

Universidad del Valle de Guatemala

Colegio Universitario

Química General

AUXILIAR: ANDREA MENDOZA

AUXILIA: DAVID PALENCIA

Práctica No. 11

LEY DE HESS

José Pablo Cifuentes Sánchez

Carnet: 17509

Sección: 41; Mesa: 6

Fecha de Entrega: 20/04/2017

Sumario.

En esta práctica se cumplió con el objetivo de comprobar la Ley de Hess y ejercitar la elaboración de cálculos para determinar el calor de una reacción. En la técnica, se efectuó tres reacciones, la principal (valor teórico), y dos sub reacciones (a y b), para comprobar el valor teórico. Esta práctica se llevó a cabo con los siguientes reactivos: lentejas de hidróxido de sodio, hidróxido de sodio 0.50M, ácido clorhídrico 0.50M, ácido clorhídrico 0.25M y agua destilada. El equipo y cristalería fue un Erlenmeyer, probeta, termómetro, balanza, cronometro y un recipiente de poliestireno. En la primera reacción (reacción que proporcionó el valor teórico), se obtuvo un cambio de temperatura de 5.5 °K y una entalpía de -881.64 J. En la segunda reacción (sub reacción "a"), se obtuvo un cambio de temperatura de 5.2 °K y una entalpía de -824.82 J. En la tercera reacción (sub reacción "b"), se obtuvo un cambio de temperatura de 1.5°K y una entalpía de -270.84J. Se obtuvo un valor experimental de -1095.66J, con un porcentaje de error de 24%. Entre las fuentes de error se citan el tamaño de las lentejas, ya que no se midieron con exactitud y no eran exactamente iguales y la pérdida de calor de las reacciones, ya que el vaso de duroport no aisló por completo el beaker, y no se pudo obtener una diferencia de temperatura exacta. Así se recomienda hacer el experimento aislando lo más que se pueda el beaker y utilizando lentejas lo más parecido posible para obtener un resultado más exacto.

Datos, cálculos y resultados.

Cuadro 1. Peso de objetos.

Reacción	Objeto	Peso ±0.001g
	Erlenmeyer	41.239g
1	Erlenmeyer + HCl + NaOH	70.917g
a	Erlenmeyer + H ₂ O + NaOH	70.516g
b	Erlenmeyer + HCl + NaOH	97.920g

Cuadro 2. Temperaturas de la reacción 1.

Temperatura	Tiempo
28°C	Inicial
29°C	5 seg
30°C	20 seg
30.5°C	1 min, 5 seg
31°C	1 min, 15 seg
32°C	2 min
32.5°C	3 min
33.5°C	5 min

Cuadro 3. Temperaturas de la reacción a.

Temperatura	Tiempo
26°C	Inicial
27°C	10 seg
27.5°C	35 seg
28°C	55 seg
28.5°C	1 min, 30 seg
29°C	1 min, 50seg
29.5°C	2 min, 20 seg
30°C	3 min, 36 seg
30.5°C	3 min
31°C	3 min, 10 seg
31.2°C	5 min

Cuadro 4. Temperaturas de la reacción b.

Temperatura	Tiempo
27°C	Inicial
28°C	20 seg
28.5°C	2 min, 50 seg
28°C	4 min, 45 seg
28°C	5 min

Cuadro 5. Cálculos de la reacción 1.

$$q_{recipiente} = (41.239 \text{ g}) \left(0.876 \frac{\text{J}}{\text{g} * \text{K}} \right) (5.5 \text{ K}) = \mathbf{198.69 \text{ J}}$$

$$q_{solución} = (29.678 \text{ g}) \left(4.184 \frac{\text{J}}{\text{g} * \text{K}} \right) (5.5\text{K}) = \mathbf{682.95 \text{ J}}$$

$$\Delta H = -(198.69 \text{ J}) - (682.95 \text{ J}) = \mathbf{-881.64 \text{ J}}$$

Cuadro 6. Cálculos de la reacción a.

