

Calorimetría y cambios de estado

Calor y temperatura

En primer lugar, tenemos que saber distinguir entre estos dos conceptos. En el lenguaje cotidiano los utilizamos como si fueran lo mismo, pero en física significan cosas distintas.

El **calor** es una energía (y por lo tanto se mide en julios); de hecho, podríamos decir que es la medida de la cantidad total de energía de un sistema. La **temperatura** (que se mide en grados Kelvin¹) sin embargo, es una media de la energía cinética de las moléculas del sistema.

Dicho de otra manera, si equiparásemos la energía de un conjunto de moléculas al dinero de un grupo de personas, el calor sería la suma total de dinero de esas personas, mientras que la temperatura sería la cantidad media de dinero que cada una de ellas lleva encima.

Si tuviésemos una bañera con agua a 90°C y un mar a 15°C, la temperatura del agua de la bañera sería mayor que la del mar, pero la cantidad de calor del segundo es superior. Simplemente, aunque cada molécula tenga de media menos energía cinética, hay muchísimas más moléculas de agua que en una simple bañera.

Transferencias de calor

Cuando dos masas de líquidos, sólidos o gases entran en contacto, es evidente que el que está más frío se calentará un poco, y el que está más caliente se enfriará. El grado en que esto ocurra dependerá de la diferencia de temperatura, la cantidad de cada sustancia y la naturaleza de esta, puesto que hay materiales que conducen el calor más fácilmente y por lo tanto tienen más facilidad para enfriarse o calentarse. Para calcular cuánto calor se intercambia entre dos masas utilizamos la siguiente fórmula:

$$Q = mc(T_f - T_0)$$

Donde “Q” es la cantidad de calor cedida o absorbida, “m” es la masa del objeto, “c” su calor específico (constante que depende del material) y “T_f” y “T₀” las temperaturas final e inicial respectivamente.

Obviamente, para que haya un intercambio de calor debe haber dos sistemas (no tienen por qué ser sustancias distintas, pero sí al menos tener distintas temperaturas). El que esté a menor temperatura ganará calor, y el que esté a mayor temperatura lo cederá. Siempre se cumple que:

$$Q_{\text{cedido}} = Q_{\text{absorbido}}$$

¹ O grados centígrados en el día a día. O, en determinados países, grados Fahrenheit. Pero la unidad del Sistema Internacional es el grado Kelvin.

Cajón de Ciencias

A la hora de hacer los cálculos, siempre pondremos el calor cedido con signo negativo, para señalar matemáticamente que se trata de una pérdida de energía.

Un ejemplo: supón que tenemos 1,5 litros de agua destilada a 25°C y 2 litros de agua de mar a 40°C (la densidad del agua es de 1Kg/l, y la del agua de mar, 1,03Kg/l). El calor específico del agua destilada es 1000 cal/Kg·K, y el del agua de mar, 924 cal/Kg·K. Tenemos que calcular la temperatura final de la mezcla.

Primero, para mayor comodidad, calculamos la masa de cada una de los sistemas:

$$\begin{aligned}m &= d \cdot V \\m_{\text{agua}} &= 1 \cdot 1,5 = 1,5\text{Kg} \\m_{\text{agua de mar}} &= 1,03 \cdot 2 = 2,06\text{Kg}\end{aligned}$$

Y los grados centígrados a Kelvin:

$$25^{\circ}\text{C} = 25 + 273 = 298\text{K}$$

$$40^{\circ}\text{C} = 40 + 273 = 313\text{K}$$

Ahora planteamos la fórmula del calor para cada sistema (el agua destilada absorbe calor, y el agua de mar lo cede):

$$Q_{\text{cedido}} = -2 \cdot 924 \cdot (T_f - 313) = -1848 \cdot (T_f - 313)$$

$$Q_{\text{absorbido}} = 1,5 \cdot 1000 \cdot (T_f - 298) = 1500 \cdot (T_f - 298)$$

Igualando estas dos expresiones, la única incógnita que nos queda es la temperatura final de la mezcla. Si lo resuelves, verás que te da $T_f = 306,28\text{K}$ (que es lo mismo que 33,28°C; como ves, el resultado no puede ser más pequeño ni más grande que las dos temperaturas iniciales.)

Si nos pidieran la cantidad de calor que se ha intercambiado, sustituimos la temperatura final en cualquiera de los dos fórmulas y operamos (nos saldría, con estos datos, 12420J)

Cambios de estado

Si el intercambio de calor supone que uno de los sistemas cambie de estado (pasando, por ejemplo, de sólido a líquido) no podemos utilizar la fórmula de más arriba. Cuando está ocurriendo un cambio de estado ocurre algo extraño, y es que todo el calor suministrado se invierte en el cambio: la temperatura se mantiene constante durante todo el proceso.

