



CALOR

1. CANTIDADES DE CALOR

Aun cuando no sea posible determinar el contenido total de energía calorífica de un cuerpo, puede medirse la cantidad que se toma o se cede al ponerlo en contacto con otro a diferente temperatura. Esta cantidad de **ENERGÍA EN TRÁNSITO** de los cuerpos de mayor temperatura a los de menor temperatura es precisamente lo que se entiende en física por **CALOR**.

a. La ecuación calorimétrica

La experiencia pone de manifiesto que la cantidad de calor tomada (o cedida) por un cuerpo es directamente proporcional a su masa y al aumento (o disminución) de temperatura que experimenta. La expresión matemática de esta relación es la ecuación calorimétrica.

$$Q = c \cdot m \cdot (T_f - T_i) \quad (1)$$

c a veces se indica **C_e**

- Q representa el calor cedido o absorbido.
- m la masa del cuerpo.
- T_f y T_i las temperaturas final e inicial respectivamente.

→ Q será **positivo** si la temperatura final es mayor que la inicial (T_f > T_i) y **negativo** en el caso contrario (T_f < T_i).

La letra **c** representa la constante de proporcionalidad correspondiente y su valor es **característico del tipo de sustancia** que constituye el cuerpo en cuestión.

Dicha constante se denomina **calor específico**.

$$c = \frac{Q}{m(T_f - T_i)}$$

Unidades **J/kg.K** en **S.I.** o **cal/g °C**

El calor específico de una sustancia equivale, por tanto, a una cantidad de calor por unidad de masa y de temperatura; o en otros términos, es el calor que debe suministrarse a la unidad de masa de una sustancia dada para elevar su temperatura un grado.

b. Unidades de calor

La ecuación calorimétrica sirve para determinar cantidades de calor si se conoce la **masa del cuerpo**, su **calor específico** y la **diferencia de temperatura**, pero además permite definir la **CALORÍA** como unidad de calor.

Si por convenio se toma el **agua líquida como sustancia de referencia** asignando a su calor específico un **valor unidad**, la caloría resulta de hacer uno el resto de las variables que intervienen en dicha ecuación.

Una **caloría** es la cantidad de calor necesaria para elevar en un grado centígrado (1 °C) la temperatura de un gramo de agua.



Esta definición, que tiene su origen en la época en la que la **teoría del calórico** (puedes buscar en internet qué es esto del “calórico”) estaba en plena vigencia, se puede hacer **más precisa** si se considera el hecho de que el calor específico del agua varía con la temperatura. En tal caso la elevación de un grado centígrado a la que hace referencia la anterior definición ha de producirse entre **14,5 y 15,5 °C** a la presión atmosférica. (Esto es sólo una precisión).

NOTA: Una vez identificado el calor como una forma de energía y no como un fluido singular, la distinción entre unidades de calor y unidades de energía perdió significado. Así, la unidad de **calor** en el **SI** coincide con la de **energía** y es el **joule (J)**, habiendo quedado la caloría reducida a una unidad práctica que se ha mantenido por razones históricas, pero que va siendo progresivamente desplazada por el joule.

$$1 \text{ Julio} = 0,24 \text{ calorías} \quad 1 \text{ caloría} = 4,18 \text{ Julios}$$

Capacidad calorífica o calor específico de algunas sustancias. (a presión constante)

Sustancia	cal/g °C
<input type="checkbox"/> Agua	1.00
<input type="checkbox"/> Cuerpo humano	0.83
<input type="checkbox"/> Etanol	0.55
<input type="checkbox"/> Parafina	0.51
<input type="checkbox"/> Hielo	0.50
<input type="checkbox"/> Vapor	0.46
<input type="checkbox"/> Aluminio	0.21
<input type="checkbox"/> Vidrio	0.1- 0.2
<input type="checkbox"/> Hierro	0.11
<input type="checkbox"/> Cobre	0.093
<input type="checkbox"/> Mercurio	0.033
<input type="checkbox"/> Plomo	0.031
<input type="checkbox"/> Plata	0.056

- A partir de experimentos se ha observado que al suministrar la misma cantidad de calor a dos sustancias diferentes, el aumento de temperatura no es el mismo.
- Es evidente que **cuanto más alto sea el valor de la capacidad calorífica de una sustancia, requiere mayor cantidad de calor para elevar su temperatura.**

PROBLEMA RESUELTO

Calcular que cantidad de calor hay que entregarle a una masa de 3 kg de agua para calentarla de 20 a 100 °C. Idem para 3 Kg de hierro.

