

Didáctica de la Química
Practica de laboratorio
Calor específico

Marla Camacho Ochoa

INTRODUCCIÓN

El calor específico es la cantidad de calor requerida para elevar la temperatura de la unidad de masa en un grado. Se puede expresar en *calorías / g °C* o en *Julios / Kg K*. El calor específico del agua es relativamente alto y su valor es de $1 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$. Los metales suelen tener calor específico bajo; por ejemplo, el plomo tiene un calor específico de $0,03 \text{ cal / g } ^\circ\text{C}$.

En este experimento mediremos el calor específico de varios metales calentándolos a una temperatura conocida y añadiéndolos a una cantidad conocida de agua en un calorímetro para medir el aumento de temperatura que sufre.

OBJETIVO GENERAL

Determinar el calor específico de metales.

OBJETIVOS ESPECÍFICOS

Analizar el equilibrio térmico entre dos cuerpos.

Determinar el calor específico de algunos metales, usando el calorímetro.

Estimar la masa molar atómica de los metales.

MATERIALES Y REACTIVOS

Tubo de ensayo	Hierro <i>Fe</i>
termómetro	Aluminio <i>Al</i>
Vaso de precipitados	Cobre <i>Cu</i>
mechero Bunsen	Agua <i>H₂O</i>
calorímetro	

FUNDAMENTO TEÓRICO

El calor específico es una propiedad intensiva que no depende de la cantidad de masa, depende del material y es un valor fijo para cada sustancia. Así, el agua tiene un valor fijo de calor específico, el cual debemos entenderlo como la cantidad de calor que puede absorber una sustancia: cuanto mayor sea el calor específico, mayor cantidad de calor podrá absorber esa sustancia sin calentarse significativamente.

El calorímetro es un aparato destinado a medir la cantidad de calor producido, transferido o absorbido. En nuestro caso, consistirá en una vasija cerrada y aislada provista de un termómetro.

La cantidad de calor Q transferida a o desde una masa de valor m con un calor específico c y que cambia su temperatura en una cantidad ΔT será igual a:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

O expresado de otra forma:

$$\text{Calor transferido} = (\text{masa}) \times (\text{calor específico}) \times (\text{cambio de temperatura})$$

El calor es transferido entre el metal calentado y el agua, de forma que el calor emitido por el metal es de igual valor al absorbido por el agua. Esto se puede expresar así:

$$\begin{aligned} (m \text{ del metal}) \times (c \text{ del metal}) \times (T_i \text{ del metal} - T_f \text{ del metal}) \\ = (m \text{ H}_2\text{O}) \times (c \text{ del H}_2\text{O}) \times (T_i \text{ del H}_2\text{O} - T_f \text{ del H}_2\text{O}) \end{aligned}$$

Podemos determinar la masa atómica de un metal puro, utilizando el calor específico desconocido de un metal. Este dato puede ser utilizado para determinar usando la ley de Dulong y Petit, según la cual:

$$(\text{calor específico del metal}) \times (\text{masa atómica}) = 6 \text{ cal} / \text{mol } ^\circ\text{C}$$

PROCEDIMIENTO

-Paso 1. Obtener la muestra de metal en un tubo de ensayo.

Obtener primeramente el tubo de ensayo. Seleccionar el tubo de ensayo y añadir 100 g de hierro (Fe). Añadir un termómetro al tubo de ensayo para poder saber la temperatura inicial del hierro.

-Paso 2. Preparar agua caliente y añadir el tubo de ensayo con el metal.

Obtener un vaso de precipitados de 250 *mL*. Añadir 150 *mL* de agua a temperatura ambiente al vaso de precipitados. Colocar el tubo de ensayo dentro del vaso (seleccionar conjuntamente el vaso y el tubo de ensayo y combinarlos mediante la opción de menú Organizar ® Combinar). Calentar el sistema conjunto de vaso y tubo de ensayo con un mechero Bunsen hasta que el metal alcance la temperatura de ebullición del agua 100°C.

-Paso 3. Colocar el metal calentado en el calorímetro con agua a temperatura ambiente.

