

Nombre: _____ Curso: _____

Termodinámica (N° 2)

CALOR

El calor una forma de energía

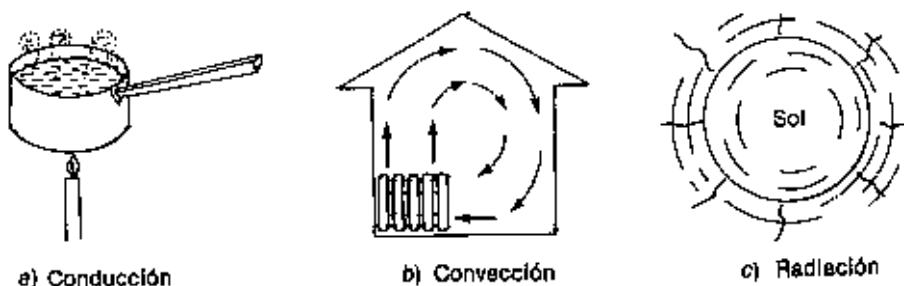
La energía térmica es la energía asociada con el movimiento molecular al azar, podemos medir cambios de energía térmica relacionándolos con cambios de temperatura.

Por ejemplo, cuando dos sistemas a diferentes temperaturas se colocan juntos, finalmente alcanzarán una temperatura intermedia. A partir de esta observación, se puede decir con seguridad que el sistema de mayor temperatura ha cedido energía térmica al sistema de menor temperatura. La energía térmica perdida o ganada por los objetos se llama **calor**.

Rumford diseñó un experimento a fin de demostrar que aun cuando una herramienta para taladrar no cortaba totalmente el metal del cañón, se producía el suficiente calórico para que el agua hirviera. En realidad, parecía que mientras se suministrara trabajo mecánico, la herramienta era una inagotable fuente de calórico. Rumford acabó con la teoría del calórico basándose en sus experimentos y sugirió que la explicación tenía que estar relacionada con el movimiento. Por consiguiente, surgió la idea de que el trabajo mecánico era responsable de la generación de calor. Posteriormente Sir James Prescott Joule estableció la equivalencia de calor y trabajo como dos formas de energía.

Transferencia de calor

Se ha definido el calor como una forma de energía en transito. Siempre que existe una diferencia de temperaturas entre dos cuerpos o entre dos porciones de un mismo cuerpo, se dice que el calor fluye en una dirección de mayor a menor temperatura. Hay tres métodos fundamentales mediante los cuales ocurre este intercambio de calor: **conducción**, **convección** y **radiación**. Ejemplos de los tres métodos se muestran en la siguientes figuras.



CONDUCCIÓN

Se define la conducción como el proceso en el que la energía térmica se transfiere por colisiones moleculares adyacentes a través del medio material. El medio en sí no se mueve.

Probablemente la aplicación más común del principio de conducción es cocinar.

CONVECCION

La transmisión por convección es el proceso en el cual el calor se transfiere mediante el movimiento real del fluido. Si se coloca la mano encima del fuego, como se muestra en la figura,**** la transferencia de calor se puede sentir en el aire caliente que sube. El calor se transfiere al moverse las masas en lugar de pasar a lo largo del medio material mediante las moléculas vecinas.

Las corrientes de convección son la base del sistema de calefacción y enfriamiento de la mayor parte de las casas.

RADIACIÓN

Radiación es el proceso por el cual el calor se transfiere en forma de ondas electromagnéticas. Cuando se sostiene la mano cerca del fuego, la fuente primaria de calor es la radiación térmica. La radiación implica la emisión o absorción de ondas electromagnéticas que se originan a nivel atómico. Estas ondas se propagan con la rapidez de la luz ($3 \cdot 10^8$ m/s) y no hay necesidad de un medio material para que se propaguen. La fuente de energía radiante mas importante para el hombre es el Sol



LA CANTIDAD DE CALOR

El calor es simplemente otra forma de energía que pueda medirse únicamente en términos del efecto que produce. La unidad de energía del S.I. es el joule, por lo que también el calor debe puede expresarse en joule. Sin embargo, hay otras unidades que aún se conservan, como por ejemplo la caloría.