Hago el planteamiento del calor entregado a cada cuerpo. Para el agua:



$$Q = c \cdot m (T_f - T_i) \Rightarrow Q_{H_2O} = 1 \frac{\text{Kcal}}{\text{Kg} \cdot ^\circ\text{C}} 3 \text{ Kg} \cdot (100^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C}) \rightarrow$$

$$Q_{H_2O} = 240 \text{ kcal}$$

$$\text{Para el hierro: } Q = c \cdot m (T_f - T_i) \Rightarrow Q_{Fe} = 0,1 \frac{\text{Kcal}}{\text{Kg} \cdot ^\circ\text{C}} 3 \text{ Kg} \cdot (100^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C}) \rightarrow$$

$$Q_{Fe} = 24 \text{ kcal}$$

Como ves, la cantidad de calor que hay que entregarle al agua es 10 veces mayor. Esto pasa, repito, porque el c del agua es 10 veces mayor que el c del Fe.

CALOR LATENTE

- Cuando una sustancia se funde o se evapora absorbe cierta cantidad de calor llamada **calor latente**, este término significa **oculto**, pues existe aunque no se incremente su temperatura ya que mientras dure la fusión o la evaporación de la sustancia no se registrará variación de la misma.

CALOR LATENTE DE FUSIÓN.

- Para que un sólido pase al estado líquido debe absorber la energía necesaria a fin de **destruir las uniones** (romper los enlaces) entre sus moléculas. Por lo tanto **mientras dura la fusión no aumenta la temperatura**. Por ejemplo: para fundir el hielo o congelar el agua sin cambio en la temperatura, se requiere un intercambio de (334 Julios) o 80 calorías por cada gramo.

El calor requerido para este cambio en el estado físico del agua sin que exista variación en la temperatura, recibe el nombre de **calor latente de fusión (Lf)** o simplemente **calor de fusión** del agua. Esto significa que si sacamos de un congelador cuya temperatura es de -6°C un pedazo de hielo de masa igual a 100 gramos y lo ponemos a la intemperie, el calor existente en el ambiente elevará la temperatura del hielo, y al llegar a 0°C y seguir recibiendo calor se comenzará a fundir.

- A partir de ese momento **todo el calor recibido** servirá para que la masa de hielo se transforme en agua líquida (fusión). Como requiere de 80 calorías por cada gramo, necesitará recibir 8000 calorías del ambiente para fundirse completamente. Cuando esto suceda, el agua se encontrará aún a 0°C y su temperatura se incrementará sólo si se continúa recibiendo calor, hasta igualar su temperatura con el ambiente.
- El calor de fusión es una **propiedad característica** de cada sustancia, pues según el material de que esté hecho el sólido requerirá cierta cantidad de calor para fundirse.



- **Por definición:** el **calor latente de fusión** de una sustancia es la **cantidad de calor que requiera** ésta para cambiar 1 gramo de sólido a 1 gramo de líquido sin variar su temperatura.

$$L_f = Q/m \quad Q = m \cdot L_f$$

- Donde L_f = calor latente de fusión en KJ/kg.K (SI) o cal/g.K
- Q = calor suministrado en Julios (o calorías).
- m = masa de la sustancia en kilogramos (o gramos).
- Como lo contrario de la fusión es la **solidificación o congelación**, la cantidad de calor requerida por una sustancia para fundirse, es la misma que cede cuando se solidifica. Por lo tanto, con respecto a una sustancia **el calor latente de fusión es igual al calor latente de solidificación o congelación**. En el cuadro siguiente se dan algunos valores del calor latente de fusión para diferentes sustancias.

