

Tabla No. 1 Calores específicos de algunas sustancias.

| Sustancia | Calor específico (J/kg K) |
|---------------------------|---------------------------|
| Oro | 129 |
| Plata | 236 |
| Latón | 380 |
| Cobre | 387 |
| Hierro | 450 |
| Carbono | 502 |
| Vidrio | 840 |
| Aluminio | 900 |
| Vapor de H ₂ O | 2 009 |
| Hielo | 2 093 |
| Alcohol (etílico) | 2 430 |
| Agua de mar | 3 900 |
| Agua | 4 190 |

Mientras mayor sea el calor específico de una sustancia, mayor será la energía que se le debe transferir para cambiar la temperatura en "un grado" de una masa unitaria de dicha sustancia. El agua (por ejemplo) tiene un calor específico relativamente grande [4190 J/Kg. K], esto significa que a una cantidad de agua relativamente pequeña se le puede transferir una gran cantidad de calor que se refleja o produce un cambio muy pequeño de temperatura, por ésta razón el agua constituye un agente refrigerante muy útil se usa por ejemplo en los sistemas de enfriamiento de los motores automotrices, torres de enfriamiento de procesos industriales etc.

Es importante aclarar que cuerpos de igual masa, constituidos por diferentes materiales y con diversos calores específicos, al enfriarse un grado también liberan distintas cantidades de calor.

Ejemplo No. 3

¿Cuánto calor se transfiere de un motor automotriz a 12 litros de agua contenidos en el sistema de refrigeración del mismo (radiador) si la temperatura del agua se eleva de 15°C a 45°C?

Datos

$$V = 12 \text{ lts}$$

$$T_1 = 15^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 45^\circ\text{C}$$

Solución:

$$V = 12 \text{ lts} \times \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ lt}}$$

$$V = 12 \text{ dm}^3 \times \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3}$$

$$V = 12000 \text{ cm}^3$$

$$\text{Si } \rho = \frac{1 \text{ g}}{\text{cm}^3}$$

$$m = \rho V = \left(\frac{1 \text{ g}}{\text{cm}^3}\right) (12000 \text{ cm}^3)$$

$$m = 12000 \text{ g} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}}$$

$$m = 12 \text{ kg}$$

$$\Delta T = 45^\circ\text{C} - 15^\circ\text{C} = 30^\circ\text{C}$$

$$\Delta T = 30 \text{ K}$$

$$Q = m c_p \Delta T$$

$$Q = (12 \text{ kg}) \left(4190 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}\right) (30 \text{ K})$$

$$Q = 1508.4 \text{ kJ (kilojoules)}$$

$$c_{p\text{agua}} = 4190 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$$

Ejemplo No. 4

Medio litro de agua a 30°C se enfría al extraerle 2.1 x 10⁴ Joules de calor. ¿Cuál es la temperatura final del agua?

Datos

$$V = 0.5 \text{ lts}$$

$$Q = -2.1 \times 10^4 \text{ J}$$

de donde m = 0.5 kg (revisar ejemplo anterior)

(Q cedido por el agua es negativo)

$$c_{p\text{agua}} = 4190 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$$

$$T_1 = 30^\circ\text{C}$$

$$T_2 = ?$$

Solución:

$$\Delta T = \frac{Q}{m c_p}$$

De la ecuación $Q = m c_p \Delta T$

$$\Delta T = \frac{-2.1 \times 10^4}{(0.5 \text{ kg}) \left(4190 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}\right)}$$

$$\Delta T = -10 \text{ K}$$

$$\Delta T = -10^\circ\text{C}$$

ya que $\Delta T = -10 \text{ K}$

$$T_2 = \Delta T + T_1$$

$$T_2 = -10^\circ\text{C} + 30^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 20^\circ\text{C}$$

Ejemplo No. 5

Dos bloques de igual masa de aluminio y latón respectivamente, están en equilibrio térmico, digamos a la temperatura ambiente. ¿A cuál de ellos se requiere transferirle una cantidad mayor de calor para elevar su temperatura una cantidad dada y cuantas veces más calor se tendría que agregar que al otro bloque metálico?

