

Trabajo Práctico I: Termoquímica

Objetivo

Estudiar procesos químicos en los cuales se producen cambios térmicos. Manipular el instrumental (calorímetro) destinado a medir dichos cambios. Verificar la Ley de Hess.

Introducción

Las técnicas y el equipo que se emplean en calorimetría dependen de la naturaleza del proceso que se estudia. Para muchas reacciones, como las que se efectúan en solución, es fácil controlar la presión, de modo que ΔH se puede medir directamente. Aunque los calorímetros utilizados para un trabajo muy exacto son instrumentos de precisión, un calorímetro muy sencillo fabricado con una taza de café, se suele utilizar en los laboratorios para ilustrar los principios de la calorimetría. Como el calorímetro no está sellado, la reacción se efectúa bajo la presión prácticamente constante de la atmósfera. El calor de una reacción se determina a partir del cambio de temperatura de una cantidad conocida de la solución que se encuentra en el calorímetro.

Materiales y equipos

Por grupo de alumnos:

- 1 calorímetro sencillo (2 recipientes de telgopor uno grande y otro chico / termo de metal)
- 1 termómetro
- 1 agitador
- 1 probeta de 100 ml
- 1 probeta de 250 ml
- 1 vaso de precipitados de 100 ml
- 1 pipeta de 5 ml
- 1 propipeta
- 1 espátula
- 1 embudo
- 1 placa de petri
- 1 reloj con cronómetro
- 1 rollo de papel

Para todo el curso en forma común:

- H_2SO_4 concentrado
- NaOH sólido
- NaOH 0,50N
- HCl 0,50N
- HCl 0,25N
- Balanza analítica
- Cubitos en recipiente térmico

Durante todas las experiencias deberá agitarse suave y continuamente el contenido del calorímetro.

I - Determinación de la constante del calorímetro (K)

Antes de disponer del uso del calorímetro para determinar la variación de energía de una reacción dada, éste deberá ser calibrado para establecer la relación existente entre la variación de temperatura observada y la cantidad de calor producida por la reacción.

Se denomina constante del calorímetro (K) a la cantidad de calor absorbida (liberada) por el calorímetro para elevar (disminuir) su temperatura en 1°C. Esta energía térmica es la necesaria para calentar o enfriar el recipiente calorimétrico y el termómetro. Hay que tener en cuenta en la realización de las experiencias que las medidas deben hacerse con un volumen de líquido constante, pues si este varía, cambiaría la constante del calorímetro.

Para determinar K, se mide la variación de temperatura experimentada por el mismo al producirse un proceso que intercambie una cantidad conocida de calor. En este caso se utilizará el calor de disolución del H₂SO₄ concentrado ($\Delta H_d = -2,62$ kJ) que ha sido determinado con exactitud por varios experimentadores.

Metodología

Colocar en el calorímetro 100 ml de H₂O a temperatura ambiente, medidos con probeta. Tapar y agitar suavemente, tomar la temperatura cada 30 segundos. Procurar constancia de temperatura.

Destapar levemente el calorímetro y agregar, con una pipeta seca, 2 ml de H₂SO₄ concentrado ($\rho = 1,84$ g/cm³ - PM = 98,08). Anotar el tiempo al cual se realiza el agregado y, agitando cuidadosamente para evitar roturas, seguir midiendo la temperatura de la solución cada 30 segundos hasta que sea constante.

Cálculos

Como se trabaja a presión constante y en ausencia de trabajo útil, $Q = \Delta H$ total. Por lo tanto su valor solo dependerá de los estados inicial y final del sistema (función de estado).

$$Q = 0 \text{ (sistema adiabático)} \qquad \Delta H_{\text{total}} = 0 \qquad \Delta H_{\text{proceso}} = -\Delta H_{\text{calorímetro}}$$

$$\Delta H_{\text{proceso}} = \Delta H_d + m C_p \Delta T \text{ (proceso de disolución del H}_2\text{SO}_4) \qquad m = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

$$\Delta H_{\text{calorímetro}} = K \Delta T$$

Puesto que la solución que se utiliza es diluída, puede suponerse, con un error menor del 1%, que la capacidad calorífica de la misma es igual a la del H₂O pura (1 cal/g K)

Graficar temperatura vs tiempo y determinar ΔT . Calcular K en kJ/K

II- Determinación del calor de fusión del hielo

Metodología

Enjuagar varias veces el calorímetro para enfriarlo. Colocar en el calorímetro 100 ml de H₂O medidos con probeta, tapar y agitar suavemente. Tomar la temperatura cada 30 segundos hasta que esta sea constante.

