

Teoría del calórico.

J. Güémez

Departamento de Física Aplicada.

Universidad de Cantabria.

Diciembre 12, 2003

Resumen

El conocimiento de la historia conceptual de las ideas físicas es muy interesante desde un punto de vista pedagógico. La Teoría del Calórico dominó la física del calor durante muchos años. Utilizando este material, se deben criticar las experiencias y proponer razonamientos que permitan a los estudiantes mostrar cuáles pueden ser las razones por las que se admite la actual Termodinámica y no la teoría del calórico. (S. C. Brown, *The caloric theory of heat*, Am. J. Phys. **18**, 367 (1950))

1 Hipótesis fundamentales

La suposición fundamental de la teoría del calórico es la idea de que el calor es un efecto producido por un fluido capaz de penetrar todo el espacio y de fluir hacia y desde todas las sustancias ¹. Tal fluido incoercible² se denomina *calórico*.

Ejemplo 1. *Antoine Laurent de Lavoisier. De las combinaciones del calórico y de la formación de los fluidos elásticos aeriformes*

Es un fenómeno constante en la naturaleza, cuya generalidad fue bien establecida por Boerhaave, que cuando se calienta cualquier cuerpo, sólido o fluido, aumenta el tamaño en todas las direcciones. Los hechos sobre los que se han fundado quienes pretenden restringir la generalidad de este principio no son más que resultados ilusorios o, al menos, se hallan envueltos en circunstancias extrañas que hacen que lo parezcan [...].

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 unir las 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

¹Ver, G. Falk, *Entropy, a resurrection of caloric – a look at the history of thermodynamics*, Eur. J. Phys. **6**, 108 (1985).

²Tres eran los fluidos incoercibles, es decir, que no se pueden mantener encerrados en un recipiente, en la Física del siglo XVIII: el calórico, la luz y el éter. Otros fluidos, como el fluido eléctrico o el fluido magnético, también se estudiaban.

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 [...].

Siendo esta sustancia, cualquiera que ella fuese, la causa del calor, o, en otros términos, siendo la sensación que llamamos calor el efecto de su acumulación, no se puede en un lenguaje riguroso designarla con el nombre de calor, porque una misma denominación no puede expresar a la vez la causa y el efecto. Esta fue la razón que me determinó, en la memoria que publiqué en 1777, a designarla bajo el nombre de fluido ígneo y de materia del calor. Más tarde, en el trabajo que hicimos en común Morveau, Berthollet, Fourcroy y yo sobre la reforma del lenguaje químico, creímos se debían desterrar estas perífrasis que alargan el discurso, le hacen muy cansino, menos preciso, menos claro y que incluso con frecuencia no implican ideas suficientemente justas. En consecuencia, hemos designado a la causa del calor, al fluido eminentemente elástico que lo produce, con el nombre de *calórico* [...].

¿Es la luz una modificación del calórico o es más bien el calórico una modificación de la luz? Sobre esta cuestión es imposible pronunciarse en el estado actual de nuestros conocimientos. Lo único cierto que existe es que en un sistema donde se ha establecido la ley de no admitir más que los hechos y donde se evita en lo posible suponer más allá de lo que ellos muestran, se debe designar provisionalmente con nombres distintos a las cosas que producen efectos diferentes. Distinguiremos, pues, la luz del calórico, pero no por eso dejaremos de considerar que ambos tienen cualidades que les son comunes y que, en algunas circunstancias, se combinan casi del mismo modo y producen en parte los mismos efectos.

[...] Hemos visto que las moléculas de todos los cuerpos de la naturaleza están en un estado de equilibrio entre la acción que tiende a aproximarlas y reunir las y la acción del calórico que tiende a separarlas. Así, no solamente el calórico envuelve por todas partes a los cuerpos, sino que también llena los huecos que las moléculas de estos dejan entre ellas. Nos haremos una idea de esta disposición, si imaginamos un vaso lleno de perdigones donde se vierte una sustancia en polvo muy fino tal como arenilla; es evidente que esta sustancia se repartirá uniformemente por los intersticios que los perdigones dejan entre sí, llenándolos. En este ejemplo, los perdigones son a la arenilla lo que las moléculas de los cuerpos al calórico, pero con la diferencia en este caso de que los perdigones se tocan mientras que las moléculas no lo hacen nunca, manteniéndose siempre unas de otras a corta distancia, debido a la acción del calórico.

