



Solucionario - TERMOQUÍMICA

I. Cálculo de entalpía de reacción (fórmula directa)

Problema 1

a) Calcula ΔH^0 de la reacción. $C_2H_5OH(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$

$$\Delta H^0 = [2(-393,5) + 3(-285,8)] - [-277,0 + 3(0)]$$

$$\Delta H^0 = [-787,0 - 857,4] + 277,0 = -1367,4 \text{ kJ/mol}$$

b) Carácter térmico: Exotérmica ($\Delta H^0 < 0$).

c) Calor para 46,0 g de etanol: $n = \frac{46,0}{46,0} = 1,0 \text{ mol} \Rightarrow Q = 1,0 \cdot (-1367,4) = -1367,4 \text{ kJ}$

Problema 2

a) Entalpía estándar: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$ $\Delta H^0 = 2(-46,1) - [0 + 0] = -92,2 \text{ kJ}$

b) Energía para 34,0 g de NH_3 : $n = \frac{34,0}{17,0} = 2,0 \text{ mol} \Rightarrow Q = -92,2 \text{ kJ}$ (ya que la ecuación es para 2 mol).

c) Cantidad de H_2 : $3 \text{ mol } H_2 \cdot 2,0 \text{ g/mol} = 6,0 \text{ g de } H_2$.

II. Cálculo de entalpía mediante la ley de Hess

Problema 3

a) Ley de Hess: Objetivo $CO(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ (1)

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H_1 = -393,5 \text{ kJ}$ (2) $CO(g) \rightarrow C(s) + \frac{1}{2}O_2(g)$ $\Delta H_2 = +110,5 \text{ kJ}$

b) ΔH^0 : $-393,5 + 110,5 = -283,0 \text{ kJ/mol}$

c) Calor para 28,0 g de CO: $n = \frac{28,0}{28,0} = 1,0 \text{ mol} \Rightarrow Q = -283,0 \text{ kJ}$

Problema 4

a) Combinación Hess: Objetivo $C(s) + 2H_2(g) \rightarrow CH_4(g)$ (2)

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H = -393,5$ (3)

$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l)$ $\Delta H = 2(-285,8) = -571,6$ (1)

$CO_2(g) + 2H_2O(l) \rightarrow CH_4(g) + 2O_2(g)$ $\Delta H = +890,4$

b) ΔH_f^0 : $-393,5 - 571,6 + 890,4 = -74,7 \text{ kJ/mol}$

c) Calor para 16,0 g de CH_4 : $n = 1,0 \text{ mol} \Rightarrow Q = -74,7 \text{ kJ}$

Problema 5

a) $\Delta H^0: 2(-395,7) - 2(-296,8) = -197,8 \text{ kJ}$ **b) Carácter:** Exotérmica. **c) Calor para 64,1 g de SO_2 :** $n = 1,0 \text{ mol} \Rightarrow Q = \frac{-197,8}{2} = -98,9 \text{ kJ}$

Problema 6

a) $\Delta H^0: 2(-92,3) = -184,6 \text{ kJ}$ **b) Calor para 36,5 g de HCl :**
 $n = 1,0 \text{ mol} \Rightarrow Q = \frac{-184,6}{2} = -92,3 \text{ kJ}$ **c) Cl_2 consumido:** $0,5 \text{ mol} \cdot 71,0 \text{ g/mol} = 35,5 \text{ g}$

III. Cálculo de entalpía mediante energías de enlace

Problema 7

a) $\Delta H: [436 + 243] - [2(431)] = -183 \text{ kJ}$ **b) Comparación:** Signo coincidente con ΔH_f^0 (ambos negativos). **c) Calor para 2,0 mol de H_2 :** $Q = 2 \cdot (-183) = -366 \text{ kJ}$

Problema 8

a) $\Delta H: [4(413) + 2(498)] - [2(799) + 4(463)] = 2648 - 3450 = -802 \text{ kJ/mol}$ **b) Justificación:** Las energías de enlace son medias y no consideran fases. **c) Calor para 8,0 g de CH_4 :**
 $n = 0,5 \text{ mol} \Rightarrow Q = -401 \text{ kJ}$

IV. Entropía y energía libre de Gibbs

Problema 9

a) $\Delta G_{298}^0: -92,2 - 298(-0,198) = -33,2 \text{ kJ}$ **b) Espontaneidad:** Espontánea ($\Delta G < 0$). **c) T_{eq} :**
 $T = \frac{-92,2}{-0,198} = 465,7 \text{ K}$

Problema 10

a) $\Delta G_{298}^0: -198 - 298(-0,187) = -142,3 \text{ kJ}$ **b) Espontaneidad:** Espontánea. **c) T_{eq} :**
 $T = \frac{-198}{-0,187} = 1058,8 \text{ K}$

Problema 11

a) $\Delta G_{298}^0: 178 - 298(0,161) = +130,0 \text{ kJ}$ **b) Espontaneidad:** No espontánea. **c) T_{min} :**
 $T > \frac{178}{0,161} = 1105,6 \text{ K}$

Problema 12

a) $\Delta G_{298}^0: -57,2 - 298(-0,175) = -5,05 \text{ kJ}$ **b) Espontaneidad baja T:** Espontánea ($\Delta H < 0, \Delta S < 0$). **c) T_{eq} :** $T = \frac{-57,2}{-0,175} = 326,9 \text{ K}$

V. Espontaneidad según signos

Problema 13 ($\Delta H < 0, \Delta S > 0$)

a) $\Delta G = (-) - T(+)$. **b)** Siempre negativo, espontánea a toda T. **c)** Descomposición de agua oxigenada.

Problema 14 ($\Delta H > 0, \Delta S < 0$)

a) $\Delta G = (+) - T(-)$. **b)** Siempre positivo, nunca espontánea. **c)** La constante de equilibrio será siempre muy pequeña.