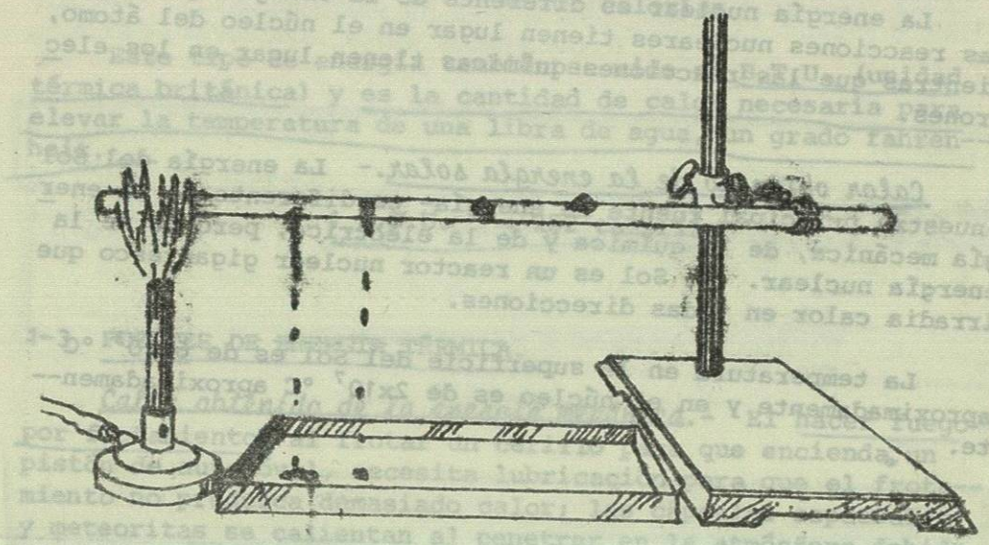

Fig. 2.

Todas las sustancias tienen distintas capacidades para conducir calor. Las que conducen el calor rápidamente, se les llama *conductores*. Como buenos conductores tenemos: el aluminio, la plata, el hierro, el cobre, etc. Los que transmiten el calor lentamente, se les llama *aisladores*. Entre los buenos aisladores tenemos: el papel, el agua, el asbesto, etc.

TABLA 1-1. CONDUCTIVIDADES TÉRMICAS, k en cal cm/seg cm^2 °C.

Sustancia.	k
Plata	0,97
Cobre	0,92
Aluminio	0,50

Sustancia	k
Latón	0,26
Hierro	0,16
Plomo	0,08
Plata alemana	0,10
Mercurio	0,02
Azulejo	0,002
Vidrio	0.0025
Agua	0,0014
Madera	0,0005
Papel	0,0003
Filtro	0,00004

Existen otros factores que afectan la rapidez con que el calor es transmitido. Una capa gruesa de cualquier buen conductor, transmite el calor lentamente de una superficie a otra (ver fig. 3).

El área de la superficie también afecta a la velocidad de transmisión de calor.

Se puede calcular el calor transmitido de un extremo a otro por medio de la ecuación:

$$Q = \frac{K\,(T_1 - T_2)\,A}{L}\,t \qquad (7)$$

donde K es la conductividad térmica de la sustancia, T_1 es la temperatura de un extremo, T_2 la temperatura del otro extremo, A el área, t el tiempo y L es la longitud del cuerpo

Ejemplo 7.

Los extremos de una barra de cobre de 50 cm de largo y 4 cm de sección transversal, están a 120°C y 20°C respectivamente. Encontrar la cantidad de calor que fluirá a lo largo de la barra en 2.5 minutos.

Solución: Por la ecuación 7, tenemos:

$$Q = \frac{K(T_1 - T_2)A}{L}\, t$$

$$Q = \frac{0.92 \frac{cal}{seg\ cm°C} \times (120°C - 20°C) \times 4cm^2}{50\ cm} \times 150\ seg$$

$$= \frac{0.92 \frac{cal}{seg\ cm°C} \times 100°C \times 4cm^2 \times 150\ seg}{50\ cm}$$

$$= 11.04 \times 10^2\ cal$$

$$= 1104\ cal$$

Convección. La transmisión de calor por medio del movimiento de la sustancia se le llama *convección*.

