Termometría y calorimetría

Estado térmico

Cuando tocamos un cuerpo recibimos cierta información a través del tacto. Esta información conduce a la elaboración de una sensación a partir de la cual surge un juicio. Por ejemplo, podemos juzgar a un cuerpo diciendo que es áspero, suave, liso, rugoso, duro, blando, seco, húmedo, etc.

Cuando el juicio que emitimos consiste en calificar al cuerpo de frío, tibio, caliente, etc, estamos juzgando una propiedad suya que se denomina "estado térmico". No es posible formular una definición precisa de estado térmico, el concepto de "estado" lo impide, es intuitivo. Podemos decir que el estado térmico es la propiedad que juzgamos cuando, como ya hemos dicho, calificamos al cuerpo de frío, tibio, caliente, etc.

El estado térmico de los cuerpos depende de cómo se agiten sus moléculas: cuanto más rápido y violento es el movimiento de agitación molecular tanto más caliente está el cuerpo.

Noción de temperatura

La valoración de los estados térmicos mediante el tacto presenta las siguientes dificultades:

- Es subjetiva: depende de la sensibilidad térmica de cada individuo.
- Es variable: depende del estado térmico en el que nosotros nos encontremos. (Imaginemos que disponemos de tres recipientes, uno que contenga agua muy fría, otro con agua caliente y el tercero con agua en un estado térmico intermedio. Si, por un momento, colocamos un pie en el agua fría y el otro en el agua caliente y luego colocamos ambos en el tercer recipiente, el pie proveniente del agua fría nos informará que el agua está caliente mientras que el que proviene del agua caliente la sentirá fría)
- Es limitada: no podemos tocar cuerpos demasiado fríos o demasiado calientes porque nuestra piel se deteriora. Además, una vez que se traspone el umbral de dolor no nos es posible discernir los estados térmicos.
- Es intransferible: es imposible comunicar fielmente a otras personas cuál es el estado térmico de un cuerpo dado. Cuando decimos a alguien que un cuerpo está "tibio", por ejemplo, no podemos saber si la sensación que tuvimos al tocarlo será la misma que se va a imaginar nuestro interlocutor.

Con el propósito de lograr que la valoración de los estados térmicos sea objetiva, invariable, menos limitada y transferible se creó el concepto de "temperatura". La temperatura puede describirse como una magnitud escalar no aditiva que consiste en un número concreto atribuido convencionalmente a cada estado térmico[1]. Según la Ley cero de la Termodinámica, si juntamos un cuerpo a temperatura "T_1" con otro a temperatura "T_2", luego de cierto tiempo llegan a una temperatura en común que, con la excepción del caso en el que ambas temperaturas son nulas, no es igual a la suma de T_1 con T_2. Lo que quiere decir que sus temperaturas no se suman y por esta causa decimos que la temperatura es una magnitud no aditiva.

Para establecer cuál es el número que le corresponde a cada estado térmico se inventaron los termómetros. Un termómetro es un dispositivo que tiene alguna propiedad X, medible u observable, que varíe al cambiar el estado térmico del sistema o del cuerpo con el que se lo contrasta. La propiedad medible u observable antes mencionada se llama "propiedad termométrica". Los termómetros más comunes son los de columna líquida (de alcohol o de mercurio). Consisten en un tubo capilar provisto de un bulbo que contiene cierto líquido que ocupa parcialmente el interior del capilar y forma una columna. Al variar el estado térmico del líquido, la longitud de la columna cambia (por el fenómeno de la "dilatación"). La propiedad termométrica de este tipo de termómetro es la longitud de la columna líquida.

Además de los termómetros de columna líquida, existe una gran variedad de termómetros: de gas, de resistencia, digitales, pirómetros, termocuplas, infrarrojos, etc.

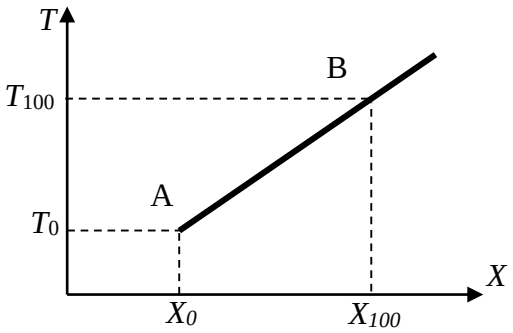
[1] Lo dicho acerca de la temperatura no es una definición. La temperatura de los cuerpos es un concepto estadístico, es una valoración macroscópica del estado cinético de las partículas que los constituyen.

Escalas termométricas

Para que un termómetro sea utilizable requiere ser calibrado conforme a una escala que se define en forma convencional. Una forma sencilla de definir una escala consiste en elegir dos estados térmicos como referencia. Los estados elegidos deben ser invariables y fácilmente reproducibles. Lo habitual es elegir los estados térmicos correspondientes a los cambios de estado de una sustancia pura. En la escala Celsius, se tomaron como referencia los estados térmicos correspondientes al hielo en fusión y al agua en ebullición, ambos a presión atmosférica normal. Al estado térmico del hielo en fusión se le atribuyó, por convención, la temperatura 0°C mientras que al del agua en ebullición se le asignó 100°C.