Si sustituimos los perdigones, que tienen forma redonda, por cuerpos hexaedros, octaedros o de cualquier otra figura regular, pero de igual solidez, el volumen de los huecos que dejan entre sí no sería el mismo y no cabría entre ellos tanta cantidad de arenilla. Lo mismo ocurre con todos los cuerpos de la naturaleza; los intervalos que dejan sus moléculas entre sí no son todos de igual capacidad. Esta depende de la figura de las moléculas, de sus grosores y de la distancia a que se encuentran unas de otras, según la relación que exista entre su fuerza de atracción y la de repulsión que ejerce el calórico.

Este es el sentido con que se debe entender la expresión capacidad de los cuerpos para contener la materia del calor;...

[...] pero, sin embargo, se ha de observar que mientras el agua es un fluido incompresible, el calórico está dotado de una gran elasticidad, lo que en otros términos significa que las moléculas de este tienen una gran tendencia a separarse unas de otras cuando una fuerza cualquiera las ha obligado a aproximarse...

LLevadas las cosas a este punto de claridad y sencillez, se comprenderá fácilmente

cuáles son las ideas que se deben fijar a las expresiones calórico libre y calórico combinado, cantidad específica de calórico contenida en los diferentes cuerpos, capacidad para contener el calórico, calórico, calor latente, calor sensible, expresiones todas que no son en absoluto sinónimas. sino que, según acabo de exponer, tienen un sentido estricto y determinado. Es este el sentido que voy a procurar fijar con algunas definiciones.

El calórico libre es el que no está ligado a ninguna combinación....

[...] El calórico combinado es el que existe enlazado a los cuerpos por la fuerza de afinidad o atracción...

[...] Se entiende por la expresión calórico específico de los cuerpos, a la cantidad de calórico respectivamente necesaria para elevar el mismo número de grados la temperatura de varios cuerpos iguales en peso.

[...] el calor sensible, no es más que el efecto producido en nuestros órganos por el paso del calórico que se desprende de los cuerpos circundantes...

[...] Para finalizar este artículo sólo me queda decir algo respecto a la causa de la elasticidad de los gases y de los fluidos en estado de vapor. No es difícil percibir que esta elasticidad depende de la del calórico, que parece ser el cuerpo eminentemente elástico de la naturaleza...[...] Existe, pues, una verdadera repulsión entre las moléculas de los fluidos elásticos, o, por lo menos, los hechos transcurren de tal modo como si esta repulsión se realizase...[...] que no es fácil la concepción de una fuerza repulsiva entre moléculas muy pequeñas y que actúa a grandes distancias.

Lavoisier era capaz de calcular calores específicos utilizando un calorímetro de hielo de su invención. Para los amantes de las transformaciones de unidades, véase cómo se las ingeniaba Lavoisier

Ahora bien, como para fundir una libra de hielo hace falta una libra de agua a la temperatura de 60 grados del termómetro de mercurio dividido en 80 partes, desde el hielo al agua hirviendo, la cantidad de calórico que expresa nuestra unidad es la que se necesita para elevar la temperatura del agua de cero a 60 grados. Una vez determinada esta unidad.

Lavoisier se refiere a la escala Reamur, °R, que divide el intervalo de temperaturas entre el agua con hielo 0 °R y el agua hirviendo 80 °R, en 80 partes.

Tomamos unos trozos de chapa de hierro enrollados que pesaban en conjunto 7 libras, 11 onzas, 2 ochavas, 36 granos, o en fracciones decimales de libra, 7.7070319 libras. Calentamos esta masa en un baño de agua hirviendo donde llegó a adquirir una temperatura de cerca de 78 grados.; la sacamos del agua rápidamente y la introducimos en la cavidad interior del calorímetro. Al cabo de once horas, cuando ya había escurrido suficientemente el agua producida al fundirse el hielo interior, la cantidad que hallamos de agua fue de 1 libra, 1 onza, 5 ochavas, 4 granos = 1.109795 libras. Ahora podemos decir: si el calórico desprendido de la chapa por un enfriamiento de 78 grados ha fundido 1.109795 libras de hielo, ¿cuánto fundirá un enfriamiento de 60 grados?, lo que da

$$78 : 1.109795 \text{ libras} \quad :: \quad 60 : x = 0.85369 \text{ libras}$$

Finalmente, dividiendo esta cantidad por el número de libras de chapa que hemos empleado, es decir, por 7.7070319 libras tendremos para la cantidad de hielo que fundirá 1 libra de chapa al enfriarse de 60 a cero grados, 0.110770 libras.

Se puede comparar este resultado de Lavoisier con el valor admitido a 20 °C para el calor específico del hierro de $447.3 \text{ J kg}^{-1}\text{C}^{-1}$.

