

Trabajo Práctico de Laboratorio N°8

Calorimetría

1. Experimento 1: Calentando y enfriando agua

Equipo necesario

- Calorímetro
- Balanza
- Termómetro
- Agua caliente y fría

Introducción

Cuando dos sistemas a diferente temperatura entran en contacto se observa que se transfiere energía desde la parte caliente hacia la fría. Esta transferencia de calor eleva la temperatura del sistema frío y reduce la temperatura del sistema caliente. Después de un cierto tiempo, los dos sistemas alcanzan una temperatura intermedia y común a ambos. En esta situación la transferencia de calor se detiene.

La unidad tradicional para la medición de la transferencia de calor es la **caloría**. Esta es *definida* como la cantidad de energía necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua desde 14.5 °C a 15.5 °C.

Sin embargo, para nuestro propósito, podemos generalizar esta definición diciendo simplemente que una caloría es la cantidad de energía requerida para elevar la temperatura de un gramo de agua un grado centígrado (el cambio con la temperatura es pequeño en tanto el agua permanezca en fase líquida). Dado que las cantidades de calor intercambiadas son energías nos sentimos inclinados a utilizar unidades MKS. La equivalencia es de 4.184 J por cada caloría.

En este experimento mezclaremos masas conocidas de agua caliente con fría y utilizando la definición de caloría podremos determinar la cantidad de energía que es transferida al poner en contacto un cuerpo caliente con otro frío y veremos si la energía se conserva en este proceso.

La idea básica es que si consideramos un sistema aislado (que no puede intercambiar calor con el exterior) y dentro del mismo dos partes de masas M_c y M_f con temperaturas iniciales T_c y T_f (c por caliente y f por frío) respectivamente. Cuando dichas partes son puestas en contacto la parte caliente se enfriará hasta alcanzar una temperatura de equilibrio T_{eq} . En este proceso se transfiere una cantidad de calor: $\Delta Q_c = c_a M_c (T_{eq} - T_c)$, donde c_a es el calor específico del agua. Al mismo tiempo la parte fría se calienta hasta alcanzar la misma temperatura de equilibrio e intercambia una cantidad de calor $\Delta Q_f = c_a M_f (T_{eq} - T_f)$. Dado que el sistema se encuentra aislado entonces la suma algebraica (con signos) de ambas cantidades de calor debe ser cero, por lo que resulta: $M_c (T_{eq} - T_c) = M_f (T_{eq} - T_f)$, relación de la que obtenemos la temperatura de equilibrio.

Procedimiento

1. Medimos (tabla 1.1) la masa del calorímetro vacío M_{cal} .
2. Llenamos el calorímetro aproximadamente a 1/3 de su capacidad con agua fría. Pesamos el calorímetro junto con el agua para determinar $M_{cal+agua}$, fríos.

- Llenamos otro calorímetro aproximadamente a 1/3 de su capacidad con agua caliente. El agua debe estar unos 20 °C por encima de la temperatura ambiente para facilitar las medidas (no es crítico el valor). Pesamos el calorímetro junto con el agua para determinar $M_{cal+agua}$, calientes.
- Medimos las temperaturas del agua fría (T_f) y caliente (T_c).
- Inmediatamente después de medir las temperaturas, agregamos el agua caliente a la fría y mezclamos hasta que la temperatura se estabilice. Anotamos la temperatura final de equilibrio T_{eq} , luego pesamos el conjunto (M_{total}).
- Repetimos el experimento dos veces con diferentes masas de agua a diferentes temperaturas.

Datos

Tabla 1.1

	Ensayo 1	Ensayo 2	Ensayo 3
M_{cal}			
$M_{cal+agua}$, frío			
$M_{cal+agua}$, caliente			
$T_{caliente}$			
$T_{frío}$			
T_{final}			
M_{final}			

Cálculos

A partir de los datos, calculamos las masas de agua caliente y fría que fueron mezcladas, también los cambios de temperatura (ΔT) que experimentaron cada una. Anote los resultados en la tabla 1.2

Computamos las cantidades de calor intercambiadas ΔQ_f y ΔQ_c , (esperamos que sean parecidas en módulo y de signos contrarios, de lo contrario volvemos al experimento)

Tabla 1.2

	Ensayo 1	Ensayo 2	Ensayo 3
$M_{cal+agua}$, frío			
$M_{cal+agua}$, caliente			
$\Delta T_{caliente}$			
$\Delta T_{frío}$			
$\Delta Q_{frío}$			
$\Delta Q_{caliente}$			

Cuestionario

- ¿Cuál sistema tiene más energía, las dos tazas de agua antes de mezclarse o después? ¿Se conservó la energía?