Calor latente de fusión a una atmósfera de presión.

Sustancia	L_f en cal/g.
● Agua	80
● Hierro	6
● Cobre	42
● Plata	21
● Platino	27
● Oro	16
● Mercurio	2.8
● Plomo	5.9

RESOLUCIÓN DE UN PROBLEMA DE CALOR LATENTE DE FUSIÓN.

- 1. Calcular la cantidad de calor que se requiere para cambiar 100 gramos de hielo a -15°C en agua a 0°C .

Solución: para que el hielo eleve su temperatura de -15°C hasta el punto de fusión a 0°C , se necesita una cantidad de calor que se calcula con la ecuación

$$Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T.$$

$$Q_1 = 100 \text{ g} \cdot 0.50 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \cdot 15^\circ\text{C} = 750 \text{ calorías.}$$

Para que el hielo se funda y se tenga agua a 0°C , se aplica la ecuación $Q = m \cdot L_f$ y el calor latente de fusión se lee en el cuadro anterior, de donde:

$$Q_2 = 100 \text{ gr} \cdot 80 \text{ cal/gr} = 8000 \text{ calorías.}$$



Así, el **calor total** requerido es:

$$Q_1 + Q_2 = 750 \text{ cal} + 8000 \text{ cal} = 8750 \text{ calorías.}$$

Ahora trata de resolver tú el problema usando unidades del S.I.

CALOR LATENTE DE VAPORIZACIÓN.

- A una presión determinada todo líquido calentado hiere a una temperatura fija que constituye su **punto de ebullición**. Este se mantiene constante independientemente del calor suministrado al líquido, pues si se le aplica mayor cantidad de calor, habrá mayor desprendimiento de burbujas sin cambio en la temperatura del mismo.
- Cuando se produce la ebullición se forman abundantes burbujas en el seno del líquido, las cuales suben a la superficie desprendiendo vapor. Si se continúa calentando un líquido en ebullición, la temperatura **ya no sube**, esto provoca la disminución de la cantidad del líquido y aumenta la de vapor. Al medir la temperatura del líquido en ebullición y la del vapor se observa que ambos estados tienen la misma temperatura, es decir **coexisten en equilibrio termodinámico**.
- A presión normal (1 atm = 760 mm de Hg), el agua ebullde y el vapor se condensa a 100° C, a esta temperatura se le da el nombre de punto de ebullición del agua. Si se desea que el agua pase de líquido a vapor o viceversa sin variar su temperatura, necesita un intercambio de 540 calorías por cada gramo. Esta calor necesario para cambiar de estado sin variar de temperatura se llama **calor latente de vaporización (Lv)** del agua o simplemente **calor de vaporización**.
- Por definición el calor latente de vaporización de una sustancia es la cantidad de calor que requiere para cambiar 1 gramo de líquido en ebullición a 1 gramo de vapor, manteniendo constante su temperatura.

$$Lv = Q/m$$

$$Q = m \cdot Lv$$

- Como lo contrario de la evaporación es la condensación, la cantidad de calor requerida por una sustancia para evaporarse es igual a la que cede cuando se condensa, por lo tanto, en ambos el calor latente de condensación es igual al calor latente de vaporización para dicha sustancia. En el cuadro siguiente se dan valores del calor latente de vaporización de algunas sustancias.

Calor latente de vaporización de algunas sustancias a 1 atm.

Sustancia	Lv en cal/gr
● Agua	540
● Nitrógeno	48
● Helio	6
● Aire	51
● Mercurio	65
● Alcohol etílico	204
● Bromo	44



RESOLUCIÓN DE UN PROBLEMA DE CALOR LATENTE DE VAPORIZACIÓN.