Datos

$$\text{Block}_{\text{aluminio}}$$

$$m = m_a$$

$$\Delta T = \Delta T_a$$

$$c_{pa} = 900 \text{ J/kg} \cdot \text{K}$$

$$\text{Block}_{\text{latón}}$$

$$m = m_l$$

| | | |
|-----------|--|-----------|
| | $\Delta T = \Delta T_1$ | |
| | $c_{pl} = 380 \text{ J/kg-K}$ | |
| Sustancia | $m_a = m_l = m$ | Hipótesis |
| Oro | $\Delta T_a = \Delta T_l = \Delta T$ | Hipótesis |
| Plata | $Q_a = m_a \times c_p \times \Delta T_a$ | |
| Latón | $Q_l = 900 (m\Delta T) \text{ [J]}$ | |
| Cobre | $Q_l = m_l \times c_p \times \Delta T_l$ | |
| Hierro | $Q_l = 380 (m\Delta T) \text{ [J]}$ | |

R₁ = Se requiere agregar mayor cantidad de calor al block de aluminio en virtud del mayor valor de calor específico.

¿Qué tanto más calor sugiere encontrar la relación Q_a/Q_l?

$$\frac{Q_a}{Q_l} = \frac{900 (m\Delta T)}{380 (m\Delta T)} = 2.37$$

R₂ = Se requiere agregar 2.37 veces más calor que al block de latón.

CALORIMETRÍA

El calor específico de una sustancia puede determinarse experimentalmente, realizando en el laboratorio un intercambio calorífico "controlado", colocando en contacto térmico una masa previamente determinada de dicha sustancia y a una temperatura conocida con una cierta cantidad de agua, también de masa conocida y a una temperatura diferente, lo común es que la temperatura del agua sea inferior a la de la sustancia, utilizando para contener la mezcla (sustancia + agua) un recipiente aislado que permita la aproximación al equilibrio térmico de la mezcla con pérdidas de calor mínimas hacia el entorno (lo ideal es que no existan pérdidas). Luego se aplica la ley de la conservación de la energía para calcular el valor del calor específico de la sustancia.

Para "controlar" (hasta cierto punto) las pérdidas durante el intercambio calorífico el contenedor que se utiliza es un dispositivo de laboratorio llamado "CALORÍMETRO" que consiste en un vaso metálico de pared delgada generalmente de aluminio y de masa conocida, sostenido mediante un soporte externo y aislado de él por empaques de hule no conductor, y una tapa aislante usualmente de madera para sellar el contenedor una vez colocada la mezcla y con dos orificios en su parte superior para poder introducir un agitador de aluminio y un termómetro para medir la temperatura de equilibrio alcanzada por la mezcla, éste procedimiento de medición es usualmente conocido como el " método de las mezclas".

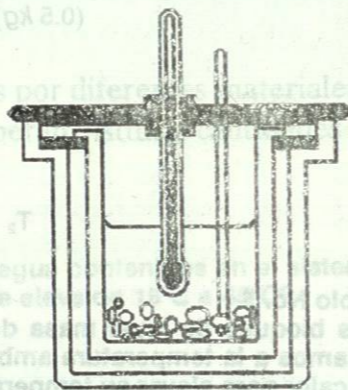


Fig. 2 Calorímetro.

Si consideramos que el sistema (formado por calorímetro y la mezcla) no intercambian calor con el entorno, la ley de la conservación de la energía aplicada al intercambio calorífico que ocurre en el sistema establece:

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

$Q_g = Q(+)$ para las sustancias que se calientan.
 $Q_p = Q(-)$ para las sustancias que se enfrían.

Los siguientes ejemplos ilustran el método de las mezclas para calcular:

a) el calor específico "c_p"

Ejemplo No. 6

Los estudiantes de la Prepa. 15 van a determinar experimentalmente el c_p del hierro. Para ello, calientan un perdigón de hierro de 0.08 kilogramos de masa, hasta que alcanza una temperatura de 95°C. Utilizan un calorímetro de aluminio cuya masa incluyendo el vaso interior y el agitador que es de 0.060 kilogramos, lo llenan parcialmente con 0.15 kilogramos de agua a 18°C, introducen en él, el perdigón caliente y sellan el calorímetro. Después de que el sistema alcanzó el equilibrio térmico, la temperatura final es 22°C. Aplicar la ley de la conservación de la energía para calcular el calor específico del hierro. (Considera que no hubo pérdidas de calor al entorno.

