

Enseñanza sobre calor y temperatura en la educación secundaria

Josep Lluís Domènech Blanco, Alexandra Rey Cubero, Carolina Nicolás Castellano, Joaquín Martínez Torregrosa
Universidad de Alicante

Los conceptos de calor y temperatura están tan ligados al de energía que es imposible aprenderlos por separado. Más allá de cálculos operativistas, la enseñanza persigue que el alumnado utilice estas nociones para analizar procesos reales. Si en los primeros cursos de secundaria los alumnos y alumnas pueden utilizar las concepciones cotidianas de calor para estudiar fenómenos caloríficos comunes, en los cursos superiores deberán enfrentarse a la adquisición científica de estos conceptos.

PALABRAS CLAVE

- CALOR
- PRINCIPIO DE CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA
- TEORÍA CORPUSCULAR
- TEMPERATURA
- SITUACIONES REALES

La conservación de la energía es una de las grandes ideas que todo alumno o alumna debería adquirir al final de la enseñanza secundaria. Y queremos, además, que no se limite al cálculo del cambio en velocidades y alturas, sino que se utilice para analizar procesos reales complejos (como las cadenas de cambios que suceden en la utilización de combustibles fósiles o fuentes renovables para producir movimiento de vehículos o el funcionamiento de utensilios mediante la corriente eléctrica) y que sean conscientes de por qué, a pesar de decirles que la energía se conserva, que siempre «hay la misma», hablamos de «crisis energética».

Para que esta integración de la formación científica y ciudadana se produzca, es necesario comprender que el calor y la temperatura están relacionados con el movimiento de las partículas y que cuando se transfiere energía de un sistema físico a una temperatura a otro con menor temperatura, ya no hay vuelta atrás: no se puede recuperar la situación inicial (a menos, si acaso, que utilicemos más recursos energéticos que los que había al principio).

■

Para que la integración de la formación científica y la ciudadana se produzca es necesario comprender que el calor y la temperatura están relacionados con el movimiento de las partículas. Llegar a esa comprensión requiere de un proceso de enseñanza-aprendizaje largo que debería empezar en primaria

No obstante, llegar a esa comprensión del calor y la temperatura requiere de un proceso de enseñanza-aprendizaje largo que debería empezar en primaria con el desarrollo de una base empírica que sirva como precursora para aprendizajes más complejos. No en vano, la ciencia del calor se desarrolló de forma separada de la mecánica durante más de dos siglos, desde que se tiene noticia, en 1593, del primer termómetro construido por Galileo hasta los famosos experimentos de James P. Joule y William Thomson, entre 1840 y 1850.

En este artículo presentamos un itinerario de enseñanza sobre calor y temperatura que empieza reflexionando y conceptualizando a partir de experiencias cercanas y termina con la idea del calor como transferencia de energía y el primer principio de la termodinámica: el principio de conservación de la energía.

EXPERIENCIAS CERCANAS RELACIONADAS CON EL CALOR Y LA TEMPERATURA

Tenemos ideas sobre el calor y la temperatura adquiridas a lo largo de nuestra interacción física con el mundo desde que nacemos, reforzadas por un lenguaje compartido: sabemos qué es estar frío o caliente; que debemos esperar un tiempo para que algo que está caliente se enfríe; que podemos quemarnos al tocar una olla caliente; que hay objetos que sentimos fríos y otros calientes; que debemos abrigarnos cuando hace frío; que el termómetro mide «lo caliente» que estamos, etc. Debemos aprovechar este rico repertorio de sensaciones térmicas e ideas sobre calor (y frío) para implicar a los más jóvenes en procesos donde se expliciten y objetiven esos conocimientos, y que permitan modificarlos de un modo justificado.

Así, las siguientes preguntas son adecuadas para llevar a cabo secuencias de actividades cortas y con sentido en sí mismas.

¿Cuál está más caliente? ¿Y cuál más frío?