En este caso, la influencia primordial es el cambio de la densidad de la sustancia, debido al incremento de la temperatura.

Un ejemplo fácil de observar es cuando se pone a calentar agua en un recipiente. El recipiente debe ser buen conductor de calor. El agua en sí es mala conductora de calor.

Al recibir el calor las moléculas que están en contacto más directo con la fuente de calor, aumentan su temperatura y disminuye su densidad. Al suceder esto, las moléculas de encima, por tener una densidad mayor, bajan a ocupar el espacio de las primeras y éstas suben a la superficie. Esto está sucediendo contínuamente hasta que el agua llega a su temperatura.

Los gases y líquidos son las sustancias que transmiten el calor de esta forma.

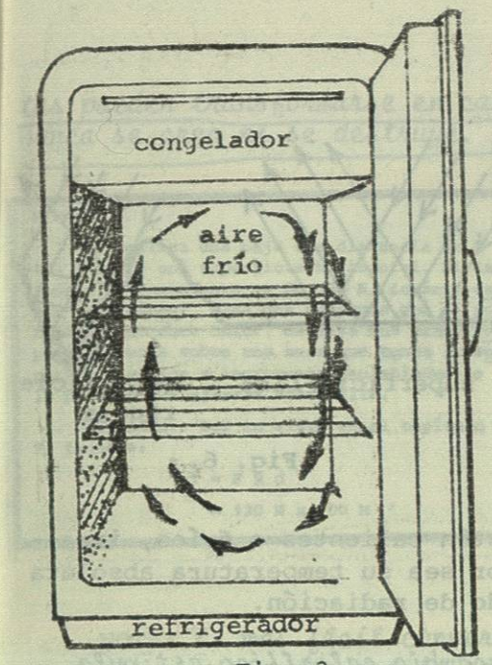

Fig. 3.

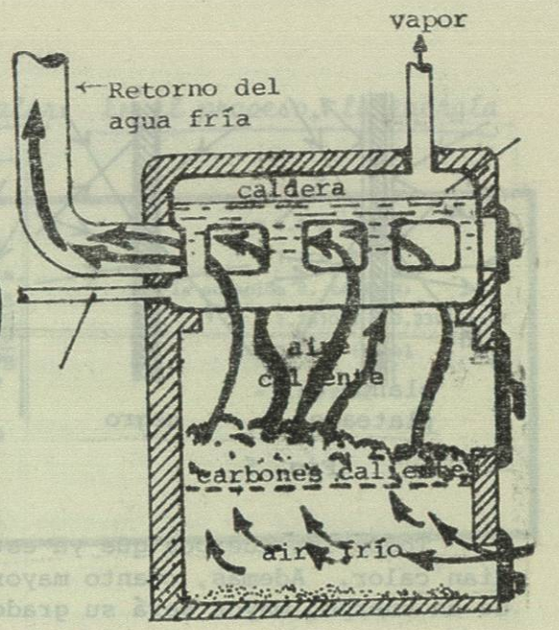

Fig. 4.

Radiación. Todos sabemos que el Sol calienta a la Tierra, él es de hecho, nuestra fuente principal de energía. Fácilmente podemos concluir que el calor del Sol no se transmite a nosotros por conducción ni por convección; no existen esencialmente moléculas en las vastas extensiones del espacio entre el Sol y nosotros. Por lo tanto, la transferencia vibracional por conducción y transferencia circulatoria por convección son imposibles.

Estamos ahora ante un caso de transferencia de calor, es decir, a través del ~~la moda~~ medio. Este calor se le llama *calor radiante* o *radiación* y viaja a la velocidad de la luz 300,000 Km/seg.