Una caloría (cal) es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua de $14,5^\circ \text{C}$ a $15,5^\circ \text{C}$. a una atmosfera de presión.

Una kilocaloría (kcal) es la cantidad de calor necesario para elevar la temperatura de un kilogramo de agua en un grado Celsius entre los valores de temperatura anterior.

$$1 \text{ kcal} = 1000 \text{ cal}$$

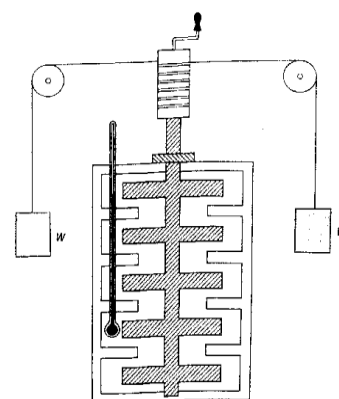
La primera relación cuantitativa entre la caloría y las unidades tradicionales para la energía mecánica fue establecida por Joule en 1843. Joule diseñó el siguiente mecanismo para demostrar la equivalencia entre las unidades del calor y las unidades de energía.

En este montaje las pesas al descender realizan trabajo mecánico al agitar el agua y elevan así la temperatura de esta, porque agitan las moléculas que la conforman.

En la actualidad, el equivalente mecánico del calor ya se ha establecido con un alto grado de precisión mediante varias técnicas.

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J.}$$

$$1 \text{ kcal} = 4186 \text{ J}$$



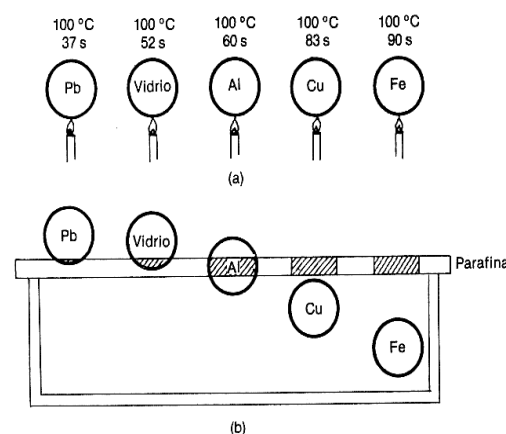
lo anterior significa que son necesarios 4,186 J de calor para elevar la temperatura de un gramo de agua desde los 14.5 a 15.5°C .

CALOR ESPECÍFICO

La cantidad de energía térmica requerida para elevar la temperatura de una sustancia varía para diferentes materiales, por ejemplo, suponga que aplicamos calor a cinco esferas, todas del mismo tamaño pero de materiales diferentes, como muestra la figura siguiente.

Al elevar la temperatura de cada esfera a 100° C, se encontrará que algunas de las esferas deben calentarse más tiempo que otras, esto significa que debe entregárseles mayor energía calórica.

Ejemplo, supongamos que cada esfera tiene un volumen de 1 cm³ y están a una temperatura inicial de 0° C. Si se les entrega energía térmica a razón de 1 caloría por segundo. El tiempo necesario para que cada esfera alcance los 100° C aparece en la figura. La esfera de plomo alcanza la temperatura final en 37 segundos, mientras que la esfera de hierro lo hace en 90 s. Las esferas de vidrio, aluminio y cobre necesitan tiempos intermedios entre los 37 [s] del plomo y los 90 [s] del hierro.



Lo anterior significa que la esfera de hierro es la que mas absorbe calor y por ende debe ser la que mas entrega calor al enfriarse. Al colocar simultáneamente las esferas que se encuentran a 100° C, sobre una barra delgada de cera, la esfera de hierro y de cobre derretirán la barra de cera y caerán en el recipiente, en cambio las esferas de plomo y de vidrio no lograrán derretir la cera.