Ordenar objetos (trozos de hielo; agua con hielo; agua fría, tibia, caliente, muy caliente, más caliente...; un objeto metálico, uno de madera, uno de cera...) en orden creciente o decreciente según «lo calientes» que los notemos, muestra las carencias de nuestro sentido del tacto para esta tarea: es limitado en su rango (no podemos ordenar objetos que estén muy calientes o muy fríos); es subjetivo (dependencia de sensaciones anteriores); es poco sensible, etc. Es el momento de introducir la temperatura de un modo operativo, como lo que miden los termómetros, y explicar cómo funciona alguno y cómo se estableció al menos la escala centígrada. Con el termómetro se puede comprobar, además, cómo nuestro tacto «nos engaña», haciéndonos creer que los objetos metálicos están más fríos que los de madera, plástico o lana.

¿Qué les ocurre a los objetos cuando se calientan? ¿Y cuando se enfrían?

Deben surgir aquí, pidiéndoles ejemplos concretos, todas las experiencias que –consciente e inconscientemente– tenga el alumnado y las que pueda aportar el docente. Por ejemplo, al calentar los objetos:

- Aumenta su temperatura.
- Pueden cambiar de fase (sólido, líquido, gas).
- Algunos se queman (papel, madera, plástico, alcohol, butano...), aunque conviene acotar y no tratar los cambios químicos «producidos por el calor» en este momento.

Tenemos ideas sobre el calor y la temperatura adquiridas a lo largo de nuestra interacción física con el mundo. Debemos aprovechar este rico repertorio de sensaciones térmicas para implicar a los jóvenes en procesos donde se expliciten y se objetiven esos conocimientos



- Aumenta su volumen, pero no cambia su masa (se dilatan). A través de experimentos puede verse que un objeto se dilata cuando lo calentamos y que se contrae cuando lo enfiamos. Los gases se prestan muy bien para mostrar estos cambios de volumen; sin embargo, en los sólidos y líquidos se requiere una mayor precisión. El alumnado debe adquirir referencias, al menos cualitativas, de la diferente «dilatabilidad» de los sólidos y líquidos y de la magnitud de las fuerzas que se originan en las dilataciones y contracciones térmicas.
- Por supuesto, es ineludible hablar del comportamiento anómalo del agua líquida: su densidad es máxima a 4 °C, aumentando su volumen cuando se enfría por debajo de esta temperatura, lo que hace que el hielo flote en el agua. El relieve y el clima de nuestro planeta sería muy diferente si el agua no tuviera este comportamiento excepcional.
- Conducen el calor (el aumento de temperatura de la zona calentada se propaga al resto del objeto). Para decidir si un material es buen o mal conductor, se calienta un extremo de una barra de dicho material y se mide la tempera-

tura a lo largo de la longitud de la barra (los metales son buenos conductores; otros materiales como el vidrio, la porcelana, la madera o la lana son malos conductores; el aire es muy mal conductor). Las implicaciones de la conducción del calor son muy importantes para reducir el gasto de recursos energéticos en edificaciones, tuberías, vestimenta de personas, etc. La mejor o peor conductibilidad de los materiales explica la sensación térmica personal al tocar objetos que están en la misma habitación, así como la utilización de distintos materiales y confecciones en las prendas de abrigo, evitando la transmisión de calor desde nuestro cuerpo al exterior.

¿Cuánto se calentará el agua? ¿Y el hielo?

Formular hipótesis sobre cuánto aumentará la temperatura al calentar, por ejemplo, una cantidad de agua, realizar un diseño experimental y obtener y analizar los datos, permite una diferenciación clara entre calor y temperatura. En los primeros cursos de secundaria el alumnado podrá constatar que el aumento de temperatura de un cuerpo es directamente proporcional al calor proporcionado e inversamente proporcional a la masa de agua. No obstante, la temperatura no es una medida del calor proporcionado. Así, si aportamos la misma cantidad de calor a objetos de distinta masa, o de distinto material, el aumento de temperatura conseguido es diferente. La temperatura no mide el calor, sino lo caliente que se encuentra un objeto. También podemos calentar hielo y registrar los cambios de temperatura que ocurren, resaltando la constancia de la temperatura durante el cambio de fase a pesar de seguir calentando.