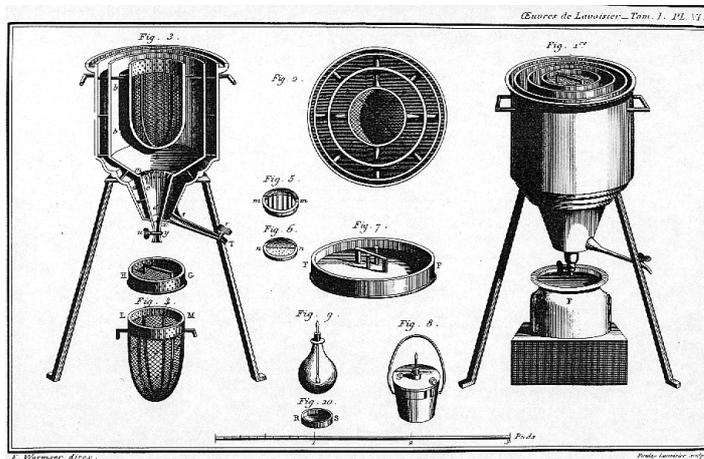


Figura 1: Calorímetro de hielo de Lavoisier y Laplace

(A. L. de Lavoisier. *Tratado Elemental de Química*. Introducción, Traducción y Notas de Ramón Gago Bohórquez. Ed. Alaguara. Madrid (1982).

Las hipótesis más importantes de la acción del calórico es que es un fluido auto-repulsivo que, a su vez, es fuertemente atraído por la materia.

En este contexto, la materia se supone compuesta por partículas discretas atraídas entre sí mediante una fuerza gravitacional atractiva. Para evitar la conclusión de que si sólo actuara esta fuerza la materia se debería encontrar fuertemente compactada, se postula una fuerza repulsiva debida al calórico adherido a cada una de las partículas que forman la materia ³. La teoría del calórico permite explicar de forma sencilla algunos hechos experimentales.

1.1 Dilatación térmica

Al calentar un cuerpo, se le suministra calórico y éste se dilata. Al enfriar, se retira calórico y el cuerpo se contrae. El comportamiento detallado de muchos fenómenos térmicos se explica considerando que cada átomo se encuentra rodeado de una atmósfera de calórico cuya densidad disminuye más rápidamente que la atracción gravitacional con la distancia desde el centro de cualquier partícula.

La atracción gravitatoria se considera como inversamente proporcional al cuadrado de la distancia mientras que la atmósfera de calórico que causa la repulsión se admite que sigue una ley exponencial decreciente, por analogía con la atmósfera terrestre ⁴. Ver Fig. 2

³Esta hipótesis supone adoptar previamente la hipótesis atómica de la materia, o al menos, la discontinuidad de la misma.

⁴En una columna de gas sometida a un campo gravitatorio constante, y a temperatura constante, la presión disminuye exponencialmente con la altura h como $P(h) = P_0 \exp(-Mgh/RT)$, siendo P_0 la presión a altura cero y M el peso molecular del gas. Ver, M. Berberán-Santos, E. N. Bodunov, L. Pogliani, *On the barometric formula*, Am. J. Phys. **65**, 404 (1997).

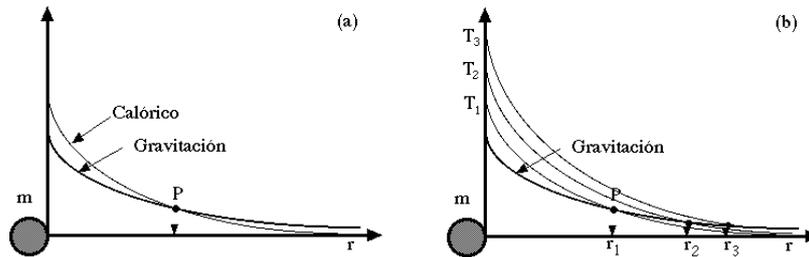


Figura 2: (a) Atracción gravitatoria y repulsión calórica entre átomos. En el punto P, donde ambas fuerzas se igualan, otra partícula similar a m podría estar en equilibrio estable. (b) Incremento de las dimensiones de la atmósfera calórica con la temperatura.