Los rayox de calor radiante, a veces llamados rayos infrarrojos (no son visibles), como la luz visible son ondas electromagnéticas y tienen las propiedades generales de los rayos luminosos.

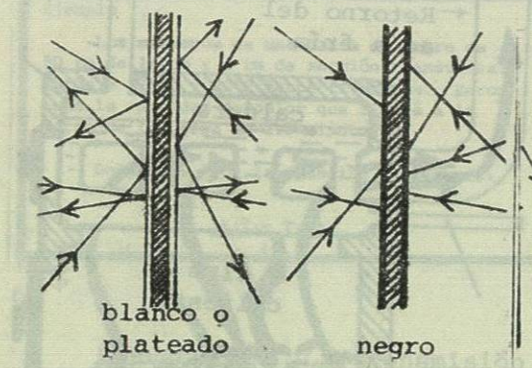

Fig. 5.

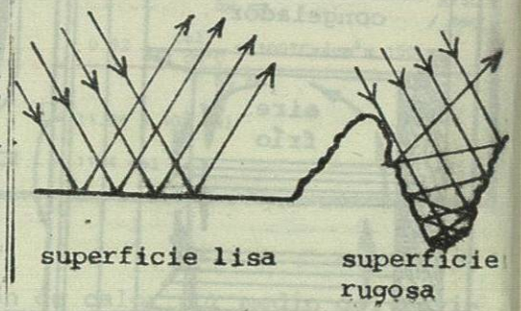

Fig. 6.

Todos los cuerpos que ya estén calientes o fríos, irradian calor. Además, cuanto mayor sea su temperatura absoluta de un cuerpo, mayor será su grado de radiación.

La ley de Prevost del intercambio calorífico estipula que un cuerpo a la temperatura de los alrededores, está radiando y recibiendo calor en la misma proporción.

1-5 LEYES DE LA TERMODINÁMICA.

James P. Joule estableció que *para producir una unidad de energía térmica se debe consumir una determinada cantidad de energía mecánica.* A esto se le llama *equivalente mecánico de calor.* El valor práctico del equivalente mecánico de calor es:

$$1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J} \qquad (8)$$

ó

$$1 \text{ J} = 0.239 \text{ cal} \qquad (9)$$

El establecimiento del equivalente mecánico de calor, trajo consigo el convencimiento de que el calor y la energía mecánica son dos formas de una misma cosa y se estableció lo que se conoce como la *primera ley de la termodinámica: El calor puede ser convertido en otras formas de energía, y éstas pueden transformarse en calor. En el proceso, la energía nunca se crea ni se destruye.*

Ejemplo 8.

Se desliza una caja una distancia de 100 m sobre una superficie horizontal. Si la fuerza de rozamiento es de 120 N, ¿cuánto calor se produce? Para que observes que el rozamiento produce calor, desliza tus manos repetidas veces sobre una mesa que tenga la superficie pulida e incrementa paulatinamente la presión que ejerzas sobre ella.

Solución: Por lo visto en el capítulo 3, tenemos:

$$T = F \times d$$

$$= 120 \text{ N} \times 100 \text{ M}$$

$$= 1.2 \times 10^4 \text{ N-m}$$

$$= 1.2 \times 10^4 \text{ J}$$

Por la ecuación 9, tenemos:

$$T = 1.2\times10^4 \text{ J} \times 0.239 \text{ cal/J}$$

$$= 2.87 \times 10^3 \text{ cal}$$

$$= 2.87 \text{ Kcal}$$

NOTA: *Es más fácil convertir trabajo en calor, que calor en trabajo y siempre que la energía térmica se convierte en mecánica, una sustancia se enfría.*

La *segunda ley de la termodinámica* establece: *El calor fluye espontáneamente de los cuerpos calientes a los fríos y el proceso puede utilizarse para producir trabajo hasta que la temperatura se iguale.*

Además, *nunca fluye calor de modo natural de un cuerpo frío a otro caliente, solamente si se suministra calor desde el exterior.* En un refrigerador, la energía suministrada es por medio del motor.

