

Laboratorio 4: Termodinámica. Potencia y calor específico

Física experimental II. Dpto. de Física. Fac. Cs. Exactas. UNLP

2 de octubre de 2021

Resumen

Utilizando un termómetro y un calorímetro vamos a determinar la potencia efectiva de calentamiento de un horno a microondas o de un calentador eléctrico y vamos a determinar el calor específico de la aleación de un tipo de monedas.



1

¹“*La Femme aux cochons, en pleine chaleur*”, por Paul Gauguin (sección), 1888 (colección privada). Pintura postimpresionista también conocida como “*dans le foin*”(En el heno), “*In the heat*”, o “Los cerdos”.

1. Así es el calor, o sobre cómo el conocimiento científico es un conjunto de verdades transitorias [1]

1.1. Pierrette Paulze y Lavoisier. El mismo calor [2]

Marie Anne Pierrette Paulze nació en Montbrison, Francia, el 20 de enero de 1758. Su padre era accionista de la impopular *Ferme générale*, una empresa contratista del estado monárquico, encargada del cobro de impuestos. Su madre murió cuando ella tenía tres años por lo que fue enviada a un convento donde fue educada y se distinguió por sus inteligencias. Entre otras cosas, aprendió inglés, latín, dibujo y pintura, llegando a ser una hábil grabadora. Con casi catorce años fue pedida en matrimonio por el Conde de Amerval, que la triplicaba en edad y del que ella opinaba que era “*un tonto, un insensible rústico y un ogro*”. Para evitar el matrimonio, su padre consultó con otro miembro de la empresa si no estaría dispuesto a casarse con su hija. Antoine Lavoisier tenía 28 años, era un noble que trabajaba como economista y se dedicaba a su verdadera pasión, la ciencia, en sus ratos libres. Anne y él se casaron el 16 de diciembre de 1771.

Mas allá de su origen forzado, el matrimonio evolucionó rápidamente a una relación de mutuo afecto y colaboración científica. Marie Anne fue la principal asistente, traductora e ilustradora de Lavoisier desde su unión hasta la ejecución de este y, luego de esta, la principal protectora y divulgadora de su obra.

Para el sXVIII la teoría dominante para explicar los procesos de calcinación² (combustión) y corrosión (oxidación) era la del flogisto. El flogisto era un fluido imponderable³ que estaba presente en todas las sustancias susceptibles de arder. Cuanto más flogisto contenía un material, más fácil y mayor era su combustión. Las llamas se entendían entonces como la manifestación del flogisto saliendo del material que se quemaba, para ser absorbido por el aire circundante.

La dupla Pierrette-Lavoisier dedicó buena parte de su tiempo a investigar los fenómenos de combustión, oxidación y la respiración de los seres vivos que ya se sabía estaba relacionada con estos. Como parte de esa investigación Marie Anne se abocó a traducir al francés, analizar y comentar el libro *Essay on Phlogiston and the Constitution of Acids*(1787) [3] del irlandés Richard Kirwan. Esta traducción y análisis, junto con varias otras realizadas por Madame Lavoisier, fueron de vital importancia para los descubrimientos publicados luego por su esposo.

A partir de varios experimentos en los que demostró que, lejos de perder masa, las sustancias secas se volvían más pesadas luego de la combustión, el matrimonio refutó de manera terminante la teoría del flogisto. Eventualmente Lavoisier publicó su libro “*Sur la combustion en général*” en el que anunció que el aire estaba compuesto por dos gases: el “aire esencial”, fundamental para la combustión y la respiración, y el azote (del griego *αἰωτοῦ*, sin vida), que no servía para ninguna de las dos y se denominaría posteriormente nitrógeno (generador de nitratos).[4] Lavoisier renombró al aire esencial como oxígeno (generador de ácidos) en 1777, porque pensaba erróneamente que el oxígeno era un constituyente de todos los ácidos.[5] En 1783 también le puso el nombre de hidrógeno (generador de agua) a la sustancia hasta entonces conocida como “aire inflamable”.

Como ejemplo elocuente del carácter de Lavoisier, vale mencionar que en 1789, inmediatamente después de la toma de la Bastilla, concibió un juicio paródico a la teoría del flogisto frente a un grupo de invitados

²De “convertir en cal” donde la palabra cal proviene del latín *calx*, piedra caliza de la isla de Creta, y por extensión, ceniza.

³De peso casi nulo. Los fluidos imponderables como el éter, el calórico y la luz también se llamaban incoercibles por la imposibilidad de contenerlos en un recipiente. Surgieron como mediadores de interacciones durante los siglos XVI a XVII, en buena parte por la resistencia a abandonar la concepción mecanicista de la naturaleza, en donde siempre se consideraba necesaria la existencia de un medio material que conectara las partes interactuantes de un sistema y, como ya vimos, resultaba incómodo aceptar la presencia del vacío.



Figura 1: Marie Anne Pierrette Paulze (1758 - 1836), conocida como Marie Lavoisier es considerada como "la madre de la química moderna". Realizó gran parte de su trabajo junto a su marido Antoine Lavoisier. Inserto: bandera del Reino de Francia.