Debemos hacer hincapié en que no podemos medir el calor «directamente», sino mediante el tiempo que estamos calentando el recipiente con una llama uniforme, suponiendo que la cantidad de calor es proporcional al tiempo. Así, cuando lleguemos a la relación $Q=c.m.\Delta T$ nos encontraremos con que podemos medir el cambio de temperatura (la hemos definido operativamente como «lo que marca el termómetro») y la masa, pero debemos asignar arbitrariamente un valor al calor específico del agua, y, por tanto, a la unidad de medida del calor. Si asignamos al agua $c = 1$, entonces la unidad de medida del calor, la kcal, será el calor necesario para elevar la temperatura de 1 kg de agua en 1 °C.

No solo podemos calentar con una llama: cuando ponemos en contacto cuerpos a diferente temperatura, al final se alcanza una temperatura intermedia. Podemos calcular la cantidad de calor con la expresión empírica anterior y hablar de la cantidad de calor suministrado por el más caliente al más frío; también podemos hablar del calor «perdido» por el caliente y «absorbido» por el frío. Esto permite asociar el calor a aquellos procesos en los que ponemos en contacto objetos a distinta temperatura.

Aunque no se haya planteado hasta aquí explícitamente qué es el calor, el lenguaje utilizado en gran parte de los fenómenos tratados, y en la vida cotidiana, favorece una concepción «sustancial» del calor (Doménech et al., 2007). Efectivamente, a pesar de las ideas mecánicas de por ejemplo Isaac Newton y Robert Boyle, científicos como Joseph Black, Pierre Laplace, Antoine Lavoisier o Sadi Carnot desarrollaron la ciencia del calor concibiéndolo como un fluido imponderable (el calórico), indestructible, que podía mezclarse (entonces cambiaba la temperatura, era «calor

El lenguaje utilizado en gran parte de los fenómenos tratados favorece una concepción sustancial del calor. Al respecto, diversos científicos desarrollaron la ciencia del calor concibiéndolo como un influido imponderable e indestructible



sensible») o combinarse con los cuerpos en los cambios de fase (1 g de hielo + 80 calorías de calórico \leftrightarrow 1 g de agua, sin cambio de temperatura, ya no era «calor sensible» sino «calor latente», según Lavoisier). Al calentar un cuerpo, absorbía calórico, aumentando su concentración en el cuerpo, que era su temperatura; cuando se enfriaba, perdía calórico, que era absorbido por otro cuerpo. Cada material requería una determinada concentración de calórico para aumentar su temperatura en un grado (calor específico).

EL CALOR COMO TRANSFERENCIA DE ENERGÍA: PRINCIPIO DE CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA

Llegados a este punto, es necesario dar un salto cualitativo en la comprensión del calor y su relación con la temperatura, mostrando que la temperatura de los objetos puede variar sin necesidad de poner en contacto objetos a diferente temperatura. Esto cuestionará la identificación de la cantidad de calor con $c \cdot m \cdot \Delta T$, así como la naturaleza sustancial del calor, pasando a considerarlo como un proceso de cambio de energía debido a diferencias de temperaturas entre los objetos.

Este salto se facilita si, al estudiar los cambios mecánicos desde el punto de vista energético, se muestra que, cuando hay rozamiento, la energía mecánica «desaparece» y la temperatura de los objetos aumenta.

¿Qué ocurre cuando la energía mecánica se gasta?