La calibración se efectúa colocando el termómetro en contacto con hielo en fusión. Al valor que adquiere la propiedad termométrica X en esas condiciones se lo llama, por ejemplo, X_o. Luego se coloca el termómetro en contacto con agua hirviendo. Al valor que adquiere entonces la propiedad termométrica se lo llama, por ejemplo, X_{100}. Si se llevan estos valores de la propiedad termométrica y los de las temperaturas correspondientes a un gráfico cartesiano se obtiene un par de puntos separados:

Por los puntos "A" y "B" de la representación pasan infinitas funciones distintas. Se elige, por

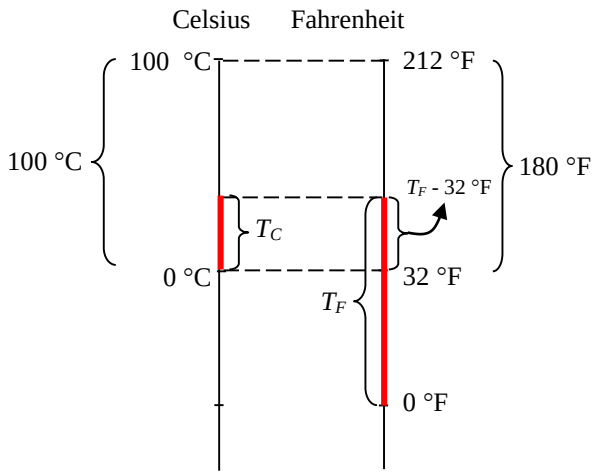


comodidad, una función lineal. Con ella es posible averiguar qué valores le corresponden a la temperatura cuando, al poner el termómetro en contacto con un cuerpo cualquiera, la propiedad termométrica adquiera valores distintos de X_0 y de X_{100}. Decimos, entonces, que se establece una "ley de interpolación lineal". La ecuación de la recta definida por los puntos "A" y "B" de la gráfica permite encontrar el valor de la temperatura correspondiente a cualquier estado térmico para el que, poniendo el termómetro en equilibrio con él, se determine el valor de la propiedad termométrica.

Es posible establecer una escala de temperaturas para cada tipo de termómetro eligiendo convenientemente ciertos estados térmicos como referencia.

Relación entre escalas termométricas

Como primer ejemplo para relacionar escalas termométricas vemos el caso de las escalas Celsius y Fahrenheit. En la figura se representan estas escalas con los puntos de referencia de la escala Celsius y sus temperaturas correspondientes en la escala Fahrenheit. Vamos a encontrar una expresión que permita obtener la temperatura T_F (expresada en °F) a partir de la temperatura T_C (expresada en °C) y viceversa. Para ello establecemos la siguiente proporción:



$$\frac{T_C}{\cancel{100}_{5}\ °\mathrm{C}} = \frac{T_F - 32\,°\mathrm{F}}{\cancel{180}_{9}\ °\mathrm{F}} \Rightarrow \frac{T_C}{5\,°\mathrm{C}} = \frac{T_F - 32\,°\mathrm{F}}{9\,°\mathrm{F}}$$

De allí es posible despejar tanto T_F como T_C. Puede apreciarse que cada intervalo de temperatura de 1 °C es equivalente a un intervalo de 9/5 de °F (número que surge de la relación 180/100) y cada intervalo de 1 °F es equivalente a un intervalo de 5/9 de °C.

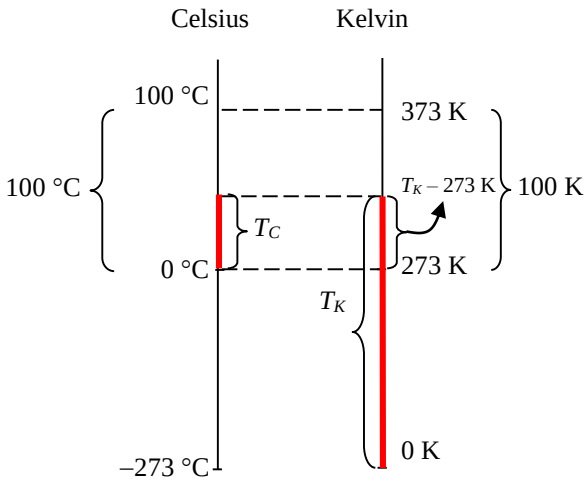
Para el caso de las escalas Celsius y Kelvin, la proporción toma la forma:

$$\frac{T_C}{\underset{1}{\cancel{100}}\ °C} = \frac{T_K - 273\,K}{\underset{1}{\cancel{100}}\ K} \Rightarrow \frac{T_C}{1°C} = \frac{T_K - 273\,K}{1\,K}$$

Como en el ejemplo anterior, es posible despejar una cualquiera de las dos temperaturas para poder hallar la otra. Se deduce, además, que cada intervalo de un grado centígrado es equivalente a un intervalo de un Kelvin.

MUY IMPORTANTE:

Las <u>variaciones</u> de temperatura entre los mismos estados térmicos, tienen el mismo valor numérico en ambas escalas (no así la unidad).



Calor

Es un hecho conocido que cuando se ponen en contacto dos cuerpos con distintos estados térmicos (vale decir que tengan temperaturas diferentes) se producen cambios en ambos hasta que alcanzan un estado de equilibrio. Dicho equilibrio se logra cuando ambos cuerpos igualan sus temperaturas y el estado que alcanzan se denomina "equilibrio térmico". Para alcanzar el equilibrio térmico debe disminuir la temperatura del cuerpo más caliente y aumentar la del más frío. Ambos cambios de temperatura pueden explicarse suponiendo que el cuerpo más caliente transfiere al más frío cierta cantidad de energía a la que se llama "calor". Esta energía es tal que, siempre que no haya realización de trabajo ni cambio de estado, hace disminuir la temperatura del cuerpo que la entrega y aumentar la del que la recibe y, en sólidos y líquidos[2], proviene de las energías cinética y potencial de las moléculas de cada cuerpo, vale decir de su energía interna. El calor también es capaz de provocar cambios de estado. Pero ¿por qué decimos que el calor es energía? Lo decimos porque el calor puede provenir de la transformación de otras formas de energía, puede también convertirse en ellas y puede convertirse en trabajo o provenir de él. Por ejemplo, la energía cinética que posee un cuerpo que se desliza sobre una superficie áspera es convertida en calor y sonido que, a su vez, puede convertirse nuevamente en calor. A la inversa, parte del calor desarrollado en la combustión del motor de un automóvil se puede convertir en energía cinética de este último.