Figura 2: Antoine-Laurent de Lavoisier (1743-1794) Químico, biólogo y economista francés. Considerado el "padre de la química moderna" por sus estudios sobre la oxidación de los cuerpos, el fenómeno de la respiración animal, el análisis del aire, la ley de conservación de la masa o ley Lomonósov-Lavoisier, la teoría calórica, la combustión y sus estudios sobre la fotosíntesis. Insertos: Escudo de la Universidad de París-La Sorbona (ar. iz.), bandera del Reino de Francia (ab. iz.), emblemas de la *Académie des sciences*, la *Royal Society* y de la *American Philosophical Society* de las que era miembro.

distinguidos. Lavoisier y algunos amigos presidían el Tribunal, y la acusación fue leída por un joven pintón que se presentó bajo el nombre de "Oxígeno" (sutil). Luego, el defensor, un hombre muy viejo y ojoso que caracterizaba a Georg Ernest Stahl, el inventor de la teoría, leyó su apología. El tribunal deliberó y sentenció a la teoría del flogisto a morir quemada, tras de lo cual Pierrette, vestida con la túnica blanca de una sacerdotisa, arrojó ceremonialmente el libro de Stahl a la hoguera. Además de la extravagancia y grandilocuencia que destilan de esta anécdota, Lavoisier se caracterizó por su tendencia a utilizar en su trabajo científico, resultados ajenos sin reconocerlo debidamente[6].



Figura 3: Calorímetro de Lavoisier-Laplace. Grabado de Marie Anne Pierrette

1.2. Estaba esperando que cantes mi canción

Eliminado el flogisto como “sustancia del calor”, Lavoisier introdujo un nuevo fluido imponderable llamado calórico. Como parte de esta investigación, desarrolló uno de los primeros calorímetros *i.e.* un sistema de paredes rígidas y aislado térmicamente de manera de que no intercambie ni trabajo ni calor con el exterior. Como se ve en la figura 3, esto se logra con una serie de recipientes concéntricos separados idealmente por secciones estancas con algún grado de vacío (como en las botellas térmicas hogareñas) o, en su defecto, aire u otro material aislante. A partir del uso de este dispositivo y experimentos como derretir hielo a partir de la respiración de un cobayo, Lavoisier desarrolló una teoría en la que las moléculas que constituyen la materia están rodeadas cada una de ellas de una “atmósfera” de calórico, un fluido autorepulsivo que, a su vez, es fuertemente atraído por la materia y cuya cantidad se conservaba en todo sistema cerrado⁴:

“Se concibe así que las moléculas de los cuerpos estén continuamente forzadas por el calor a separarse unas de otras, que no tengan ligazón entre sí, y no existiría cuerpo sólido alguno si ellas no estuviesen retenidas por otra fuerza que tiende a unirlas o, mejor dicho, a encadenarlas; a esta fuerza, sea su causa la que fuese, se la conoce con el nombre de atracción.

De esta forma, podemos considerar que las moléculas están sometidas a la acción de dos fuerzas, una repulsiva y otra atractiva, cuya acción recíproca las mantiene en equilibrio. Si domina la atracción, el cuerpo permanece en estado sólido, pero si dicha fuerza es la más débil y el calor separa las moléculas alejándolas de su esfera de acción, entonces pierden la adherencia que tenían entre sí y el cuerpo deja de ser un sólido [...].”

La teoría del calórico permite así, explicar varias observaciones experimentales. La temperatura de los cuerpos estaba definida por la concentración de calórico. Así, si un cuerpo de masa m contenía una cantidad C de calórico, su temperatura estaba dada por $T = C/m$. De esta manera, se presenta por

⁴Se le atribuye a Lavoisier ser uno de los primero en enunciar el principio de la conservación de la masa y la energía en sistemas cerrados como suele relatar Jorge Drexler antes de cantar Todo se transforma

primera vez la idea de un cero absoluto de temperatura para los cuerpos con $C = 0$. Además, como el calórico era indestructible (hoy lo llamaríamos una cantidad conservada), al mezclar las masas m_1 y m_2 de una misma sustancia a diferentes temperaturas T_1 y T_2 , se podía calcular la temperatura final T_f de la mezcla simplemente como el cociente entre la cantidad total de calórico $C_T = C_1 + C_2$ y la suma de las masas

$$T_f = \frac{C_T}{m_1 + m_2} = \frac{m_1 T_1 + m_2 T_2}{m_1 + m_2} \quad (1)$$

lo que no es más que un promedio pesado o ponderado.

La dilatación térmica se entendía como el aumento de la fuerza repulsiva entre moléculas debido a la incorporación de calórico al material, el cual pasaba a engrosar las atmósferas que rodeaban a cada partícula.

En 1761, Joseph Black (1728-1799, fig. 4) había descubierto que al suministrarle calor al hielo a temperatura de fusión, este no elevaba su temperatura, sino que esta se mantenía constante mientras el hielo se derretía. Observó lo mismo con el agua a temperatura de ebullición y su evaporación. Atribuyó estos fenómenos a la existencia de un “calor latente” que el agua utilizaba para cambiar de estado a diferencia del “calor sensible” que se traducía en cambios de temperatura. Además, Black fue el primero en notar la existencia de diferentes calores específicos *i.e.* la diferente cantidad de calor que hay que suministrarle a la misma masa de diferentes sustancias para elevar su temperatura de igual manera. Esto se explicaba como una diferencia en la afinidad del calórico por cada tipo de átomo, lo que cambiaba la densidad de la atmósfera molecular.

1.3. Voy a perder la cabeza por tu amor. El calórico se cae a cañonazos



En 1791 el gobierno revolucionario abolió la *Ferme générale*. Lavoisier fue obligado a renunciar a su puesto en la “Comisión de la pólvora” y a abandonar su residencia y laboratorio en el Arsenal Real.

