

Problemas. Principios de la Termodinámica

---

**10.-** La reacción  $2 A(g) + 3 B(l) \rightarrow 5 C(g) + D(g)$  se lleva a cabo en un calorímetro a volumen constante. Se añade un exceso de A a 1,450 g de B, cuya masa molecular es 168,1. La reacción se completa hasta el final. La temperatura inicial es 25,00 °C y pasa después de la reacción a 27,91 °C. Una corriente de 12,62 mA, fluyendo a través del calentador del calorímetro durante 812 s, lleva la mezcla resultante de 25,00 C a 27,91 °C, siendo la caída de potencial a lo largo del calentador de 8,412 V. Calcúlense los valores de  $\Delta U_{298}$  y  $\Delta H_{298}$  para la reacción.

**Sol.**  $\Delta U_{298} = -30,0$  kJ/mol;  $\Delta H_{298} = -20,1$  kJ/mol

---

**11.-** Una muestra de sacarosa,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , que pesa 0,1265 g, se quema en una bomba calorimétrica a presión constante. Después de efectuarse la reacción, se encuentra que para producir un aumento igual de la temperatura, se necesitan 2082,3 J. Calcule: a) el calor de combustión de la sacarosa a 25 °C y 1 bar; b) el calor de formación de la sacarosa; c) si el aumento de temperatura en el experimento es 1,743 °C, ¿cuál sería la capacidad calorífica del calorímetro y su contenido?

**Datos:** a 25°C,  $\Delta H_f(CO_2(g)) = -94,05$  kcal/mol;  $\Delta H_f(H_2O(l)) = -68,31$  kcal/mol.

**Sol.** a) -1345,5 kcal/mol; b) -534,5 kcal/mol; c) 285,5 cal/grado

---

**12.-** La entalpía de combustión estándar del propano gaseoso, a 25°C, es -2220 kJ/mol y la entalpía de vaporización estándar del líquido vale +15 kJ/mol. Calcule la energía interna de combustión estándar del propano líquido.

**Sol:** -2200 kJ/mol

---

**13.-** La entalpía de combustión del butano gaseoso, a 25°C, para dar  $CO_2(g)$  y  $H_2O(l)$  vale -2879 kJ/mol. Las entalpias de formación de estos dos compuestos son, respectivamente, -393,5 y -285,8 kJ/mol. Calcular a) la entalpía de formación del butano; b) la energía interna de formación del butano; c) ¿qué cantidad de butano sería necesario quemar en una cocina para elevar la temperatura de 10 L de agua desde 20 a 80°C?

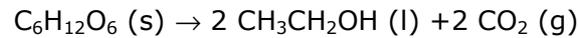
**Dato:** calor específico del agua =  $4,18 J K^{-1} g^{-1}$

**Solución:** a) -124 kJ/mol; b) -114,1 kJ/mol; c) 50,5 g

---

Problemas. Principios de la Termodinámica

**14.-** La fermentación alcohólica por microorganismos incluye la ruptura de glucosa en etanol y CO<sub>2</sub> por la reacción:



Calcular; a) el calor liberado en la fermentación de 1 mol de glucosa a 25 °C y 1 atm\*; b)  $\Delta U_{298}^0$  de la reacción; c) la entalpía de la reacción a 37 °C y 1 atm.

**Datos:**

Entalpías de formación:  $\Delta H_f$  (glucosa) = -1274,4 kJ/mol;  $\Delta H_f$  (etanol) = -276,98 kJ/mol;  $\Delta H_f$  (CO<sub>2</sub> (g)) = -393,51 kJ/mol.

Calores molares a P constante:  $C_p$  (glucosa) = 255 J K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>;  $C_p$  (etanol) = 111,4 J K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>;  $C_p$  (CO<sub>2</sub>) = 37,1 J K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>;

\* estado de referencia anterior a 1981.

**Solución:** a) -66,58 kJ; b) -71,54 kJ/mol; c) -66,08 kJ/mol.

**15.-** Calcule el calor de combustión para el hidrogeno a 1500 K sabiendo que el calor de combustión a 298 K vale -115595.8 cal. y que las capacidades caloríficas,  $\overline{C}_p$ , en cal/K mol, del H<sub>2</sub>O, O<sub>2</sub> y H<sub>2</sub> vienen dadas por:

$$\overline{C}_p (H_2O) = 7.1873 + 2.3733 \times 10^{-3} T$$

$$\overline{C}_p (O_2) = 6.0954 + 3.2533 \times 10^{-3} T$$

$$\overline{C}_p (H_2) = 6.9469 - 0.1999 \times 10^{-3} T$$

La reacción de combustión es: 2H<sub>2</sub> (g) + O<sub>2</sub> (g) → 2H<sub>2</sub>O (g).

**Sol:** -120,3 kcal

**16.-** Calcular las energías libres de Gibbs normales de formación, a 25°C, del agua líquida y gaseosa, a partir de los datos siguientes:

**Datos:**  $\Delta H_{f,298}^0(H_2O_{(l)}) = -285,83$  kJ/mol;  $\Delta H_{f,298}^0(H_2O_{(g)}) = -241,82$  kJ/mol;

$S_{298}^0(H_2O_{(l)}) = 69,91$  J·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>;  $S_{298}^0(H_2O_{(g)}) = 188,83$  J·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>;  $S_{298}^0(H_{2(g)}) = 130,648$  J·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>;  $S_{298}^0(O_{2(g)}) = 205,138$  J·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>.

**Solución:** a)  $\Delta G_{f,298}^0(H_2O_{(l)}) = -237,2$  kJ/mol; a)  $\Delta G_{f,298}^0(H_2O_{(g)}) = -228,6$  kJ/mol