

# CAPACIDADES CALORÍFICAS

David S. Castro , William A. Gómez, Ana M. Niño, Laura V. Pachón , Juliana Ramos y Luis A. Cañón,  
Pontificia Universidad Javeriana, Bogotá, Colombia  
Informe de laboratorio de Capacidades Caloríficas  
Grupo I

Within this laboratory we will work about calorimetry, which is a process that consists of measuring the heat generated by subjecting a substance to a chemical reaction or change of state. This laboratory does not need many steps, because with the help of a calorimeter (a measuring instrument that is responsible for recording the amounts of heat supplied or received by the body under study), and knowing what the heat capacity is, you can measure the capacity t the specific heats of different materials, where the first thing that is done is to place a known amount of water at a certain temperature and then pour another material with a much higher temperature, where thanks to the walls of the calorimeter we can assume that the heat given by the substance with higher temperature is equal to the heat received by the substance with lower temperature and the calorimeter.

**Index Terms**—Calorimetry, thermal equilibrium, heat capacity, heat transfer, thermodynamic system, phase change.

## I. RESUMEN

Dentro de este laboratorio trabajaremos el tema de calorimetría, el cual es un proceso que consiste en medir el calor que se genera al someter una sustancia a una reacción química o cambio de estado. Para este laboratorio no se necesitan muchos pasos, pues con ayuda de un calorímetro (instrumento de medición que se encarga de registrar las cantidades de calor suministradas o recibidas por el cuerpo en estudio), y sabiendo cual es la capacidad calorífica, se puede medir la capacidad y los calores específicos de distintos materiales, donde lo primero que se hace es colocar una cantidad conocida de agua a una temperatura determinada y luego se vierte otro material con una temperatura mucho más alta, donde gracias a las paredes del calorímetro podemos suponer que el calor que da la sustancia con mayor temperatura es igual al calor que recibe la sustancia con menor temperatura y el calorímetro.

## II. INTRODUCTION

El calor (representado con la letra  $Q$ ) es la energía transferida de un sistema a otro (o de un sistema a sus alrededores) debido en general a una diferencia de temperatura entre ellos. El calor que absorbe o cede un sistema termodinámico depende normalmente del tipo de transformación que ha experimentado dicho sistema. El principio cero de la termodinámica es cuando dos o más cuerpos en contacto que se encuentran a distinta temperatura alcanzan, pasado un tiempo, el equilibrio térmico (misma temperatura).

El calor específico (o capacidad calorífica específica) es la energía necesaria para elevar en un 1 grado la temperatura de 1 kg de masa. Sus unidades en el Sistema Internacional son  $J/kg \cdot K$ . Este calor específico multiplicado por la masa y por el cambio de temperatura, corresponde a la energía para que la sustancia cambie dado rango de temperatura, como se muestra a continuación:

La anterior expresión relaciona la cantidad de calor que intercambia una masa  $m$  de una cierta sustancia con la variación de temperatura  $\Delta t$  que experimenta.

$$Q = m c \Delta t$$

Fig. 1. Calor o Energía de un sistema termodinámico

Calores específicos de algunas sustancias a 25°C y presión atmosférica					
Sustancia	Calor específico $c$		Sustancia	Calor específico $c$	
	$J/kg \cdot ^\circ C$	$cal/g \cdot ^\circ C$		$J/kg \cdot ^\circ C$	$cal/g \cdot ^\circ C$
<i>Sólidos elementales</i>			<i>Otros sólidos</i>		
Aluminio	900	0.215	Latón	380	0.092
Berilio	1 830	0.436	Vidrio	837	0.200
Cadmio	230	0.055	Hielo ( $-5^\circ C$ )	2 090	0.50
Cobre	387	0.092 4	Mármol	860	0.21
Germanio	322	0.077	Madera	1 700	0.41
Oro	129	0.030 8	<i>Líquidos</i>		
Hierro	448	0.107	Alcohol (etílico)	2 400	0.58
Plomo	128	0.030 5	Mercurio	140	0.033
Silicio	703	0.168	Agua ( $15^\circ C$ )	4 186	1.00
Plata	234	0.56	<i>Gas</i>		
			Vapor ( $100^\circ C$ )	2 010	0.48

Fig. 2. Calor específico de algunas sustancias a 25°C.

Cuando se produce un **cambio de fase**, la sustancia debe absorber o ceder una cierta cantidad de calor para que tenga lugar. Este calor será positivo (absorbido) cuando el cambio de fase se produce de izquierda a derecha en la figura, y negativo (cedido) cuando la transición de fase tiene lugar de derecha a izquierda.