El 24 de noviembre de 1793, ya en pleno Terror, todos los ex miembros de *Ferme*, Lavoisier y su suegro entre ellos, fueron acusados de defraudar al estado francés y encarcelados. Además se acusaba a la empresa de adulterar el tabaco que comerciaba debido al proceso diseñado por Lavoisier para mejorar su sabor. Lavoisier se hizo cargo de la defensa de los 28 acusados negando el fraude y defendiendo la calidad del tabaco que vendían. Aún así, y posiblemente motivado por la potencialmente jugosa confiscación de vienes para el Estado, el juez Jean-Baptiste Coffinhal condenó a todos los acusados a muerte. Para el que sólo tiene una guillotina, todas las penas son capitales. Lavoisier y sus colegas fueron decapitados el 8 de mayo

de 1794. Coffinhal seguiría el mismo destino menos de 3 meses después. Revolucionario que se duerme, pierde la cabeza.

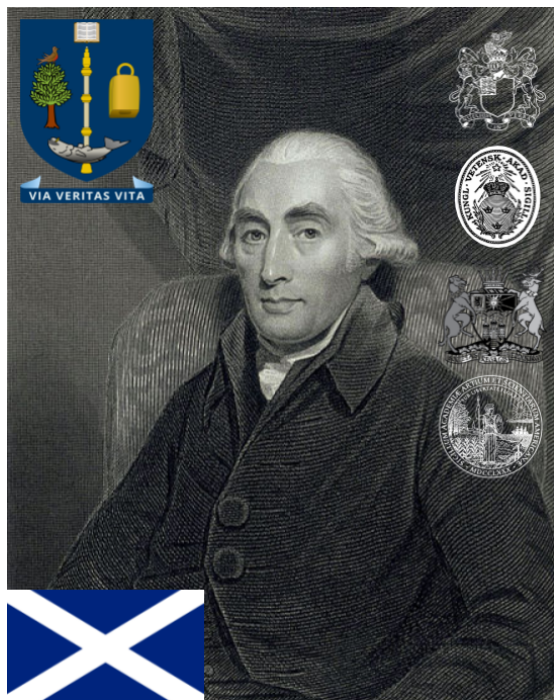


Figura 4: Joseph Black (1728-1799) Médico, físico y químico escocés. Sus investigaciones más importantes se centraron en el campo de la termodinámica, donde estableció una clara distinción entre temperatura y calor. Introdujo conceptos como el calor específico y el calor latente de cambio de estado. Además se le debe el descubrimiento del dióxido de carbono. Insertos: escudo de la Universidad de Glasgow, bandera de Escocia, emblemas de (de arriba a abajo) la *Royal Society*, la *Kungliga Vetenskapsakademien*(Real Academia de las Ciencias de Suecia), la *Royal Society of Edinburgh* y la *American Academy of Arts and Sciences*.



Figura 5: Benjamin Thompson, también conocido como Conde Rumford (1753-1814) fue un físico e inventor británico nacido en los Estados Unidos, cuyos desafíos a la física teórica establecida formaron parte de la revolución en termodinámica del siglo XIX. Como militar, fue teniente coronel de los Reales Dragones de América", formando parte de las fuerzas británicas lealistas durante la Guerra de Independencia de los Estados Unidos. Insertos: emblema del *Harvard College*, bandera del Reino Unido, emblemas de (arriba a abajo) la *Royal Society*, la *American Academy of Arts and Sciences*, la *Kungliga Vetenskapsakademien*(Real Academia de las Ciencias de Suecia), la *Bayerische Akademie der Wissenschaften* (Academia de Ciencias de Baviera) y la medalla Copley.

Existen dos historias apócrifas sobre la ejecución de Lavoisier. La primera cuenta que ante el pedido del científico de aplazar su ejecución para poder terminar unos experimentos, Coffinhal le respondió con la frase "La République n'a pas besoin de savants ni de chimistes; le cours de la justice ne peut être

suspendu.” (La República no necesita sabios ni químicos, el curso de la justicia no se puede suspender.). La segunda cuenta que el científico había convenido con su amigo Lagrange que iba a intentar seguir parpadeando luego de que le cortaran la cabeza para demostrar cuanto tiempo se mantenía la conciencia en esas condiciones. Ninguna de las dos historias cuentan con evidencia que las respalde. En particular la del parpadeo *post mortem* parece muy improbable dadas las condiciones en las que se llevó a cabo la ejecución[7].

Poco tiempo después de la muerte de Lavoisier, empezaba a morir también, su teoría del calórico. Benjamin Thompson (1753-1814, fig. 5), conocido también como Conde Rumford fue un militar y científico británico. A fines del sXVIII se encontraba en un arsenal de Munich cuando notó la gran cantidad de calor producida en el proceso de perforar el orificio de los cañones. Los partidarios de la teoría del calórico lo explicaban diciendo que las virutas obtenidas en estas perforaciones tenían una capacidad calorífica menor y retenían menos calórico que el cuerpo grande que formaban antes de la perforación, por lo que dejaban escapar algo del fluido. Si esto fuera así, pensó Thompson, la cantidad de calor generado sólo debería depender de la cantidad de virutas producidas. Pero realizó los experimentos sumergiendo los cañones en agua mientras se perforaban y encontró algo distinto. Si el taladrado se hacía con brocas bien afiladas se producía mucho menos calor que si se hacía con brocas casi romas. Además, una determinación posterior de las capacidades caloríficas de las virutas de bronce demostró que era semejante a la del trozo de bronce del que provenían. A partir de esto dedujo que el calor era producido por el trabajo mecánico generado por la fricción de la broca contra el bronce, lo que no era compatible con la supuesta imposibilidad de generar calórico de la nada: si el calórico sólo se transfería entre objetos, no debería ser posible que el roce de la broca contra el cañón calentara a ambos. Publicó estos descubrimientos en su obra de 1798 “*An Experimental Enquiry Concerning the Source of the Heat which is Excited by Friction*”. Si bien Thompson nunca se encargó de cuantificar la relación entre el trabajo mecánico y el calor, empezaba a quedar clara la necesidad de una teoría más abarcativa que la del calórico, que pudiera explicar estos fenómenos.

