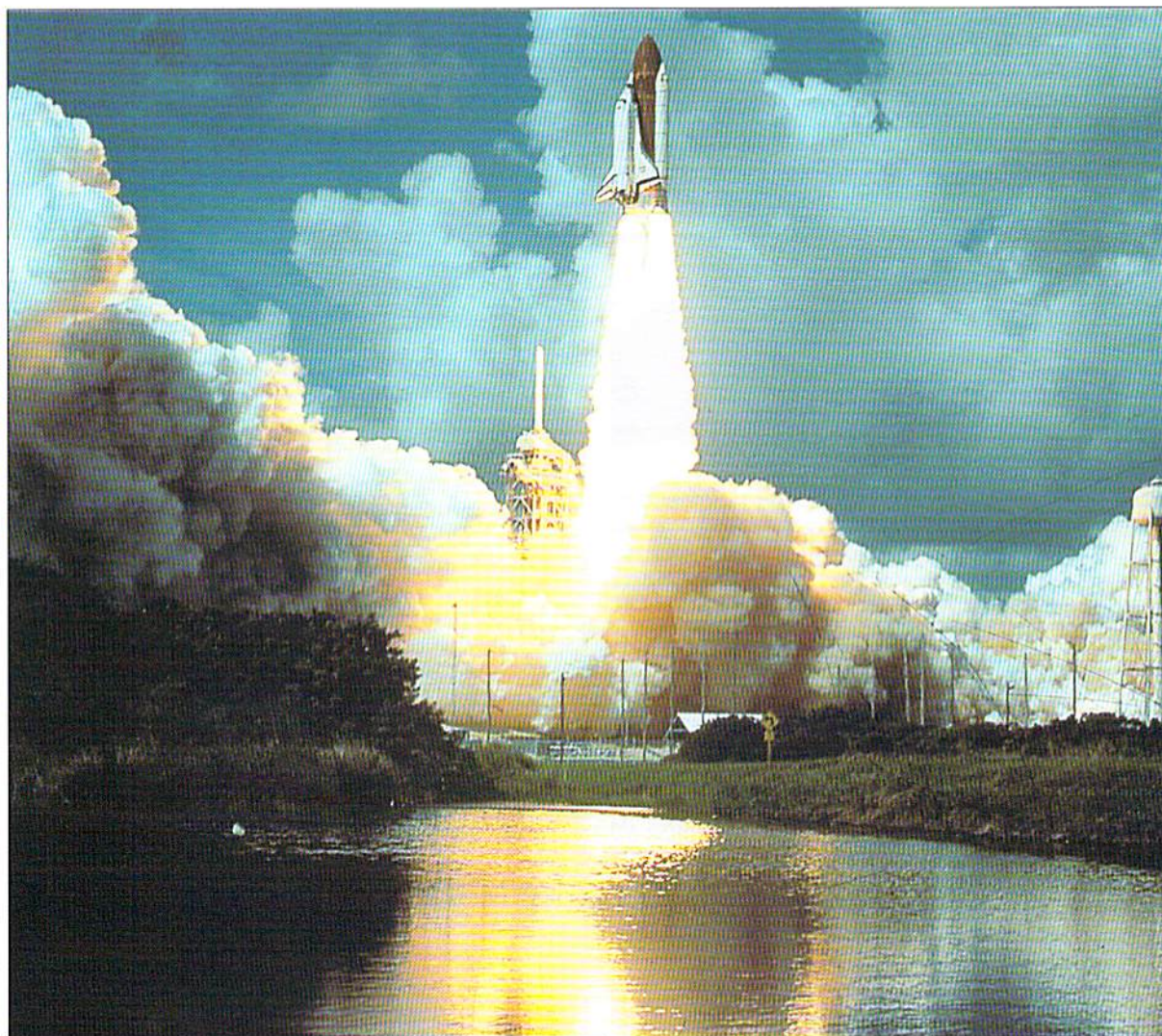


Calor y principio de conservación de la energía



Despegue de la lanzadera espacial *Atlantis*.

En el tema anterior hemos encontrado una restricción a las transformaciones que pueden ocurrir en un sistema aislado en el que sólo se producen deformaciones elásticas, cambios de velocidad y/o cambios de altura: únicamente son posibles cambios de estado que no supongan ni aumento ni disminución en la energía mecánica del sistema. En esos sistemas, la energía mecánica ni se crea ni se destruye: siempre permanece constante. Sin embargo, sabemos que, en general, la energía mecánica puede destruirse y crearse:

- Cuando hay rozamiento en un sistema aislado, su energía mecánica va disminuyendo y desaparece.
- Una pila eléctrica puede hacer que un motor, que estaba parado, gire.
- Quemando gasolina en un motor puede conseguirse que un coche alcance una velocidad elevada.

PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA

Cambios en los que está involucrada la energía mecánica

En estos casos, cuando se destruye o se crea energía mecánica, siempre se producen cambios en otras propiedades no mecánicas:

- Cuando un cuerpo que se ha lanzado por una superficie horizontal se para, el cuerpo y la superficie se calientan.
- Cuando un juguete de pilas se mueve, algunas sustancias cambian en el interior de la pila.
- La gasolina y el oxígeno del aire disminuyen cuando se pone en marcha un vehículo.

Estas conexiones entre propiedades tan distintas que se manifiestan cuando se destruye o se crea energía mecánica generan preguntas de gran interés:

- ¿Cómo explicar que la temperatura de los cuerpos aumente cuando desaparece la energía mecánica (por rozamiento o por choques no elásticos) al igual que ocurre cuando se calientan (con fuego, por ejemplo)?
- ¿Por qué la disminución de energía mecánica, del «movimiento», va siempre acompañada del cambio en propiedades no mecánicas (temperatura, cantidad de sustancia)?
- ¿Existe una relación cuantitativa entre los cambios de las distintas propiedades? Por ejemplo, cuando desaparece 1 J de energía mecánica, ¿cuánto aumenta la temperatura de los cuerpos?
- ¿Hay límites en los cambios que pueden ocurrir? ¿Por qué se dice que hay «crisis energética»?

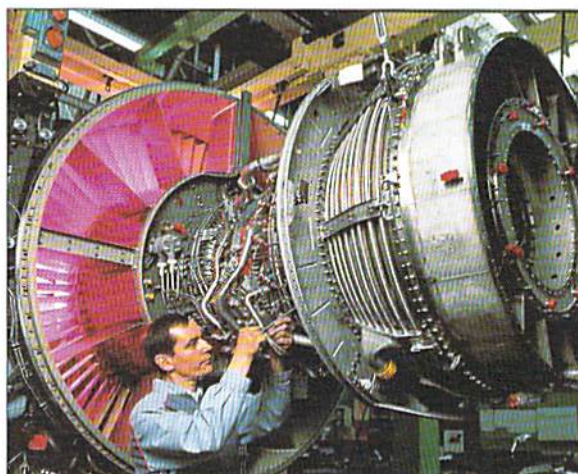
Iniciaremos, en este tema, la contestación a estas cuestiones, comenzando por la relación entre la energía mecánica y el aumento de temperatura, porque –como veremos– fue un problema fundamental para avanzar en la respuesta a las restantes.



Cuando aumenta la energía mecánica, el combustible y el oxígeno del aire se consumen.



Termómetro digital.



Los motores se diseñan de manera que consuman la menor cantidad posible de energía.



El rozamiento entre la lija y la madera también produce calentamiento, como el fuego.

1.1. Explicación de los fenómenos térmicos mediante la teoría del calórico

Como hemos dicho, el «movimiento», la energía mecánica, se puede destruir, y cuando esto ocurre se produce un aumento de temperatura. Sin embargo, la ciencia del movimiento (la Mecánica) y la del calor se habían desarrollado, hasta principios del siglo XIX, de un modo totalmente independiente.

Los científicos que investigaban los fenómenos térmicos, como la variación de temperatura de los cuerpos al calentarlos o enfriarlos, la conducción térmica de los materiales o los cambios de fase¹ (sólido-líquido, líquido-gas y viceversa), los explicaban suponiendo la existencia de una sustancia sin peso apreciable, a la que se llamó «calórico», que pasaba de los cuerpos más calientes a los más fríos o que se liberaba en las reacciones químicas. Grandes científicos como Black, Lavoisier o Dalton, a finales del siglo XVIII, habían desarrollado y probado predicciones basadas en el calórico.

Los científicos newtonianos, por su parte, no aceptaban la existencia de sustancias sin peso («todo debía tener masa, y, por tanto, sería atraído por la Tierra»), pero no habían conseguido contrastar su hipótesis de que el calor estaba relacionado con el movimiento de las partículas que formaban los cuerpos. **La Termología y la Mecánica, hasta mediados del siglo XIX, eran, pues, dos campos separados.**

¹ También se suelen llamar cambios de «estado de agregación».