Añadir un calorímetro a la mesa del laboratorio (seleccionar la opción de menú Equipamiento ® Calorímetro). Añadir 100 *mL* de agua a la temperatura ambiente de 20°C al calorímetro (seleccionar el calorímetro y hacer doble clic en el botón del agua o usar el cuadro de diálogo del agua). Retirar el tubo de ensayo del vaso de precipitados (seleccionando el vaso y usando la opción de menú Organizar ® Sacar). Verter el metal caliente en el calorímetro y cerrar el calorímetro (para cerrar el calorímetro, seleccionar el calorímetro y presionando el botón del termómetro; esto hará que se añada un termómetro y una tapa al calorímetro). Anotar la temperatura final del agua.

-Paso 4. Repetir los pasos 1-3 con otros metales (*Al* y *Cu*), anotando las temperaturas finales y comparándolas.

OBSERVACIONES

-Experimento 1

Temperatura inicial del *Fe* : 100 °C

Temperatura final del *Fe* : 20 °C

Temperatura inicial del agua del calorímetro: 20 °C

Temperatura final del agua del calorímetro: 28 °C

-Experimento 2

Temperatura inicial del Cu : $100\text{ }^{\circ}\text{C}$

Temperatura final del Cu : $27\text{ }^{\circ}\text{C}$

Temperatura inicial del agua del calorímetro: $20\text{ }^{\circ}\text{C}$

Temperatura final del agua del calorímetro: $27\text{ }^{\circ}\text{C}$

-Experimento 3

Temperatura inicial del Al : $100\text{ }^{\circ}\text{C}$

Temperatura final del Al : $34\text{ }^{\circ}\text{C}$

Temperatura inicial del agua del calorímetro: $20\text{ }^{\circ}\text{C}$

Temperatura final del agua del calorímetro: $34\text{ }^{\circ}\text{C}$

RESULTADOS

-Experimento 1

Estimación del calor específico del Fe :

$$c_{Fe} = \frac{(m_{H_2O}) \times (c_{del\ H_2O}) \times (T_f\ del\ H_2O - T_i\ del\ H_2O)}{(m_{Fe}) \times (T_i\ Fe - T_f\ Fe)}$$

$$c_{Fe} = \frac{(100\ g\ H_2O) \times (1\ cal / g^{\circ}\text{C}) \times (28^{\circ}\text{C} - 20^{\circ}\text{C})}{(100\ g\ Fe) \times (100^{\circ}\text{C} - 28^{\circ}\text{C})}$$

$$c_{Fe} = \frac{800\ cal / g^{\circ}\text{C}}{7200}$$

$$c_{Fe} = 0,111\ cal / g^{\circ}\text{C}$$

Estimación de la masa atómica del Fe :

$$(calor\ específico\ del\ metal) \times (masa\ atómica) = 6\ cal / mol\ ^{\circ}\text{C}$$

$$m\ atómica = \frac{6\ cal / mol\ ^{\circ}\text{C}}{c\ Fe}$$

$$M_{Fe} = \frac{6 \text{ cal / mol } ^\circ\text{C}}{0,111 \text{ cal / g } ^\circ\text{C}}$$

$$M_{Fe} = 54$$

$$M_{Fe} = 54 \rightarrow 55,845 \text{ u}$$

-Experimento 2

Estimación del calor específico del Cu:

$$c_{Cu} = \frac{(m \text{ H}_2\text{O}) \times (c \text{ del H}_2\text{O}) \times (T_f \text{ del H}_2\text{O} - T_i \text{ del H}_2\text{O})}{(m \text{ Cu}) \times (T_i \text{ Cu} - T_f \text{ Cu})}$$

$$c_{Cu} = \frac{(100 \text{ g H}_2\text{O}) \times (1 \text{ cal / g } ^\circ\text{C}) \times (27^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C})}{(100 \text{ g Cu}) \times (100^\circ\text{C} - 27^\circ\text{C})}$$

$$c_{Cu} = \frac{700 \text{ cal / g } ^\circ\text{C}}{7300}$$

$$c_{Cu} = 0,096 \text{ cal / g } ^\circ\text{C}$$

Estimación de la masa atómica del metal Cu:

$$(\text{calor específico del metal}) \times (\text{masa atómica}) = 6 \text{ cal / mol } ^\circ\text{C}$$

$$m \text{ atómica} = \frac{6 \text{ cal / mol } ^\circ\text{C}}{c \text{ Cu}}$$

$$M_{Cu} = \frac{6 \text{ cal / mol } ^\circ\text{C}}{0,096 \text{ cal / g } ^\circ\text{C}}$$