Destapar levemente el calorímetro, agregar un cubito de hielo, tapar nuevamente y agitando, registrar la temperatura cada 30 segundos; ésta debe llegar a un valor prácticamente constante.

Cálculos

Realizar el gráfico correspondiente y determinar ΔT .

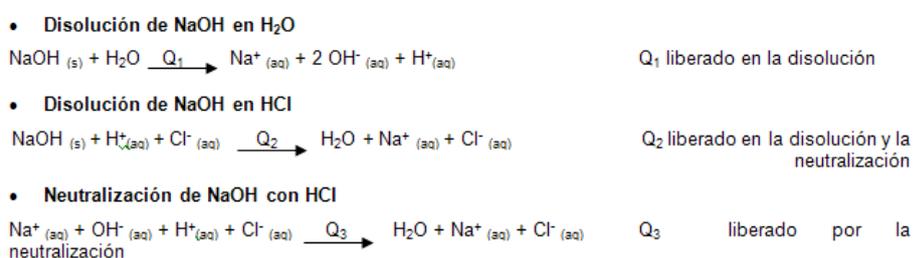
Medir el volumen de H₂O ($\rho = 1 \text{ g/cm}^3$) contenida en el calorímetro con una probeta. La diferencia del volumen con respecto a los 100 ml colocados inicialmente permite calcular la masa del cubito de hielo.

Resolver el balance térmico y calcular ΔH fusión del hielo en kJ/mol. Comparar con el ΔH fusión del hielo de tablas.

III- Verificación de la Ley de Hess

La Ley de Hess (1840) postula: “el calor liberado a presión o a volumen constante en una reacción química dada, es una constante independientemente del número de etapas en que se realiza el proceso químico”.

En este experimento se medirá y comparará la cantidad de calor desarrollada en tres procesos:



Metodología

En todos los experimentos se debe procurar partir de la misma temperatura

Disolución de NaOH en H₂O

Colocar 100 ml de H₂O medidos con probeta, en el calorímetro. Tapar y agitar suavemente. Tomar la temperatura cada 30 segundos.

Pesar en una placa de petri aproximadamente 1 g de NaOH sólido con una aproximación de 0,01g (realizar esta operación con rapidez ya que el NaOH se hidrata con facilidad). Verter el sólido en el calorímetro y tapar rápidamente. Para ayudar a la solubilización del NaOH agitar el líquido rotando suavemente el calorímetro y moviendo el agitador alternadamente. Medir la temperatura cada 30 segundos hasta llegar a un valor prácticamente constante. Asegurarse que todo el NaOH se haya disuelto.

Antes de realizar la próxima experiencia lavar perfectamente el calorímetro y accesorios con H₂O. Enjuagar varias veces a fin de enfriar hasta la temperatura inicial.

Disolución de NaOH en HCl

Repetir el procedimiento anterior sustituyendo los 100 ml de H₂O por un volumen igual de HCl 0,25N Enjuagar varias veces el calorímetro.

Neutralización de NaOH con HCl

Colocar 50 ml de HCl 0,50N en el calorímetro y 50 ml de NaOH 0,50N en una probeta. Ambas soluciones deben estar a la misma temperatura. Comprobar esto con un termómetro, recordando que el mismo debe ser lavado y secado antes de llevarse de una solución a otra. Anotar dicha temperatura.

Añada la solución de NaOH a la solución de HCl. Mezclar rápidamente y tomar los datos de temperatura.

Cálculos

Graficar temperatura vs tiempo para cada una de las 3 reacciones, en forma análoga a lo realizado en los puntos anteriores. Determinar ΔT_1 , ΔT_2 y ΔT_3 .

Resolver los balances térmicos correspondientes. Suponer en los 3 casos que ρ solución= 1g/cm³ y C_p solución= 1cal/ g K

Compruebe que $\Delta H_2 = \Delta H_1 + \Delta H_3$

Informe (Fecha de entrega: a la cuarta clase de efectuado el TP)

Realizar un informe por grupo de las tareas que se llevaron a cabo en el laboratorio, con el correspondiente diagrama del calorímetro, los datos que se obtuvieron y los resultados a los que se arribó. Discutir las posibles diferencias observadas.