A medida que el cuerpo absorbe calórico, la atmósfera de calórico aumenta de manera uniforme. Las diferencias teóricas entre sólidos, líquidos y gases puede considerarse que estriban en el grado de atracción gravitatoria entre los átomos de la sustancia. Con poco calórico, la repulsión no es muy fuerte y los átomos permanecen unidos por la atracción gravitatoria. A medida que la temperatura aumenta, el grado de calórico, la atracción se ha haciendo menor, a la vez que aumenta la repulsión. En un líquido el contenido de calórico es lo suficientemente grande como para que los átomos no puedan permanecer en posiciones fijas gracias a la atracción gravitatoria. En un gas los efectos gravitatorios son despreciables. Así se predice que, para las mismas variaciones de temperatura, la expansión de un gas debe ser mayor que la de un líquido y la de un líquido mayor que la de un sólido. Este resultado teórico fue demostrado por experiencias de Lavoisier y Laplace. Además, puesto que en los gases no hay efectos gravitacionales, todos ellos deben tener un coeficiente de dilatación muy semejante y dicho coeficiente de dilatación debe ser independiente de la temperatura. Estos efectos fueron observados por Gay-Lussac.

Antoine Laurent Lavoisier. (París, 1743-París, 1794) Químico francés. Se le considera el padre de la Química moderna, pues introdujo en esta ciencia el método cuantitativo. Insistía en pesarlo y medirlo todo, como hacían los físicos desde hacía tiempo. El 8 de mayo de 1794 fue condenado a muerte y murió en la guillotina ese mismo día. Al día siguiente de saberse la noticia, Lagrange exclamó: *Ha bastado un momento para cortarle la cabeza, y tal vez no bastará un siglo para producir otra igual.* (Manuel Alfonseca, *Diccionario Espasa 1000 Grandes Científicos*. Ed. Espasa Calpe, Madrid (1996).

Aunque se conocen excepciones a estas leyes, con coeficientes de dilatación negativos, como el agua, ciertas mezclas de alcohol y agua, el bismuto o el caucho, estos hechos no se consideran tan importantes como para abandonar la teoría y en cada caso se adelantan hipótesis *ad hoc*.

1.2 Calor específico

Otros hechos experimentales explicados por la teoría del calórico serían los siguientes. Se hace una distinción entre la intensidad del calor y la cantidad de calor. La intensidad de calor viene dada por la temperatura y por la densidad de calórico en la superficie del átomo. Si un cuerpo tiene una cantidad a_1 de calórico y una masa m_1 , su temperatura sería $a_1/m_1 = T_1$. O lo que es lo mismo, la cantidad de calórico se obtiene multiplicando la masa por la temperatura.

- i) Si aumenta la cantidad de calórico, aumenta la mezcla y aumenta la temperatura y si disminuye, disminuye la mezcla y la temperatura baja. Cuando no haya nada de sustancia termógena dentro de un cuerpo, $a_1 = 0$ y $T_1 = 0$, se está en el cero absoluto, por debajo del cual no se puede descender. Esta teoría implica la existencia de un cero absoluto de temperaturas.
- ii) Si se mezclan dos cantidades iguales de, por ejemplo, agua a diferentes temperaturas, la mezcla queda a una temperatura intermedia, lo que indica que el calórico se ha redistribuido entre ambas masas. En efecto, si tenemos $a_1 = m_1T_1$ y $a_2 = m_2T_2$, entonces $T_f = (a_1 + a_2)/(m_1 + m_2) = (T_1 + T_2)/2$. Esta predicción está de acuerdo con la experiencia.
- iii) Si las cantidades de agua no son iguales, la temperatura final es la media ponderada de las masa y las temperaturas iniciales. Y si en vez de agua, lo que se mezcla es otra sustancia, exactamente igual. Es decir, si $a_1/m_1 = T_1$ y $a_2/m_2 = T_2$, como la sustancia termógena es indestructible, $a_1 + a_2 = C^{te}$, con lo que la temperatura final T_f sería

$$\frac{C^{te}}{(m_1 + m_2)} = T_f = \frac{m_2T_2 + m_1T_1}{(m_1 + m_2)},$$

que coincide con la experiencia. Dadas las cantidades de las sustancias y sus temperaturas iniciales, la temperatura final de la mezcla se calcula mediante esta fórmula, la denominada *fórmula de Taylor-Rijman*, que se basa en este tipo de consideraciones.

Si se mezcla un volumen igual de agua y otro de alcohol, el resultado final es que la temperatura final está más cerca de la temperatura inicial del agua que de la temperatura inicial del alcohol, no quedándose a la mitad. Si se agitan cantidades iguales de agua y mercurio, aunque el mercurio esté inicialmente a una temperatura mucho menor que la del agua, la temperatura final del agua prácticamente no se modifica, aunque desciende un poco.

