

TEMA V. "TERMODINÁMICA QUÍMICA"

Solución

Se debe tener en cuenta que los calores estándar de formación son por mol de sustancia y considerar el número de moles de cada una de ellas en la reacción; es decir, multiplicar el respectivo ΔH°_f por el coeficiente resultante del balanceo en la ecuación.

Recordar: $\Delta H^\circ_R = \sum \Delta H^\circ_f \text{ productos} - \sum \Delta H^\circ_f \text{ reactivos}$

$$\Delta H^\circ_R = [2 \Delta H^\circ_f \text{CO}_2(\text{g}) + 4 \Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O}(\text{l})] - [2 \Delta H^\circ_f \text{CH}_3\text{OH}(\text{l})]$$

$$\Delta H^\circ_R = [2(-94.1 \text{ Kcal/mol}) + 4(-68.32 \text{ Kcal/mol})] - [2(-57.05 \text{ Kcal/mol})]$$

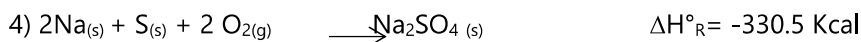
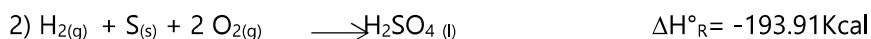
$$\Delta H^\circ_R = -347.38 \text{ Kcal}$$

Como el calor de reacción es **negativo** es una reacción **exotérmica**

V.3 LA LEY DE HESS

Muchos compuestos no se pueden sintetizar directamente a partir de sus elementos. En algunos casos, la reacción se lleva a cabo con demasiada lentitud o suceden reacciones secundarias que producen otras sustancias además del compuesto de interés. En estos casos los valores de ΔH°_f se determinan por un procedimiento indirecto, que se basa en **la ley de Hess**, conocida también como la segunda ley de la termoquímica. La ley de Hess establece "cuando *los reactivos se convierten en productos, el cambio de entalpía es el mismo independientemente de que se efectúe la reacción en un paso o en una serie de pasos*". Debido a que **H** es una función de estado, **ΔH** sólo depende del estado inicial y final (es decir, sólo depende de la naturaleza de los reactivos y productos), por lo tanto, el cambio de entalpía es el mismo, ya sea si la reacción global tiene lugar en un paso o en varios. En el siguiente ejemplo se indica la aplicación de esta ley.

Ejemplo:



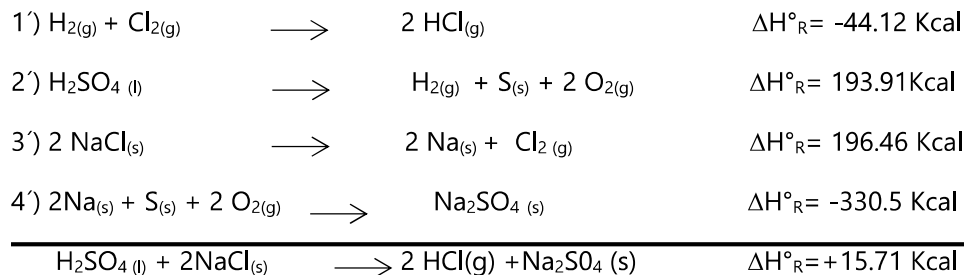
Solución

Para resolver este problema es necesario tratar algebraicamente las ecuaciones 1, 2, 3 y 4 de forma que con ellas sea posible llegar a la ecuación deseada, teniendo cuidado, de que lo que se considere para cada ecuación en particular, se aplique también al calor de reacción correspondiente.

Una forma de solución es seleccionar las ecuaciones que contengan las dos sustancias de la izquierda (reactivos) de la ecuación a la que se desea llegar, y en este caso son las ecuaciones 2 y 3 y

TEMA V. "TERMODINÁMICA QUÍMICA"

multiplicarlas por -1 y -2 respectivamente, con el fin de cumplir con los coeficientes de la ecuación "principal", así como también por la misma razón será necesario multiplicar por 2 la ecuación 1, puesto que tiene la primera sustancia de la derecha de la ecuación problema. Sumando las cuatro ecuaciones y simplificando se tiene:



reacción endotérmica

V.4 EL CALOR DE DISOLUCIÓN. LA ENERGÍA DE ENLACE.

Calor de disolución y de dilución

Aunque hasta este momento el estudio se ha orientado hacia los efectos de la energía térmica que resulta de las reacciones químicas, muchos procesos físicos, como la fusión del hielo o la condensación de un vapor, también implican la absorción o el desprendimiento de calor. También hay cambios de entalpía cuando un soluto se dispersa en un disolvente, o cuando se diluye una disolución. Ahora se verá la relación de estos dos procesos físicos, los cuales implican calor de disolución y de dilución.

Calor de disolución. En la gran mayoría de los casos, la disolución de un soluto en un disolvente produce cambios de calor que pueden medirse. A presión constante, el cambio de calor es igual al cambio de entalpía. El calor de disolución o entalpía de disolución, ΔH_{disol} , *es el calor generado o absorbido cuando cierta cantidad de soluto se disuelve en cierta cantidad de disolvente*. La cantidad ΔH_{disol} representa la diferencia entre la entalpía de la disolución final y la entalpía de los componentes originales.

$$\Delta H_{\text{disol}} = H_{\text{disol}} - H_{\text{componentes}} \quad (4)$$

No es posible medir H_{disol} ni la $H_{\text{componentes}}$, sin embargo, en un calorímetro a presión constante se puede determinar rápidamente su diferencia, ΔH_{disol} . Al igual que otros cambios de entalpía, ΔH_{disol} es positivo para procesos endotérmicos (que absorben calor), y negativo para procesos exotérmicos (que generan calor). Considere el calor de disolución de un proceso donde el soluto es un compuesto iónico y el disolvente es el agua. Por ejemplo, ¿qué sucede cuando el NaCl sólido se disuelve en el agua? En el NaCl sólido, los iones Na^+ y Cl^- están fuertemente unidos por fuerzas positivas y negativas (electrostáticas); pero cuando un pequeño cristal de NaCl se disuelve en agua, la red tridimensional