

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 ΔU_{298} y ΔH_{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}

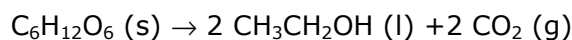
CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Cartagena99

Problemas. Principios de la Termodinámica

14.- La fermentación alcohólica por microorganismos incluye la ruptura de glucosa en etanol y CO₂ por la reacción:



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

Datos:

Entalpías de formación: ΔH_f (glucosa) = -1274,4 kJ/mol; ΔH_f (etanol) = -276,98 kJ/mol; ΔH_f (CO₂ (g)) = -393,51 kJ/mol.

Calores molares a P constante: C_p (glucosa) = 255 J K⁻¹ mol⁻¹; C_p (etanol) = 111,4 J K⁻¹ mol⁻¹; C_p (CO₂) = 37,1 J K⁻¹ mol⁻¹;

* 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 H₂O, O₂ y H₂ 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: 2H₂ (g) + O₂ (g) → 2H₂O (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⁻¹·mol⁻¹; $S_{298}^0 (H_2O_{(g)}) = 188,83$ J·K⁻¹·mol⁻¹; $S_{298}^0 (H_2_{(g)}) =$

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Cartagena99