Se puede admitir que la misma cantidad de calórico modifica de forma diferente la temperatura de cuerpos diferentes, es decir, que los átomos diferentes tienen diferentes *atmósferas calóricas* o que el calórico se adhiere de forma diferente a los diferentes átomos. Se dice que los cuerpos tienen distintas *capacidades caloríficas* para el calor, término propuesto por *Joseph Black (1728-1799)*. El calor específico de una sustancia se define entonces como la relación entre su capacidad calorífica y su masa.

Con la introducción del concepto de calor específico, el cálculo de las temperaturas finales de las mezclas se convierte en un ejercicio rutinario. Para calcular

las capacidades caloríficas se hacen experimentos con la sustancia cuya capacidad calorífica se quiere determinar y el agua. Luego se comprueba que en las mezclas entre las sustancias distintas, se comportaban correctamente y cumplen la siguiente ley, que se denomina *fórmula Rijnman-Taylor-Black*: dada una cantidad m_1 de sustancia 1, de capacidad calorífica C_1 y a temperatura T_1 , y una cantidad m_2 de la sustancia 2, de capacidad calorífica C_2 y a temperatura T_2 , todo ello en las mismas unidades, si se mezclaban 1 y 2, la temperatura final t_f de la mezcla se calcula es

$$T_f = \frac{m_1 C_1 T_1 + m_2 C_2 T_2}{m_1 C_1 + m_2 C_2}$$

lo que concuerda notablemente con los experimentos. Es una media ponderada, sólo un poco más complicada que la media simple.

1.3 Cambios de estado

A temperaturas suficientemente bajas todas las sustancias conocidas son sólidas. A medida que la temperatura aumenta, el calórico va siendo atraído hacia los átomos de la sustancia y, eventualmente, el sólido funde. Si se añade más calórico, puede lograrse la evaporación del líquido. Black demostró que cuando tenía lugar un cambio de estado, el calor añadido al cuerpo se utiliza sólo en producir el cambio de fase y que la temperatura permanece constante. Para explicarlo, el propio Black introdujo el concepto de *calor latente*.

Joseph Black. (Burdeos 1728-Edimburgo, 1799) Físico y químico británico. Descubrió la existencia de un gas distinto del aire, que llamó *aire fijo* y que resultó ser dióxido de carbono, que se produce en la fermentación, en la respiración y en la combustión del carbón. En Física descubrió la diferencia entre calor y temperatura, demostrando que masas iguales de diferentes sustancias, al recibir calor, no aumentan la misma temperatura, e introdujo así el concepto de calor específico. También comprobó que otras sustancias, como el hielo fundente, al recibir calor no modificaban su temperatura, descubriendo así el calor latente de fusión. (Manuel Alfonseca, *Diccionario Espasa 1000 Grandes Científicos*. Ed. Espasa Calpe, Madrid (1996).

De acuerdo con la teoría de Black, el calor puede tomar dos formas diferentes, sensible y latente. Cambios en el calor sensible corresponden a cambios en la temperatura. El efecto de atracción entre materia y calórico, con el calórico formando una atmósfera alrededor de átomos y moléculas, puede considerarse como una combinación química igual a aquella que forman los átomos entre sí. De hecho, el propio Lavoisier incluye el calórico entre las sustancias susceptibles de formar combinaciones binarias con el oxígeno y otros gases. Cuando esto ocurre, el calórico pierde su carácter sensible y se convierte en latente. La combinación química de un átomo con el calórico produce un nuevo compuesto en el que ni el átomo ni el calórico mantienen su identidad. Al igual que en las reacciones químicas ordinarias, esta reacción con el calórico sólo tiene lugar en proporciones fijas y en circunstancias definidas. No se pierde calórico en el proceso, pues es reversible. Si se enfría la sustancia, el calórico vuelve a su forma sensible.

En el caso de la vaporización, cuya descripción es semejante a la fusión, la teoría indica que hay una cierta cantidad fija de calor asociada a cada átomo. Puesto que el calórico es auto-repulsivo, la temperatura a la cual tiene lugar la evaporación puede modificarse si se modifica la presión externa. Puesto que un gas se calienta cuando es comprimido rápidamente, liberando calórico, si la presión aumenta cuando el cuerpo se encuentra cerca de su temperatura de ebullición, se necesita algo más de calórico sensible, por lo que será necesario aumentar la temperatura para que la reacción de vaporización pueda tener lugar. Es un hecho experimental bien conocido que las temperaturas de ebullición aumentan al aumentar la presión ⁵.