CAPACIDAD CALÓRICA O CAPACIDAD TERMICA DE UN CUERPO:

La capacidad térmica de un cuerpo corresponde a la variación de temperatura que experimenta un cuerpo cuando se le suministra energía calórica.

$$\text{Capacidad térmica (C)} = \frac{Q}{\Delta t}$$

Las unidades del S.I. para la capacidad térmica son joules sobre kelvin (J/K), pero puesto que la variación de temperatura en la escala Celsius es el mismo que en la escala kelvin también la capacidad térmica se podrá expresar en el joule sobre grado Celsius (J/°C). Otra unidad de uso frecuente son las calorías sobre grado Celsius (cal/°C).

En el ejemplo anterior, se requieren 89,4 calorías para elevar la temperatura de la esfera de hierro de 1 g de masa, desde los 0° C hasta los 100° C, por consiguiente la capacidad térmica de la esfera de hierro es 0,894 cal/° C.

La masa de un objeto no se incluye en la definición de capacidad térmica, por lo tanto, esta es una propiedad del cuerpo u objeto. A continuación definiremos un nuevo concepto llamado *calor específico* (c_e), la cual se define como la capacidad térmica por unidad de masa.

El calor específico de un material es la cantidad de calor necesario para elevar un grado la temperatura de una unidad de masa.

$$c_e = \frac{Q}{m \Delta t}$$

La unidad del S.I. para el calor específico son J / kgK, para este concepto también usaremos Cal/g°C. La siguiente tabla entrega valores del calor específico de algunas sustancias.

Sustancia	J/kg °C	cal/g °C
Aluminio	920	0.22
Latón	390	0.094
Cobre	390	0.093
Alcohol etílico	2500	0.60
Vidrio	840	0.20
Oro	130	0.03
Hielo	2300	0.5
Hierro	470	0.113
Plomo	130	0.031
Mercurio	140	0.033
Plata	230	0.056
Vapor	2000	0.48
Acero	480	0.114
Trementina	1800	0.42
Zinc	390	0.092

Con este concepto es fácil obtener la energía térmica liberada o absorbida a partir de la ecuación N° 2 , por lo tanto el calor se obtiene como:

$$Q = c_e \, m \, \Delta t$$

Ejemplo:

¿Cuánto calor se necesita para elevar la temperatura de 100 g de plata, desde los 20° C hasta los 70° C? ($c_{\text{plata}} = 0,056 \text{ [cal/g °C]}$)

$$Q = c_e \, m \, \Delta t$$

$$Q = 0,056 \text{ [cal/g°C]} \, 100 \text{ g} \, 50^\circ \text{ C}$$

$$Q = 280 \text{ cal}$$

LA MEDICION DEL CALOR.

Principio de mezcla

Es necesario distinguir la diferencia entre calor y temperatura. El calor corresponde a la energía absorbida o liberada por una sustancia durante un cambio de temperatura.

El principio del equilibrio térmico nos dice que siempre que los objetos se coloquen juntos en un ambiente aislado, finalmente alcanzarán la misma temperatura. Esto es el resultado de una transferencia de energía térmica de los cuerpos de mayor temperatura a los cuerpos menor temperatura. Como la energía debe conservarse, se obtendrá que el calor perdido por un cuerpo debe ser igual al calor ganado por el otro. O sea:

$$\text{Calor perdido} = \text{calor ganado}$$

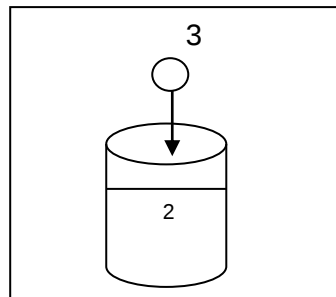
Esta igualdad expresa la transferencia de calor dentro de un sistema.