datos:

| Perdigón de Hierro | Calorímetro de Aluminio | Agua |
|----------------------------------|--|--|
| $m_H = 0.08 \text{ kg}$ | $m_c = 0.06 \text{ kg}$ | $m_{\text{agua}} = 0.15 \text{ kg}$ |
| $T_1 = 95^\circ\text{C}$ | $T_1 = 18^\circ\text{C}$ | $T_1 = 18^\circ\text{C}$ |
| $c_p = ?$ | $c_p = 900 \frac{\text{J}}{\text{kg-K}}$ | $c_p = 4190 \frac{\text{J}}{\text{kg-K}}$ |
| $T_F = 22^\circ\text{C}$ | $T_F = 22^\circ\text{C}$ | $T_F = 22^\circ\text{C}$ |
| $\Delta T_H = (22 - 95)\text{K}$ | $\Delta T = T_F - T_1$ $\Delta T = (22 - 18)\text{K}$ | $\Delta T = T_F - T_1$ $\Delta T = (22 - 18)\text{K}$ |
| $\Delta T = -73 \text{ K}$ | $\Delta T = 4 \text{ K}$ | $\Delta T = 4 \text{ K}$ |

Solución:

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

$$[Q_{\text{perdigón de hierro}}] + [Q_{\text{calorímetro}} + Q_{\text{agua}}] = 0$$

$$m_H c_{pH} \Delta T_H + m_c c_{pc} \Delta T_c + m_a c_{pa} \Delta T_a = 0$$

a) Considerando que no existen pérdidas, el calor perdido por el perdigón de hierro (se enfría de 95°C a 22°C) es ganado por el calorímetro y por el agua (ambos se calientan de 18°C a 22°C), aplicando la ley de la Conservación de la Energía.

$$\frac{m_H c_{pH} \Delta T_H}{m_H \Delta T_H} = - \frac{[m_c c_{pc} \Delta T_c + m_a c_{pa} \Delta T_a]}{m_H \Delta T_H}$$

$$c_p = \frac{- [(0.06 \text{ kg})(900 \frac{\text{J}}{\text{kg-K}})(4 \text{ K}) + (0.15 \text{ kg})(4190 \frac{\text{J}}{\text{kg-K}})(4 \text{ K})]}{(0.08 \text{ kg})(-73 \text{ K})}$$

$$c_{pH} = \frac{-[216 J + 2514 J]}{-(5.84 \text{ kg-K})}$$

$$c_{pH} = \frac{2730 J}{5.84 \text{ kg-K}}$$

$$c_{pH} = 467.47 \frac{J}{\text{kg-K}}$$

b) la temperatura de equilibrio de una mezcla "t_e"

Ejemplo No. 7

En otro experimento similar al anterior, los estudiantes calientan ahora, un pedazo de cobre de 0.15 kilogramos de masa, hasta los 100°C y utilizan también el método de las mezclas con el mismo calorímetro de aluminio, pero colocando ahora 0.200 kilogramos de agua a 20°C. Calcular la temperatura de equilibrio de la mezcla, considerando que no hubo pérdidas de calor durante la aproximación al equilibrio térmico.

Datos:

| Cobre | Calorímetro (Aluminio) | Agua |
|--|--|---|
| m = 0.15 kg | m = 0.06 kg | m = 0.2 kg |
| T _i = 100°C = 373 K | T _i = 20°C = 293 K | T _i = 20°C = 293 K |
| c _p = 387 $\frac{J}{\text{kg-K}}$ | c _p = 900 $\frac{J}{\text{kg-K}}$ | c _p = 4190 $\frac{J}{\text{kg-K}}$ |
| T _F = T _E = ? | T _F = T _E = ? | T _F = T _E = ? |

Hipótesis: no hay pérdidas de calor al entorno.