2 La transmisión del calor

La conducción es un método obvio de transmitir calor de un lugar a otro debido a la gran atracción que tiene la materia por el calórico. Cuanto menor es el contenido en calórico de un cuerpo, mayor es la apetencia por el mismo. A medida que el cuerpo va tomando calórico su apetencia va siendo menor hasta que, finalmente, cuando se encuentre a la misma temperatura del entorno, ya no absorbe más. La facilidad con que el calórico puede pasar de una a otra sustancia depende de la estructura y composición de la misma. El conde Rumford encontró que la capacidad de conducir el calor aumenta con la compacidad de la estructura.

Benjamín Thompson, conde de Rumford. (Woburn, Massachusetts, 1753-Auteuil, Francia, 1814). Físico británico nacido en América. Sirvió a Carlos Teodoro, elector de Baviera, donde introdujo la patata, la máquina de vapor de Watt y diversos inventos suyos relacionados con la cocina y el aprovechamiento del calor. Estableció la dotación para la medalla Rumford, que se concede a descubrimientos importantes realizados en las Ciencias Físicas. Se le deben los primeros estudios sobre la relación entre el trabajo mecánico y el calor, que abrieron paso a los descubrimientos de Joule. La idea se le ocurrió al observar que la perforación del alma de los cañones provocaba su calentamiento. Publicó sus ideas en el artículo *An experimental enquiry concerning the source of the heat which is excited by friction*. (Manuel Alfonseca, *Diccionario Espasa 1000 Grandes Científicos*. Ed. Espasa Calpe, Madrid (1996).

El conde Rumford, uno de los mayores oponentes a las teorías del calórico, fue el primero en demostrar que el calor se transmite a través del vacío. Este hecho es de particular importancia puesto que si el calor puede transmitirse a través del vacío sin la ayuda de un medio material, parece que se trata de una prueba a favor de la teoría energética del calor ⁶. Pero, puesto que según la teoría del

⁵Ver, J. Delegido *et al.*, *Historia de las teorías de la evaporación. Parte II. De la antigua Grecia al siglo XVI*, Rev. Esp. Phys. **5**, 51 (1991); J. Delegido *et al.*, *Historia de las teorías de la evaporación. Parte II. Del siglo XVII a las actuales teorías*, Rev. Esp. Phys. **6**, 58 (1992).

⁶La teoría energética del calor, también denominada teoría mecánica del calor, postulaba que el calor era una manifestación de la agitación propia de las partículas.

calórico este es auto-repulsivo, es natural que si no hay materia que impida su expansión, termine por ocupar todo el espacio posible. Sin embargo, experiencias con el calórico radiante indicaban que éste se transmitía como la luz ⁷.

La radiación del calor depende tanto de la naturaleza de la superficie radiante como de su grado de pulido. Para una superficie muy pulida todos los átomos se encuentran en el mismo plano, lo más juntos posibles, por lo que resultará muy difícil extraer el calórico. Se tratará de un mal radiador de calórico. Igualmente absorberá mal el calórico, pues la superficie está llena de calórico. Así, según la teoría del calórico, los malos radiadores del calor son malos absorbedores del mismo, lo que también se comprueba experimentalmente.

3 Calor a partir de trabajo

Cuando un gas se pone en un cilindro y se comprime, el gas se calienta. Cuando los átomos son obligados a estar más juntos, sus atmósferas de calórico se superponen y se libera algo de calórico, lo que da lugar a un aumento de la temperatura. Si el gas se expande, el proceso se invierte y el gas se enfría.

En el caso de los sólidos, es bien conocido que el calor puede liberarse por presión o percusión. Un experimento común demuestra que una pieza de acero se puede poner al rojo por martilleo sobre ella, pero que no puede ser calentada una segunda vez de esa manera a menos que se vuelva a poner en contacto con el fuego. Este hecho se explica admitiendo que el calórico perdido por martilleo se recupera en contacto con el fuego.

Entre las experiencias más famosas en el sentido de querer demostrar la no materialidad del calor están las del conde Rumford ⁸. Este investigador demostró que se produce una gran cantidad de calor en el proceso de perforar un cañón, y no fue capaz de encontrar otra fuente de calor que la debida a la fricción. En la fábrica se perforaban cañones de bronce y en el proceso de perforación se gastaban grandes cantidades de agua en la refrigeración de los mismos. Los partidarios de la teoría del calórico lo explicaban diciendo que las virutas obtenidas en estas perforaciones tenían una capacidad calorífica menor y retenían peor el calórico que el cuerpo grande que formaban antes de la perforación. De acuerdo con esto, pensó Thompson, la cantidad de calor desprendido debe ser proporcional a la cantidad de virutas producidas. Pero Thompson encontró un resultado completamente distinto e inesperado. Si el taladrado se hacía con brocas bien afiladas se producía mucho menos calor que si se hacía con brocas casi romas. 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.