2. *Discuta las posibles (e indeseables) causas de ganancia o pérdida de calor que puedan afectar la experiencia.*
3. *Acote el error cometido por desprestigiar la capacidad térmica del calorímetro y el termómetro.*

2. Experimento 2: El calor específico

Equipo necesario

- Calorímetro
- Muestras de aluminio, cobre y plomo
- Agua hirviendo
- Hilo
- Termómetro
- Balanza
- Agua fría

Introducción

El calor específico de una sustancia, usualmente denotado por c , es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de dicha sustancia en un grado centígrado. A partir de la definición de caloría dada en el experimento anterior, puede verse que el calor específico del agua es $1.0 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$. Si un objeto está hecho de una sustancia de calor específico igual a c_{sus} , entonces la cantidad de calor ΔQ necesaria para elevar la temperatura de ese objeto en una cantidad ΔT es:

$$\Delta Q = m_{objeto} c_{sus} \Delta T$$

En esta parte de este experimento mediremos el calor específico de varios metales (aluminio, cobre, plomo)

Procedimiento

1. Medimos la masa del calorímetro M_{cal} .
2. Medimos las masas de aluminio, cobre y plomo.
3. Suspendemos de un trozo de hilo a cada muestra y las sumergimos en agua hirviendo. Dejamos transcurrir unos minutos para que se calienten uniformemente.
4. Llenamos el calorímetro a la mitad de su capacidad con agua fría. Debe contener suficiente agua como para que al introducir las muestras éstas queden totalmente inmersas.
5. Medimos T_f , la temperatura del agua fría.
6. Después de registrar la temperatura, sumergimos en el agua fría la muestra de metal caliente, la que debe quedar cubierta con agua y no debe tocar el fondo del calorímetro.

7. Revuelva el agua para homogeneizar y registre T_{eq} , la temperatura alcanzada por el agua cuando llega al equilibrio con la muestra de metal.
8. Registre M_{total} , la masa total del calorímetro, el agua y la pieza metálica.
9. Con la misma idea básica del punto anterior (la suma algebraica de las cantidades de calor intercambiadas es nula) computamos el calor específico de cada muestra.

Datos a registrar y cálculos

Tabla 2.1

	Aluminio	Cobre	Plomo
M_{cal}			
$M_{muestra}$			
$T_{frío}$			
T_{final}			
M_{total}			
M_{agua}			
ΔT_{agua}			
c (cal/g °C)			

La masa de agua es simplemente la diferencia entre la masa total y la suma de la masa del calorímetro y de la muestra: $M_{agua} = M_{final} - (M_{cal} + M_{muestra})$

El cambio de temperatura del agua es: $\Delta T_{agua} = T_{eq} - T_f$, mientras que el de la muestra es: $\Delta T_{muestra} = 100\text{ °C} - T_{final}$

A partir de la ley de conservación de la energía, la cantidad de calor perdida por la muestra es igual a la ganada por el agua:

$$M_{muestra} c_{muestra} \Delta T_{muestra} = M_{agua} c_{agua} \Delta T_{agua}$$

En base a estas relaciones determinamos los calores específicos para las tres muestras.

Cuestionario

1. ¿Cómo se comparan los calores específicos de los metales con el del agua?
2. Discuta las fuentes de error

3. Experimento 3: El calor latente de vaporización

Equipo necesario

- Calorímetro
- Generador de vapor
- Tubos
- Termómetro
- Trampa de agua
- Balanza

