



## TRABAJO PRÁCTICO N° 7: Termoquímica - Calorimetría

### OBJETIVO:

- Determinar la entalpía de disolución de diferentes sustancias.

### FUNDAMENTO:

La mayoría de las reacciones químicas que ocurren tanto en el laboratorio como en la naturaleza absorben o liberan energía en forma de calor. Si tenemos en cuenta que una reacción química es un proceso que implica la ruptura de algunos enlaces y la formación de otros nuevos, podemos esperar, en general, que cambie la energía química de un sistema como consecuencia de una reacción. Más aún, podemos esperar que parte de esa variación de energía se manifieste como calor.

La rama de la química que estudia la transferencia de calor que acompaña a las reacciones químicas se conoce como **Termoquímica**.

Se dice que una reacción es **exotérmica**, si de la misma resulta un desprendimiento de calor, es decir, el calor fluye desde el sistema hacia su entorno (ej: reacciones de combustión). Por el contrario, las reacciones que absorben calor desde los alrededores son **endotérmicas** (ej: fusión del hielo).

La mayor parte de las reacciones, incluyendo las de los organismos vivos tienen lugar a la presión constante, a la presión atmosférica. En estas condiciones, el flujo de calor del sistema reaccionante es igual a la variación de **entalpía** ( $\Delta H$ ) entre los productos y los reactivos. Es decir,

$$q_{\text{reacción a presión constante}} = \Delta H = \Delta H_{\text{productos}} - \Delta H_{\text{reactivos}}$$

El calor de reacción de una reacción exotérmica es una magnitud negativa ( $\Delta H < 0$ ), mientras que para una reacción endotérmica dicha magnitud es positiva ( $\Delta H > 0$ ).

En forma experimental, podemos determinar el flujo de calor asociado con una reacción química midiendo el cambio de temperatura que produce. La medida del mismo se lleva a cabo en un dispositivo conocido como **calorímetro**. El aparato contiene agua u otros materiales de capacidades caloríficas conocidas. Las paredes del mismo están aisladas para que no exista intercambio de calor con el aire del exterior. Así, el único flujo de calor se produce entre el sistema de reacción y el calorímetro. El flujo de calor para la reacción que está ocurriendo en el sistema es igual en magnitud, pero de signo opuesto al del calorímetro, ( $q_{\text{reacción}} = -q_{\text{calorímetro}}$ ).

La relación entre el cambio de temperatura producido y la cantidad de calor absorbido o liberado por el sistema viene dada por la ecuación:

$$q = m \times C \times \Delta T$$

donde:

m: masa de la/s sustancia/s pura/s.

C: **calor específico**. Se define como la cantidad de calor requerida para elevar la temperatura de un gramo de sustancia en 1°C.

$\Delta T$ : variación de temperatura experimentada durante el ensayo.

Al disolverse una determinada sustancia en agua, puede suceder que la temperatura del sistema aumente o disminuya dependiendo de que el proceso de disolución sea exotérmico o endotérmico. Por tanto, la entalpía de disolución se puede determinar agregando una masa conocida de sustancia a una determinada masa de agua y registrando la variación temperatura.



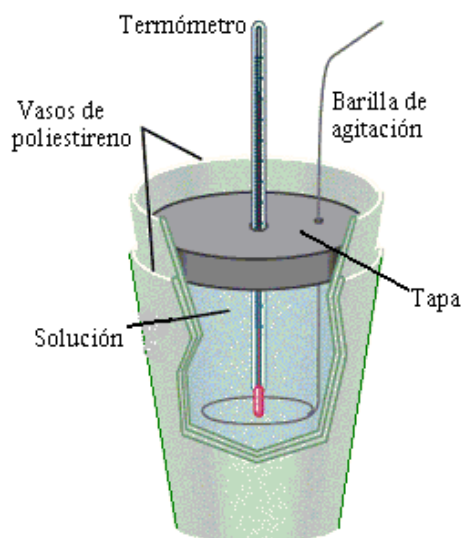
## **PARTE EXPERIMENTAL:**

**Materiales:** vasos de telgopor o poliestireno; termómetro que aprecie décimas de grado; espátula; vidrio de reloj; balanza granataria 0,01g.

**Sustancias químicas:** Agua Destilada, (40 ml); NaOH (aproximadamente 1g);  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  (alrededor de 2g).

### **Procedimiento:**

Armar el dispositivo como se indica en la *Figura 1*. Colocar 50 ml de agua destilada y registrar su temperatura. Colocar en el calorímetro las cantidades anteriormente indicadas de solutos y agitar. Registrar la temperatura máxima y mínima observada.



**Figura 1**

Si las pérdidas de calor a través de las paredes del vaso son muy pequeñas, todo el calor liberado o absorbido por la reacción que tiene lugar en el calorímetro es intercambiado con el agua. Esto significa que con bastante buena aproximación la capacidad calorífica del calorímetro sencillo es la del agua.

*Manipular los reactivos sólidos con espátula, nunca con la mano.*

*Evitar mezclar reactivos simplemente por curiosidad.*



### **GUÍA PARA CONFECCIONAR EL INFORME:**

1) Informar para cada sustancia una tabla con los siguientes datos:

- a- Temperatura inicial del agua ( $^{\circ}\text{C}$ )
- b- Temperatura máxima o mínima alcanzada por la solución ( $^{\circ}\text{C}$ )
- c- Entalpía de disolución obtenida experimentalmente,  $\Delta H_{\text{Disolución}}$  (KJ/mol)
- d- Error relativo porcentual

**Nota:** Los valores correspondientes reportados en la literatura son:

$\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\Delta H_{\text{Disolución}}$ : 27,5 KJ/mol

$\text{NaOH}$ ,  $\Delta H_{\text{Disolución}}$ : - 42,5 KJ/mol

2) Analice y justifique las posibles causas de error en la determinación del calor de reacción.

### **ACTIVIDAD ADICIONAL:**

Se mezclan en un calorímetro sencillo 0,1 moles de  $\text{HCl}_{(\text{aq})}$  y 0,1 moles de  $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ , a  $21,1^{\circ}\text{C}$ . El volumen de la solución resultante es de 200 ml, se deja reaccionar durante un cierto tiempo. Si la temperatura de la solución aumenta hasta  $27,8^{\circ}\text{C}$ :

- 1) Calcule el calor de neutralización.
- 2) Indique tipo de reacción y si el proceso es endotérmico o exotérmico.
- 3) Determine la entalpía molar para la reacción (considere los moles de agua formados).