Ejemplo 2. *Rumford y la producción de calor por fricción.*

Suele suceder que en los asuntos y ocupaciones ordinarios de la vida se ofrecen ocasiones de contemplar algunas de las operaciones más curiosas de la naturaleza,

⁷Ver, A. Strickler, *Thermal imaginery: new medium for demonstrating phenomena in heat and thermal radiation*, Am. J. Phys. **30**, 300 (1962); J. Evans y B. Popp, *Pictet's experiment: the apparent radiation and reflection of cold*, Am. J. Phys. **53**, 737 (1985).

⁸Ver, S. C. Brown, *Count Rumford's concept of heat*, Am. J. Phys. **20**, 331 (1952).

y a menudo, sin gastos ni molestias, pueden hacerse experimentos filosóficos interesantísimos, por medio de máquinas destinadas a los fines meramente mecánicos de las artes y los oficios.

[...] Hallándome poco ha ocupado en vigilar la perforación de cañones en los talleres de los arsenales de Munich, me llamó la atención la notabilísima cantidad de calor que en breve tiempo adquiere un cañón de bronce al taladrarlo; y el calor más intenso aún (mucho mayor que el del agua hirviendo, como lo descubrí en los experimentos) de las virutas metálicas que de él separa el taladro.

Cuanto más recapacitaba yo sobre estos fenómenos, tanto más interesantes y curiosos me iban pareciendo. Además, era de esperar que una investigación más concienzuda de ellos arrojaría nueva luz acerca de la naturaleza recóndita del calor, y nos brindase la posibilidad de formarnos conjeturas razonables acerca de la existencia o no de un fluido ígneo, tema acerca del cual han discrepado mucho en todos los tiempos las opiniones de los filósofos.

[...] ¿De dónde viene el calor producido en la operación mecánica antes mencionada?

¿Lo suministran las virutas metálicas que de la mole sólida de metal separa el taladro? De ser ello así, según las doctrinas modernas acerca del calor latente y del calórico, no sólo debe alterarse la capacidad de producir calor que tienen las partes del metal así reducido a virutas, sino que además la mudanza que padecen dichas partes ha de ser tan grande que explique todo el calor producido.

Empero, no ha ocurrido tal mudanza; porque, tomando cantidades iguales, en cuanto al peso, de dichas virutas y de tiras delgadas de la misma mole metálica separadas por medio de una sierra fina, y poniéndolas, a la misma temperatura, en cantidades iguales de agua fría (o sea a la temperatura de $59\frac{1}{2}$ grados Fahrenheit), hallé que la porción de agua en la que se pusieron las virutas no se había calentado, a juzgar por todas las apariencias, ni más ni menos que la otra porción, en que se habían metido las tiras del metal.

[...] se formó un cilindro macizo de $7\frac{3}{4}$ pulgadas de diámetro y $9\frac{8}{10}$ pulgadas de largo... [...] se abrió en él un agujero pequeño y redondo de sólo 0.37 de pulgada de diámetro y 4.2 pulgadas de profundidad, con el fin de meter un pequeño termómetro cilíndrico de mercurio...[...] Para impedir, en cuanto fuese posible, la pérdida de cualquier porción del calor engendrado en el experimento, se recubrió bien el cilindro con una ajustada envoltura de franela gruesa y caliente, la cual, enrollada cuidadosamente en torno a él, lo protegía por todas partes del aire frío de la atmósfera...

Al comienzo del experimento, la temperatura del aire, a la sombra, como también la del cilindro, era de 60 grados Fahrenheit cabales.

Al cabo de treinta minutos, habiendo descrito el cilindro 960 revoluciones en torno a su eje, detuviéronse los caballos y se introdujo un termómetro cilíndrico de mercurio [...] el termómetro subió casi al punto a 130 grados.

[...] Hecho esto, [...] se llenó la caja de agua fría (o sea, a $60\ F$ grados de temperatura) y se puso en movimiento la maquinaria.

El resultado de este experimento fue interesantísimo, y el placer que me produjo se recompensó con creces de todo el trabajo que me había tomado para idear y disponer la complicada maquinaria que se usó para llevarlo a efecto.

Sólo breve tiempo había estado en movimiento el cilindro, [el taladro] a razón de 32 revoluciones por minuto, cuando, metiendo la mano en el agua y tocando por fuera [la caja], me percaté de que se había engendrado calor; [...] Al cabo de una

hora , comprobé, sumergiendo un termómetro en el agua de la caja [...] que su temperatura había aumentado nada menos que 47 grados, como que era ahora de 107 grados de la escala de Fahrenheit.