James Joule nació en 1818. Su padre era un acaudalado fabricante de cerveza. Si bien siempre estuvo interesado en la ciencia y en la tecnología, especialmente en la electricidad, mantuvo esta actividad como un pasatiempo mientras se encargaba del negocio familiar. Durante la década de 1840 comenzó a investigar la posibilidad de reemplazar las máquinas de vapor de la fábrica por la nueva tecnología de los motores eléctricos. Por obvias razones económicas, se interesó especialmente en comparar cual de los dos sistemas era más eficiente. Así fue como en 1841 descubrió lo que hoy se conoce como “Efecto Joule”: *El calor generado por la circulación eléctrica es proporcional al cuadrado de la intensidad de corriente multiplicado por la resistencia*. Además, en pos de realizar la comparación, Joule tuvo que definir una unidad común de rendimiento para los dos sistemas. Definió entonces el “pie-libra” como la capacidad de elevar a una altura de un pie una masa de una libra. Cuando además comprobó que el calor generado por efecto Joule se manifestaba directamente en la resistencia eléctrica y no era transferido de alguna otra fuente térmica del sistema, comenzó a cuestionar la teoría del calórico como un fluido indestructible que se transfiere sólo por diferencia de temperatura. Finalmente, y ante la resistencia de la todavía dominante “banda del calórico”, Joule terminó cuantificando la transformación de trabajo mecánico en elevación de temperatura con un método simple y confiable basado en la disipación viscosa de trabajo mecánico en agua (fig. 7). Así pudo determinar que con 4,15 veces el trabajo necesario para elevar un metro un objeto de un kilogramo, se podía calentar un gramo de agua en un grado Celsius.[8] Una cantidad bastante cercana a la actual en donde el trabajo necesario para elevar un metro una masa de un kilogramo es la unidad de energía que llamamos joule (J) y el calor necesario para elevar en un grado Celsius un gramo de agua se llama caloría (cal) con $1 \text{ cal} = 4,1868 \text{ J}$.

A partir de sus experimentos, Joule se transformó en uno de los principales promotores de la “Teoría cinética del calor”*i.e.* la idea que la temperatura de los objetos provenía del movimiento de sus moléculas



Figura 6: James Prescott Joule (1818-1889) Físico inglés, conocido sobre todo por sus investigaciones en electricidad, termodinámica y energía. Descubrió la relación entre el magnetismo y el trabajo mecánico. Trabajó con lord Kelvin para desarrollar la escala absoluta de temperatura, hizo observaciones sobre la teoría termodinámica (efecto Joule-Thomson) y encontró una relación entre la corriente eléctrica que atraviesa una resistencia y el calor disipado (efecto Joule). Insertos: Emblema de la Universidad de Manchester, bandera de Inglaterra, emblemas de (de arriba a abajo) la *Royal Society*, la *American Academy of Arts and Sciences* y la *National Academy of Sciences*. Medallas Copley y Royal Medall.

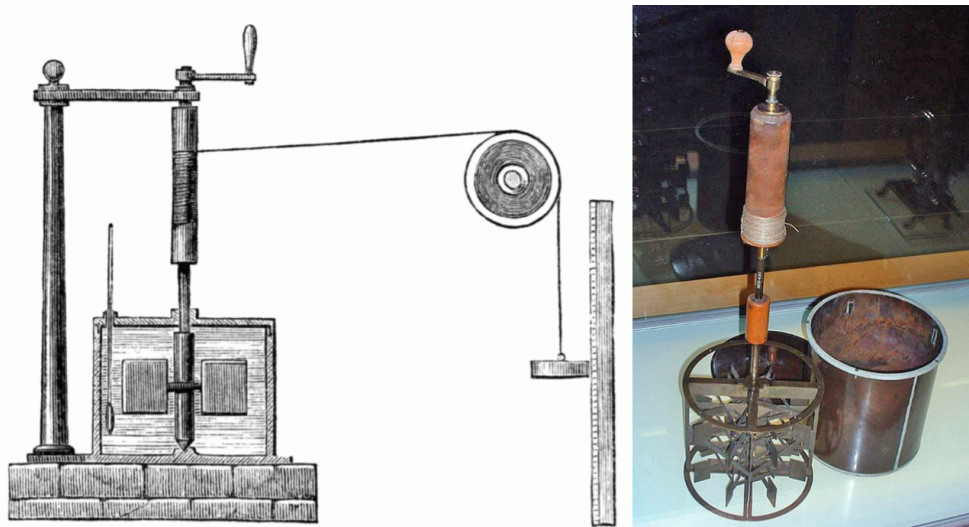


Figura 7: Máquina de Joule para determinar el equivalente mecánico del calor. Esquema original (izquierda) y fotografía del dispositivo (derecha). Se dejaba caer una masa atada a una soga que, mediante un sistema de poleas, hacía girar un sistema de paletas sumergidas en agua dentro de un calorímetro. Se medía la elevación de temperatura generada por la disipación viscosa del movimiento de las paletas en el agua.

constituyentes. Esto representaba un gran salto conceptual partiendo de la teoría del calórico. Hay que tener en cuenta que la teoría atómica era todavía muy especulativa y no se terminó de adoptar mayoritariamente hasta medio siglo después. Además surgían preguntas como por qué los objetos calientes tendían a enfriarse si la teoría cinética consideraba que los choques entre moléculas eran perfectamente elásticos. Eventualmente, y con el aporte de Hermann Helmholtz, William Thomson y otros, la teoría cinética del calor se terminaría imponiendo y fundando las bases de la termodinámica moderna.

