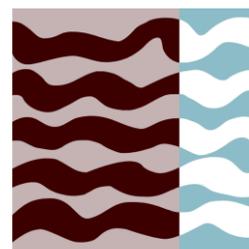


Práctica 1: Termoquímica: calores de reacción

Ingeniería agrónoma grado en hortofruticultura y
jardinería



Universidad
Politécnica
de Cartagena



ETSIA
Cartagena

Miércoles 23 de febrero de 2011

Jorge Cerezo Martínez

Objetivo

Se pretende determinar el calor de reacción asociado a dos procesos químicos de distinta naturaleza. A partir de ellos y mediante aplicación de la ley de Hess, se calculará el calor asociado a otra reacción química.

Fundamento teórico

Toda reacción química produce tanto un cambio en la naturaleza de las sustancias en intervención como un cambio energético que suele apreciarse en forma de calor.

Las reacciones que en su transcurso desprenden calor reciben el nombre de exotérmicas mientras que las que absorben calor de su entorno reciben el nombre de endotérmicas. Dichos fenómenos quedan traducidos por el aumento o disminución de la temperatura del medio en que se desarrolla la reacción química.

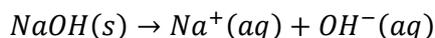
Desde el punto de vista químico, la entalpía de reacción es la cantidad de calor que se desprende o se absorbe durante la reacción química cuando ésta tiene lugar a presión constante y condiciones en que no produzca trabajo útil. Puesto que es más frecuente realizar las experiencias a presión constante que a volumen constante.

Material

- Calorímetro
- Balanza
- Embudo de vidrio
- Vaso de precipitados 250 ml
- Vidrio de reloj
- Probeta graduada 200 ml
- 2 Matraces aforados 250 ml
- Matraz aforado de 250 ml
- Varilla
- Termómetro
- Reactivos
 - Agua destilada
 - Lentejas de sosa cáustica (NaOH)
 - Disolución de ácido clorhídrico 1M (HCl)

Experiencia

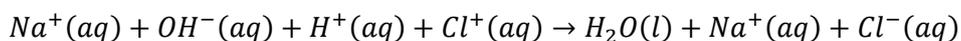
- ❖ Cálculo del calor de reacción asociado al proceso de disolución



Procedimiento

Se coloca en el vidrio de reloj, previamente tarado, 10 gr de NaOH (lentejas); posteriormente añadimos, midiendo con la probeta, 200 ml de agua destilada a la que tenemos que medir su temperatura, juntamos la sosa y el agua en uno de los vasos de precipitados. A continuación, y rápidamente, introducimos el vaso dentro del calorímetro, a fin de perder el mínimo calor posible; una vez introducido procedemos a removerlo hasta que la disolución sea homogénea. Se cierra el calorímetro y se mide la temperatura máxima.

- ❖ Cálculo del calor de reacción asociado al proceso de neutralización



Procedimiento

A partir de la disolución obtenida en la primera experiencia preparamos una disolución 1M en NaOH. Se deja atemperar y se toman 100 ml de esta disolución.

Por otro lado, se preparan 100 ml 1 M de HCl en un matraz aforado. Seguidamente se miden las temperaturas iniciales y, rápidamente, se mezclan en un vaso de precipitados que introducimos en el calorímetro. Se remueve ligeramente, se cierra y mide la temperatura máxima.

Resultados de la práctica

Hemos de tener en cuenta los siguientes datos para proceder al cálculo

- $C_e(\text{disolución}) = 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$
- $C_e(\text{disolución}) = 0'2 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$

	Ensayo A	Ensayo B
Variación de la temperatura	12 °C	8 °C
Calor desprendido por la disolución	-2520'12 cal	-1852' 0 cal
Calor absorbido por el vidrio	242 cal	161'6 cal
Calor total desprendido	-2278'12 cal	-1690'4cal

Calculo de la tabla

Variación de temperatura en:

- A) $\Delta t = t_f - t_i = 34 - 22 = 12$
- B) $\Delta t = t_f - t_i = 31 - 23 = 8$

Calor desprendido por la disolución

$$A) Q = \underbrace{m}_{\text{disolución}} c_e \Delta t = (10'01 + 200) \cdot 1 \cdot 12 = 2520'12 \text{ cal}$$

$$B) Q = \underbrace{m}_{\text{disolución}} c_e \Delta t = (210'01 + 205'25) \cdot 1 \cdot 8 = 1852'0 \text{ cal}$$

Calor absorbido por el vidrio

$$A) Q = m \cdot c_e \cdot \Delta t = 101 \cdot 0,2 \cdot 12 = 242'4 \text{ cal}$$

$$B) Q = m \cdot c_e \cdot \Delta t = 101 \cdot 0,2 \cdot 8 = 161'6 \text{ cal}$$

Calor total desprendido

*Hay que tener en cuenta que la disolución es exotérmica, es decir, transmite calor y el vidrio, por el contrario, al ser endotérmico, absorbe energía

$$A) \sum Q = Q_d + Q_v = -2520'12 + 242'4 = -2278'12 \text{ cal}$$

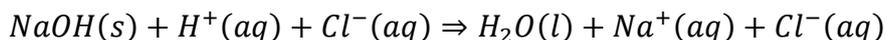
$$B) \sum Q = Q_d + Q_v = -1852'0 + 161'6 = -1690'4 \text{ cal}$$

2. A partir de la tabla anterior determine el calor de disolución y el calor de neutralización del hidróxido sódico (en cal/mol)

$$\left. \begin{array}{l} 10,01 \text{ NaOH} \rightarrow -2520'2 \\ 40 \text{ g} \rightarrow x \end{array} \right\} x = \frac{-100808}{10'01} \rightarrow x = -10070'72 \text{ calor de la disolución}$$

$$-1852'0 \rightarrow 1M \} -1852'0 \text{ calor de reacción}$$

3. Empleando la ley de Hess, determinar el calor de reacción asociado al proceso



$$-10070'72 + (-1852'0) = -11922'72 \text{ cal}$$

4. ¿Influye la cantidad de agua destilada añadida en el primer ensayo obtenido del calor de reacción?

En primer lugar, estudiamos la reacción y, una vez ponderada ésta, una idea nos queda clara, que una cantidad de agua reacciona con otra cantidad de hidróxido sódico; sea cual fuere la cantidad y sabiendo que en cualquier reacción una cantidad reacciona con otra en su totalidad si y sólo si esta está bien ajustada y se utilizan medidas exactas, de lo contrario el reactivo limitante reaccionará con el otro reactivo, pero de este último se producirá un exceso. Es notorio que al suministrarse un exceso de agua ésta, al no estar ponderada según la reacción, no reaccionará en su totalidad con el hidróxido sódico, es decir, que el calor que se desprenda será solo de una parte de la disolución quedando el exceso sin reaccionar. Entonces podemos decir que sí influye, es más, el agua en exceso podría bajar la temperatura de la reacción pues esta absorbería parte de la misma.