2. Calcular la cantidad de calor que se requiere para cambiar 100 gramos de hielo a - 10° C en vapor a 130 °C.

- **Solución:** Para que el hielo eleve su temperatura de -10° C hasta el punto de fusión a 0° C necesita una cantidad de calor igual a:

$$Q_1 = m \cdot Ce \cdot \Delta T = 100 \text{ g} \cdot 0.50 \text{ cal/g°C} \cdot 10^\circ \text{C} = \mathbf{500 \text{ cal.}}$$

- Para calcular el calor que se requiere para que el hielo se funda y se tenga agua a 0°C, se aplica la ecuación: **Q = m.Lf**

$$Q_2 = 100 \text{ g} \cdot 80 \text{ cal/g} = \mathbf{8000 \text{ cal.}}$$

- El calor que requiere el agua a fin de elevar su temperatura de 0 ° C hasta el punto de ebullición de 100° C, se calcula con la ecuación **Q = m.Ce.ΔT**

$$Q_3 = 100 \text{ g} \cdot 1 \text{ cal/g°C} \cdot 100^\circ \text{C} = \mathbf{10000 \text{ calorías.}}$$

- En el cálculo del calor necesario para vaporizar el agua a 100° C se utiliza la ecuación: **Q = m.Lv**

$$Q_4 = 100 \text{ gr} \cdot 540 \text{ cal/g} = \mathbf{54\,000 \text{ cal.}}$$

- El calor que se necesita para calentar el vapor desde 100° C hasta 130° C, se calcula mediante la ecuación: **Q = m CeΔT.**

$$Q_5 = 100 \text{ gr} \cdot 0.48 \text{ cal/g°C} \cdot 30^\circ \text{C} = \mathbf{1440 \text{ calorías.}}$$

- El calor total que se requiere para el cambio de 100 gramos de hielo a – 10° C en vapor a 130° C se encuentran **sumando** todos los calores.

$$QT = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5 = 500 \text{ cal} + 8000 \text{ cal} + 10000 \text{ cal} + 54000 \text{ cal} + 1440 \text{ cal} = \mathbf{73940 \text{ cal.}}$$

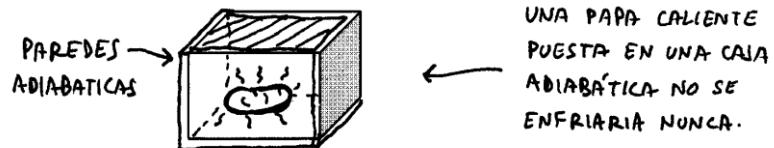
Soluciona Tú el problema, en el S.I.

TEMPERATURA FINAL DE UNA MEZCLA

Supongamos que tiro un hierro a 80 °C en una olla con agua. Pregunto:
¿Cuál será la temperatura final del agua con el hierro?.

Para explicarte como se calcula esto, déjame primero comentarte la idea de **PARED ADIABÁTICA**. Una superficie es adiabática si es aislante del calor, es decir, el calor no la puede atravesar. O sea, si tu consiguieras un recipiente total y absolutamente adiabático, cualquier cosa caliente que pusieras adentro no se enfriaría nunca. (**¡inunca!**).





Esto es teórico. Los recipientes adiabáticos no existen en la realidad. Lo más parecido es un termo, pero como sabes, el agua caliente puesta en un termo a la larga se enfriará. En realidad, en un recipiente adiabático no puede salir calor de adentro, *pero tampoco puede entrar el calor de afuera*. Quiere decir que si pones algo frío en un recipiente perfectamente adiabático, seguirá frío por los siglos de los siglos. (Repito, esto es teórico).

Entonces, pongamos 1 kg de agua a 20 °C en un recipiente adiabático.

Ahora agreguemos 1 kg de hierro a 80 °C. Después de un tiempo van a estar a la misma temperatura. (T_f tendrá que estar entre 20 y 80 °C). Fíjate como se calcula esa temperatura final (**importante**).