$$M_{Cu} = 62,5$$

$$M_{Cu} = 62,5 \rightarrow 63,546 \text{ u}$$

-Experimento 3

Estimación del calor específico del Al:

$$c_{Al} = \frac{(m \text{ H}_2\text{O}) \times (c \text{ del H}_2\text{O}) \times (T_f \text{ del H}_2\text{O} - T_i \text{ del H}_2\text{O})}{(m \text{ Al}) \times (T_i \text{ Al} - T_f \text{ Al})}$$

$$c_{Al} = \frac{(100 \text{ g H}_2\text{O}) \times (1 \text{ cal / g } ^\circ\text{C}) \times (34^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C})}{(100 \text{ g Al}) \times (100^\circ\text{C} - 34^\circ\text{C})}$$

$$c_{Al} = \frac{1400 \text{ cal} / g^{\circ}\text{C}}{6600}$$

$$c_{Al} = 0,212 \text{ cal} / g^{\circ}\text{C}$$

Estimación de la masa atómica del Al:

$$(\text{calor específico del metal}) \times (\text{masa atómica}) = 6 \text{ cal} / \text{mol}^{\circ}\text{C}$$

$$m \text{ atómica} = \frac{6 \text{ cal} / \text{mol}^{\circ}\text{C}}{c_{Al}}$$

$$M_{Al} = \frac{6 \text{ cal} / \text{mol}^{\circ}\text{C}}{0,212 \text{ cal} / g^{\circ}\text{C}}$$

$$M_{Al} = 28,3$$

$$M_{Al} = 28,3 \rightarrow 27 u$$

ANÁLISIS DE RESULTADOS

Al aplicar calor a una sustancia para calentarla, su calor específico cuanto mayor sea, mayor cantidad de calor podrá absorber esa sustancia sin calentarse significativamente. En la relación de calor específico de los metales con su masa molar atómica, podemos deducir que mientras mayor sea la masa molar del metal, menor energía debe de proporcionársele para que su temperatura suba un grado.

CONCLUSIÓN

Al determinar el calor específico de metales se concluye que: No toda sustancia calienta a la misma medida de calor suministrado. Además, el equilibrio térmico entre dos cuerpos permite establecer la variación de la temperatura de la sustancia. Demostrando así, que el calor específico permite estimar la masa molar atómica de los metales aun sin saber de qué sustancia se trata.

REFERENCIAS

- ChemLab
- Garritz Ruiz, A., & Chamizo Guerrero, J. A. (2001). Tú y la Química (No. 540 G34).
- Jiménez-Carballo, C. A. (2018). *Calor y calorimetría*.

ANEXO

Archivo Editar Equipamiento Reactivos Procedimientos Organizar Opciones Ayuda

Times New Roman 10 B I U

Introducción **Procedimiento** Observaciones

Procedimiento:

Paso 1. Obtener la muestra de metal en un tubo de ensayo. Obtener primeramente el tubo de ensayo. Seleccionar el tubo de ensayo y añadir 100 g de hierro (Fe). Añadir un termómetro al tubo de ensayo para poder saber la temperatura inicial del hierro.

Paso 2. Preparar agua caliente y añadir el tubo de ensayo con el metal. Obtener un vaso de precipitados de 250 mL. Añadir 150 mL de agua a temperatura ambiente al vaso de precipitados. Colocar el tubo de ensayo dentro del vaso (seleccionar conjuntamente el vaso y el tubo de ensayo y combinarlos mediante la opción de menú Organizar → Combinar). Calentar el sistema conjunto de vaso y tubo de ensayo con un mechero Bunsen hasta que el metal alcance la temperatura de ebullición del agua, 100°C.

Paso 3. Colocar el metal calentado en el calorímetro con agua a temperatura ambiente. Añadir un calorímetro a la mesa del laboratorio (seleccionar la opción de menú Equipamiento →

Propiedades

Lista de reactivos:

Agua destilada H₂O (Líquido) (100.000000 g) (5.550837 moles)

Bolitas de hierro Fe (Sólido) (100.000000 g) (1.790671 moles)

Reacción química:

Aceptar

Captures de ChemLab