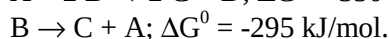


55. Se calientan 100 cm^3 de agua inicialmente en estado líquido a 15°C hasta convertirlos en vapor a 300°C a una presión constante de 1 atm. Calcula la variación de entalpía y de entropía del sistema.

Datos: Capacidad calorífica a presión constante: Agua líquida $C_p = 75.2 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; Vapor de agua: $C_p = 37.6 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Entalpía de vaporización del agua: $\Delta H_v = 40.5 \text{ kJ mol}^{-1}$. Densidad del agua líquida a 15°C : 1.0 g/cm^3 . Temperatura de ebullición normal del agua: 100°C

56. La entalpía de reacción estándar de la hidrogenación del propeno para dar propano es -124 kJ/mol . Por otro lado la entalpía estándar de combustión del propano es -2220 kJ/mol . Calcula la entalpía de combustión estándar del propeno. **Dato:** Entalpía de formación estándar del agua -286 kJ/mol .

57. Sean las siguientes reacciones y sus correspondientes energías libres estándar (a 25°C):

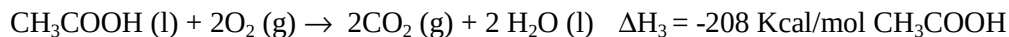
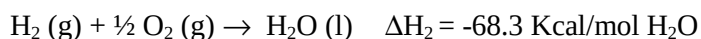
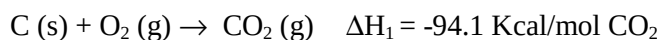


a) Calcular a partir de ellas la energía libre estándar de la reacción: $2 \text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$

b) Calcular ΔH^0 a 25°C para esa reacción total utilizando los siguientes datos adicionales: $S^0(\text{A}) = 10 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $S^0(\text{B}) = 20 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $S^0(\text{C}) = 25 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $S^0(\text{D}) = 5 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

58. Hallar el calor de formación del n-butano (C_4H_{10}) sabiendo que su calor de combustión es de -687.98 Kcal/mol , que el calor de formación del CO_2 es de -94.05 Kcal/mol y que el calor de formación del agua es de -68.32 Kcal/mol

59. Determina la entalpía de formación del ácido acético a partir de las ecuaciones termoquímicas siguientes:



60. Calcula por encima de qué temperatura se producirá la transformación del óxido de sodio en sodio metálico (calcinación) sabiendo que para esta reacción $\Delta H = 30 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta S = 0.07 \text{ kJ/(mol. K)}$.

61. El calor de fusión del hielo a presión constante de 1 atm se ha medido en la práctica 5 y equivale a 80 cal/gramo . Por otro lado el cambio de entropía asociado a la fusión del hielo es de $25.4 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Predice si el hielo se fundiría espontáneamente a 25°C y presión atmosférica.

62. Calcula la entropía de vaporización del etanol sabiendo que su punto de ebullición es 78.5°C y su entalpía de vaporización 38.595 kJ/mol .

63. Se sabe que la entalpía de red del cloruro cálcico es $+2260 \text{ kJ/mol}$. Por otro lado la suma de las entalpías de hidratación de un mol de iones calcio y dos moles de iones cloro es -2337 kJ . Escribe el correspondiente ciclo termodinámico y determina el calor absorbido o desprendido cuando el cloruro cálcico se disuelve en agua. Si la entropía de disolución estándar es $+12 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, ¿por encima de qué temperatura el cloruro cálcico es soluble en agua?

64. Determina la variación de entropía estándar de la oxidación de la glucosa a 25°C y discute si esta reacción sería espontánea o no. **Datos:** las entropías molares estándar de la glucosa sólida ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), del oxígeno gaseoso, del dióxido de carbono gaseoso y del agua líquida son, respectivamente, 212.1 , 205.1 , 213.7 y $69.91 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.