Fig. 3. Cambio de fases entre diferentes estados.

El calor absorbido o cedido en un cambio de fase no se traduce en un cambio de temperatura, ya que la energía suministrada o extraída de la sustancia se emplea en cambiar

el estado de agregación de la materia. Este calor se denomina **calor latente**. Y se llama así porque, al no cambiar la temperatura durante el cambio de estado, a pesar de añadir calor, éste se quedaba escondido sin traducirse en un cambio de temperatura.

Calor latente ( $L$ ) o calor de cambio de estado, es la energía absorbida o cedida por unidad de masa de sustancia al cambiar de estado. De sólido a líquido este calor se denomina **calor latente de fusión**, de líquido a vapor **calor latente de vaporización** y de sólido a vapor **calor latente de sublimación**. El calor latente para los procesos inversos (representados en azul en la figura anterior) tienen el mismo valor en valor absoluto, pero serán negativos porque en este caso se trata de un calor cedido. En el Sistema Internacional, el calor latente se mide en J/kg. La cantidad de calor que absorbe o cede una cantidad  $m$  de sustancia para cambiar de fase viene dada por:

$$Q = m L$$

Fig. 4. Energía durante un cambio de fase

Este calor será positivo o negativo dependiendo del cambio de fase que haya tenido lugar.

### III. OBJETIVOS

- 1) Entender la noción de calor.
- 2) Utilizar el primer principio de la termodinámica.
- 3) Diferenciar entre variables de estado y variables de proceso.
- 4) Poder calcular capacidades caloríficas y calores específicos de diferentes sistemas.

### IV. METODOLOGÍA

El laboratorio fue realizado con los materiales que se enumeran a continuación:

- 1) Agua y vaso de precipitado:

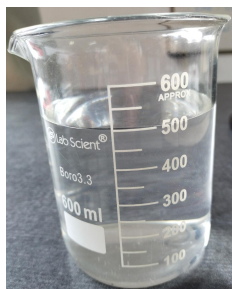


Fig. 5. Agua a temperatura ambiente

Agua de la llave que se dejó reposar durante varios minutos después de sacada del grifo. Se midió su temperatura inicial y registro 20°C. El vaso de precipitado se encuentra a esta misma temperatura. Finalmente se utilizó 200 mL de agua debido a la capacidad del calorímetro.

- 2) Calorímetro:



Fig. 6. Calorímetro

Un calorímetro del laboratorio de Física de la universidad; esta compuesto con un interior reflector y un exterior de madera para asegurar la menor transferencia de energía entre las paredes del calorímetro y el ambiente.

- 3) Termómetro:

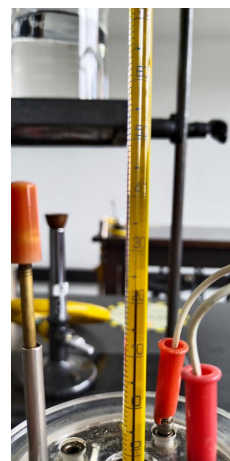


Fig. 7. Termómetro de mercurio .

Con este termómetro de mercurio registramos la temperatura inicial del agua, también la temperatura final de esta; además fue utilizado para medir los cambios de temperatura con respecto al tiempo que ocurrieron en el segundo Experimento.

- 4) Balanza de tres brazos



Fig. 8. Balanza

Esta balanza fue utilizada para medir la masa del calorímetro del vidrio, además medimos la masa inicial y final del agua (antes de llevarla a su temperatura de ebullición y después).

#### 5) Mechero



Fig. 9. Mechero

Este mechero fue utilizado junto con la estructura metálica de la Figura 10 para realizar el Experimento 1 y otorgar energía a el sistema vidrio + agua.

Estos elementos fueron utilizados para hacer 2 experimentos distintos; en primer lugar calculamos la energía o calor necesario para hacer ebullicir 200 mL de agua a temperatura ambiente (20°C). Para esto fue necesario contar con el montaje de la figura 10, en donde ubicamos el vaso de precipitado de vidrio con el agua sobre una plancha que calentamos con ayuda de un mechero.



Fig. 10. Montaje utilizado para subir la temperatura del agua líquida hasta su máximo (Punto de ebullición)

Por otro lado, una vez el agua líquida estaba a su máxima temperatura posible (87°C), la vertimos en el calorímetro y

observamos la temperatura hasta que se llegara a un equilibrio de temperatura por un tiempo constante. Con esta temperatura de equilibrio procedimos a calcular la capacidad calorífica del calorímetro.

