

PRÁCTICA 3:

Termoquímica, Calor de reacción, Ley de Hess

Apellidos y Nombres:

JAIME OSÉS AZCONA
SANTIAGO OROÑOZ SAZ

Objetivos

- Medir experimentalmente la entalpía de un proceso de disolución y de una reacción.
- Combinar los resultados obtenidos de manera independiente en tres procesos químicos y relacionarlos para comprobar la Ley de Hess.

Introducción

Ley de Hess: El calor neto desprendido o absorbido en un proceso químico, es el mismo si la reacción se lleva en uno o en varios pasos.

El cambio de entalpía viene dado por la variación de temperatura que experimenta el proceso químico. La fórmula de la variación de la entalpía es $\Delta H = m \cdot c_p \cdot (T_f - T_i)$, donde m es la masa, c_p es el calor específico del sistema y las dos T son el cambio de temperatura del final a la inicial.

En esta práctica construiremos un calorímetro casero para medir la variación de entalpía del proceso químico, este proceso estará aislado del exterior por lo tanto cualquier variación de temperatura la traduciremos a $T_f > T_i$, exotérmico y si $T_f < T_i$, endotérmico.

Además, el material del cual está construido el calorímetro tiene una cierta capacidad calorífica (k) que tendremos que poner en la fórmula solamente añadiendo dicha (k) multiplicando por $(T_f - T_i)$.

$$\Delta H = m \cdot c_p \cdot (T_f - T_i) + k(T_f - T_i)$$

Procedimiento

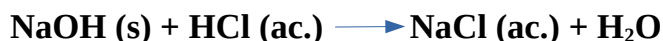
En esta práctica mediremos el calor desprendido por ciertas reacciones. Para ello, deberemos medir el cambio de temperatura al realizarse la reacción. Utilizaremos un calorímetro que montaremos con 2 vasos de café, 1 vaso de precipitados de plástico y una tapa agujereada para introducir el termómetro.

La primera medición que vamos a realizar, es el calor desprendido por la disolución de NaOH. La reacción que tiene lugar es la siguiente:



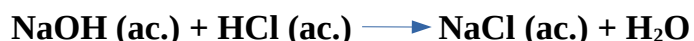
Con la ayuda de una probeta, introduciremos 200 mL de agua destilada al calorímetro y anotaremos su temperatura como T_1 . A continuación, añadiremos a dicho calorímetro 8 g de NaOH y observaremos el cambio de temperatura hasta que esta sea uniforme y constante y la anotaremos como T_2 .

La segunda medición que vamos a realizar, es el calor desprendido por la disolución de NaOH y, simultáneamente, la neutralización de este con una disolución 1M de HCl. La reacción que tiene lugar es la siguiente:



Realizaremos el mismo experimento anterior, pero esta vez con la ayuda de una probeta, introduciremos 200 mL de disolución 1M de HCl al calorímetro y anotaremos su temperatura como T_1 . A continuación, añadiremos a dicho calorímetro 8 g de NaOH y observaremos el cambio de temperatura hasta que esta sea uniforme y constante y la anotaremos como T_2 .

La tercera medición que vamos a realizar, es el calor desprendido por la reacción de neutralización de HCl con la disolución de NaOH realizada en el primer experimento. La reacción que tiene lugar es la siguiente:



Realizaremos el mismo experimento realizado las dos veces anteriores, pero esta vez con la ayuda de una probeta, introduciremos 100 mL de disolución 1M de HCl al calorímetro y anotaremos su temperatura como T_1 . A continuación, añadiremos a dicho calorímetro 100 mL de la disolución de NaOH realizada en el primer experimento y observaremos el cambio de temperatura hasta que esta sea uniforme y constante y la anotaremos como T_2 .

Teniendo en cuenta que la capacidad del calorímetro construido, C es igual a 6,1 cal/°C , se calcula la variación de entalpía en los procesos con la siguiente fórmula:

$$-\Delta H = m \cdot c_p \cdot (T_2 - T_1) + C \cdot (T_2 - T_1)$$

En el proceso 2, tienen lugar dos reacciones simultáneas: la disolución de NaOH y la neutralización de este con una disolución 1M de HCl. Estas 2 reacciones ocurren por separado en los procesos 1 y 3.