1.2. «Nuevas» teorías sobre la naturaleza del calor

No obstante, cualquier teoría sobre la naturaleza del calor debía explicar, además de los fenómenos puramente térmicos, las situaciones en que movimiento y temperatura aparecían relacionados, como ocurre en el rozamiento o choque entre cuerpos. Fue en los intentos de resolver esta cuestión cuando aparecieron nuevas ideas que superaron la separación entre fenómenos mecánicos y térmicos y permitieron relacionarlos cuantitativamente.

Además, como veremos, las ideas que surgieron en este estudio fueron generalizadas para abarcar las relaciones entre cambios de cualquier tipo (y no sólo mecánicos y térmicos), dando lugar a uno de los principios fundamentales de la ciencia.

Para poder relacionar los cambios mecánicos con los térmicos es necesario, primero, que estudiemos los **fenómenos térmicos**. Haremos esto intentando comprender, al mismo tiempo, su interpretación según la teoría del calórico. Posteriormente plantearemos la cuestión del calentamiento por fricción y los trabajos que produjeron una nueva interpretación del calor y la temperatura.

Aunque sabemos que la teoría del calórico era errónea, la comprensión de por qué se abandonó una teoría aceptada durante decenios por la mayor parte de la comunidad científica nos hará apreciar algunos aspectos de la naturaleza de la ciencia.



En el motor de un camión, los gases a alta presión y temperatura generados al quemar el combustible se utilizan para producir movimiento.

2

REVISIÓN DE LA FENOMENOLOGÍA DEL CALOR Y SU INTERPRETACIÓN SEGÚN LA TEORÍA DEL CALÓRICO



Termómetro de temperatura ambiente.

Comenzaremos esta revisión recordando cómo la invención del termómetro permitió comparar de un modo objetivo «lo caliente o frío» que se encuentran distintos objetos y clarificar la relación entre calor y temperatura.

Explicad en qué se basa el funcionamiento de los termómetros y cómo se utilizan para indicar la temperatura.

Como sabemos, los termómetros utilizan alguna propiedad de los cuerpos que varía cuando se calientan o se enfrían estableciendo una equivalencia entre el valor de dicha propiedad y «lo caliente» que está el cuerpo. Hay termómetros que se basan en el cambio de color de los cuerpos cuando se calientan (se utilizan, por ejemplo, para medir la temperatura dentro de los hornos de fundición) o en el cambio de presión de un gas que se encuentra en un recipiente a volumen constante, etc. Los más comunes, sin embargo, suelen utilizar el cambio de volumen de un líquido –mercurio, alcohol...– que se aprecia claramente al encontrarse en un tubo muy fino.

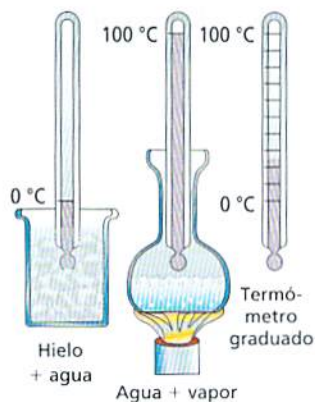
Cuando un objeto se pone en contacto con un termómetro de mercurio, por ejemplo, el volumen del líquido varía hasta quedar estable. Si, a continuación, se pone el termómetro en contacto con otro objeto idéntico al primero pero que, sabemos, está más caliente, la longitud de la columna de mercurio aumentará, hasta llegar un momento en que permanezca estable. De un modo operativo, **la temperatura de un cuerpo viene indicada por la dilatación que produce en el termómetro. Dos cuerpos que produzcan la misma dilatación estarán a la misma temperatura.**

Para medir la temperatura es necesario tomar un convenio sobre su unidad. En el caso de la escala Celsius esto se hace asignando el valor cero a lo que marca un termómetro sumergido en hielo que se está fundiendo, y asignando el valor cien a lo que marca cuando está en agua hirviendo (en ambos casos a la presión atmosférica de 101.325 Pa, o 1 atmósfera). De este modo se obtienen 100 partes o **grados centígrados**, que se simbolizan por $^{\circ}\text{C}$. En la escala internacional, absoluta o Kelvin, la unidad es el **Kelvin** (cuyo símbolo es K), que coincide en magnitud con el grado centígrado, pero cuyo origen (0 K) corresponde aproximadamente a -273°C .

