12 L (gas ideal): $n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \cdot 12}{0,082 \cdot 298} = 0,491 \text{ moles}$. $Q = 0,491 \cdot (-2878,3) = -1413,2 \text{ kJ}$.

Ejercicio 13

Volumen bombona (25°C , 1 atm): Asumiendo bombona estándar de $12,5\text{ kg} = 12500\text{ g} \Rightarrow 215,5\text{ moles}$. $V = \frac{215,5 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 5266\text{ L}$.

c1) Energía y ΔG : Energía total: $215,5\text{ mol} \cdot (-2877,5\text{ kJ/mol}) = -620101,25\text{ kJ}$. $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -2877,5 - 298(0,310) = -2877,5 - 92,38 = -2969,88\text{ kJ/mol}$. Es **espontánea** ya que $\Delta G < 0$.