Antes de continuar con otro ítem, es necesario aclarar una idea importante: hemos dicho que un cuerpo que se enfría (sin intercambiar trabajo con su entorno, sin realizar trabajo y sin que se produzcan reacciones químicas) cede calor a otro u otros, y que un cuerpo que se calienta (en las condiciones antedichas) recibe calor de otro u otros. El calor intercambiado por los cuerpos no tiene existencia como tal ni antes ni después del intercambio, sólo existe durante el intercambio. Antes y después del intercambio la energía existe en otra forma que se llama "energía interna". Si un cuerpo no recibe aporte de energía y cede calor, "gasta" de su propia energía interna. Si un cuerpo recibe calor y no lo “gasta”, aumenta su energía interna. No es correcto decir que los cuerpos tengan calor dentro de sí, lo que tienen se llama energía interna, los cuerpos no almacenan calor.

Cantidad de calor

La cantidad de calor es una magnitud escalar aditiva con la que se cuantifica el intercambio de energía que protagonizan dos o más cuerpos para alcanzar el equilibrio térmico. Simbolizaremos a las cantidades de calor con "Q". Las cantidades de calor pueden ser expresadas en cualquier unidad de energía: Joule, ergio, kilográmetro, kilowatt-hora, etc. Sin embargo, existe una unidad especialmente destinada a las cantidades de calor: la "caloría". Una caloría es la cantidad de calor que debe intercambiar 1 g de agua a 14,5°C para que su temperatura llegue hasta 15,5°C. Una caloría equivale a 4,184 J aproximadamente (1 cal ≈ 4,184 J, en consecuencia, 1 J ≈ 0,239 cal).

[2] En los gases proviene sólo de la energía cinética de sus moléculas.

Calor específico de sólidos y líquidos

Para definir esta magnitud escalar recurrimos a un "experimento pensado". Vamos a considerar que los cuerpos involucrados cambian solamente su temperatura (no cambian su estado de agregación, no intercambian trabajo ni reaccionan químicamente).

Parte a) Supongamos que disponemos de varios cuerpos del mismo material, de distintas masas m_1, m_2, m_3,..., conocidas, y que se encuentren a la misma temperatura inicial T_0. Imaginemos que a todos estos cuerpos les queremos producir la misma variación de temperatura dT. Si midiéramos la cantidad de calor requerida para que cada cuerpo experimente el cambio de temperatura dT establecido, encontraríamos valores diferentes δQ_1, δQ_2, δQ_3,... Desde un punto de vista matemático, podríamos comprobar que los valores de δQ son directamente proporcionales a los de m. Simbólicamente:

Si dT es constante $\delta Q \propto m$

o, de manera equivalente, $\delta Q = k_1 . m$ (1-a)

Parte b) Supongamos ahora que tenemos varios cuerpos del mismo material y de la misma masa. Si le entregáramos a cada cuerpo una de estas cantidades de calor δQ_1, δQ_2, δQ_3,..., encontraríamos que los mismos experimentarían las variaciones de temperatura dT_1, dT_2, dT_3,... Podríamos comprobar que, matemáticamente hablando, los valores de δQ son directamente proporcionales a los de dT. Simbólicamente:

Si m es constante $\Rightarrow \delta Q \propto dT$

o su equivalente $\delta Q = k_2 . dT$ (1-b)

Es posible demostrar que las expresiones (1-a) y (1-b) quedan contenidas en una sola que indica que los valores de δQ son directamente proporcionales al producto de "m" por "dT". En forma simbólica:

$$\delta Q \propto m . dT$$

Para convertir la proporcionalidad en una igualdad es necesario definir un factor de proporcionalidad. Si representamos a este factor con "$c(T)$", la expresión anterior nos queda:

$$\boxed{\delta Q = c(T).m.dT} \qquad (2\text{-a})$$

La cantidad de calor Q necesaria para que el cuerpo pase de la temperatura T_i a la temperatura T_f se obtiene integrando la expresión (2) entre dichas temperaturas:

$$Q = m\int_{T_i}^{T_f} c(T).dT$$

En rigor, el factor $c(T)$ es función de la temperatura, lo que quiere decir que varía de algún modo con ella. Sin embargo, en la mayoría de las aplicaciones, es posible despreciar dichas variaciones, de tal forma que el factor $c(T)$ se transforma en una constante de proporcionalidad c que puede extraerse del integrando, lo que conduce a:

$$\boxed{Q = c.m.\Delta T} \qquad (2\text{-b})$$

La ecuación (2-a) es la versión diferencial de la ecuación calorimétrica mientras que la ecuación (2-b) es su versión integrada, en la que se considera constante al factor c. El factor de proporcionalidad $c(T)$ o c, según el caso, se llama calor específico de la sustancia (o del material) del que está hecho el cuerpo en cuestión. La ecuación (2-b) es la que <u>define</u> al calor específico como la <u>constante de proporcionalidad</u> que relaciona a la cantidad de calor Q, que intercambia un cuerpo variando su temperatura y sin cambiar de estado de agregación, con el producto de la masa del cuerpo por la variación de su temperatura.

Cada sustancia (o cada material) tiene un calor específico determinado, el calor específico es una propiedad intensiva (vale decir que es independiente de la masa de la que se trate) y como tal, es una magnitud no aditiva. Obviamente se trata de una magnitud escalar.