Para efectos de cálculo, el calor perdido se considera negativo y el calor ganado positivo, por lo tanto la igualdad anterior se puede expresar de la siguiente forma:

$$- Q_{\text{perdido}} = Q_{\text{ganado}}$$

Para dos sustancias que se encuentran a diferentes temperatura, al ponerlas en contacto o mezclarlas, se tiene:

$$- c_{eP} m_P \Delta t_P = c_{eG} m_G \Delta t_G$$



En la figura en estricto rigor hay tres sustancias o elementos, el envase (1) donde se encuentra depositado el fluido, el fluido (2) y el cuerpo (3) que se dejara en el interior del fluido. Si suponemos que el cuerpo (3) es el que disminuye su temperatura, la igualdad exacta deberá expresarse de la siguiente forma:

$$- c_{e3} m_3 \Delta t_3 = (c_{e2} m_2 \Delta t_2 + c_{e1} m_1 \Delta t_1)$$

El calor perdido o ganado por un objeto no se relaciona de manera sencilla con las energías moleculares de los objetos.

La misma cantidad de energía térmica suministrada no produce el mismo aumento de temperatura en todos los materiales. Por esta razón, decimos que la temperatura es una cantidad fundamental. Su medición es necesaria para determinar la cantidad de calor perdido o ganado durante un proceso.

La cantidad de calor ganado o perdido por cada objeto se calcula a partir de la ecuación:

$$Q = c_e m \Delta t$$

Ejemplo:

Se calienta un trozo de cobre de 100 g a 100° C y luego se deja en el interior de 500 g de agua a 20° C. ¿Cuál será la temperatura final del sistema?

$$Q_{\text{cu}} = 0,093 \text{ [cal/g } ^\circ\text{C]} \cdot 100 \text{ g} \cdot (t_f - 100^\circ \text{ C}) \quad (\text{calor entregado})$$

$$Q_{\text{agua}} = 1 \text{ [cal/g } ^\circ\text{C]} \cdot 500 \text{ g} \cdot (t_f - 20^\circ \text{ C}) \quad (\text{calor recibido})$$

Si $- Q_p = Q_g$, por lo que se tiene:

$$- 0,093 \text{ [cal/g } ^\circ\text{C]} \cdot 100 \text{ g} \cdot (t_f - 100^\circ \text{ C}) = 1 \text{ [cal/g } ^\circ\text{C]} \cdot 500 \text{ g} \cdot (t_f - 20^\circ \text{ C})$$

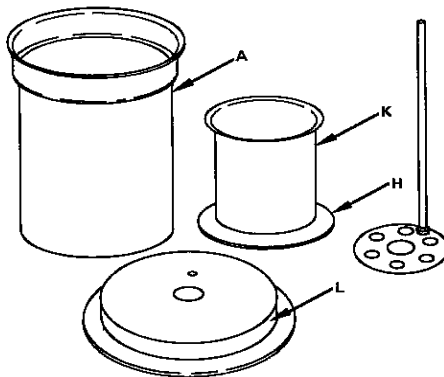
$$9,3 \text{ [cal/} ^\circ\text{C]} \cdot (100^\circ \text{ C} - t_f) = 500 \text{ [cal/} ^\circ\text{C]} \cdot (t_f - 20^\circ \text{ C})$$

Desarrollando la ecuación y despejando t_f se obtiene que la temperatura final del sistema es 21,46° C.

En este sencillo ejemplo no hemos tomado en cuenta dos hechos importantes:

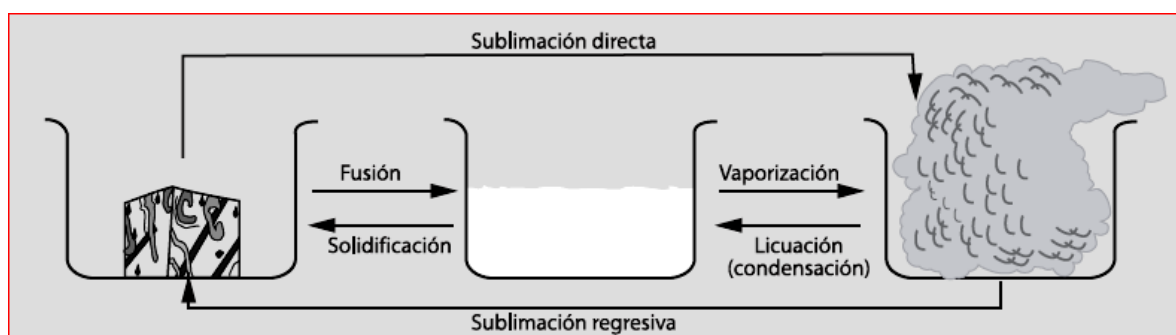
- 1) el agua se encuentra en un recipiente, el cual también absorbe parte del calor del cobre.
- 2) el sistema completo debe aislarse de las temperaturas externas. De otro modo el equilibrio térmico siempre se alcanzará a la temperatura ambiente.

Un dispositivo llamado calorímetro se usa para impedir la pérdida o ganancia de calor. Los calorímetros son semejantes a los termos, solo que en la parte superior tienen dos orificios, uno para introducir un termómetro y el otro para sostener el agitador.

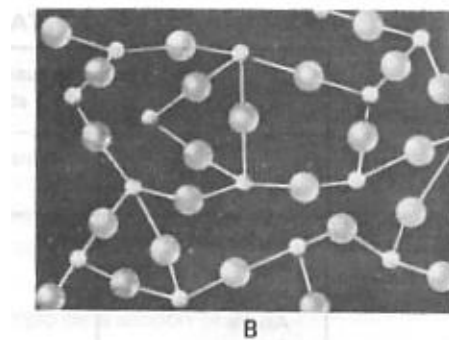
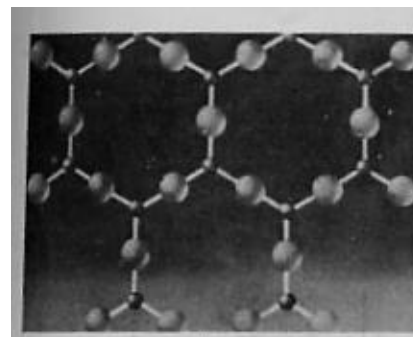


CAMBIOS DE FASE

Cuando una sustancia absorbe cierta cantidad de calor, la rapidez de sus moléculas aumenta y su temperatura se eleva. Cuando un sólido se funde o cuando un líquido hierve. Ocurre cambios de estado, el esquema siguiente muestra los tres estados de la materia y los nombres que se les da a los cambios de estado cuando se le entrega calor o cuando absorbe calor.



Todas las sustancias pueden existir en tres fases: sólida, líquida o gaseosa. En la fase sólida, las moléculas se mantienen unidas en una estructura cristalina rígida, de tal modo que la sustancia tiene una forma y un volumen definido (figura A). A medida que se suministra calor, las energías de las partículas aumentan gradualmente y su temperatura se eleva. Después de un cierto tiempo, la energía cinética se vuelve tan grande que algunas de las partículas rebasan las fuerzas eléctricas que las mantenían en posiciones fijas, en este punto la energía absorbida por la sustancia se usa para separar más las moléculas, la temperatura no aumenta en este punto, la energía se utiliza para cambiar la sustancia de sólido a líquido, a esta temperatura se le llama punto de fusión y corresponde a la temperatura en que se produce el cambio de fase de sólido a líquido llamado **fusión**.



En la figura B se muestra la estructura de una sustancia en estado líquido.