Así terminamos esta introducción con la intención principal de haber ejemplificado el derrotero que suelen seguir las verdades científicas. Las ideas son verdaderas, y sus conceptos y objetos existen mientras la evidencia los respalde. Cuando esto deja de suceder, es la tarea de la disciplina científica encontrar nuevas teorías, ideas y conceptos que permitan entender mejor lo que observamos de la naturaleza. Esta característica, y no la búsqueda de verdades absolutas y eternas, es lo que debería caracterizar al trabajo científico. Citando a Werner Heisenberg, uno de los padres de la mecánica cuántica:

«(...)we have to remember that what we observe is not nature in itself but nature exposed to our method of questioning.»⁵[9]

⁵(...)debemos recordar que lo que observamos no es la naturaleza en sí misma, sino la naturaleza expuesta a nuestro método de interrogarla.

2. Experimentos

La calorimetría es la rama de la termodinámica que tiene por objeto medir cantidades de energía transferida mediante calor. Podemos definir al calor como el proceso de transferencia de energía debido a una diferencia de temperatura. Cuando dos sistemas a diferente temperatura se ponen en contacto térmico, se genera una transferencia de energía desde el más caliente al más frío hasta que las temperaturas se igualan. Esto se conoce como principio 0 de la termodinámica (TD).

El primer principio de la TD por su lado, es una generalización del principio de conservación de la energía mecánica. Se puede enunciar de varias formas, aquí diremos que un sistema cerrado (no intercambia materia con el entorno) puede variar su energía interna U intercambiando energía con su entorno mediante trabajo W (una fuerza externa aplicada en la dirección de un desplazamiento) o calor Q (un flujo de energía provocado por diferencia de temperatura)

$$\Delta U = Q + W \quad (2)$$

en donde el signo de W se define por convención. En este caso utilizamos la más moderna definida por la IUPAC.

En los experimentos de este TP no estaremos realizando trabajo sobre los sistemas de estudio por lo que la ecuación 2 se reduce a

$$\Delta U = Q \quad (3)$$

Como se mencionó en la introducción, la capacidad calorífica C de un cuerpo se define como la relación entre el calor intercambiado por el cuerpo y su variación de temperatura ΔT

$$C = \frac{Q}{\Delta T} \quad (4)$$

Siendo C una cantidad extensiva *i.e.* su valor es proporcional al tamaño del sistema.

Se define entonces el calor específico medio $\langle c \rangle$ de una sustancia en un intervalo de temperatura de tamaño ΔT como la capacidad calorífica por unidad de masa m

$$\langle c \rangle = \frac{C}{m} = \frac{Q}{m\Delta T} \quad (5)$$

Se habla de calor específico medio porque c depende de la temperatura. En un intervalo de temperatura en donde se pueda despreciar la variación de c , se puede escribir a la relación entre el calor intercambiado por el sistema y su variación de temperatura como

$$Q = mc\Delta T \quad (6)$$

La unidad de c es el J/kg/K (sistema SI) o cal/g/°C. Convencionalmente, para el agua se adopta el valor constante: $c_{agua} = 1 \text{ cal/g/K} = 4186 \text{ J/kg/K}$.

2.1. Medida del calor específico de sustancias mediante calorímetro de mezclas

El objetivo de este experimento es determinar el calor específico de sólidos cerca de la temperatura ambiente usando un calorímetro de mezclas.

2.1.1. Materiales

Para esta parte del experimento vamos a necesitar:

- 1 termómetro. Lo ideal es utilizar un termómetro ambiental, ya sea digital o analógico, dado que cuentan con un rango amplio de medida. También se puede utilizar una termocupla calibrada o el accesorio para medir temperaturas que traen algunos multímetros digitales. En el caso de contar sólo con un termómetro clínico, el experimento se deberá realizar en el rango (35; 40) °C.
- 1 recipiente adiabático que se pueda meter en el microondas. Sirve cualquier envase de poliestireno expandido (EPS por sus siglas en inglés)⁶ con tapa, como los de helado. Es conveniente utilizar el más grande disponible dado que cuanto mayor sea el volumen de agua a calentar, mayores serán los tiempos disponibles para medir. A menos que se cuente con una balanza o un recipiente medidor de volúmenes confiable, será necesario además calcular la masa de agua utilizada a partir de su densidad y las dimensiones del recipiente.
- Vaso medidor de líquidos.
- Olla para hervir agua.
- Espumadera.
- Entre 15 y 20 monedas.