Solución:

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

$$[Q_{\text{cobre}}] + [Q_{\text{calorímetro}} + Q_{\text{agua}}] = 0$$

El calor perdido por el trozo de cobre, es ganado por el calorímetro y el agua, aplicando la ley de la Conservación de la Energía.

$$m_{\text{Cu}} c_{p\text{Cu}} \Delta T_{\text{Cu}} + [m_{\text{Al}} c_{p\text{Al}} \Delta T_{\text{Al}} + m_{\text{agua}} c_{p\text{agua}} \Delta T_{\text{agua}}] = 0$$

$$(0.15 \text{ kg})(387 \frac{J}{\text{kg-K}})(T_E - 373) K + (0.06 \text{ kg})(900 \frac{J}{\text{kg-K}})(T_E - 293) K + (0.2 \text{ kg})(4190 \frac{J}{\text{kg-K}}) K = 0$$

Sustituyendo datos.

$$58.05 J (T_E - 373) K + 54 J (T_E - 293) K + 838 J (T_E - 293) K = 0$$

$$58.05 J (T_E - 373) K + 892 J (T_E - 293) K = 0$$

$$58.05 T_E - 21652.65 + 892 T_E - 261356 = 0$$

$$950.05 T_E = 283008.65$$

$$T_E = \frac{283008.65}{950.05}$$

$$T_E = 297.89 K$$

$$T_E = 24.89^\circ C$$

c) la masa de una sustancia "m".

Ejemplo No. 8

Un pedazo de cobre se calienta a 90°C y luego se coloca en 0.80 kilogramos de agua a 10°C. La temperatura al final de la mezcla es de 18°C. ¿Cuál es la masa del trozo de cobre? Suponer que no hay pérdidas de calor durante el intercambio térmico y éste intercambio sólo ocurre entre el cobre y el agua.

Datos:

| Cobre | Agua |
|--|---|
| T _i = 90°C = 363 K | T _i = 10°C = 283 K |
| T _F = 18°C = 291 K | T _F = 18°C = 291 K |
| ΔT = -72 K | ΔT = 8 K |
| c _p = 387 $\frac{J}{\text{kg-K}}$ | c _p = 4190 $\frac{J}{\text{kg-K}}$ |
| m = ? | m = 0.080 kg |

Hipótesis: No hay pérdidas al entorno y el intercambio térmico ocurre sólo entre el cobre y el agua.

Solución:

$$Q_{\text{perdido}} + Q_{\text{ganado}} = 0 \quad \text{Ley de la Conservación de la Energía.}$$

$$m_{\text{Cu}} (387 \frac{J}{\text{kg-K}})(-72 K) + m_{\text{Cu}} c_{p\text{Cu}} \Delta T_{\text{Cu}} + m_{\text{agua}} c_{p\text{agua}} \Delta T_{\text{agua}} = 0$$

$$+ (0.080 \text{ kg})(4190 \frac{J}{\text{kg-K}})(8 K) = 0$$

$$m_{\text{Cu}} (-27864 \frac{J}{\text{kg}}) + (2681.6 J) = 0$$

$$m_{\text{Cu}} = \frac{-2681.6 J}{-27864 \frac{J}{\text{kg}}}$$

$$m_{\text{Cu}} = 0.096 \text{ kg}$$

CALOR LATENTE DE CAMBIO DE FASE.

No siempre que un cuerpo o sustancia (sistema) absorben calor se incrementa "necesariamente" su temperatura, La cantidad de calor transferida a una sustancia durante un intercambio térmico trae consigo un incremento de su energía, En el capítulo anterior apuntábamos que el estado de agregación de una sustancia, está en dependencia de la energía (La que está asociada a las fuerzas de interacción molecular que tienen que ver con la estructura interna de la sustancia) que posee la sustancia, luego; puede ocurrir que hasta alcanzar un cierto valor característico de la temperatura de la sustancia para esa fase tal que, excedentes de energía sean ahora transferidos al trabajo requerido para modificar la estructura interna molecular (romper los enlaces y aumentar mas la separación de la moléculas), ocurriendo un cambio en el estado de agregación de la sustancia sin que cambie su temperatura. De éste modo, el hielo se funde (hielo y agua coexisten en equilibrio térmico) y el agua hierve, absorbiendo calor en cada caso sin un cambio de temperatura. Una vez que el proceso de cambio de fase se completa,

la adición de mas cantidad de calor ocasiona que la temperatura se eleve. Del mismo modo un cuerpo puede liberar (ceder) calor al entorno a una temperatura constante, cuando cambia de fase en los procesos inversos, (el agua se congela, y el vapor se condensa). La cantidad de calor transferido por unidad de masa, durante un cambio de fase se llama calor de transformación o calor latente (L) como es más usual. Para calcular entonces el total transferido durante un cambio de fase tenemos la ecuación: $Q = Lm$ (J). Donde m = masa de la muestra que cambia de fase. La cantidad de calor transferido a un cuerpo durante la fusión es numericamente igual a la que libera (cede) dicho cuerpo durante la solidificación (Ley de la conservación de la energía) y se le llama calor latente de fusión símbolo L_f de igual manera la cantidad de calor transferido durante la ebullición o la condensación se le llama calor latente de vaporización símbolo L_v . La tabla N 2 proporciona los calores latentes de algunas sustancias.