1-6 LEY DEL INTERCAMBIO TÉRMICO.

De la segunda ley de la termodinámica podemos establecer: *Siempre que el calor es transferido de uno o más cuerpos calientes a uno o más cuerpos fríos la cantidad de calor perdido por los materiales calientes es igual a la ganada por los cuerpos fríos.* Esto es lo que se llama *ley del intercambio*

térmico.

calor perdido = calor ganado

$$Qp = Qg$$

Puesto que el agua participa en la mayor parte de las aplicaciones de calor, no es de sorprender el hecho de que la cantidad y unidades de calor, se relacionen de acuerdo con un experimento en el que se encuentra involucrada el agua.

Las unidades de calor son *caloría* (cal) y la *unidad térmica* (B.T.U.).

La *caloría* se define como *la cantidad de calor necesario para elevar la temperatura de un gramo de agua, un grado centígrado.* La *kilocaloría* (Kcal) o *caloría* es una unidad múltiplo de la caloría.

1 caloría = 1 Kcal
= 1000 cal

El *B.T.U.* se define como *la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de una libra de agua, un grado Fahrenheit.*

1 B.T.U. = 252 cal

1-7 CAPACIDAD TÉRMICA.

Si tenemos otras sustancias y a todas les aplicamos la misma cantidad de calor y al final les medimos su aumento de temperatura, nos encontramos que es distinta en cada una de ellas. Esto se debe a que cada una de las sustancias tiene su propia capacidad térmica.

La capacidad térmica es la cantidad de calor necesaria para aumentar la temperatura de un gramo de sustancia, un grado centígrado.

Las unidades de la capacidad térmica nos queda en calorías por cada gramo por cada grado centígrado (cal/g°C).

TABLA 1-2. CAPACIDADES TÉRMICAS.

Sustancia.	cal/g°C	Sustancia	cal/g°C
Agua.	1.00	Madera típica.	0.042
Alcohol de madera.	0.60	Mercurio.	0.033
Aluminio.	0.22	Oro.	0.031
Caucho (sintético).	0.45	Plata.	0.56
Cobre.	0.093	Plomo.	0.031
Glicerina.	0.60	Rocas.	0.18-0.21
Hierro.	0.105	Vapor.	0.5
Latón.	0.092	Vidrio.	0.16
		Zinc.	0.092

A la relación entre la capacidad térmica de una sustancia y la capacidad térmica, pero sin unidades, ya que la capacidad térmica del agua es 1 cal/g°C.

$$\text{calor específico} = \frac{\text{capacidad T sustancia}}{\text{capacidad T agua}} \qquad (10)$$

$$= \frac{\text{cal/°C}}{\text{cal/°C}}$$

$$= \text{sin unidades}$$

La cantidad de calor ganada o perdida por cierta masa de sustancia en las que no existe cambio de estado físico dependerá de la cantidad de masa, del incremento o disminución de la temperatura sin cambio de estado físico.

$\Delta Q \alpha \Delta T$

Para quitar el símbolo de proporcionalidad, agregamos una constante para este caso la masa multiplicada por la capacidad térmica de la sustancia.

$$\Delta Q = mC\Delta T \qquad (11)$$

Ejemplo 9.

Calcular la cantidad de calor ganada por 1 Kg de agua al que se le aumenta la temperatura desde 5°C hasta 42°C.

Datos: $m = 1000$ g, $\Delta T = (T_1 - T_2) = (42°C - 5°C) = 37°C$; $C = 1$ cal/g°C según tabla.