2.1.2. Equivalente en agua del calorímetro

Un método práctico para determinar calores específicos de sólidos y líquidos hace uso del calorímetro de mezclas. Este consiste en un recipiente térmicamente aislado dentro del cual se coloca una masa M de agua. Se introduce en el calorímetro un objeto de masa m , de calor específico c a una temperatura inicial T_{ini} . El agua, inicialmente a la temperatura T_{agua} , absorberá energía (calor) si $T_{ini} > T_{agua}$ hasta que la mezcla (agua+objeto) alcance el equilibrio térmico, en el cual el agua y el objeto tendrán la misma temperatura final T_{fin} . Siendo el calor entregado por el cuerpo igual al incorporado por el agua, según la ecuación 6 tenemos

$$c_{agua} M (T_{fin} - T_{agua}) = c m (T_{ini} - T_{fin}) \quad (7)$$

Así, el calor específico c del cuerpo quedaría determinado por las masas M , m y las temperaturas T_{agua} , T_{ini} y T_{fin} . Sin embargo, no sólo la masa M de agua absorbe energía. El calorímetro en sí, con todos los elementos que lo componen (paredes (p), termómetro (t)) incorpora una cantidad de energía que influye necesariamente en el balance de energía precedente. La ecuación de balance energético será entonces:

$$c_{agua} M (T_{fin} - T_{agua}) + (c_p m_p + c_t m_t)(T_{fin} - T_{agua}) = c m (T_{ini} - T_{fin}) \quad (8)$$

Los dos términos adicionales en el primer miembro representan la energía absorbida por el recipiente y el termómetro respectivamente. Debido a esto, el cálculo del calor específico del material requiere conocer, además de la masa de agua que se incorpore al calorímetro, las masas y calor específico de los elementos que lo componen. Este conjunto de parámetros es característico de cada calorímetro y puede considerarse como una “constante del instrumento” cuyo efecto puede incorporarse en una única constante K con un

⁶Conocido en Argentina por el nombre comercial *telgopor*, retroacrónimo de “tela de goma porosa”. Este material está formado por burbujas de poliestireno llenas de aire. Siendo el aire un mal conductor térmico y no pudiendo desplazarse por estar encerrado en las burbujas, el EPS es, además de poco denso, un buen aislante térmico.

procedimiento sencillo.

Definiendo

$$c_p m_p + c_t m_t = c_{agua} K \quad (9)$$

Esto es, el calor absorbido por estos elementos es asimilado al calor absorbido por una masa hipotética de agua K . La constante K recibe el nombre de “equivalente en agua del calorímetro”. La ecuación de equilibrio térmico (8) resulta entonces:

$$c_{agua} (M + K) (T_{fin} - T_{agua}) = c m (T_{ini} - T_{fin}) \quad (10)$$

Esta estrategia requiere hacer un experimento previo para determinar la constante K . Este consiste en mezclar dos masas conocidas de agua a diferentes temperaturas y medir la temperatura final de equilibrio. El equivalente en agua del calorímetro queda determinado por la ecuación:

$$K = m \left(\frac{T_{ini} - T_{fin}}{T_{fin} - T_{agua}} \right) - M \quad (11)$$

Así, para determinar la constante K se puede proceder de la siguiente manera. Se usarán $M=600$ ml de agua fría y $m=200$ ml de agua caliente de modo de llenar casi totalmente el calorímetro. Estas cantidades están calculadas para obtener una lectura en el rango de temperaturas de un termómetro clínico. Si se dispone de un termómetro ambiental las cantidades pueden ser otras.

Se coloca la masa M de agua en el calorímetro y se deja reposar algunos minutos para que todo el conjunto esté a temperatura ambiente (temperatura T_{agua}). Por otro lado se tiene la masa m de agua hirviendo (T_{ini}) que se vierte en el calorímetro y la mezcla se mantiene en agitación hasta que se alcance el equilibrio térmico (T_{fin}). La constante K se obtiene como promedio de tres determinaciones independientes utilizando la ecuación (11).

2.2. Determinación del calor específico de monedas

El calorímetro utilizado consiste de un recipiente de material de baja conductividad térmica (poliestireno expandido) como por ejemplo un recipiente de helados. En la tapa se practicará un orificio para introducir un termómetro.

El paso siguiente consiste en preparar las monedas seleccionadas para determinar su calor específico. Se colocan entre 15 y 20 monedas de algún tipo que se encuentre en el cuadro (1) sobre una espumadera y todo se sumerge en una olla con agua hirviendo para llevarlas a una temperatura inicial de alrededor de 100 °C. También se deben preparar 200 ml de agua a una temperatura T_{agua} de aproximadamente 35°C. De nuevo, todas estas cantidades son para obtener lecturas en el rango del termómetro clínico. En caso de poseer termómetro ambiental pueden alterarse las cantidades de monedas y/o de agua como así también la temperatura inicial del agua.

El proceso de “mezcla” es similar al del experimento previo: se retiran las monedas de la olla y se introducen en el calorímetro, cuidando que el tiempo transcurrido entre el momento de retirar las monedas hasta su inserción en el calorímetro sea mínimo para reducir la pérdida de calor en el ambiente y el consiguiente error en la temperatura T_{ini} . Se debe agitar manualmente para obtener una temperatura uniforme y una vez alcanzado el equilibrio mediante la ecuación (10) se calculará el calor específico del material que compone las monedas. Hacer algún tipo de comparación con datos tabulados de diversos metales.

25c doradas	5,4 g
25c plateadas	6,3 g
50c doradas	5,8 g
\$1 compuesta	6,3 g
\$1 cobreada	4,3 g
\$2 compuesta	7,2 g

Cuadro 1: Distintas monedas de uso corriente y su masa. La incertudumbre es de 0,1 g

2.3. Determinación de la potencia efectiva de calentamiento

Vamos a determinar la potencia efectiva de calentamiento de un horno de microondas o de un calentador eléctrico por inmersión a partir de la elevación de temperatura de agua en un recipiente adiabático. La potencia es la cantidad de trabajo realizado por unidad de tiempo. Su unidad SI es el watt (W , castellanizado como “vatio”) donde un watt equivale a un joule por segundo

$$1 W = 1 J/s = 1 Nm/s = 1 m^2 kg/s^3 \quad (12)$$

La potencia eléctrica se puede expresar como el producto entre la diferencia de potencial aplicada y la corriente generada por esta, por lo que se suele denotar en volts ampere ($1 W = 1 VA$). Además, por cuestiones de uso, la energía eléctrica consumida suele expresarse en watt hora ($1 Wh = 3600 J$), por ejemplo en los recibos de las compañías de suministro eléctrico.