Tabla No. 2. Calores latentes de cambio de fase.

| SUSTANCIA | PUNTO DE FUSIÓN (K) | LATENTE DE FUSIÓN (kJ/kg) | PUNTO DE EBULLICIÓN (K) | LATENTE DE VAPORIZACIÓN (kJ/kg) |
|-----------------|---------------------|---------------------------|-------------------------|---------------------------------|
| Alcohol etílico | 156 | 109 | 352 | 878 |
| Mercurio | 234 | 11.3 | 630 | 296 |
| Agua | 273 | 333 | 373 | 2 256 |
| Plomo | 601 | 24.7 | 2 013 | 858 |
| Plata | 1 235 | 105 | 2 485 | 2 336 |
| Oro | 1 336 | 63 | 2 153 | 1 640 |
| Cobre | 1 356 | 205 | 2 840 | 4 730 |

Si calientas un sólido hasta una temperatura suficiente, se fundirá y se convertirá en líquido, sólidos con estructura molecular de red cristalina² se funden a una determinada temperatura que es característica particular de cada uno de ellos, llamada punto de fusión, si calientas el líquido, este se evapora y se convertirá en gas, la ebullición es la formación de vapores en el interior del líquido en que se produce a una temperatura que es característica de la sustancia llamada punto de ebullición.

Otro fenómeno de cambio de fase con el que estamos familiarizados es con la **evaporación**. Si vertemos una cierta cantidad de agua en un vaso graduado, podemos notar y comprobar las cantidades que quedan de ella después de transcurridos varios días. Experimentalmente podemos comprobar que la rapidez de evaporación depende de la magnitud de la superficie así como del movimiento del aire (entre otros factores) y que con el aumento de la temperatura se acelera el proceso de evaporación.

Otra observación importante desde un punto de vista cualitativo es la disminución de la temperatura durante el proceso de evaporación, que se pone de manifiesto, por ejemplo

² En sólidos con estructura molecular amorfa es difícil precisar la temperatura a la cual el cuerpo cambia de fase.

cuando salimos de una alberca y nos "secamos" al aire o con la sensación refrigerante que experimenta el cuerpo humano durante la evaporación de la transpiración. Así pues, la evaporación es un proceso de enfriamiento que puede ser más ampliamente explicada en términos de la teoría cinética molecular que estudiaremos más adelante.

La tabla No.2 proporciona también los puntos de fusión y de ebullición de algunas sustancias sometidas a presión atmosférica normal. (Las temperaturas de fusión y ebullición dependen de la presión a la que se somete la sustancia).

A modo de ejemplo, analicemos detenidamente como deben estudiarse los cambios de fase que experimenta una sustancia a la que se le transfiere calor, describiendo los cambios de estado del H₂O. Es de gran ayuda enfocar la descripción del proceso mediante una gráfica de temperatura (variable dependiente) contra energía transferida en forma de calor (variable independiente) como se ilustra en la gráfica de la figura .

Ejemplo No. 9

Calcular la cantidad total de calor que debemos añadir a un trozo de hielo de 1 kilogramo a - 50°C y convertirlo todo en vapor a 120°C.