Digo:

El Fe se va a enfriar (cede calor) y el agua se va a calentar (recibe calor). Como no puede salir calor del recipiente porque es adiabático, el calor que pierde el agua tiene que ser el calor que gana el Fe. Entonces puedo poner:

$$Q_{\text{ganado por el H}_2\text{O}} = - Q_{\text{cedido por el Fe}}$$

Le puse un signo menos al calor cedido por el hierro porque para el Fe T_f es menor que T_i y me va a dar negativo. Pasando al mismo miembro:

$$Q_{\text{ganado por el H}_2\text{O}} + Q_{\text{cedido por el Fe}} = 0$$

Conclusión: si me dan 2 substancias cualquiera que inicialmente están a distinta temperatura, las ponen en un recipiente adiabático y me piden calcular la temperatura final, tengo que plantear siempre:

$$Q_{\text{ganado}} + Q_{\text{cedido}} = 0$$

← ECUACION PARA CALCULAR LA TEMPERATURA FINAL

Entonces, si pongo juntos 1 kg de Fe a 80 °C y 1 kg de agua a 20 °C la T_f será:

$$1 \frac{\text{kcal}}{\text{kg}^{\circ}\text{C}} \cdot 1 \text{ kg} \cdot (T_f - 20^{\circ}\text{C}) + 0,1 \frac{\text{kcal}}{\text{kg}^{\circ}\text{C}} \cdot 1 \text{ kg} \cdot (T_f - 80^{\circ}\text{C}) = 0$$

quitando los paréntesis:

$$1 \frac{\text{kcal}}{\text{°C}} T_f - 1 \frac{\text{kcal}}{\text{°C}} 20 \text{ °C} + 0,1 \frac{\text{kcal}}{\text{°C}} T_f - 0,1 \frac{\text{kcal}}{\text{°C}} 80 \text{ °C} = 0$$

$$\Rightarrow 1,1 \frac{\text{kcal}}{\text{°C}} T_f - 28 \text{ kcal} = 0$$

$$\underline{T_f = 25,45 \text{ °C}}$$

Aclaraciones:

- La fórmula $Q_{\text{ganado}} + Q_{\text{cedido}} = 0$ sirve cuando pones juntos 2 cuerpos. Si te dieran 3, la ecuación quedaría $Q_1 + Q_2 + Q_3 = 0$. (Idem si te dieran 4)
- Si el calor específico de un cuerpo es por ejemplo $0,5 \text{ cal/g °C}$ y vos lo quieras pasar a kcal/kg °C , directamente te queda $0,5 \text{ kcal/kg °C}$. Esto es porque 1 kg son justo 1000 g y 1 kcal son justo 1000 cal. Así que el asunto se compensa y queda igual.

APLICACIÓN DE LA DETERMINACIÓN DEL CALOR ESPECÍFICO

El calor específico de un cuerpo puede determinarse mediante el **calorímetro**. Dado que éste es un atributo físico característico de cada sustancia, la comparación del valor obtenido con los de una tabla estándar de calores específicos puede ayudar a la identificación de la sustancia que compone el cuerpo en cuestión.

Se pretende identificar el metal del que está formada una medalla.

Para ello se determina su masa mediante una balanza que mide el valor de **25 g**. A continuación se calienta al «**baño María**», hasta alcanzar una temperatura de **85 °C** y se introduce en el interior de un calorímetro que contiene 50 g de agua a **16,5 °C** de temperatura.

Al cabo de un cierto tiempo y tras utilizar varias veces el agitador, la columna del termómetro del calorímetro deja de subir señalando una temperatura de equilibrio de **19,5 °C**.

¿De qué metal puede tratarse?

Si se aplica la ecuación de **conservación de la energía** expresada en la forma,

calor tomado = - calor cedido, resulta:

$$Q_1 = -Q_2$$

$$m_1 \cdot c_1 (T_f - T_1) = -m_2 \cdot c_2 (T_f - T_2)$$

Tf es la temperatura final de equilibrio



considerando en este caso el subíndice **1 referido al agua** y el **2 referido a la moneda**. Sustituyendo valores en la ecuación anterior, se tiene:

$$50 \cdot 1 (19.5 - 16.5) = - 25 \cdot c_2 (19.5 - 85)$$

Operando y despejando c_2 resulta:

$$150 = 1\,637.5 \cdot c_2$$

luego: $c_2 = 0,09 \text{ cal/g} \cdot {}^\circ\text{C}$

Si se compara el resultado con una tabla de calores específicos de metales, se concluye que puede tratarse de **COBRE**. Otras propiedades físicas como el color, por ejemplo, confirmarán el resultado.