$$q_{\text{recipiente}} = (41.239 \text{ g}) \left(0.876 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \right) (5.2 \text{ K}) = \mathbf{187.85 \text{ J}}$$

$$q_{\text{solución}} = (29.277 \text{ g}) \left(4.184 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \right) (5.2 \text{ K}) = \mathbf{636.97 \text{ J}}$$

$$\Delta H = -(187.85 \text{ J}) - (636.97 \text{ J}) = \mathbf{-824.82 \text{ J}}$$

Cuadro 7. Cálculos de la reacción b.

$$q_{\text{recipiente}} = (69.268 \text{ g}) \left(0.876 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \right) (1.5 \text{ K}) = \mathbf{91.02 \text{ J}}$$

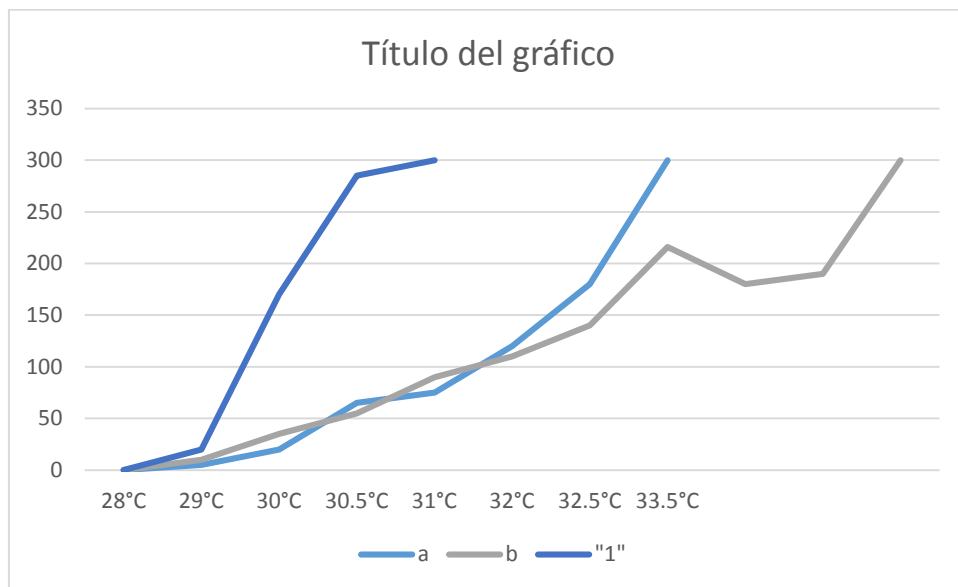
$$q_{\text{solución}} = (28.652 \text{ g}) \left(4.184 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \right) (1.5 \text{ K}) = \mathbf{179.82 \text{ J}}$$

$$\Delta H = -(91.02 \text{ J}) - (179.82 \text{ J}) = \mathbf{-270.84 \text{ J}}$$

Cuadro 8. Porcentaje de error.

$$\%E = \frac{|-881.64 \text{ J} - (-1095.66 \text{ J})|}{-881.64 \text{ J}} * 100 = \mathbf{24\%}$$

Cuadro 9. Gráfica



Discusión de resultados

En esta práctica se cumplió con el objetivo de comprobar la Ley de Hess y ejercitar la elaboración de cálculos para determinar el calor de una reacción. En la técnica, se efectuó tres reacciones, la principal (valor teórico), y dos sub reacciones (a y b), para comprobar el valor teórico.

En la primera reacción, la cual fue la que nos proporcionó el valor teórico, se mezcló ácido clorhídrico con lentejas de NaOH, como se mezcló una base fuerte con un ácido fuerte, se obtuvo como resultado una sal (NaCl) y agua (Serrano, 2009). Esta reacción es exotérmica debido a que se liberó calor (Cabrerizo y Bozal, 2008), esto nos hizo posible determinar el cambio de temperatura, el cual fue de 5.5 °K. Posteriormente, se calculó el calor del recipiente y el calor de la solución, y con los datos obtenidos se obtuvo una entalpía de -881.64 J.