Solución: Por la ecuación 11, tenemos:

$\Delta Q = mC\Delta T$

$= 10^3 gr \times 1$ cal/g°C $\times$ 37°C

$= 3.7 \times 10^4$ cal

$= 37$ Kcal

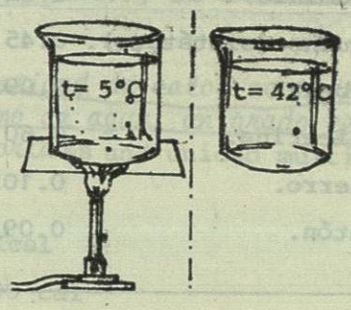

Fig. 7.

Ejemplo 10.

Calcular la cantidad de calor perdido por 500 gr de plomo en los que baja la temperatura de 85°C a 35°C.

Datos: $m = 500$ g, $\Delta T = 85°C - 35°C = 50°C$, $C = 0.031$ cal/g°C.

Solución: Por la ecuación 11, tenemos:

$\Delta Q = mC\Delta T$

$= 500$ g $\times 0.031$ cal/g°C $\times$ 50°C

$= 775$ cal

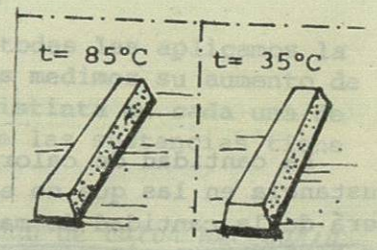

Fig. 8.

Ejemplos para la ley del intercambio térmico.

Ejemplo 11.

Un recipiente de hierro de 800 g a 35° C recibe 200 g de agua a 90°C. ¿Cuál será la temperatura de equilibrio?

Datos:
Hierro: $m_1 = 800$ g $T_1 = (T - 35°C)$, $C_1 = 0.12$ cal/g°C
Agua: $m_2 = 200$ g, $\Delta T_2 = (90°C - T)$, $C_2 = 1$ cal/g°C
Incógnita: T = temperatura de equilibrio.

Solución: En este caso, el hierro aumentará de temperatura al ganar calor. El agua disminuye su temperatura al perder calor. Por lo tanto, la temperatura de equilibrio debe ser un valor intermedio de los valores dados de las temperaturas del agua y el hierro.

Según la ley del intercambio térmico, tenemos:

calor perdido = calor ganado

ΔQ (agua) = ΔQ (hierro)

$\Delta Q_2 = \Delta Q_1$

$m_2 C_2 \Delta T_2 = m_1 C_1 \Delta T_1$

$200 \text{ g} \times 1 \text{ cal/g°C } (90°C - T) = 800 \text{ g} \times 0.12 \text{ cal/g°C } (T - 35°C)$

$1.8 \times 10^4 \text{ cal} - 200 (T) \text{ cal/°C} = 96 (T) \frac{\text{cal}}{°C} - 3360 \text{ cal}$

$1.8 \times 10^4 \text{ cal} + 336 \times 10 \text{ cal} = 96 (T) \frac{\text{cal}}{°C} + 200 (T) \frac{\text{cal}}{°C}$

$2.136 \times 10^4 \text{ cal} = 296 (T) \frac{\text{cal}}{°C}$

$T = \frac{2.136 \times 10^4 \text{ cal}}{296 \text{ cal/°C}}$

$T = 72.16°C$

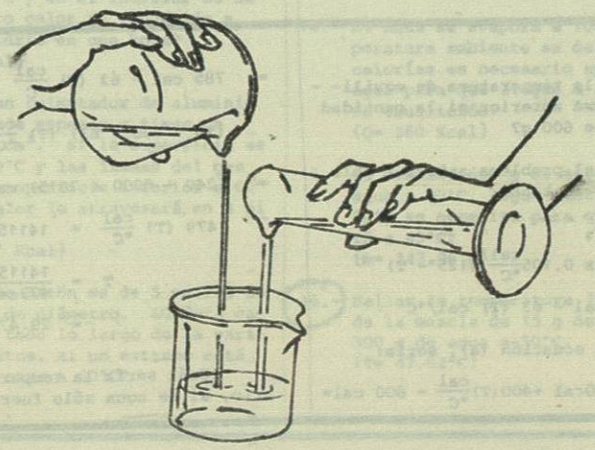

Fig. 9.

