



## EJERCICIOS DE TERMODINÁMICA I

1. Dada la reacción del carburo cálcico con agua:



Calcula su variación de entalpía estándar.

DATOS:  $\Delta H_f^\circ (\text{CaC}_2) = -59,0 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] = -285,8 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{Ca}(\text{OH})_2] = -986,0 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_2) = 227,0 \text{ kJ/mol}$ .

2. ¿Qué calor se desprende en la combustión de  $100 \text{ dm}^3$  de acetileno,  $\text{C}_2\text{H}_2$ , medidos a  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  y  $1 \text{ atm}$ ?

DATOS:  $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] = -285,8 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_2) = 227,0 \text{ kJ/mol}$ .

3. La entalpía de combustión del benceno líquido ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) es  $-3.267,4 \text{ KJ/mol}$ . Calcula:

- El valor de la entalpía de formación del benceno líquido.
- La energía implicada en la combustión de  $100 \text{ g}$  de benceno líquido.

DATOS:  $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] = -285,8 \text{ kJ/mol}$ .

4. Las entalpías de combustión del 1,3-butadieno,  $\text{C}_4\text{H}_6 (\text{g})$ ; hidrógeno,  $\text{H}_2 (\text{g})$ ; y butano,  $\text{C}_4\text{H}_{10} (\text{g})$ , son:  $-2539,4 \text{ kJ/mol}$ ,  $-286,1 \text{ kJ/mol}$  y  $-2879,1 \text{ kJ/mol}$ , respectivamente. En todos los casos, el agua formada está en estado líquido.

- Escriba las ecuaciones de esas reacciones de combustión. (Hasta 0,6 puntos)
- Calcule la energía de la siguiente reacción de hidrogenación del 1,3-butadieno a butano:  $\text{C}_4\text{H}_6 (\text{g}) + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{C}_4\text{H}_{10} (\text{g})$

Sol: b)  $\Delta H_R^\circ = -231,9 \text{ kJ/mol}$

5. Para el proceso  $\text{N}_2\text{O} (\text{g}) + 3/2\text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2 (\text{g})$  a  $298 \text{ K}$ , calcula:

- La entalpía de reacción indicando si es un proceso exotérmico o endotérmico.
- La variación de entropía y energía libre. Indica si se trata de un proceso espontáneo en estas condiciones, y en qué intervalo de temperaturas lo será (supón que la entalpía y la entropía no varían con la temperatura).

DATOS:  $\Delta H_f^\circ (\text{N}_2\text{O}) = 81,6 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ (\text{NO}_2) = 33,2 \text{ kJ/mol}$ ;  $S^\circ (\text{N}_2\text{O}) = 220,1 \text{ J/mol K}$ ;  $S^\circ (\text{NO}_2) = 240,1 \text{ J/mol K}$ ;  $S^\circ (\text{O}_2) = 205,2 \text{ J/mol K}$ .

Sol: a)  $-15,2 \text{ kJ/mol}$ ; b)  $\Delta S_R^\circ = -47,7 \text{ J/K}$ ;  $\Delta G_R^\circ = -0,985 \text{ kJ}$

6. Contesta razonadamente las siguientes cuestiones:

- Explica cómo se puede predecir si una reacción ocurrirá de forma espontánea en función de los valores de  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$ .
- Los valores  $\Delta S^\circ$  y  $\Delta H^\circ$  para la descomposición térmica de un óxido de nitrógeno según la reacción  $\text{N}_2\text{O} (\text{g}) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + 1/2 \text{O}_2 (\text{g})$  son, respectivamente,  $75,2 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$  y  $43,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Determina la temperatura a la que reacción anterior se produce espontáneamente.

Sol: b) A partir de  $310,78 \text{ }^\circ\text{C}$

7. Se almacena propano,  $\text{C}_3\text{H}_8$ , en una cisterna para utilizarlo como combustible:

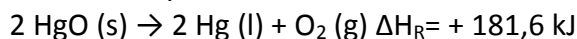
- Calcula su entalpía estándar de combustión.
- Calcula la energía que se desprenderá al quemar  $1 \text{ m}^3$  de dicho combustible gaseoso medido en condiciones normales de presión y temperatura.
- Sin hacer cálculos, y considerando que el  $\text{H}_2\text{O}$  producto de la combustión está en estado líquido, ¿cuál sería previsiblemente el signo de la variación de entropía?

DATOS:  $\Delta H_f^\circ (\text{C}_3\text{H}_8 (\text{g})) = -103,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2 (\text{g})) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O} (\text{l})) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Sol: a)  $\Delta H_c = -2.219,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; b)  $9,91 \cdot 10^7 \text{ kJ}$ ; c)  $\Delta H_S > 0$ .



8. A partir de la siguiente ecuación termoquímica:



- Calcula el calor necesario para descomponer 50 g de HgO.
- Determina el volumen de oxígeno, medido a 25°C y 1 atm, que se produce al suministrar 418 kJ al óxido de mercurio.

9. Dada la reacción del carburo cálcico con agua:



Calcula su variación de entalpía estándar.

DATOS:  $\Delta H_f^\circ (\text{CaC}_2) = -59,0 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O (l)}] = -285,8 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{Ca(OH)}_2] = -986,0 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_2) = 227,0 \text{ kJ/mol}$ .

10. Para la reacción de hidrogenación del eteno  $\text{C}_2\text{H}_4 \text{(g)} + \text{H}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 \text{(g)}$ . Calcule la variación de entalpía de la reacción a partir de los siguientes datos: Calor de combustión del etileno = -1386,09 KJ/mol; Calor de combustión del etano = -1539,9 KJ/mol; Calor de formación del agua (l) = -285,8 KJ/mol.

11. El propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) es uno de los combustibles fósiles más utilizados.

- Formula y ajusta su reacción de combustión.
- Calcule la entalpía estándar de combustión e indique si el proceso es exotérmico o endotérmico.

Datos: Energía media de enlace ( $\text{KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) C-C = 347, C-H = 415, O-H = 460, O=O := 494, C=O = 730

12. Predice si en cada una de las siguientes reacciones hay variación positiva o negativa de la entropía:

- $2 \text{KClO}_4 \text{(s)} \rightarrow 2 \text{KClO}_3 \text{(s)} + \text{O}_2 \text{(g)}$
- $\text{H}_2\text{O (g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)}$
- $\text{N}_2 \text{(g)} \rightarrow 2\text{N (g)}$

13. Utilizando los valores que aparecen en la tabla, todos obtenidos a la temperatura de 25°C, y considerando la reacción  $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow \text{COCl}_2\text{(g)}$

- Calcule  $\Delta S^\circ$  de la reacción.
- Calcule  $\Delta H^\circ$  de la reacción.
- Calcule  $\Delta G^\circ$  de la reacción.

	$S^\circ \text{ (J/mol}\cdot\text{K)}$	$\Delta H^\circ \text{ (KJ/mol)}$
CO (g)	197,7	-110,4
Cl <sub>2</sub> (g)	222,8	0,0
COCl <sub>2</sub> (g)	288,8	-222,8