Si suministramos calor a un cubito de hielo que está a -5°C, habrá primero un aumento de temperatura hasta que el hielo llegue a los 0°C; luego se empezará a derretir, y seguirá a 0°C hasta que todo el hielo se derrita. Entonces y sólo entonces la temperatura continuará subiendo hasta los 100°C, y volverá a ocurrir lo mismo en el cambio de líquido a gas.

Cajón de Ciencias

Para estas situaciones emplearemos la siguiente fórmula:

$$Q = L \cdot m$$

Donde “Q” es la cantidad de calor suministrado, “L” el llamado calor latente (que puede ser de fusión o vaporización y que depende de la sustancia) y “m”, como siempre, la masa.

Un ejemplo: ¿qué cantidad de calor habría que suministrar para fundir un bloque de 3,5Kg de hielo a 0°C? ($L_{\text{fusión del hielo}} = 334 \text{ J/Kg}$)

Es tan simple como aplicar la fórmula:

$$Q = L \cdot m$$
$$Q = 334 \cdot 3,5 = 1169 \text{ J}$$

Situaciones mixtas

¿Qué ocurre cuando un problema nos plantea una situación en la que hay aumentos de temperatura y cambios de estado a la vez (en distintas fases, evidentemente)? Pues que tenemos que dividir el problema en varias etapas, en cada una de las cuales aplicaremos la fórmula correspondiente. Veámoslo con un ejemplo.

Tenemos 4Kg de hielo a -10°C y le aplicamos 1000000J. Halla el estado final del sistema y su temperatura (c del hielo = 2090 J/Kg·K, $L_f = 334 \text{ J/Kg}$, c del agua = 1000 J/Kg·K, $L_v = 2260 \text{ J/Kg}$, c del vapor de agua = 1875 J/Kg·K)

Suponiendo que el proceso llegue hasta el final (decimos “suponiendo” porque no sabemos si el millón de Julios bastará para alcanzar la fase de vapor de agua), ocurrirán las siguientes etapas:

- Paso de hielo a -10°C a hielo a 0°C
- Paso de hielo a 0°C a agua a 0°C
- Paso de agua a 0°C a agua a 100°C
- Paso de agua a 100°C a vapor a 100°C
- Paso de vapor a 100°C hasta vapor a la temperatura final²

Vamos calculando el calor necesario para cada etapa, y mientras nos queden julios por gastar, pasamos a la siguiente.

² Hay más estados a partir del gaseoso, pero no los vas a tener que manejar de momento. Y ten por seguro que para alcanzar esos estados superiores al gas hace falta MUCHO más que un millón de julios.

Cajón de Ciencias

Etapa A

$$Q = mc(T_f - T_0)$$
$$Q = 4 \cdot 2090 \cdot (273 - 263)$$
$$Q = 83600 \text{ J}$$

Nos quedan 916400J. Pasamos a la etapa B

Etapa B

$$Q = m \cdot L_f$$
$$Q = 4 \cdot 334 = 1336 \text{ J}$$

Nos quedan 915064J. Seguimos con la etapa C

Etapa C

$$Q = mc(T_f - T_0)$$
$$Q = 4 \cdot 1000 \cdot (373 - 273)$$
$$Q = 400000 \text{ J}$$

Todavía nos quedan 515064J. Continuamos con la etapa D

Etapa D

$$Q = m \cdot L_v$$
$$Q = 4 \cdot 2260 = 9040 \text{ J}$$

Aún quedan 506024J. Se gastarán por completo en calentar el vapor, por lo que ahora la incógnita es la temperatura final:

Etapa E

$$Q = mc(T_f - T_0)$$
$$506024 = 4 \cdot 1875 \cdot (T_f - 373)$$
$$T_f = 440,47 \text{ K}$$

Solución: nos queda vapor de agua a 440,47K (equivale a 167,47°C).

Y ya está. Un poco largo, pero como has podido ver bastante repetitivo y mecánico.

Cajón de Ciencias

Si en alguno de los pasos nos hubiésemos quedado a medias (por ejemplo, imagina que para completar la etapa C necesitáramos más julios de los que nos quedaban), procederíamos como en este último paso del problema: colocamos los julios restantes de la etapa anterior en la fórmula y dejamos la temperatura final como incógnita. Llegaríamos a un resultado de “Nos queda agua líquida a X grados”. Si el paso para el que no tenemos suficientes julios es uno de cambio de estado, simplemente decimos que el resultado es una mezcla de hielo y agua a 0°C (o agua y vapor a 100°C).