[...] Al cabo de dos horas a contar desde el comienzo del experimento, se halló que la temperatura del agua había subido a 178 grados. A las dos horas veinte minutos era de 200 grados y a las dos horas y media estaba hirviendo.

[...] La cantidad de calor excitada y acumulada en este experimento fue muy notable; porque no sólo el agua del depósito, sino también el depósito mismo (que pesaba 15 1/4 libras) y el cilindro hueco de metal, y la parte de la barra de hierro que, situada dentro de la cavidad del depósito, se sumergió en el agua, se calentaron 150 grados de la escala Fahrenheit, a saber, de 60 grados [...] a 210 grados, calor del agua hirviendo en Munich.

[...] la cantidad de calor producido de manera constante [...] mediante el roce del taladro romo de acero contra el fondo del cilindro hueco de metal, en el experimento que vamos considerando, fue mayor que la producida por la combustión de nueve velas de cera de tres cuartos de pulgada de diámetro, que ardan juntas o simultáneamente, con llama clara y brillante.

[...] estos cálculos enseñan además qué cantidad de calor puede producirse con medios mecánicos convenientes, por la sola fuerza de un caballo, sin fuego, luz, combustión ni descomposición química.

[...] ¿Qué es el calor? ¿Existe el tal fluido ígneo? ¿Existe algo que, con propiedad de las palabras, pueda llamarse calórico?

[...] Y al discurrir sobre este tema, no debemos dejar de tener presente la circunstancia notabilísima de que en todos estos experimentos quedó de manifiesto que la fuente del calor engendrado por el roce era inagotable. [...] y me parece en extremo difícil, si no del todo imposible, formarse idea distinta de algo que pueda excitarse o comunicarse, como se excitó y comunicó el calor en estos experimentos, salvo el **movimiento** (F. R. Moulton, J. J. Schiffers, *Autobiografía de la Ciencia*, Fondo de Cultura Económica, México (1986)).

3.1 El peso del calor

La explicación de muchos fenómenos térmicos se basan en la fuerte atracción entre el calórico y la materia. Debido a esta atracción, se podría esperar que la atracción entre la Tierra y el calórico, es decir, el peso del calórico, debería poderse medir. El conde Rumford dedicó mucho esfuerzo investigador a estos intentos de medir el peso del calórico. Construyó dos ampollas idénticas, una conteniendo agua y la otra conteniendo mercurio. Estas se sellaron y se pesaron con mucho cuidado a 61 °F y 30 °F. Puesto que los calores específicos de ambas sustancias son muy diferentes, y puesto que el agua se congela cediendo mucho calórico latente, Rumford pensaba que se debería poder observar el cambio de peso. Pero todos sus esfuerzos en este sentido fueron inútiles. El calórico parecía no tener peso o ser imponderable.

Los partidarios de la teoría del calórico pensaban que este no era un experimento concluyente. Las objeciones eran del tipo siguiente. Puesto que las balanzas utilizadas para determinar este peso del calórico están sumergidas en

aire, él mismo conteniendo calórico, su peso no podrá ser medido. Es como intentar medir el peso del agua trabajando con balanzas sumergidas en una piscina, poniendo en un platillo una sustancia que se dice húmeda y en el otro una sustancia que se dice seca.

4 Discusión

La teoría del calórico tiene una gran importancia en la enseñanza de la Termodinámica. Mucha de la nomenclatura utilizada actualmente se basa en dicha teoría: se habla de calor que fluye de un cuerpo a otro, de calor latente, de calores específicos, y las experiencias de calorimetría se describen esencialmente utilizando una terminología de este tipo.

Hay tres circunstancias que pueden determinar la razón por la que la teoría del calórico está tan arraigada.

1. En experiencias con calorímetros (volumen constante), mientras no se realiza trabajo, la energía interna se conserva, por lo que se puede considerar que el calórico se conserva.
2. Si se llevan a cabo experimentos a presión constante, la variación de entalpía es igual al calor intercambiado, con lo que este calor tiene propiedades de función de estado.
3. A escala humana, grandes cantidades de trabajo equivalen a muy poco calor, por lo que aunque se puede destruir algo de calor en un proceso en el que se produce trabajo, detectarlo resulta difícil.

Desde un punto de vista pedagógico, es interesante enfrentarse con una teoría que, en muchos casos, está interiorizada y que se utiliza inconscientemente para tratar los problemas relacionados con el calor. Esta forma explícita de considerar la teoría del calórico como correcta y obligarse a aportar pruebas en su contra puede ser un buen medio de lograr que acepte con más convicción la Termodinámica actual.