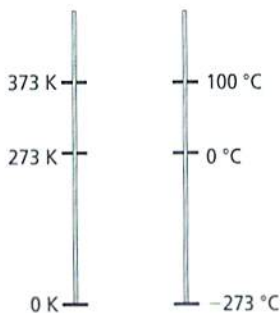
La utilización de termómetros permitió avanzar cuantitativamente en el estudio de los fenómenos caloríficos y en la elaboración de una teoría sobre los mismos. En concreto, permitió comprobar objetivamente que **cuando se ponen en contacto dos cuerpos a distinta temperatura, la temperatura del «más caliente» disminuye y la del «más frío» aumenta hasta que ambos alcanzan la misma temperatura (equilibrio térmico).**

2.1. ¿Cómo explicar esta tendencia espontánea a alcanzar el equilibrio térmico?

A finales del siglo XVIII y principios del XIX (cuando la hipótesis atómico-molecular estaba en sus inicios) este hecho parecía apoyar la idea de que había una sustancia (el calórico) que, aunque invisible y sin peso, pasaba del cuerpo más caliente al más frío, hasta que cesaba de fluir cuando se alcanzaba la misma temperatura en ambos cuerpos. ¿Por qué pasaba de los cuerpos más calientes a los fríos?



Forma de elaborar la escala centígrada de temperaturas.



Comparación de escala centígrada y Kelvin o absoluta.

CUESTIÓN

Expresad la temperatura de fusión del hielo y de ebullición del agua, a presión normal, en la escala Kelvin.

Resultado: 273 K y 373 K.

Se pensó entonces que las partículas de calórico estaban entre las partículas de la materia ordinaria que forman los cuerpos, y que su concentración entre dichas partículas era la temperatura del cuerpo. Si se admitía que las partículas de calórico ejercían fuerzas repulsivas entre ellas pero que eran atraídas por las partículas de la materia ordinaria, al poner en contacto dos objetos a distinta temperatura (distinta concentración de calórico entre sus partículas ordinarias), **el calórico pasaría desde el objeto en que se encontraba en mayor concentración hacia el interior del otro objeto, hasta que se igualara su concentración en ambos (igual temperatura).**

En definitiva, para que un cuerpo aumentara su temperatura era necesario que entrara en él una cantidad de calórico, lo que aumentaba su concentración, e, inversamente, para que disminuyera su temperatura debía salir de él una cantidad de calórico.

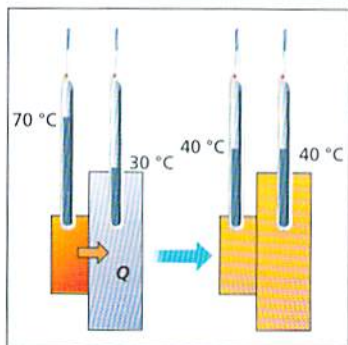
EJEMPLOS

1. *Sugerid una explicación, basada en la hipótesis del calórico, de la dilatación de los cuerpos cuando se calientan y su contracción cuando se enfrían. Ídem para la conducción térmica en una barra metálica y para la existencia de mejores y peores conductores térmicos.*

Al calentar (enfriar) un cuerpo, entraban (salían) partículas de calórico en él y, como se ejercen fuerzas repulsivas entre ellas, harían que las partículas de la materia ordinaria estuvieran más (menos) separadas. Al calentar un extremo de un objeto, entraban partículas de calórico que, como se repelían, se repartirían entre las partículas del cuerpo, ocupando el mayor volumen posible. Esto dependía también de que las partículas del cuerpo atrajeran con mayor o menor intensidad a las del calórico: los metales eran buenos conductores porque las atraían con poca intensidad.

2. *¿Podía darse una situación en que pasara calórico desde un cuerpo que tenía menos cantidad de calórico a otro cuerpo que tenía una cantidad mayor?*

El calórico siempre pasaba de los cuerpos en que se encontraba en una concentración mayor (temperatura mayor) a otros en que su concentración era menor hasta que las concentraciones se igualaban. Un cuerpo muy grande podía tener más calórico, aunque en menor concentración, que otro más pequeño en el que el calórico estaba más concentrado. En este caso el flujo de calórico se produciría desde el cuerpo pequeño hacia el grande.



La cantidad de calórico que salía del cuerpo a mayor temperatura era igual que la que entraba en el cuerpo de menor temperatura.