Datos:

Sustancia: Agua

Masa = 1 kg

 $T_i = -50^\circ\text{C} = 223\text{ K}$ $F_f = 120^\circ\text{C} = 393\text{ K}$

$$c_{p \text{ hielo}} = 2\,093 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$$

$$c_{p \text{ agua}} = 4\,190 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$$

$$c_{p \text{ vapor}} = 2\,009 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$$

 $P_f = 273\text{ K}$ $P_e = 373\text{ K}$

$$L_f = 333 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

$$L_e = 2\,256 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

$$Q_1 = (1\text{ kg}) \left(2\,093 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right) (273\text{ K} - 223\text{ K})$$

$$Q_1 = m c_{p \text{ hielo}} \Delta T_1$$

$$Q_1 = (1\text{ kg}) \left(2\,093 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right) (50\text{ K})$$

$$Q_1 = 104.65\text{ kJ}$$

$$Q_{LF} = \left(333 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \right) (1\text{ kg})$$

$$Q_{LF} = L_f m$$

$$Q_{LF} = 333\text{ kJ}$$

Datos:

Sustancia: Agua

Masa = 1 kg

 $T_i = -50^\circ\text{C} = 223\text{ K}$ $F_f = 120^\circ\text{C} = 393\text{ K}$

$$c_{p \text{ hielo}} = 2\,093 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$$

$$c_{p \text{ agua}} = 4\,190 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$$

$$c_{p \text{ vapor}} = 2\,009 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$$

 $P_f = 273\text{ K}$ $P_e = 373\text{ K}$

$$L_f = 333 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

$$L_e = 2\,256 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

$$Q_1 = (1\text{ kg}) \left(2\,093 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right) (273\text{ K} - 223\text{ K})$$

$$Q_1 = m c_{p \text{ hielo}} \Delta T_1$$

$$Q_1 = (1\text{ kg}) \left(2\,093 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right) (50\text{ K})$$

$$Q_1 = 104.65\text{ kJ}$$

$$Q_{LF} = \left(333 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \right) (1\text{ kg})$$

$$Q_{LF} = L_f m$$

$$Q_{LF} = 333\text{ kJ}$$

De la tabla de calores específicos.

Valores para el agua obtenidos de la tabla de calores latentes.

$$Q_2 = (1 \text{ kg}) \left(4190 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right) (373 \text{ K} - 273 \text{ K}) \quad Q_2 = m c_{p_{\text{agua}}} \Delta T_2$$

$$Q_2 = (1 \text{ kg}) \left(4190 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right) (100 \text{ K})$$

$$Q_2 = 419 \text{ kJ}$$

$$Q_{LV} = \left(2256 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \right) (1 \text{ kg}) \quad Q_{LV} = L_v m$$

$$Q_{LV} = 2256 \text{ kJ}$$

$$Q_3 = (1 \text{ kg}) \left(2009 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right) (393 \text{ K} - 373 \text{ K}) \quad Q_3 = m c_{p_{\text{vapor}}} \Delta T_3$$

$$Q_3 = (1 \text{ kg}) \left(2009 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right) (20 \text{ K})$$

$$Q_3 = 40.18 \text{ kJ}$$

$$Q_{\text{total}} = (104.65 + 333 + 419 + 2256 + 40.18) \text{ kJ} \quad Q_{\text{total}} = Q_1 + Q_{LF} + Q_2 + Q_{LV} + Q_3$$