Si de la ecuación (2) despejamos "c" nos queda:

$$c = \frac{Q}{m.\Delta t} \qquad (3)$$

Las unidades de "c" pueden obtenerse de la ecuación (3)

$$[c] = \frac{[Q]}{[m].[\Delta t]} = \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot {}^{0}\text{C}}; \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}; \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}}; \text{etc.}$$

Numéricamente, el calor específico de una sustancia determinada representa qué cantidad de calor debe intercambiar **<u>una unidad de masa</u>** de la misma para que su temperatura varíe en una unidad. Por ejemplo, el calor específico del aluminio es, aproximadamente, c_{Al} = 0,215 cal/(g·°C), esto significa que para elevar la temperatura de un gramo de aluminio en un grado centígrado se le debe entregar 0,215 calorías.

De las definiciones de caloría y de calor específico surge que el calor específico del agua es $c_a = 1 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot {}^{o}\text{C}}$.

Para recordar: las ecuaciones (2-a) y (2-b) pueden ser aplicadas en aquellas situaciones en las que un sólido o un líquido intercambian calor, varían su temperatura, pero no cambian de estado de agregación.

Dado que la masa y el calor específico no toman valores negativos, el signo de la cantidad de calor Q coincide con el de la variación de la temperatura. Por este motivo resulta que:

a) Si $T_f > T_i \Rightarrow \Delta T > 0 \Rightarrow Q > 0$ (calor absorbido)

b) Si $T_f < T_i \Rightarrow \Delta T < 0 \Rightarrow Q < 0$ (calor cedido)

En resumen: LAS CANTIDADES DE CALOR ABSORBIDAS SON POSITIVAS mientras que LAS CANTIDADES DE CALOR CEDIDAS SON NEGATIVAS.

En la tabla de la derecha se consignan los calores específicos de algunas sustancias.

Tip: las unidades de temperatura K y °C **de los calores específicos** son intercambiables dado que provienen de una diferencia de temperaturas (no de una sola temperatura) y éstas valen lo mismo en la escala Kelvin que en la Celsius.

Calores específicos de algunas sustancia a 25 °C y presión atmosférica

Sustancia	Calor específico c J/kg. °C	Calor específico c cal/g. °C
Sólidos elementales		
Aluminio	900	0.215
Berilio	1830	0.436
Cadmio	230	0.055
Cobre	387	0.0924
Germanio	322	0.077
Oro	129	0.0308
Hierro	448	0.107
Plomo	128	0.0305
Silicio	703	0.168
Plata	234	0.056
Otros sólidos		
Bronce	380	0.092
Vidrio	837	0.200
Hierro (-5 °C)	2090	0.50
Mármol	860	0.21
Madera	1700	0.41
Líquidos		
Alcohol (etílico)	2400	0.58
Mercurio	140	0.033
Agua (15 °C)	4186	1.00
Gas		
Vapor (100 °C)	2010	0.48

<u>Capacidad calorífica</u>

Ya se ha señalado que si a determinado cuerpo se le suministran diferentes cantidades de calor (sin que cambie de estado de agregación) y se registra en cada caso el cambio de temperatura, se obtiene que las dos magnitudes mencionadas son directamente proporcionales y se ha expresado la igualdad (1-b):

$$Q = k_2.\Delta T$$

El factor de proporcionalidad k_2 se simboliza con C y se llama <u>*capacidad calorífica del cuerpo*</u>.

$$\boxed{Q = c\,\Delta T} \qquad (4)$$

Mediante la igualación de los segundos miembros de las igualdades (2-b) y (4), y la simplificación de ΔT se obtiene

$$\boxed{C = c\,m} \qquad (5)$$

El valor numérico de la capacidad calorífica de un cuerpo representa la cantidad de calor que debe intercambiar **dicho cuerpo (<u>todo</u>, no la unidad de masa)** para que su temperatura cambie en una unidad. Puede ser expresado en cal /ºC o en J/K, entre otras.

A diferencia del calor específico, <u>la capacidad calorífica es una magnitud aditiva</u>, vale decir que al unir un cuerpo de capacidad calorífica C_1 con otro de capacidad calorífica C_2 se obtiene un nuevo cuerpo cuya capacidad calorífica es necesariamente $C_1 + C_2$.

Cambios isobáricos de estado de agregación de las sustancias puras

Los cambios de estado de las sustancias puras pueden ser descriptos mediante dos leyes simples:

a) La temperatura a la que cambia de estado cada sustancia pura depende de la presión. Como consecuencia, si la presión no cambia durante el cambio de estado (cambio de estado isobárico), la temperatura permanece constante.

b) La cantidad de calor que intercambia una sustancia pura al cambiar de estado de agregación es directamente proporcional a la masa de sustancia que cambia de estado.

$$Q_x \propto m \quad (6)$$

En los cambios de estado a presión constante se intercambia una cantidad de calor Q que no se puede calcular con la ecuación calorimétrica dado que, al no haber cambio de temperatura, resulta $\Delta t = 0$ y daría siempre $Q = 0$. La expresión (6) nos provee una ecuación para poder hallar Q:

$$\boxed{Q_x = L_x.m} \quad (7)$$

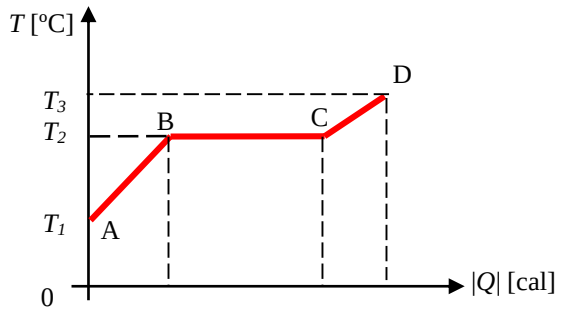
El subíndice "$_x$", que acompaña a la Q, depende del cambio de estado que se efectúe: para la fusión escribiremos Q_f, para la vaporización Q_v, para la condensación Q_c y para la solidificación Q_s. La constante de proporcionalidad "L_x" (la "$_x$" tiene el significado ya mencionado) se denomina "calor latente de $_x$", su valor numérico indica qué cantidad de calor requiere una unidad de masa de la sustancia para que se produzca su cambio de estado <u>sin cambiar la temperatura</u>.