La crisis de la teoría del calórico vendría del análisis de situaciones en las que parecía *crearse* calórico, que, según sus defensores, no se podía crear ni destruir. En 1798, Benjamin Thompson, supervisando el taladrado de cilindros de bronce para la fabricación de cañones, observó la gran cantidad de calor que se desprendía: suficiente para hacer hervir el agua de las balsas en las que se llevaba a cabo el taladrado. Según la teoría del calórico, el calor se desprendía porque las virutas de bronce tenían menos calor específico que los cilindros macizos, de manera que la cantidad de calor tenía que ser proporcional a la cantidad de virutas formadas. Sin embargo, Thompson descubrió que se producía mucho más calor, a igualdad de masa de virutas, cuando las brocas estaban romas que cuando estaban afiladas. Calculó el trabajo necesario para realizar una perforación dada y el calor que se producía, descubriendo que la cantidad de calor era aproximadamente proporcional a la cantidad de trabajo efectuado; además, utilizando brocas que no cortaban, se podía producir una gran cantidad de calor, con casi ninguna viruta, y se seguía cumpliendo la proporcionalidad entre trabajo y calor (Prélat, 1951).

No obstante, la teoría del calórico estuvo vigente unos cincuenta años más, hasta que Joule y Thomson demostraron que con una cantidad determinada de trabajo mecánico o eléctrico (generado por una dinamo) se producía un

cambio de temperatura igual al que produciría una cantidad dada de calor, descubriendo que la relación entre estas cantidades era: $Q/W=4,18$ (W en Joule si Q en calorías) (Carrascosa, Martínez Sala y Martínez-Torregrosa, 2000). Estas aportaciones, junto con la consolidación de la teoría cinético-corpúscular y la invención del concepto de energía (definida inicialmente como «la capacidad de realizar trabajo» por Young y Thomson), clarificaron el campo, relacionando distintos tipos de cambios.

UNA CONCEPCIÓN CIENTÍFICAMENTE VÁLIDA DEL CALOR

Al terminar la secundaria, el alumnado debe saber que la energía de un sistema físico puede cambiar de dos maneras: debido a su interacción con sistemas que ejercen fuerzas que se desplazan (interacción mecánica), y debido a su interacción con sistemas que se encuentran a diferente temperatura (interacción térmica). En el primer caso, llamamos «trabajo» al proceso de transferencia de energía, así como a la cantidad de energía transferida. En el segundo caso, llamamos «calor» al proceso de transferencia de energía, así

■

Al terminar la secundaria, el alumnado debe saber que la energía de un sistema físico puede cambiar de dos maneras: debido a su interacción con sistemas que ejercen fuerzas, y debido a su interacción con sistemas que se encuentran a diferente temperatura

como a la cantidad de energía transferida; la interacción térmica puede ocurrir por conducción, convección y/o radiación.

Si en mecánica hemos introducido las energías cinética y potencial (tanto la gravitatoria como la elástica), en el estudio de los fenómenos caloríficos debemos introducir una nueva forma de energía: la energía térmica ($E_{tér}$). Los cambios de energía térmica, se produzcan mediante trabajo o mediante calor, están asociados a cambios en la temperatura del sistema y a cambios de fase: cuando el sistema experimenta solo cambios de temperatura, $\Delta E_{tér}=c \cdot m \cdot \Delta T$, y cuando experimenta un cambio de fase, $\Delta E_{tér}=m \cdot L$, donde m representa la masa de sustancia que ha cambiado de estado y L es una propiedad característica de la sustancia, el calor latente, que representa la variación de energía térmica por unidad de masa durante el cambio de estado.

Según esto, cuando un sistema experimenta cambios de energía cinética, de energía potencial (gravitatoria y elástica) y de energía térmica, la variación de energía total, ΔE será: $\Delta E = \Delta E_c + \Delta E_p + \Delta E_{tér}$

En lo que respecta a la medida del calor, si la energía de un sistema solo puede cambiar debido a la realización de trabajo y de calor, podemos escribir: $\Delta E = W + Q$, donde W y Q representan las cantidades de trabajo y de calor, respectivamente, realizados sobre el sistema. Así, la magnitud del calor viene determinada por la expresión: $Q = \Delta E - W$.