El horno de microondas funciona generando una onda electromagnética (OEM) estacionaria en una cavidad de paredes conductoras. La frecuencia de esta onda (2450 MHz) es tal que provoca “calentamiento dieléctrico” principalmente en el agua contenida en los alimentos. Este efecto se produce cuando el momento dipolar de las moléculas de un material dieléctrico (aislante) tiende a alinearse con el campo eléctrico de la OEM. Debido a la interacción con su entorno, la rotación de la molécula se retrasa respecto a la inversión del campo alterno de la onda, disipando parte de la energía de esta y elevando así la temperatura del material. Un horno de microondas típico consume una potencia eléctrica máxima de unos 1200 W, de los cuales unos 700 W se traducen en microondas.

Un calentador por inmersión (fig. 8) es un dispositivo bastante polémico debido a que su manipulación puede implicar riesgo de choque eléctrico. En su versión más segura consiste simplemente en una resistencia eléctrica conectada a un enchufe. Al conectar el enchufe al suministro eléctrico, circula corriente por la resistencia, que se calienta por efecto Joule. Este principio es la base de la mayoría de los artefactos eléctricos que generan calor o luz por incandescencia (estufas, calefones, soldadores, hornos, lámparas) y la principal causa de disipación espuria de potencia en los dispositivos eléctricos en general. El efecto Joule se puede entender clásicamente como al resultado de la interacción entre los electrones libres del conductor, acelerados por el campo eléctrico aplicado, y la red de iones positivos que conforman el material y obstaculiza el camino de estos electrones libres.

Los calentadores por inmersión suelen tener un consumo mayor a 500 W que se traduce casi completamente en calor. Dependiendo de su calidad, pueden estar aislados eléctricamente de manera defectuosa o nula por lo que es necesario utilizarlos con precaución. Las principales advertencias al respecto son:

- **Verificar que no haya continuidad eléctrica entre el calentador y el cuerpo humano.** Como ya se dijo, es posible que el dispositivo no esté bien aislado por lo que debe ser utilizado preferentemente en recipientes aislantes (plásticos o cerámicos) para evitar choques eléctricos. En el caso de utilizarlos en un recipiente conductor, evitar el contacto con el mismo mientras el calentador esté



Figura 8: Calentador eléctrico de inmersión llevando a ebullición agua en un vaso, y un saquito de té, mirándolo todo.

enchufado. Como toda manipulación de dispositivos eléctricos, es imperioso realizar las actividades en una instalación eléctrica bajo norma, con un disyuntor en funcionamiento.

- **Nunca enchufar el calentador si no está sumergido en agua.** Debido a la alta potencia que disipa el dispositivo y la baja conductividad eléctrica del aire, si se lo enchufa en seco, la resistencia se calentará hasta fundirse o quemarse.

En este trabajo vamos a determinar la potencia efectiva del microondas o el calentador para calentar agua *i.e.* la energía por unidad de tiempo que el dispositivo transfiere a un volumen de agua.

Hablamos de potencia efectiva porque la vamos a determinar a partir de la elevación de temperatura del agua. Caracterizaremos preferentemente un horno a microondas justamente porque, a diferencia de un horno eléctrico o a gas, la generación de calor se da casi exclusivamente en el agua que queremos calentar. Lo mismo pasa con el calentador por inmersión si está completamente sumergido. Aún así, si bien vamos a utilizar un recipiente bastante adiabático (intercambia poco calor con el medio), no podemos asegurar que la potencia que vamos a determinar sea necesariamente toda la potencia disipada, ni mucho menos toda la potencia eléctrica consumida por el aparato. Además de la absorción de energía por parte del agua, existen otros procesos disipativos como el calentamiento del aire en la cavidad del horno, el efecto Joule en el sistema eléctrico y la escasa pero presente emisión radiativa⁷ hacia afuera del aparato.

⁷A no confundir con “emisión radiactiva”. Se habla de procesos radiativos cuando estos implican la emisión de OEM de cualquier frecuencia, mientras que el término “radiactivo” se refiere a la emisión de radiación ionizante, ya sea electromagnética o corpuscular, por parte de un núcleo atómico inestable. Como su nombre lo indica, la radiación ionizante tiene la energía suficiente para ionizar (liberar electrones de) la materia y, en particular, alterar estructuras biológicas. La radiación de microondas en cambio, es de menor energía que la luz visible y por ende no es ionizante. De todas maneras, dada su capacidad de calentar el agua, exponerse a microondas de gran amplitud puede ser peligroso. Es por eso que el horno está sellado y no funciona con la puerta abierta. La puerta a su vez está cubierta por una red metálica con un espaciado menor a la longitud de onda de la radiación para impedir que esta salga de la cavidad.

2.3.1. Materiales

Para realizar este experimento vamos a necesitar:

- 1 termómetro con las mismas características y consideraciones que en el experimento anterior (ambiental o en su defecto clínico).
- El mismo recipiente del experimento anterior. Por ejemplo envase de helados.
- Obviamente, un horno microondas o un calentador eléctrico por inmersión. Si el temporizador del horno no es digital, es preferible controlar el tiempo de encendido manualmente con un cronómetro dado que los temporizadores mecánicos no son confiables a tiempos cortos.

2.3.2. Método

El procedimiento es simple, pero como sucede en todos los experimentos calorimétricos, no muy divertido.