Por ejemplo, el calor latente de vaporización del agua es L_v = 540 cal/g, esto significa que para que un gramo de agua a 100°C se convierta en vapor a 100°C debe recibir 540 cal.

Los calores latentes correspondientes a cambios de estado contrarios son opuestos (tienen el mismo valor absoluto y distinto signo). Para el caso del agua, ya vimos que el calor latente de vaporización es L_v = 540 cal/g, el calor latente de condensación es L_c = - 540 cal/g; el calor latente de fusión del hielo es L_f = 80 cal/g, el calor latente de solidificación es L_s = - 80 cal/g. Observemos que, tal como ya se ha señalado, son positivos aquellos calores latentes correspondientes a procesos en los que la sustancia absorbe calor y son negativos los correspondientes a procesos con cesión de calor.

Curvas de calentamiento

Es una manera breve (y poco precisa) de llamar a las gráficas en las que se representa cómo evoluciona la temperatura de un cuerpo (o sistema) en función de la cantidad de calor que intercambia o del valor absoluto de la misma. En el caso de las sustancias puras, estas curvas resultan ser rectas no paralelas a ninguno de los dos ejes en los procesos de intercambio de calor sin cambio de estado de agregación y paralelas al eje de abscisas en los cambios de estado. La figura representa una posible curva de calentamiento de cierto cuerpo:



El tramo AB representa el calentamiento del cuerpo desde la temperatura T_1 hasta T_2 sin cambio de estado de agregación. La pendiente de la recta AB es la inversa multiplicativa de la capacidad calorífica del cuerpo (en el estado de agregación en el que se encuentre).

El tramo BC representa el cambio de estado de agregación del cuerpo a la temperatura constante T_2 (por ejemplo, la fusión).

El tramo CD representa el calentamiento del cuerpo, sin cambio de estado, desde la temperatura T_2 hasta la T_3. La pendiente de la recta CD es la inversa de la capacidad calorífica del cuerpo en el estado en que se encuentra (líquido, para continuar con el ejemplo anterior). Debe recordarse que la capacidad calorífica es el producto del calo específico del cuerpo por su masa y que el calor específico del mismo cuerpo cambia con el estado de agregación. Por ejemplo:

- el calor específico del hielo (agua en el estado sólido) es 0,5 cal/g·ºC ≈ 2,09 kJ/kg·K,
- el calor específico del agua (en el estado líquido) es 1 cal/g·ºC ≈ 4,18 kJ/kg·K,
- el calor específico del vapor de agua es 0,48 cal/g·ºC ≈ 1,84 kJ/kg·K.

Calorímetro de mezclas

Los calorímetros son dispositivos destinados a la medición de cantidades de calor, calores específicos, capacidades caloríficas, calores latentes de cambios de estado, calores de reacción, etc. En su forma más simple, un calorímetro de mezclas es un recipiente térmicamente aislado provisto de un termómetro y un agitador.

Dentro del calorímetro se colocan dos o más cuerpos a diferentes temperaturas y se espera que alcancen el equilibrio térmico. Cuando esto ha sucedido, se cumple que la suma de las cantidades de calor intercambiadas dentro del calorímetro es igual a cero

$$\sum Q_i = 0 \qquad (8)$$

Al aplicar la ecuación (8), es necesario tener en cuenta que uno de los cuerpos que intercambian calor es el propio calorímetro (junto con el termómetro, el agitador, etc). Para expresar, en la ecuación (8), la cantidad de calor intercambiada por el calorímetro se define el "equivalente en agua".

El equivalente en agua de un calorímetro es la masa de agua (que simbolizamos con la letra π) capaz de intercambiar la misma cantidad de calor que el calorímetro en el mismo intervalo térmico, vale decir que tiene la misma capacidad calorífica que el calorímetro. Dado que el equivalente en agua es una "masa", su valor no puede ser negativo.

Con el equivalente en agua, es posible expresar la cantidad de calor que intercambia el calorímetro con la ecuación:

$$Q_C = \pi c_a \Delta T$$

En esta expresión, "c_a" es el calor específico del agua cuyo valor es de 1 cal/g.°C.

La calidad de un calorímetro es tanto mejor en la medida en que sea mayor la aislación entre su contenido y el exterior y cuanto más pequeño sea su equivalente en agua. Un calorímetro sería ideal si fuera perfectamente aislante y tuviera $\pi = 0$.

Ejercicios

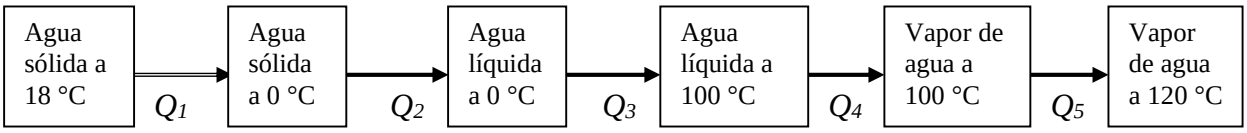
1) Un meteorito, de 5 kg, llega al piso con una velocidad de 2000 m/s. ¿Cuántas calorías se liberan en el impacto si toda su energía cinética se transforma en calor?
   R: Q = 2.388,9 kcal

2) Halle la cantidad de calor que debe suministrarse a un cubito de hielo de 30 g, que tiene una temperatura de – 18 °C, para convertirlo en vapor de agua a 120 °C.
   Datos: c_h = 0,5 cal/(g·°C), c_a = 1 cal/(g·°C), c_v = 0,48 cal/(g·°C), L_f = 80 cal/g, L_v = 540 cal/g.
   R: 22.158 cal