Cuando el sistema está aislado, cuando no interactúa con el exterior, no hay realización de trabajo ni de calor, de manera que $\Delta E = 0$, o, lo que es lo mismo, la energía del sistema permanece constante. El sistema podrá experimentar transformacio-



nes, y algunos tipos de energía aumentarán y otros disminuirán, o también es posible que aumente la energía de algunas partes del sistema y disminuya la de otras, pero, en todo momento, el valor de la energía será el mismo. Esto constituye el principio de conservación de la energía.

Una comprensión adecuada de los fenómenos caloríficos requiere su interpretación a la luz de la teoría cinético-molecular de la materia. Según esta teoría, la temperatura es una medida de la energía cinética media de las partículas. Con la teoría corpuscular resulta que la energía térmica incluye tanto la energía cinética como la energía potencial intermolecular de las partículas constituyentes de la materia. Cuando también consideramos la energía potencial intramolecular, hablamos de energía interna, ΔU .

Cuando no cambie ni la energía cinética ni la potencial del sistema, algo bastante común en los fenómenos caloríficos, escribiremos: $\Delta U = W + Q$

Conviene advertir que mientras que la temperatura y la energía son funciones de estado (son propiedades intrínsecas del sistema, su valor solo depende del estado en que se encuentra el sistema), el calor y el trabajo son procesos, no son funciones de estado. Esto significa que en la transformación de un sistema desde un estado A a un estado B, el cambio en los valores de las funciones de estado serán los mismos, independientemente de cómo haya ocurrido el paso de A a B, pero no tienen por qué serlo los valores del calor y del trabajo (dependen de cómo hayamos llevado al sistema desde A a B).

Una idea incorrecta, que a veces se introduce en la enseñanza, consiste en partir del teorema de las fuerzas vivas $W = \Delta E_c$, para llegar de una manera «natural» a la expresión $W + Q = \Delta U$. Esto puede

hacer creer a los alumnos y alumnas que la termodinámica deriva de la mecánica, cuando se trata de campos que persiguen propósitos distintos: si el objetivo de la mecánica es describir las posiciones y velocidades de todas las partículas de un sistema, el de la termodinámica es tratar solamente con magnitudes macroscópicas observables (Arons, 1989).

Como vemos, los conceptos de energía, trabajo, calor y temperatura están estrechamente relacionados, y su aprendizaje solo ocurrirá si los abordamos conjuntamente. No hemos mencionado la degradación de la energía ni la espontaneidad de los procesos, por cuanto ello exigiría disponer de un espacio del que aquí carecemos. ◀

Referencias bibliográficas

- Arons, A. B. (1989). Developing the energy concepts in introductory physics. *The Physics Teacher*, 27(7), 506-517.
- Carrascosa, J., Martínez Sala, S. y Martínez-Torregrosa, J. (2000). *Física y Química. 1.º Bachillerato*. Santillana.
- Doménech, J. L. et al. (2007). Teaching of energy issues: A debate proposal for a global reorientation. *Science & Education*, 16(1), 43-64.
- Prélat, C. E. (1951). *Los fenómenos térmicos*. Espasa-Calpe.

Direcciones de contacto

Josep Lluís Domènech Blanco

jl.domenech@ua.es

Alexandra Rey Cubero

sandra.rey@ua.es

Carolina Nicolás Castellano

carolina.nicolas@ua.es

Joaquín Martínez Torregrosa

joaquin.martinez@ua.es

Universidad de Alicante

Este artículo fue solicitado por ALAMBIQUE. DIDÁCTICA DE LAS CIENCIAS EXPERIMENTALES en septiembre de 2022 y aceptado en mayo de 2023