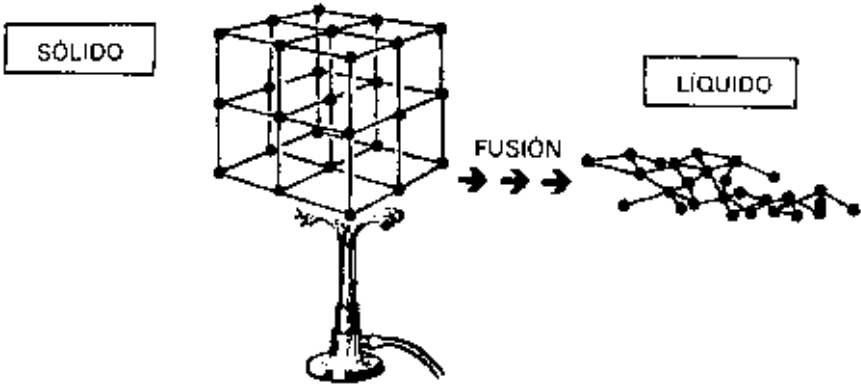
La cantidad de calor requerido para fundir una unidad de masa de una sustancia en su punto de fusión se llama *calor latente de fusión*.

El calor necesario para cambiar de fase sólida a líquida de una sustancia pura de masa m , se obtiene como el producto de la masa por el calor latente de fusión de la sustancia, es decir:

$$Q = m L_f$$

El calor latente de fusión L_f se expresa en (J / kg) o en (cal /g)

El calor latente de fusión del hielo es aproximadamente 80 cal/gr, esto significa que 1 g de hielo



Después de que todo el sólido se funde, la energía cinética de las partículas del líquido resultante aumenta de acuerdo con su calor específico, y la temperatura se incrementa de nuevo. Finalmente, la temperatura llegará a un nivel en el que la energía térmica se usa para cambiar la estructura molecular formándose un gas o vapor. El cambio de fase de un líquido a vapor se llama *vaporización* y la temperatura asociada con este cambio se llama punto de ebullición de la sustancia,

La cantidad de calor necesaria para evaporar una unidad de masa se llama calor latente de vaporización (L_v)

La cantidad de calor requerida por una sustancia pura de masa m , para cambiar de líquido a gas se calcula de la siguiente forma:

$$Q = m L_v$$

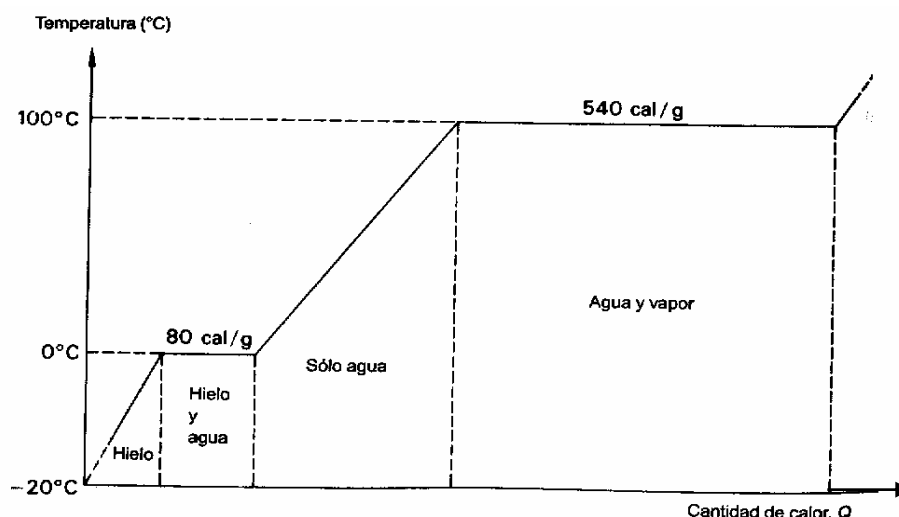
El calor latente de vaporización L_v , se expresa en las mismas unidades que el calor latente de fusión.

El calor latente de vaporización del agua es de 540 cal/g.