Ejemplo 12.

Un recipiente de vidrio de 100 g, contiene 400 g de agua y los dos están a la temperatura de 25°C. Se les agrega 500 g de hierro a 125°C. ¿En qué temperatura se logra el equilibrio?

Datos:

Vidrio: $m_1 = 100$ g, $\Delta T_1 = (T-15°C)$, $C_1 = 0.16$ cal/g°C

Agua: $m_2 = 400$ g, $\Delta T_2 = (T-15°C)$, $C_2 = 1$ cal/°C

Hierro: $m_3 = 500$ g, $\Delta T_3 = (125°C-T)$, $C_3 = 0.105$ cal/g°C

Incógnita: T = temperatura de equilibrio.

Solución: El vidrio y el agua aumentarán temperatura, por lo tanto, las dos ganarán calor y el hierro bajará la temperatura; es decir, perderá calor.

calor ganado = calor perdido

$$\Delta Q_1 + \Delta Q_2 = \Delta Q_3$$

$$m_1C_1\Delta T_1 + m_2C_2\Delta T_2 = m_3C_3\Delta T_3 \qquad (a)$$

$$m_1C_1\Delta T_1 = 100g \times 0.16 cal/g°C(T-15°C)$$

$$= 16(T)\ cal/°C - 240\ cal$$

$$m_2C_2\Delta T_2 = 400g \times 1 cal/°C\ (T-15°C)$$

$$= 400(T)\ cal/°C - 6000\ cal$$

$$m_3C_3\Delta T_3 = 500g \times 0.105 cal/g°C(125°C-T)$$

$$= 6562.5 cal - 52.5(T) cal/°C$$

Por lo tanto, la ecuación (a), nos queda:

$$16(T)\frac{cal}{°C} - 240\ cal + 400(T)\frac{cal}{°C} - 6000 cal =$$

$$= 6562.5\ cal - 52.5\ (T)\frac{cal}{°C}$$

Pasando el término que tiene la incógnita (T) a un miembro de esta ecuación y además las calorías al miembro contrario, tenemos:

$$(16 + 400 + 52.5)\ (T)\frac{cal}{°C} =$$

$$= (240 + 6000 + 6562.5)\ cal$$

$$468.5(T)\frac{cal}{°C} = 12802.5\ cal$$

$$T = \frac{12802.5\ cal}{468.5 cal/°C}$$

$$= 27.32\ cal$$

Ejemplo 13.

¿Cuál sería la temperatura de equilibrio en el problema anterior si la cantidad de hierro fuera de 600 g?

Solución: Del problema anterior sólo variaría ΔQ_3, por lo tanto:

$$\Delta Q_3 = m_3C_3\Delta T_3$$

$$= 600g \times 0.105\frac{cal}{°C}\ (125° - T)$$

$$= 7875\ cal - 63\ (T)\ cal/°C$$

Entonces, la ecuación (a), sería:

$$16\ (T)\frac{cal}{°C} - 240 cal + 400(T)\frac{cal}{°C} - 600\ cal =$$

$$= 785\ cal - 63\ (T)\frac{cal}{°C}$$

$$(16 + 400 + 63)\ (T)\frac{cal}{°C} =$$

$$= (240 + 6000 + 7875)\ cal$$

$$479\ (T)\frac{cal}{°C} = 14115\ cal$$

$$T = \frac{14115\ cal}{479 cal/°C}$$

$$= 29.47°C$$

¿Cuál sería la temperatura de equilibrio, si de agua sólo fueran 300 g?

AUTOEVALUACIÓN.