EJERCICIOS DE CALOR (I)

4º ESO

1.- ¿Cuál será la temperatura final de equilibrio cuando 10 g de leche a 10°C se agregan a 60 g de café a 90°C ? Supón que las capacidades caloríficas de los líquidos son iguales a la del agua y desprecia la capacidad calorífica del recipiente.

Solución: 85,3°C

2.- 100 g de Cu de temperatura 100°C se dejan caer en 80 g de agua a 20°C en un vaso de vidrio de 100g de masa. ¿Cuál será la temperatura final de la mezcla si el sistema se considera aislado?

Solución: T = 28,2°C

3.- ¿Cuántas calorías de calor se necesitan para elevar la temperatura de 3 Kg de aluminio de 20°C a 50°C ?

Solución: 19350 cal

4.- Se utilizan 2 Kcal para calentar 600°C de una sustancia desconocida de 15°C a 40°C. ¿Cuál es el calor específico de la sustancia?

Solución: 0,133 cal g °C

5.- Un estudiante de física desea medir la masa de una vasija de cobre de una manera muy particular. Para ello, vierte 5 Kg de agua a 70 °C en el recipiente, que inicialmente estaba a 10 °C. Luego encuentra que la temperatura final del agua (suponemos que estaba en un ambiente aislado) y de la vasija es de 66 °C. A partir de esa información, determina la masa de la vasija.

Solución: 3,87 Kg

6.- La madre de una niña le dice que llene la bañera para que tome un baño. La niña solo abre la llave del agua caliente y se vierten 95 litros de agua a 60 °C en la tina. Determina cuántos litros de agua fría a 10°C se necesitan para bajar la temperatura hasta 40°C.

Solución: 63,3 l.

7.- ¿Qué cantidad de calor es necesaria para fundir 26 g de hielo a 0 °C? ¿Y para solidificar 315 g de agua? (Calor de fusión del hielo es 80 cal/g)

Solución: 2,08 y 25,2 Kcal respectivamente.



8.- ¿Qué cantidad de calor desprenden 320g de vapor de agua al condensarse a 100°C? Calor latente de vaporización del agua es de 540 cal/g.

Solución: 172,8 cal

9.- Se tienen 150 g de hielo a -15°C. Determinar la cantidad de calor necesaria para transformarlos en vapor a 120°C. Toma los siguientes valores: calor específico del hielo y del vapor de agua = 0,474 y 0,477 respectivamente.

Solución: 110498 cal

10.- Un recipiente de cobre cuya masa es de 0,2 Kg contiene una mezcla compuesta de 0,5 Kg de agua y 0,5 Kg de hielo en equilibrio. Si se añade 1 Kg de agua hirviendo. ¿Cuál es su temperatura final?

Solución: 29,73 °C

11.- Determinar la masa de agua a 10°C que puede ser elevada a 70°C por una masa de vapor de agua de 600g a 100°C.

Solución: 5,7 Kg

12.- En 250 g de agua a 50 ° C introducimos un trozo de hielo de 2,5 g a la temperatura de -10° C. Hallar la temperatura final del agua

sol: 48,66 °C

13.- Hallar la cantidad de vapor a 100°C que debe añadirse a 62 g de hielo a -10°C para que la temperatura final en el equilibrio térmico sea de 60°C

Calor específico del hielo, $c = 0,5 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$

Calor de fusión del hielo, $L_f = 80 \text{ cal/g}$

Calor de condensación del vapor, $L_v = 539 \text{ cal/g}$

Sol: 15,53 g

14.- Se echan 4 Kg de hielo a la temperatura de - 2°C dentro de un estanque aislado, que contiene 8 kg de agua a 40 °C. Explicar lo que pasa y deducir cuál será la temperatura final de la mezcla.

Sol: ...