Los valores correspondientes al calor de fusión y al calor de vaporización de algunas sustancias se muestran en la siguiente tabla:

Sustancia	Punto de fusión, °C	Calor de fusión, Cal/g	Punto de ebullición, °C	Calor de vaporización, Cal/g
Alcohol etílico	-117.3	24.9	78.5	204
Aluminio	658	76.8	2057	
Amoniaco	-75	108.1	-33.3	327
Cobre	1080	42	2310	
Helio	-269.6	1.25	-268.9	5
Plomo	327.3	5.86	1620	208
Mercurio	-39	2.8	358	71
Oxígeno	-218.8	3.3	-183	51
Plata	960.8	21	2193	558
Agua	0	80	100	540
Zinc	420	24	918	475

Cuando se estudian los cambios de fase de una sustancia, con frecuencia es útil trazar un gráfico que muestre cómo varía la temperatura de la sustancia a medida que se le entrega calor. Tal tipo de gráfico se muestra para el caso del agua. Si se toma del congelador a -20°C una cierta cantidad de hielo y se calienta, su temperatura se incrementará gradualmente hasta que el hielo empiece a fundirse a 0°C . Por cada grado de elevación de temperatura cada gramo de hielo absorberá 0.5 cal de energía calórica. Durante el proceso de fusión, la temperatura permanecerá constante, y cada gramo de hielo absorberá 80 calorías de energía en la formación de 1 g de agua.

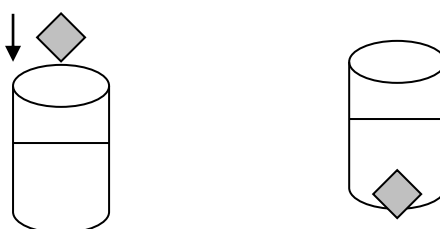


Una vez que se ha fundido todo el hielo, la temperatura empieza a elevarse hasta que el agua empieza a hervir a 100°C . Por cada grado de incremento en la temperatura, cada gramo absorberá 1 cal de energía térmica. Durante el proceso de vaporización, la temperatura permanece constante. Cada gramo de agua absorbe 540 cal de energía térmica en la formación de 1 g de vapor de agua a 100°C . Si el vapor de agua que resulta se almacena y continúa el calentamiento hasta que toda el agua se evapore, la temperatura de nuevo comenzará a elevarse. El calor específico del vapor es $0,48\text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$.

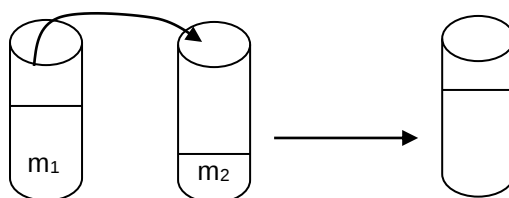
Aplicación

ENERGÍA CALÓRICA

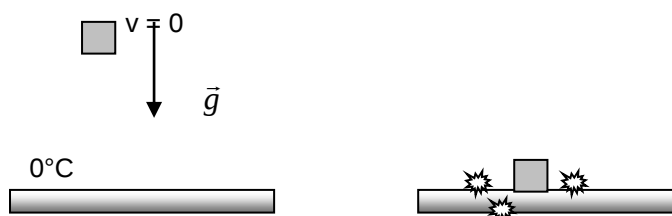
- 1) ¿Qué determina la dirección del flujo de calor cuando dos objetos a diferente temperatura se ponen en contacto térmico?
- 2) Una lámina de cobre de masa igual a 520 g se calienta pasando su temperatura de $16,5^{\circ}\text{C}$ a $38,5^{\circ}\text{C}$. ¿Qué cantidad de calor se debió suministrar a la lámina para que su temperatura aumentase?
- 3) Un vidrio de 120 g de masa se encuentra en contacto con el medio ambiente por lo que aumentó su temperatura en $0,9^{\circ}\text{C}$. ¿Qué cantidad de calor absorbió del ambiente?
- 4) Un pedazo de plomo de 100 g se calienta a 120°C y se deja caer en el interior de un recipiente que contiene 800 g de agua inicialmente a 20°C . Despreciando la capacidad calórica del recipiente, ¿cuál es la temperatura final del plomo y del agua?