Es decir, vamos a determinar un volumen específico de agua que se va a colocar en el vaso precipitado y vamos a pesarlo con la balanza de tres brazos, para posteriormente calentarlo con la ayuda del termómetro de mercurio y del mechero hasta una temperatura de alrededor del 92 °C (temperatura de ebullición en Bogotá) o lo mas caliente posible sin que se evapore mucho el agua. Luego, se coloca el agua que se calentó en el vaso precipitado en el calorímetro y se sigue tomando la temperatura para saber cual es su temperatura de equilibrio. Para saber cual era la temperatura de equilibrio entre el calorímetro y el agua simplemente debíamos ver cuando la temperatura comenzaba a descender a una menor velocidad y ahí podíamos inferir que habían llegado a un equilibrio térmico. Con la explicación anterior, ya se acabó la parte práctica y de recolección de datos del laboratorio, ahora teníamos que calcular cual era el calor añadido a el agua y cual era el calor específico del calorímetro.

## V. RESULTADOS

### A. Experimento 1: Energía necesaria para ebullicir 200 mL de agua

Para el primer experimento, nuestra intención era simplemente subir la temperatura del agua hasta su punto de ebullición; según nuestra presión atmosférica de Bogotá se determino que esta temperatura era de 92°C, sin embargo esta temperatura no logró alcanzarse y el agua empezó a evaporarse a los 87° C. En este proceso se perdió una cantidad significativa de agua, por esto, se decidió tomar dos valores para la masa del agua. La masa del agua inicial fue 352.5 gramos, mientras que la masa final de este experimento fue 323.5.

A continuación se muestran los cálculos realizados y la respuesta obtenida para el Experimento 1.

**¿Qué cantidad de calor Q se requiere para elevar la masa a 87°C?**

```
m_vidrio= 171.3/1000; %kg
m_agua_i= 352.5/1000; % [kg] --> 200 mL H2O
Tf_agua=87; % °C
Ti_agua=20; %°C;
c_vidrio= 837; % J/(kg*°C)
c_agua= 4186; % J/(kg*°C)
m= (m_agua_i+m_vidrio)/1000; %Kg
Q_87= (m_agua_i*c_agua*(Tf_agua - Ti_agua) ...
+ m_vidrio*c_vidrio*(Tf_agua - Ti_agua))
```

Fig. 11. Cálculos hechos en Matlab para hallar la energía suministrada al sistema

Se puede observar entonces que la energía requerida para subir la temperatura del sistema hasta el punto de ebullición del agua es de  $1.08 \times 10^5$  Joules. Para este cálculo se tuvo en

$$Q_{87} = 1.0847e+05$$

Fig. 12. Resultado del Calor o Energía necesaria para elevar la temperatura del agua y del vaso de vidrio desde 20°C hasta 87°C. Unidades [J]

cuenta que no existió ningún cambio de fase de ningún elemento ni agua ni vidrio. Por lo tanto la energía requerida será la suma de la energía requerida para llevar cada componente a dicha temperatura final.

### B. Experimento 2: Hallar el calor específico del Calorímetro

Una vez el agua estaba hirviendo la agregamos directamente en el calorímetro frío (a temperatura ambiente 20°C) e insertamos el termómetro para observar el cambio de la temperatura. Una vez transcurrido un tiempo y haber hecho diferentes observaciones entre todo el grupo, se determinó que la temperatura de equilibrio que tomaríamos como la temperatura final del sistema agua + calorímetro era de 68°C. Estas observaciones se pueden ver en la siguiente gráfica:

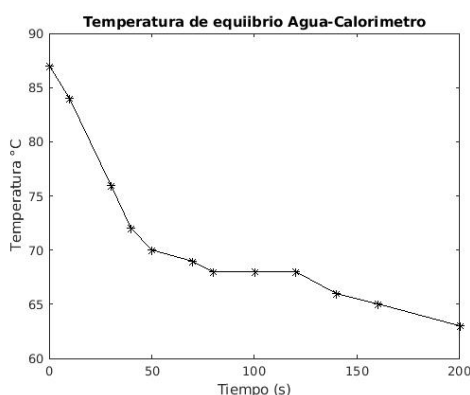


Fig. 13. Gráfica: Temperatura del sistema agua caliente + calorímetro, en función del tiempo. Se quiere determinar la temperatura de equilibrio.