Para el cálculo de las cantidades de calor disponemos de dos ecuaciones:

- Si cambia la temperatura pero no cambia el estado $Q = c\, m\, (T_f - T_i)$
- Si cambia el estado pero no la temperatura $Q_x = m\, L_x$

La situación que plantea el problema tiene un estado inicial con agua en estado sólido a –18 °C y un estado final con agua en estado de vapor a 120 °C. Dado que la presión atmosférica es normal, hay un cambio de estado a 0 °C y otro a 100 °C y entre ellos hay cambio de temperatura. En consecuencia, ninguna de las dos ecuaciones por sí sola basta para el cálculo de la cantidad de calor. Para hacer el cálculo dividimos al proceso en etapas tales que en cada una de ellas se pueda aplicar una de las dos ecuaciones. En cada etapa se intercambia cierta cantidad de calor. La cantidad de calor que el problema solicita es la suma de las cantidades de calor intercambiadas en todas las etapas. Las etapas se pueden esquematizar de la siguiente forma:



Cada rectángulo representa un estado y cada flecha representa un proceso en el que se intercambia la

cantidad de calor que dice debajo de ella.
Al aplicar las ecuaciones correspondientes a cada proceso se obtiene:

$$Q_1 = c_h m\left[0-(-18)\right]°\text{C} = 0,5\frac{\text{cal}}{\cancel{\text{g}}\times\cancel{°\text{C}}}30\cancel{\text{g}}\times 18\cancel{°\text{C}} = 270\text{cal}$$

$$Q_2 = mL_f = 30\cancel{\text{g}}\times 80\frac{\text{cal}}{\cancel{\text{g}}} = 2400\text{cal}$$

$$Q_3 = c_a m(100-0)°\text{C} = 1\times 30\times 100\text{cal} = 3000\text{cal}$$

$$Q_4 = mL_V = 30\times 540\text{cal} = 16200\text{cal}$$

$$Q_5 = c_V m(120-100)°\text{C} = 0,48\times 30\times 20\text{cal} = 288\text{cal}$$

$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5 = 22158\text{cal}$$

3) En un refugio de alta montaña dos andinistas deben fundir un trozo de hielo de 1 kg de masa, que se halla a – 4 °C, con la finalidad de obtener agua. Calcule qué cantidad de calor se requiere para obtener agua a 95 °C. Si el agua comenzase a hervir a esa temperatura ¿cuál podría ser la causa?
[c_h = 0,5 kcal/(kg·°C); c_a = 1 kcal/(kg·°C); L_f = 80 kcal/kg]
R: 177 kcal

4) En el interior de un calorímetro ideal de paredes rígidas y adiabáticas hay una masa m_1 = 100 g de agua a temperatura T_1 = 25 °C y una masa m_2 = 200 g de hielo a temperatura T_2 = 0 °C, todo a presión atmosférica normal. ¿Qué cantidad de vapor de agua a 100 °C hay que inyectar para que todo el conjunto quede a 100 °C en estado líquido?
Datos: c_a = 4,18 kJ/kg·K, c_h = 2,090 kJ/kg·K, L_v = 2257 kJ/kg, L_F = 334 kJ/kg.

Solución: Como se produce un intercambio de calor dentro de un recipiente aislado, debe cumplirse que la suma de las cantidades de calor intercambia das en su interior debe dar cero. Los cuerpos que intercambian calor son: el hielo a 0 °C, el agua a 25 °C y el vapor de agua.

$$Q_H + Q_A + Q_V = 0$$

Recordemos que si el calorímetro es ideal, además de ser perfectamente adiabático, no intercambia calor con su contenido. El cálculo de la cantidad de calor Q_H intercambiada por el hielo para llegar hasta la temperatura de equilibrio estará compuesta de dos términos: uno para obtener el calor que absorbe para fundirse y quedar a 0 °C y otro más para llegar, ya en estado líquido, desde 0 °C hasta 100 °C. El vapor sólo se condensa dado que comienza y termina a 100 °C. La ecuación de balance es entonces:

$$L_F\, m_2 + m_2 c_a (100-0)°\text{C} + m_1 c_a (100-25)°\text{C} + L_C m_V = 0$$

$$334\frac{\text{kJ}}{\cancel{\text{kg}}}\times 0,2\cancel{\text{kg}} + 0,2\cancel{\text{kg}}\times 4,18\frac{\text{kJ}}{\cancel{\text{kg}}\times\cancel{°\text{C}}}\times 100\cancel{°\text{C}} + 0,1kg\times 4,18\frac{\text{kJ}}{\cancel{\text{kg}}\times\cancel{°\text{C}}}\times 75\cancel{°\text{C}} + (-L_V)\times m_V = 0$$

$$(66,8+83,6+31,35)\text{kJ} - 2257\frac{\text{kJ}}{\text{kg}}\times m_V = 0 \Rightarrow m_V = \frac{181,75\cancel{\text{kJ}}}{2257\frac{\cancel{\text{kJ}}}{\text{kg}}} \approx 0,0805\text{kg}$$

$$\boxed{m_V \approx 80,5\text{ g}}$$

5) Dentro de un calorímetro hay 200 g de agua en equilibrio a 20 °C. Se agrega una masa de agua caliente, de 150 g, a 80 °C. La temperatura final de equilibrio térmico es de 42 °C ¿cuánto vale el equivalente en agua del calorímetro?
R: π = 59,1 g

6) En un calorímetro de equivalente en agua 30 g, se tienen 20 g de agua, en equilibrio térmico con él, a 20 °C. Se vuelcan en su interior simultáneamente 100 g de una sustancia a 100 °C y 10 g de esa misma sustancia a 150 °C. Se observa que la mezcla alcanza una temperatura final de 30 °C. Calcule el calor específico de la sustancia.