- 5) Un recipiente de aluminio de 450 g de masa contiene 120 g de agua a una temperatura de 20°C . Se deje caer dentro del recipiente un bloque de hierro de 200 g de masa a una temperatura de 90°C . Calcule la temperatura final del sistema.
- 6) Un anillo de oro de 3 g está a 18°C . Si se le suministra una cantidad de energía calórica igual a 350 cal, ¿cuál será su temperatura final ?
- 7) ¿Qué cantidad de energía calórica, se requiere para elevar la temperatura de 160 g de latón desde 6°C a 80°C ?. entregue su respuesta en el S. I.
- 8) Un estudiante mezcla dos cantidades iguales de un mismo fluido que están a diferentes temperaturas. La temperatura de una de ellos es el triple de la del segundo cuerpo, La temperatura menor es de 20°C . ¿Cuál es la temperatura de equilibrio de la mezcla?



- 9) Un termo contiene en su interior 250 [gr] de agua a 90°C , al cual se le agregan 20 [gr] de hielo a una temperatura de -15°C . Después de esto, se establece el equilibrio:
 - a) ¿Cuál es la temperatura de la mezcla si el termo es ideal?
 - b) ¿Cuál es la temperatura de la mezcla si el termo posee una capacidad térmica de 15 [cal/ $^{\circ}\text{C}$]?
 - c) Si el calor específico del vidrio del termo es de 0,20 [cal/gr. $^{\circ}\text{C}$], ¿Cuál es su masa?
- 10) Un trozo de metal de 0,05 kg se calienta a 200°C y después se coloca en un recipiente perfectamente aislado que contiene 400 gr. de agua inicialmente a una temperatura de 20°C . Si la temperatura final de equilibrio de la mezcla es de $22,4^{\circ}\text{C}$,
Nota: no considere el recipiente
Determinar:
 - a) El calor absorbido por el agua en términos de calorías
 - b) El calor específico del metal.
 - c) La capacidad calórica del agua
 - d) La capacidad calórica del metal.
- 11) Un bloque de hielo de 1kg, cae desde una altura de 102 m, impactando en un lago congelado que se encuentra a una temperatura de 0°C . ¿Qué cantidad de masa se funde por el impacto?

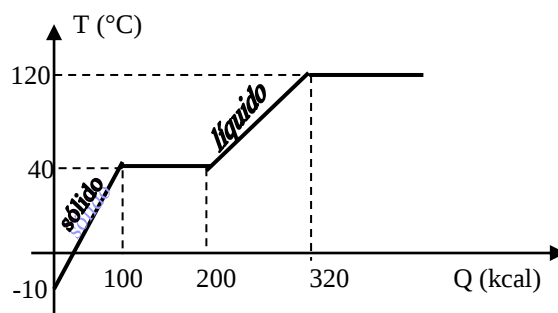


12) Un hombre de 60 kg de masa, se come un plátano cuyo contenido energético es de 1×10^2 kcal. Si toda la energía del plátano se convierte en energía cinética del hombre.¿ que tan rápido se moverá , suponiendo que parte del reposo

13) Un atleta de 65 kg de masa, practica el salto alto consume 3500 kcaloría antes de salta, si el 3,5% de la energía del alimento pudiera convertirse en energía potencial gravitacional de un solo salto ¿ qué tan alto podría saltar el atleta?

14) Un trozo de roca espacial, penetra el casco de una nave espacial con una rapidez de 8000 m/s y se detiene en el interior de un recipiente de agua que estaba a 20°C , antes de ser golpeado ,la masa de la piedrecilla es de 1 g y el agua almacenada es de 800 g,si toda la energía cinética de la piedrecilla se transforma en energía calórica del agua. ¿Cuál sera la temperatura final del agua del recipiente?

15) El gráfico informa del comportamiento de la temperatura de un cuerpo cuya masa es de 1 kg, en función de la energía calórica recibida. A partir de él determine:



- el calor específico del cuerpo en estado sólido.
- el calor específico del cuerpo en estado líquido.
- El calor latente de fusión
- La temperatura de fusión
- La temperatura de ebullición