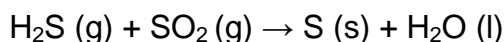
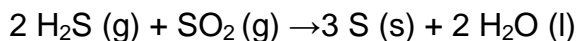


Ejemplo de aplicación de la Ley de Hess.

Enunciado: Las entalpías normales de combustión del sulfuro de hidrógeno y del azufre son $-559,87 \text{ kJ/mol}$ y $-296,8 \text{ kJ/mol}$, respectivamente. Con estos datos, calcúlese la entalpía de la reacción:



En primer lugar, ajustaremos la reacción. El resultado de este ajuste es el siguiente:



Como es sabido, la entalpía de esta reacción podría expresarse de la forma:

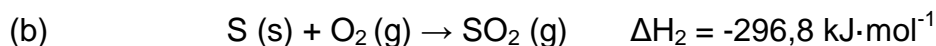
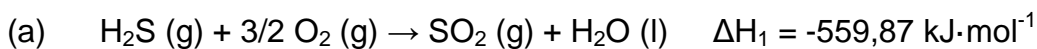
$$\Delta H^0 \text{ (reacción)} = a\Delta H^0 \text{ (productos)} - b\Delta H^0 \text{ (reactivos)} \quad (*)$$

Donde a y b son los respectivos coeficientes estequiométricos de productos y reactivos. De esta forma, podría ponerse que:

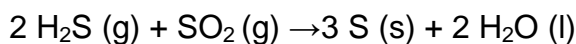
$$\Delta H^0 \text{ (reacción)} = 3\Delta H^0(\text{S}_{(s)}) + 2\Delta H^0(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) - 2\Delta H^0(\text{H}_2\text{S}_{(g)}) - \Delta H^0(\text{SO}_{2(g)})$$

Se podría hallar la entalpía de esta reacción si conociéramos las entalpías de formación del agua (l), sulfuro de hidrógeno (g) y dióxido de azufre (g), puesto que la del azufre es cero, al tratarse de un elemento. De estos datos, sólo disponemos de la entalpía de formación del SO_2 , por lo que el procedimiento (*) no es aplicable, debiendo, por tanto, recurrir a la Ley de Hess para resolver el problema.

Las reacciones cuyas entalpías se nos dan son las siguientes:



Combinando estas dos ecuaciones termoquímicas, debemos obtener la reacción:

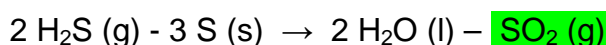


Para ello, multiplicamos la ecuación (a) por 2 y la ecuación (b) por -3. Sumando algebraicamente las nuevas ecuaciones obtenidas, nos quedará:

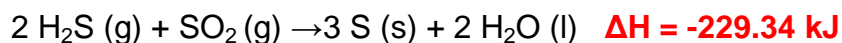


Siendo la entalpía de esta reacción: $\Delta H = 2 \Delta H_1 - 3 \Delta H_2 = -229,34 \text{ kJ}$

Los sumandos señalados en Amarillo se anulan, mientras que los señalados en verde, se agrupan, quedando:



Por último, cambiando de miembro los términos negativos, obtendremos:



Que es la ecuación cuya entalpía queremos obtener.