R: 0,06 cal/(g·°C)

7) En un calorímetro, de equivalente en agua π = 30 g, hay 20 gramos de agua a 25 °C. Se le agregan 100 g de cierta sustancia a 100 °C. El equilibrio térmico se alcanza a 40 °C. ¿Cuál es el calor específico de la sustancia?

   R: c_x = 0,125 cal/(g·°C)

8) Dentro de un calorímetro equivalente en agua π = 20 g, hay 180 g de agua y 50 g de hielo en equilibrio a 0 °C. Se agregan 80 g de vapor de agua a 120°C. Halle el estado final de la mezcla (temperatura y masa de agua en cada estado).

   Datos
   Equivalente en agua del calorímetro: π = 20 g
   Masa de agua inicial: m_i = 180 g
   Masa de hielo: m_h = 50 g
   Masa de vapor: m_v = 80 g
   Temperatura inicial del conjunto agua + calorímetro + hielo: T_i = 0 °C
   Temperatura inicial del vapor: T_v = 120°C
   Calor específico del agua: c_a = 1 cal/(g·°C)
   Calor específico del vapor: c_v = 0,48 cal/(g·°C)
   Calor latente de fusión del hielo: L_F = 80 cal/g
   Calor latente de condensación del vapor: L_C = –540 cal/g

Solución: La particularidad de este problema consiste en que entre las dos temperaturas extremas de las sustancias que interactúan (0 °C y 120 °C) están incluidas las temperaturas en las que alguna sustancia interviniente, el agua en este caso, cambia de estado. Si intentáramos plantear la ecuación de balance nos encontraríamos con que no sabemos si el hielo absorbe suficiente calor como para fundirse y enfriar al resto de los cuerpos con los que interactúa (el vapor y el calorímetro) o si el vapor cede suficiente cantidad de calor como para fundir el hielo y calentarlo junto con el calorímetro y el agua y, además, no sabríamos hasta qué temperatura sería capaz de calentarlos. Habría que hacer una especie de tanteo. Una manera ordenada de comenzar este tipo de ejercicios, donde no se conoce la temperatura ni composición final del sistema, consiste en tomar una hipótesis de trabajo acerca de la condición de equilibrio buscada, y luego validarla o refutarla. Tanto al validar como al refutar nuestra hipótesis, encontraremos el camino que nos conducirá a la respuesta del problema. Aunque la respuesta al problema no depende de la hipótesis de trabajo elegida, debemos elegir del modo más adecuado. En general, conviene elegir la temperatura de un cambio de estado posible. En este caso son dos los cambios posibles: la fusión del hielo (a 0 °C) y la condensación del vapor (a 100 °C). Dado el valor elevado del módulo del calor latente de condensación del vapor en comparación con el de fusión del hielo, para quesea el hielo quien domine el proceso, su masa debería ser varias veces mayor que la del vapor y no es así lo que ocurre en este problema. En consecuencia, puedo plantear como hipótesis de trabajo inicial, que todo el sistema terminará estando en equilibrio a 100°C.
En ese caso, toda la masa de vapor disminuirá primero su temperatura de 120°C a 100°C. Luego se condensará toda o parte de ella.
A su vez, toda la masa de hielo se fundirá, y luego toda la masa de agua resultante aumentará su temperatura de 0°C a 100°C.
Es importante tener en cuenta que, debido a que el calorímetro es un recipiente adiabático, se deberá cumplir la ecuación de conservación o de balance $\Sigma Q_i = 0$.
Comencemos el cálculo de las cantidades de calor:

- Calor intercambiado por el hielo para fundirse:

$$Q_F = m_h\, L_F = 4\times10^3 \text{ cal}$$

- Calor intercambiado por el hielo ya derretido (que es agua líquida), el agua que hay inicialmente en el calorímetro y por el calorímetro (que se sustituye por una masa π de agua) para calentarse desde 0 °C hasta100 °C:

$$Q_C = c_a\,(m_h + m_a + \pi)\,(100 - 0)\ °\text{C} = 2{,}5\times10^4 \text{ cal}$$

OBSERVACIÓN IMPORTANTE: en el cálculo de esta cantidad de calor que intercambian tres cuerpos en conjunto, es lícito sumar las masas porque comparten el mismo calor específico y el mismo intervalo de temperaturas (la misma temperatura inicial y la misma temperatura final).

- Calor intercambiado por el vapor para enfriarse desde 120 °C hasta 100 °C:

$$Q_E = c_v\, m_v\, (100 - 120)\ °C = -768\ \text{cal}$$

Con esta información, puedo averiguar qué cantidad de calor Q_X debe intercambiar el vapor en su condensación para que se cumpla la ecuación de conservación $\Sigma Q_i = 0$