La hipótesis del calórico podía, además, generar predicciones cuantitativas contrastables experimentalmente. En efecto, según esta hipótesis, **el equilibrio térmico** que se alcanza cuando se ponen en contacto dos cuerpos a diferentes temperaturas (aislados del exterior), es debido a que la cantidad de calor (o calórico) que sale del más caliente es igual que la que entra en el más frío.

Podía, pues, hallarse empíricamente, por separado, la cantidad de calor que cede un cuerpo cuando disminuye su temperatura un cierto valor y la que absorbe para aumentarla, y utilizar este conocimiento para predecir la temperatura de equilibrio. Dicha predicción debería coincidir con la lectura del termómetro. Vamos, por tanto, a tratar de encontrar la cantidad de calor necesaria para que un cuerpo cambie su temperatura en un valor determinado.



El calor proporcionado por el mechero será directamente proporcional al tiempo de calentamiento si la llama es uniforme.

2.2. Calor y variación de temperatura. Medida del calor. Calor específico

¿De qué dependerá la cantidad de calor, Q , necesaria para aumentar la temperatura de un cuerpo? Proponed un diseño experimental para comprobar las hipótesis formuladas.

Parece razonable admitir que dependerá de la variación de temperatura, ΔT , que se desee conseguir y de la masa del cuerpo (para aumentar $10\text{ }^\circ\text{C}$ la temperatura de 5 kg de agua hará falta 5 veces más calor que para aumentar $10\text{ }^\circ\text{C}$ la temperatura de 1 kg de agua). Dependerá también del material de que esté hecho el cuerpo. No será lo mismo calentar agua que hierro o aire. Todas estas suposiciones (que pueden justificarse con la hipótesis del calórico pero que son también razonables según nuestra experiencia cotidiana) quedan recogidas en la siguiente expresión:

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

donde k tendrá un valor distinto para distintos materiales.

Para contrastar empíricamente esta hipótesis, es necesario un diseño experimental en el que se controlen las variables. Es decir, hay que dejar fijas cada vez dos de las tres variables y estudiar la relación entre la cantidad de calor Q y la variable que queda libre (variable independiente). Además de la estructura lógica del diseño experimental, es necesario resolver también los problemas técnicos o prácticos, entre los cuales el más importante es el de la medida de la cantidad de calor. En efecto, podemos calentar con un mechero cantidades variables de agua u otros materiales, y medir ΔT con el termómetro; pero ¿cómo medimos el calor suministrado?

Sugerid alguna forma de medir el calor que suministramos a un objeto al calentarlo con un mechero o, en caso necesario, alguna magnitud relacionada directamente con la cantidad de calor.

Por ahora no podemos medir directamente la cantidad de calor; pero si calentamos el cuerpo utilizando un mechero de gas, por ejemplo, parece lógico pensar que, si la llama es siempre uniforme (si el caudal de gas es siempre el mismo), la cantidad de calor que suministramos al cuerpo será proporcional al tiempo de calentamiento. Si sólo buscamos confirmar las relaciones entre las variables, podemos utilizar el tiempo como medida relativa de la cantidad de calor.

Es necesario realizar el experimento en condiciones que disminuyan al máximo posible las pérdidas de calor y repetirlo varias veces para aumentar la fiabilidad de los datos. Muchos científicos, durante años, se han dedicado a perfeccionar experimentos de este tipo. A nivel escolar, podemos utilizar, para comenzar, un simple vaso de precipitados resistente al calor y un mechero Bunsen o un hornillo de gas. Los resultados obtenidos en el laboratorio han sido:

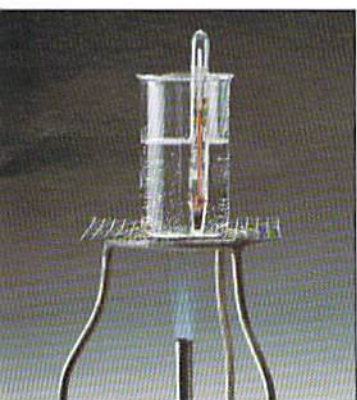
- Manteniendo constante la masa y el tipo de material ($0,200\text{ kg}$ de agua destilada):

Q (t en minutos)	1	2	3	4	5	6	7
ΔT ($^\circ\text{C}$)	4,5	9,0	14,1	18,6	23,5	27,4	31,7