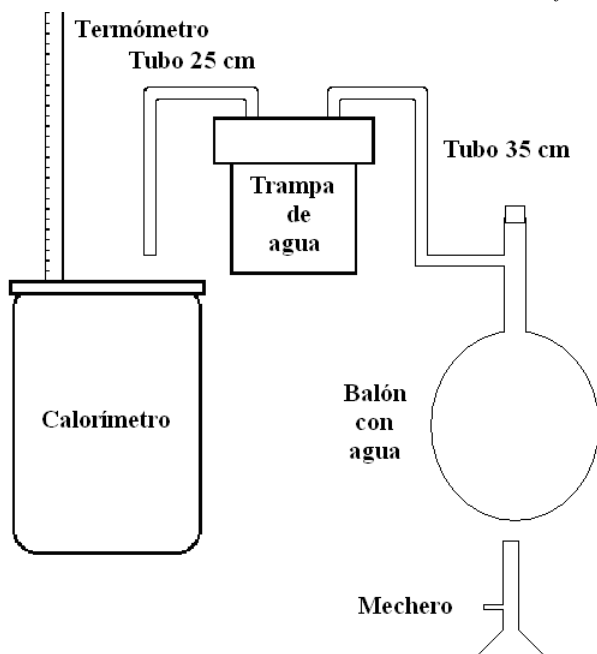
Introducción

Cuando una sustancia efectúa un cambio de fase, la disposición y separación entre las moléculas cambia. Si el estado final tiene una mayor energía interna, entonces la sustancia debe absorber energía para efectuar el cambio de fase. Por el contrario, si el nuevo estado tiene menor energía interna, entonces el sistema debe perder energía durante la transición.

En este experimento determinaremos cuánta más energía hay en un gramo de vapor a 100 °C que en un gramo de agua a la misma temperatura. Esta cantidad se denomina calor latente de vaporización.

Procedimiento

1. Medimos T_{amb} , la temperatura del cuarto.
2. Armamos el generador de vapor con la trampa de agua como muestra la figura.
3. Pesamos el calorímetro vacío y seco (M_{cal})
4. Llenamos el calorímetro hasta la mitad con agua fría.
5. Encendemos el generador de vapor y esperamos a que el vapor fluya libremente al menos durante un minuto.
6. Medimos la temperatura inicial del agua T_f y la masa del sistema calorímetro + agua $M_{cal+agua}$.
7. Sumergimos en el agua del calorímetro el extremo del tubo por el que sale el vapor. Mezclamos constantemente. **Importante:** el fondo de la trampa de agua **debe** estar más alto que el nivel de agua dentro del calorímetro para evitar que el agua fluya del calorímetro a la trampa de agua.
8. Cuando la temperatura del agua se haya elevado por encima de la temperatura ambiente tanto como antes estaba por debajo ($T_{amb} - T_f \approx T - T_{amb}$) retiramos el tubo por el que ingresa el vapor. Continuamos mezclando y registramos T_{eq} , la temperatura de equilibrio alcanzada.
9. Pesamos todo el conjunto y obtenemos M_{final}



Datos experimentales

$T_{amb} =$
 $M_{cal} =$
 $T_{inicial} =$
 $M_{cal+agua} =$
 $T_{final} =$
 $M_{final} =$

Figura 3.1 Arreglo experimental para medir el calor latente de vaporización

Cálculos

Cuando el vapor condensa en el agua fría entrega energía en dos formas. Primero el calor latente de vaporización es intercambiado. Con esta entrega de calor, el vapor se convierte en agua, pero esta agua está aún a 100 °C. Luego el agua caliente sigue entregando energía al agua fría hasta alcanzar la temperatura de equilibrio T_{final} .

De acuerdo con el principio de conservación de la energía, la cantidad total de calor entregada por el vapor debe ser igual a la cantidad de calor absorbida por el agua fría.

$$M_{vapor} H_v + M_{vapor} c_{agua} (100^\circ\text{C} - T_{eq}) = M_{agua} c_{agua} (T_{eq} - T_{fl})$$

donde,

H_v = calor latente de vaporización

$$M_{vapor} = M_{final} - M_{cal+agua} =$$

$$M_{agua} = M_{cal+agua} - M_{cal} =$$

Con los datos registrados determine H_v

El termómetro también absorbe cierta cantidad de energía durante el experimento. Como una aproximación razonable, suponemos que la capacidad calorífica del termómetro es equivalente a un gramo de agua, es decir que agregamos un gramo a M_{agua} en las ecuaciones anteriores.

Cuestionario

1. ¿Por qué una quemadura producida por un gramo de vapor a 100 °C produce más daño que una quemadura causada por un gramo de agua a la misma temperatura?
2. Describa en qué forma el calor latente de vaporización influye en el clima
3. ¿En qué forma actúa el agua como refrigerante durante la cocción de los alimentos? (Piense en lo que sucede cuando toda el agua de la olla se evapora y aún hay comida dentro).