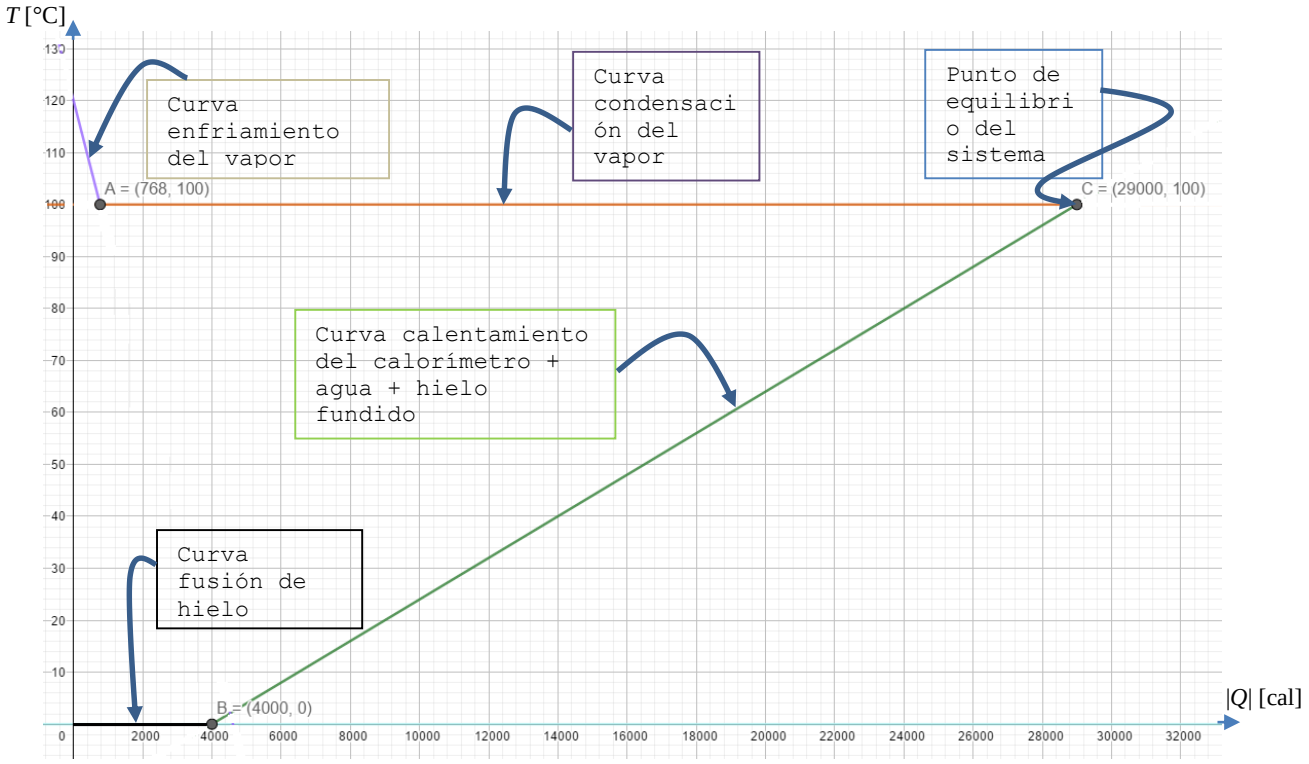
$$Q_F + Q_C + Q_E + Q_X = 0 \ \Rightarrow\ Q_X = -(Q_F + Q_C + Q_E)$$
$$Q_X = -2{,}823\times10^4\ \text{cal}$$

Esa cantidad de calor es igual al producto del calor latente de condensación por la masa de vapor m_{vc} que se condensa:

$$Q_X = L_C\, m_{vc}$$
$$-2{,}823\times10^4\ \text{cal} = -540\ \text{cal/g}\times m_{vc}$$
$$m_{vc} = 52{,}281\ \text{g}$$

El estado final del sistema es:

Temperatura final: $T_f = 100$ °C
Masa de agua a 100°C: $m_{af} = m_a + m_h + m_{vc} = 28{,}281$ g
Masa de vapor a 100°C: $m_{vf} = m_v - m_{vc} = 27{,}719$ g
Obviamente, no queda hielo a esa temperatura.
Aunque no es un requerimiento del problema, la curva de evolución de la temperatura en función del módulo de la cantidad de calor intercambiado, permite una interpretación más profunda del mismo:



9) El alcohol etílico hierve a 78,3 °C. Se hace llegar vapor de alcohol etílico, a la temperatura de ebullición, a un calorímetro de $\pi = 20$ g que contiene 100 g de aceite a 20 °C. El calor específico del aceite es de 0,5 cal/(g ·°C) y el calor latente de vaporización del alcohol etílico es $L_v = 202$ cal/g. La temperatura final, luego de haber condensado 7 g de alcohol etílico, es de 42,4 °C. ¿Cuál es el calor específico del alcohol etílico?

R: $c = 0{,}6$ cal/(g·°C)

10) El benceno hierve a 80 °C. Se hace llegar vapor de benceno a 80 °C al calorímetro del problema anterior, con el mismo contenido inicial (100 g de aceite a 20 °C). La temperatura final luego de condensar 7 g de benceno es de 31,51 °C, el calor específico del benceno es 0,42 (cal/g·°C). Calcule el calor latente de vaporización del benceno.

R: L_v = 94,74 cal/g

11) Dentro de un calorímetro, cuyo equivalente en agua es π = 30 g, hay 270 g de agua, en equilibrio con él, a 15 °C. Se introduce un trozo de metal de calor específico $c = 0{,}1\,\mathrm{cal}/(\mathrm{g}^{\circ}\cdot\mathrm{C})$, de masa m = 200 g, a una temperatura de 95 °C. ¿Cuál es la temperatura final de equilibrio térmico del sistema?

R: T_f = 20 °C

12) Un hombre de 75 kg utiliza energía a un ritmo de 2400 kcal por día. Suponga que el 10 % de esa energía es utilizada en forma de trabajo y el resto se transforma en calor. Si el cuerpo no contara con los medios para liberarse de ese calor ¿cuál sería el valor medio del aumento por hora de su temperatura corporal? (Tenga en cuenta que el calor específico correspondiente a los tejidos animales es aproximadamente igual al del agua)

R: 1,2 °C/hora

13) Una taza está hecha de cerámica cuyo calor específico es c_C = 0,18 cal/(g·ºC) y tiene una masa de 200 g. En su interior hay 150 g de leche [calor específico c_L = 0,93 cal/(g·ºC)], en equilibrio térmico con la taza, a 8 ºC. Se desea elevar hasta 82 ºC la temperatura de equilibrio de la taza con la leche. Calcule:

a) La masa de agua a 100 ºC que se le debería agregar.
b) La masa de vapor de agua a 100 ºC que se le debería agregar.

R: a) m_A = 722 g b) m_V = 23,3 g