1.- Convertir las siguientes temperaturas a las escalas fahrenheit: a) 80°C, b) -25°C, c) 124°C, d) 750°C, e) 185°C, f) 116°C, g) -40°C, h) -80°C.
{a) 176°F b) -13°F
c) 255.2°F d) 1382°F
e) 365°F f) 240.8°F
g) -40°F h) -112°F}

2.- Convertir las siguientes temperaturas a la escala celsius: a) 80°F, b) -25°F, c) 124°F, d) 750°F, e) 185°F, f) 116°F, g) -40°F, h) -80°F.
{a) 26.67°C b) -31.67°C
c) 51.11°C d) 398.89°C
e) 85°C f) 46.67°C
g) -40°C h) -62.22°C}

3.- Convertir las siguientes temperaturas a la escala kelvin: a) 80°C, b) -25°C, c) 124°C, d) 750°C, e) 185°C, f) 380°C, g) 190°C, h) 273°C.
{a) 353°K b) 248°K
c) 397°K d) 1023°K
e) 458°K f) 653°K
g) 463°K h) 546°K}

4.- Convertir las siguientes temperaturas a la escala celsius: a) 326°K, b) 624°K, c) 116°K, d) 195°K, e) 75°K.
{a) 53°C b) 351°C
c) -157°C d) -78°C
e) -198°C}

5.- Un vidrio de una ventana tiene 40 cm de ancho, 60 cm de largo y 0.5 cm de espesor. La temperatura en el exterior es de 0°C y en el interior es de 12°C. ¿Cuánto calor es conducido a través del vidrio en una hora?
{Q= 518.4 Kcal}

6.- El fondo de un calentador de aluminio es de 1.2 mm de espesor y tiene un área de 2500 cm^2. Si la superficie se mantiene a 50°C y las llamas del gas conservan la superficie inferior a 60°C, ¿cuánto calor lo atravesará en 3 minutos?
{Q= 1.875×10^4 Kcal}

7.- Una varilla de latón es de 5 metros de largo y 5 cm de diámetro. ¿Cuánto calor fluirá a todo lo largo de la varilla en 7 minutos, si un extremo está a -20°C y el otro a 60°C?
{Q= 343 cal}

8.- El mango de madera de una sartén es de 2 cm de diámetro y 16 cm de largo. Si la temperatura de la sartén es de 150°C y el extremo libre se mantiene a 30°C, ¿cuánto calor fluirá por él en el curso de 8 minutos?
{Q= 5.65 cal}

9.- Convertir los siguientes valores de calor a Julios: a) 600 cal, b) 20 cal, c) 1000 cal, d) 7 Kcal, e) 15 Kcal.
{a) 2520 J b) 84 J
c) 4200 J d) 2.3×10^4 J
e) 6.3×10^4 J}

10.- Convertir a calorías los siguientes valores: a) 600 J, b) 20 J, c) 1000J, d) 7000 J, e) 1.5×10^4 J.
{a) 142.8 cal b) 4.762 cal
c) 238.1 cal d) 1666.7 cal
e) 3.57×10^3 cal}

11.- Calcular el calor necesario para subir la temperatura de 35°C a 658°C, de 1.5 Kg de aluminio.
{Q= 205.59 Kcal}

12.- Calcular el calor necesario para subir la temperatura de 40°C a 1530°C de dos toneladas de hierro.
{Q= 3.129×10^5 Kcal}

13.- El oro necesita estar a una temperatura de 1063°C para fundirse. ¿Qué cantidad de calor necesita aplicar para llevar a 0.5 Kg de este material desde 30°C hasta la temperatura de fusión?
{Q= 16.011 Kcal}

14.- El agua se evapora a 100°C. Si la temperatura ambiente es de 28°C, ¿cuántas calorías es necesario aplicar a 5 Kg de agua para que llegue a su temperatura de ebullición?
{Q= 360 Kcal}

15.- Se mezclan 600 g de agua a 25°C con agua a 80°C. ¿Qué cantidad de agua a 80°C se necesita para que la mezcla esté a 45°C?
{m= 342.86 g}

16.- Hallar la temperatura (T) resultante de la mezcla de 15 g de agua a 0°C y 300 g de agua a 50°C.
{T= 47.62°C}