Dicho esto y de acuerdo a la Ley de Hess, explicada en el apartado introducción, la variación de entalpía del proceso 2, debería ser igual a la suma de variaciones de entalpías de los procesos 1 y 3. Teniendo en cuenta que los moles en cada proceso son diferentes, deberemos pasar esas variaciones de entalpías a cal/mol:

$$\Delta\hat{H}_1 + \Delta\hat{H}_3 = \Delta\hat{H}_2$$

Resultados

En la siguiente tabla se muestran los resultados obtenidos en los diferentes experimentos realizados:

Proceso	Cantidad NaOH (g)	Cantidad NaOH (mol)	Cantidad HCl (mol)	T1 (°C)	T2 (°C)	ΔH (cal)	ΔH (cal/mol)
1	8	0,2	-	21	31,2	-2183,82	-10919,1
2	8	0,2	0,2	21,6	45,3	-5095,58	-25477,9
3	-	0,1	0,1	21,6	28,8	-1483,92	-14839,2

Para hallar las variaciones de entalpías, deberemos usar la siguiente fórmula:

$$-\Delta H = m \cdot c_p \cdot (T_2 - T_1) + C \cdot (T_2 - T_1)$$

Para sustituir en la fórmula, consideraremos que las disoluciones son muy diluidas y que tienen densidad y calor específico muy similares a las del agua, $\rho = 1 \text{ g/mL}$ y $c_p = 1 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$.

$$-\Delta H_1 = 208 \cdot 1 \cdot (31,2 - 21) + 6,1 \cdot (31,2 - 21) = -2183,82 \text{ cal}$$

$$-\Delta H_2 = 208 \cdot 1 \cdot (45,3 - 21,6) + 6,1 \cdot (45,3 - 21,6) = -5074,17 \text{ cal}$$

$$-\Delta H_3 = 200 \cdot 1 \cdot (28,8 - 21,6) + 6,1 \cdot (28,8 - 21,6) = -1483,92 \text{ cal}$$

Como los moles utilizados en los diferentes procesos son diferentes entre si, deberemos pasar dichas entalpías a cal/mol, para que así podamos relacionar todas los procesos en función de cantidades de moles iguales. Para ello, dividiremos las variaciones de entalpías halladas anteriormente entre el número de moles de cada proceso.

$$\begin{aligned}\Delta\hat{H}_1 &= \frac{-\Delta H_1}{0,2 \text{ mol}} = \frac{-2183,82}{0,2 \text{ mol}} = -10919,1 \text{ cal/mol} \\ \Delta\hat{H}_2 &= \frac{-\Delta H_2}{0,2 \text{ mol}} = \frac{-5074,17}{0,2 \text{ mol}} = -25370,85 \text{ cal/mol} \\ \Delta\hat{H}_3 &= \frac{-\Delta H_3}{0,1 \text{ mol}} = \frac{-1483,92}{0,1 \text{ mol}} = -14839,2 \text{ cal/mol}\end{aligned}$$

Conclusiones

En esta practica realizamos tres diferentes procesos químicos para poder llevar acabo la comprobación de la **Ley de Hess**.

El proceso número 1 se trata de una disolución, el proceso número 2 se trata de una disolución+neutralización y el proceso número tres es una neutralización, por ello después de los cálculos de las respectivas entalpías y sus cambios unidades mediante factores de conversión de calorías a cal/mol podemos asegurar que:

$$\Delta\hat{H}_1(-10919,1 \text{ cal/mol}) + \Delta\hat{H}_3(-14839,2 \text{ cal/mol}) = \Delta\hat{H}_2(-25758,3 \text{ cal/mol})$$

El valor de $\Delta\hat{H}_2$ obtenido al realizar la suma de la variación de entalpía de los 2 procesos restantes $\Delta\hat{H}_1$ y $\Delta\hat{H}_3$ es muy parecido al obtenido experimentalmente (-25375,85 cal/mol). Por lo tanto, podemos afirmar que el experimento realizado cumple la Ley de Hess.