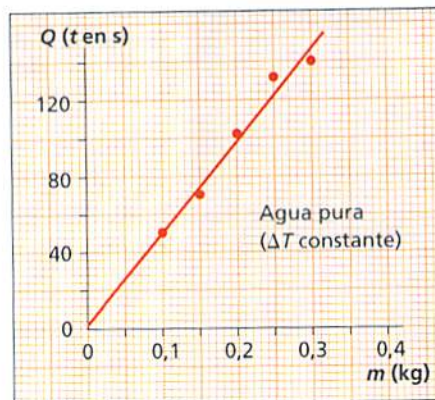
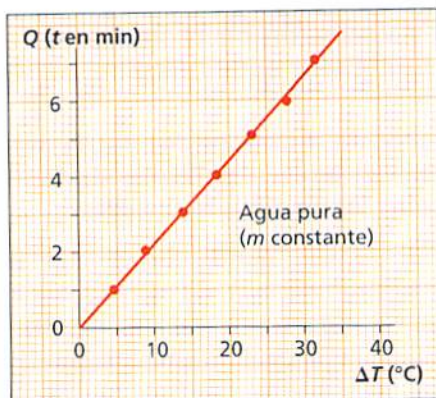
- Manteniendo constante ΔT ($10\text{ }^\circ\text{C}$) y el material (agua destilada):

Q (t en s)	52	75	101	128	140
m (kg)	0,100	0,150	0,200	0,250	0,300

- Variando únicamente el tipo de material (masas iguales y aumentos de temperaturas iguales; sólo comparación cualitativa): el tiempo de calentamiento es distinto, según se trate de agua o aceite (por ejemplo).



Para aumentar en el mismo valor la temperatura de dos masas iguales de agua y aceite, es necesario calentar el agua durante más tiempo.



Los resultados representados en las gráficas confirman que Q es proporcional a la masa del objeto y a ΔT , así como la influencia del tipo de material que se calienta o enfría. Por tanto, los resultados experimentales confirman que:

La cantidad de calor² que absorbe o desprende³ un cuerpo es proporcional al cambio de su temperatura y a su masa, y depende del material que lo forma.

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

Como $\Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}$, cuando $T_f > T_i$, es decir, cuando se calienta, Q será positivo, indicando que el cuerpo absorbe calor («entra calor»). Cuando el cuerpo se enfríe, ΔT y, por tanto, Q serán negativos, indicando que es calor que se desprende («sale calor»).

¿Qué información sobre el comportamiento térmico de un material nos aporta el valor de k ? ¿Qué diferencia habrá entre un material de k grande y otro de k pequeña?

Si en la expresión $Q = k \cdot m \cdot \Delta T$, tomamos 1 kg de masa y una variación de temperatura de 1 °C, vemos que el valor de k de un material coincide con el de la cantidad de calor necesaria para elevar en 1 °C la temperatura de 1 kg de ese material.

En términos de la teoría del calórico, k representa la cantidad de calórico que debe absorber 1 kg de un material para elevar su temperatura (la «concentración» de calórico) en 1 °C. De ahí proviene el nombre que se le dio: **capacidad calorífica específica** o **calor específico**. Lo representaremos por c . La cantidad $c \cdot m$, representa, pues, la cantidad de calor necesaria para que un objeto de masa m cambie su temperatura en 1 °C, y se le llama **capacidad calorífica**, C , del objeto.

² Cuando no se producen cambios de fase.

³ Aunque aquí no lo hemos probado experimentalmente, la cantidad de calor que absorbe un objeto para pasar de 20 °C a 30 °C, por ejemplo, es la misma que desprende al enfriarse de 30 °C a 20 °C.

EJEMPLO

Experimentalmente se comprueba que el calor específico del agua es nueve veces mayor que el del hierro sólido. ¿Qué significa eso?

Ese resultado experimental indica que para aumentar en el mismo valor la temperatura de masas iguales de agua y de hierro, hace falta una cantidad de calor nueve veces mayor para el agua que para el hierro. Podemos decir también, según la teoría del calórico, que la cantidad de calor que absorbe 1 kg de agua al aumentar su temperatura en 1 °C es nueve veces mayor que la que absorbe 1 kg de hierro. Lo mismo ocurre cuando se enfría: 1 kg de agua desprende o cede —al cuerpo más frío, a su entorno—, nueve veces más calor que 1 kg de hierro cuando se enfría en 1 °C.