Para comenzar hay que colocar en el recipiente una masa conocida de agua a una temperatura también conocida. Dado que esta será la temperatura mínima de la medida, en el caso de estar utilizando un termómetro clínico es conveniente que el valor inicial no esté muy por encima de 35 °C. Si bien siempre hay que tratar de homogeneizar la temperatura del agua antes de medir, dado que el líquido tenderá a estratificarse por diferencia de densidad, es recomendable realizar las medidas con el bulbo del termómetro siempre a la misma profundidad. Una manera de lograr esto es introducir el termómetro por un orificio pequeño en la tapa del recipiente y fijarlo a esta (Fig. 9). Es importante tener en cuenta que los termómetros que funcionan por expansión tienen tiempos de respuesta largos, por lo que es necesario esperar el tiempo suficiente para que la lectura se estabilice en cada medida.

Una vez registrada la temperatura inicial, hay que colocar el recipiente (¡¡sin el termómetro!!) en el microondas o sumergir el calentador y hacer funcionar este por un tiempo determinado. Este tiempo tiene que ser suficiente para que la elevación de temperatura sea medible, pero limitado para que la temperatura final no exceda el rango del termómetro. Como referencia, para 1 L de agua en estas condiciones, con el microondas se logran calentamientos del orden de 7 K/min. Es de esperar que con el calentador los tiempos sean similares o más cortos. Mediremos la potencia máxima que puede entregar el horno dado que para trabajar a potencias menores, en general no disminuye la amplitud del campo sino que lo aplica de manera intermitente. En el caso del calentador, puede ser conveniente enchufarlo en una zapatilla eléctrica **de buena calidad** con interruptor para poder encenderlo y apagarlo con comodidad.

Inmediatamente después de detener el calentamiento hay que retirar el recipiente, agitar el agua rápidamente para homogeneizar la temperatura y medir esta con el termómetro, en lo posible manteniendo la tapa puesta para evitar disipación de energía al medio.

Dada la poca precisión de los termómetros hogareños, es recomendable repetir cada medida varias veces para obtener un valor confiable, sobre todo si se está trabajando en un rango pequeño de temperaturas respecto a la resolución disponible.



Figura 9: Termómetro fijado a la tapa del recipiente aislante.

2.3.3. Análisis

Según la ecuación 3, la variación de energía interna ΔU de un cuerpo está dada por su variación de temperatura ΔT multiplicado por su capacidad calorífica C . Inicialmente corresponde calcular la variación de energía tanto en el agua como en el recipiente

$$\Delta U_{Total} = \Delta U_{agua} + \Delta U_{recipiente} = C_{agua}\Delta T_{agua} + C_{recipiente}\Delta T_{recipiente} \quad (13)$$

La capacidad calorífica es una propiedad extensiva que indica cuanta energía es necesaria para elevar la temperatura de un cuerpo. Se puede expresar en función de su correspondiente propiedad intensiva, el calor específico c^8 y la masa m del cuerpo como $C = cm$, por lo que la ecuación 13 se puede escribir como

$$\Delta U_{Total} = (c_{agua}m_{agua} + c_{recipiente}m_{recipiente})\Delta T \quad (14)$$

suponiendo que el agua y el recipiente están en equilibrio térmico al momento de medir por lo que sus temperaturas son iguales. Por otro lado, dada la baja densidad y volumen del EPS respecto a los del agua, podemos despreciar su variación de energía y considerar sólo al agua. Esto deberá ser decidido a partir del valor obtenido para K en la caracterización del calorímetro. Así, la variación de energía interna por unidad de tiempo (la potencia absorbida de las microondas por el agua) se puede expresar como

$$P = \frac{\Delta U}{\Delta t} = cm \frac{\Delta T}{\Delta t} \quad (15)$$

donde m es la masa de agua dentro del recipiente, y el calor específico del agua es $c = 1 \text{ cal/g} = 4,186 \text{ J/g}$.

⁸Existen dos calores específicos para cada sustancia según se mida a volumen o a presión constante. Dado que en nuestro experimento medimos siempre a presión atmosférica, utilizaremos el calor específico a presión constante c_P que llamaremos c por simplicidad de notación.

Referencias

- [1] J. Güémez. Teoría del calórico. *Revista Lasallista de investigación*, 15(2):20–32, 2018.
- [2] María Angélica Salmerón. Marie-anne paulze lavoisier y el nacimiento de la química moderna. *La ciencia y el hombre. Revista de divulgación científica de la Universidad Veracruzana*, XXIII(1), 2010.
- [3] Richard Kirwan. *Essay on Phlogiston and the Constitution of Acids*. Psychology Press, 1968.
- [4] Carol M. Cook, Gerhard A.; Lauer. «Oxygen». *The Encyclopedia of the Chemical Elements*. Nueva York: Reinhold Book Corporation, 1968.
- [5] Isaac Asimov, Alvaro Cruz, and María Isabel Villena. *Breve historia de la química*. Alianza, 1975.
- [6] Justin Pollard and Stephanie Pollard. Antoine lavoisier is guillotined 8 may 1794. *History today*, 69(5), 2019.
- [7] William B Jensen. Did lavoisier blink? *Journal of Chemical Education*, 81(5):629, 2004.
- [8] JP Joule. Lii. on the calorific effects of magneto-electricity, and on the mechanical value of heat. *The London, Edinburgh, and Dublin Philosophical Magazine and Journal of Science*, 23(154):435–443, 1843.
- [9] Heisenberg Werner. *Physics and philosophy: The revolution in modern science*. London: George Allen & Unwin, 1958.