La segunda reacción fue la reacción “a”, esta es la primera sub reacción. En esta reacción, se mezcló agua con lentejas de NaOH, esta también es una reacción exotérmica, por lo que fue posible obtener el cambio de temperatura, el cual fue de 5.2 °K. Posteriormente, se calculó el calor del recipiente y el calor de la solución, y con los datos obtenidos se obtuvo una entalpía de -824.82 J.

Finalmente, en la última reacción, la reacción “b”, la segunda sub reacción, se mezcló HCl con NaOH. Esta fue también una reacción exotérmica, pero a diferencia de las anteriores esta no liberó mucho calor, el cambio de temperatura fue de 1.5 °K. Se calculó el calor del recipiente y el calor de la solución, y con los datos obtenidos se obtuvo una entalpía de -270.84 J.

Al sumar las dos entalpías de las sub reacciones (a y b) se obtuvo una entalpía de -1,095 J, este es nuestro valor experimental. Sabiendo que nuestro valor teórico fue de -881.64 J, el porcentaje de error de los resultados fue de 24%.

Entre las fuentes de error se citan el tamaño de las lentejas, ya que no se midieron con exactitud y no eran exactamente iguales y la pérdida de calor de las reacciones, ya que el vaso de duroport no aisló por completo el beaker, y no se pudo obtener una diferencia de temperatura exacta. Así se recomienda hacer el experimento aislando lo más que se pueda el beaker y utilizando lentejas lo más parecido posible para obtener un resultado más exacto.

Conclusiones

- Todas las reacciones fueron exotérmicas, por lo que fue posible registrar el cambio de temperatura.
- Una posible fuente de error es la pérdida de calor durante las reacciones.
- Una posible fuente de error es que el tamaño de las lentejas de NaOH no son exactamente iguales.

Apéndice

Ecuaciones:

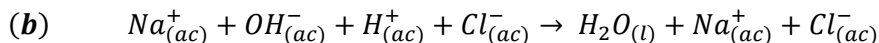
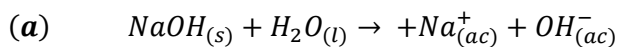
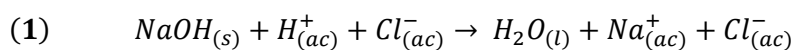
$$q_{\text{recipiente}} = (m_{\text{Erlenmeyer}})(C_{\text{pyrex}})(\Delta T)$$

$$q_{\text{solución}} = (m_{\text{Solución}})(C_{\text{pyrex}})(\Delta T)$$

$$\Delta H = -(q_{\text{recipiente}}) - (q_{\text{solución}})$$

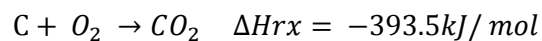
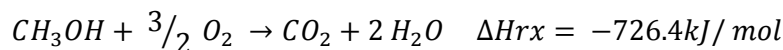
$$\Delta H_1 = \Delta H_a + \Delta H_b$$

Reacciones

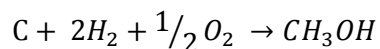


Problema del libro

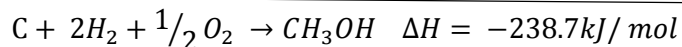
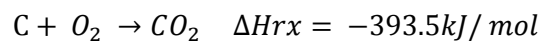
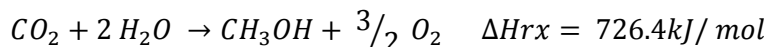
A partir de los siguientes calores de combustión:



Calcule la entalpía de formación del metanol a partir de sus elementos:



Resolución



Referencias

Cabrerizo, D. y Bozal, J. (2008). Física y Química 4 ESO. España: Editex.

Chang, R. y Goldsby, K. (2013). Química. México, D.F: Mc Grall Hill.

Serrano, M. (2009). Experimentos de química en microescala para nivel medio superior. México: UI.