Ya que la energía no se crea ni se destruye, solo se transforma, la energía cedida en el sistema más la energía ganada será igual a cero. Por lo tanto calculamos la capacidad calorífica del calorímetro plantando esta ecuación. Estos cálculos se muestran a continuación:

### Calcule "c" del calorímetro

```
m_calorimetro= 560.5/1000; % kg
m_agua_f=323.5/1000;% kg
Ti_calorimetro= 22; % °C
Tf_calorimetro= 68; %°C

syms c_calorimetro
Q_agua= m_agua_f*c_agua*(Tf_calorimetro-Tf_agua);
Q_vidrio= m_vidrio*c_vidrio*(Tf_calorimetro-Tf_agua);
Q_calorimetro= m_calorimetro*c_calorimetro...
*(Tf_calorimetro- Ti_calorimetro);
eq1= Q_agua + Q_vidrio == -Q_calorimetro;
c_calorimetro= solve(eq1, c_calorimetro)
```

Fig. 14. Cálculos hechos en Matlab para hallar el calor específico del calorímetro

$$c_{\text{calorimetro}} = 1.1036e+03$$

Fig. 15. Calor específico del Calorímetro. Unidades [J/kg°C]

Finalmente obtuvimos que la capacidad calorífica del calorímetro era  $1.10e10^3$  J/kg°C

## VI. ANÁLISIS DE RESULTADOS

En el primer experimento fue necesario que la llama de fuego calentara una plancha térmica, la cual se caracteriza por tener un punto de ebullición y una capacidad calorífica muy altos. Por lo tanto la plancha caliente captura rápidamente la energía que es liberada por la llama de fuego y a su vez la transmite directamente a el vaso de vidrio. Este vaso de vidrio está en contacto con el agua, por lo que la temperatura del agua será la misma que la temperatura del vidrio. Una vez la temperatura llega a 90°C a aproximadamente dejara de subir la temperatura y comenzara a evaporarse todo el agua. Esto quiere decir que la llama de fuego a pesar de seguir inyectando calor a el sistema, el sistema no cambiara de temperatura, esto debido a que el sistema está compuesto por un elemento que se encuentra en su temperatura de cambio de fase, el agua líquida se va a convertir en vapor a esta temperatura (que depende de la presión atmosférica), por lo tanto toda esta energía será utilizada para transformar toda el agua líquida en vapor y mientras tanto el vidrio estará a la misma temperatura del agua hirviendo.

Para el experimento 2 habíamos observado que bastante agua se había evaporado y decidimos medir esta masa de agua para iniciar el experimento 2, el cual consistió en buscar la temperatura de equilibrio del agua hirviendo a 87°C con el calorímetro a temperatura ambiente de 22°C. La temperatura de equilibrio fue 68°C y esto nos permitió hallar la capacidad calorífica del calorímetro. Una vez se enfrió el agua la sacamos del calorímetro y la pesamos.

Al final pudimos determinar que se requirieron  $1.08e10^5$  Joules para elevar la temperatura de 200 mL de agua desde 20°C hasta 87°C, aproximadamente. Mientras que la capacidad calorífica de el calorímetro del laboratorio de física tiene un valor de  $1.10e10^3$  J/kg°C.

Vale destacar que una fuente de error considerable surgió cuando medimos la temperatura de equilibrio, ya que los datos registrados de tiempo vs temperatura no se hicieron de manera ordenada y los datos contenían muy pocos datos, tuvimos que reconstruir de la mejor manera la información para decidir entre todo el grupo cual sería la temperatura de equilibrio, introduciendo obviamente algo de error en esta temperatura. Por otro lado, la temperatura del calorímetro fue tomada como la temperatura inicial del agua, pero no estamos seguros que el calorímetro y el agua tuvieran la misma temperatura.

## VII. CONCLUSIÓN

- Pudimos determinar con éxito la energía requerida para cambiar la temperatura del sistema termodinámico agua + vidrio a una temperatura de ebullición del agua, partiendo de la temperatura ambiente.

- (ii) Calculamos la capacidad calorífica de un calorímetro utilizando la técnica de ponerlo en contacto con un elemento de temperatura y masa conocidas para determinar la temperatura de equilibrio de este sistema.
- (iii) Sin importar cuanto calor se le trasmita a un sistema durante un cambio de fase, este no elevará su temperatura, utilizara toda la energía para transformar el elemento del sistema de una fase a otra.
- (iv) Dos cuerpos en contacto, después de un tiempo, tendrán la misma temperatura.

#### REFERENCES

- [1] Martin T. y Serrano A. (s.f) calor. Recuperado de: <https://www2.montes.upm.es/dptos/digfa/cfisica/termolp/calor.html>
- [2] Mechero: <https://assets.fishersci.com/TFS-Assets/CCG/product-images/15311802A.JPG> – 650.jpg