15.- En un calorímetro de latón de 180 g de masa hay agua a 20°C. Se colocan 80 g de hielo a 0°C y, cuando se alcanza el equilibrio térmico, quedan 15 g de hielo sin fundir. Calcular:

- La masa de agua, a 20 °C que contenía el calorímetro.
- La masa de agua a 50 °C que se debe añadir para que la temperatura final sea de 12 °C. Para este apartado, considera despreciable el calorímetro

Sol: a) 242 g b) 133,36 g

PROBLEMAS DE CALOR (II)

- ¿Cuánta energía se requiere para calentar 1 litro de agua desde los 18 °C hasta su temperatura de ebullición (100 °C)? ¿Y si se trata de aceite, cuya temperatura de ebullición es 185 °C, se requeriría más o menos energía? ¿Por qué, entonces, es más grave una quemadura con aceite hirviendo que con agua hirviendo?
- Un bidón contiene 20 litros de agua a 60°C y otro contiene 20 litros de aceite a la misma temperatura. Cuando se enfrián hasta 25 °C, ¿qué bidón transfiere más energía al medio ambiente?
- ¿Qué fundirá a una temperatura superior, 1 kg de hielo o 1 gramo de hielo?
- ¿A qué temperatura se encuentra el agua obtenida al fundir 1 kg de hielo?
- El calor latente de fusión del hielo es de 80 cal/g. Compáralo con la energía necesaria para calentar 1 g de hielo desde -18 °C (temperatura de un congelador) hasta 0 °C, más la energía necesaria para calentar el agua resultante desde 0 °C hasta 20 °C (temperatura ambiente de una bebida).
- Calcula la cantidad de calor que hay que comunicar a 200 litros de agua para que su temperatura se incremente 25 °C. Dato: Ce (agua líquida)= 4180 J/kgK

Sol 2'09.107 J

- Compara los incrementos de temperatura que se obtienen al suministrar una cantidad de calor de 100 000 J a 1 kg de agua y a un kg de hielo. Dato: Ce(hielo) = 2100 J/kgK; Ce (agua) = 4180 J / kg K.

Sol Para el agua líquida 23'92 K y 47'62 K para el hielo

- Se mezclan 100 g de agua a 20 °C con medio litro de agua a 50 °C. ¿Cuál será la temperatura final de la mezcla?
- Mezclamos 5 L de agua a 12 °C con 12 L de este mismo líquido a 58 °C. Sin necesidad de buscar el calor específico, determina la temperatura final de equilibrio en la mezcla.
- Se toma una muestra del metal de 10 g y se calienta hasta 100 °C; una vez alcanzada dicha temperatura se introduce el trozo de metal en un calorímetro que contiene 50 g de agua a la temperatura de 18 °C. La temperatura final de equilibrio de la mezcla es 20 °C. Determina el calor específico del metal.
- ¿A qué temperatura alcanza el equilibrio térmico una mezcla de 3 litros de agua a 40 °C con 1'5 litros de alcohol a 6 °C? Dato: Ce (agua)= 4180 J/kgK; Ce (alcohol)= 2450 J/kgK; d (alcohol) = 0'79 Kg/l

Sol 33'61 °C

- Calcula la cantidad de energía que hay que suministrar a un litro de agua, inicialmente a 10 °C, para que se convierta en vapor de agua a 110 °C. **Sol 2652600 J**

- Calcula qué cantidad de agua a 60 °C se necesita para fundir 1 kg de hielo a 0 °C. Datos: Ce (agua) = 4180 J / kg·K; Lf (hielo) = 335 kJ /kg

Sol 1'336 Kg

- Calcula qué cantidad de agua a 60 °C se necesita añadir a 1 kg de hielo a 0 °C para obtener agua a 20 °C. Datos: Ce (agua) = 4180 J/ kg·K; Lf (hielo) = 335 kJ /kg

Sol 2'5 Kg

- Calcula qué cantidad de calor hay que proporcionar a un bloque de hielo de 2 kg, inicialmente a -10 °C, para convertirlo en agua a 0 °C. Datos: Ce (hielo): 2100 J / kg · K; calor latente de fusión del hielo: 335 kJ/kg. **Sol 712 KJ**