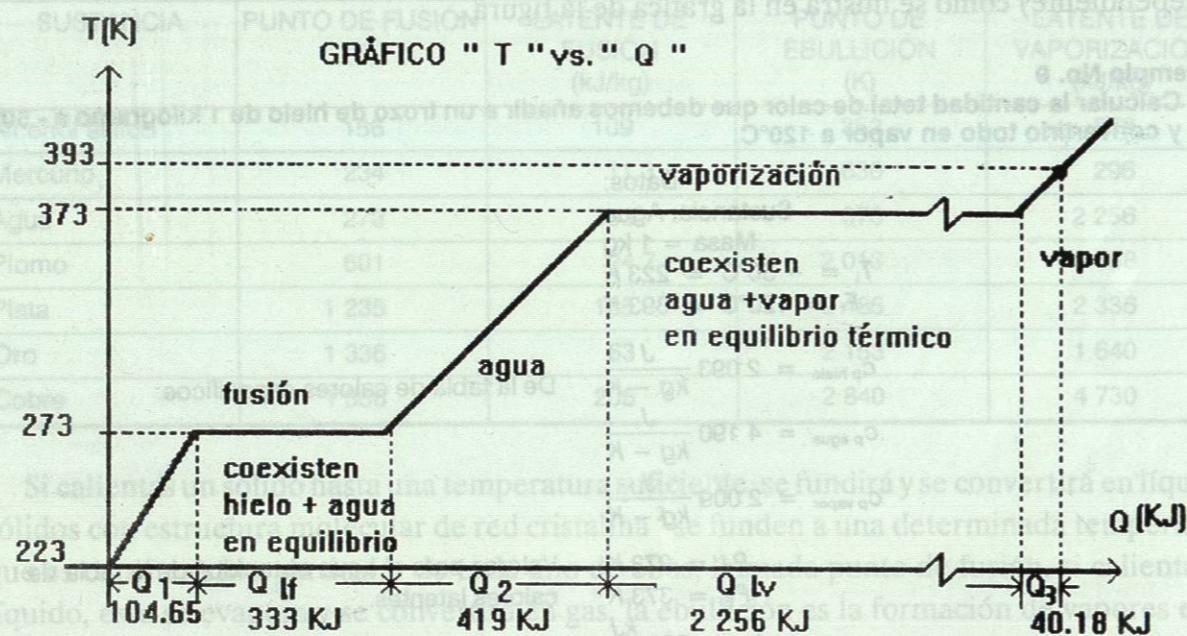


Fig. 3. Gráfica de Temperatura vs Calor transferido.

Observa en la gráfica de T "vs" Q que 104.65 kJ del calor total transferido. Se emplean para incrementar la temperatura del trazo de hielo de -50°C a 0°C (Punto de fusión del hielo), 333 kJ se requieren para fundir el kilogramo de hielo, para incrementar la temperatura del agua de 0°C hasta 100°C (Punto de ebullición del agua) se transfieren 419 kJ., 2256 kJ se transfieren en el trabajo de vaporizar totalmente 1 kilogramo de agua y por último 40.18 kJ se transfieren al vapor para calentar de 100°C hasta 120°C .

La energía total transferida para llevar el sistema descrito de -50°C hasta 120°C fué de 3,152.83 kJ.

Observa como el latente de vaporización es cerca de 9 veces el latente de fusión. Esto significa que se necesita mucha más energía para separar las moléculas al pasar de agua a vapor que el trabajo para romper las moléculas al pasar de hielo a agua. (Una característica singular

del agua, es que se expande al congelarse a diferencia de la mayoría de las sustancias y como consecuencia el hielo es menos denso que el agua. La mayoría de las sustancias en su fase sólida se hunden en su líquido, mientras que el hielo flota en el agua. (Cuidado con el agua presente en los sistemas de enfriamiento de los motores automotrices, durante el invierno. Al bajar la temperatura por debajo del punto de congelación la expansión de hielo puede romper el motor). Debes ser cuidadoso al calcular la cantidad de calor transferido a una sustancia con intervalos de temperatura que incluyen cambios de fase. Recuerda que se debe calcular el calor latente en cada cambio de fase.

Recíprocamente, para cambiar el estado de agregación de la sustancia de gas a líquido y luego de líquido a sólido es necesario que la sustancia ceda energía (Libere calor) al entorno, recuerda considerar el convenio de signos para el calor transferido. La temperatura a la cual un gas se condensa y se convierte en líquido es llamada punto de condensación. La temperatura a la cual un líquido se convierte en sólido se le llama punto de solidificación o de congelación. Un cambio de fase menos común ocurre cuando algunos sólidos como la Naftalina y el hielo seco cambian directamente de sólido a gas, el calor latente durante dicha transformación se llama latente de sublimación y se simboliza como L_s . En la gráfica, también podemos observar que las pendientes para el hielo, el agua y el vapor son diferentes, lo cual indica que los calores específicos de las diversas fases no son siempre iguales. Piensa un poco ¿Qué ocurre si colocamos un trozo de hielo a 0°C en un recipiente con agua también a 0°C ?

Respuesta: La cantidad de hielo permanece constante, es evidente que no puede haber intercambio de cantidades de calor en virtud de que ambos están en equilibrio térmico, Para la fusión del hielo se requiere de cierta cantidad de calor que debiera ser tomada de una sustancia de mayor temperatura y para su formación ceder calor a una sustancia de menor temperatura.

TRANSFERENCIA DE CALOR

Hemos analizado el calor como una forma de energía en tránsito, que se transfiere de un cuerpo a otro en virtud de una diferencia de temperatura entre ellos, estudiaremos ahora los mecanismos mediante los cuales se transfiere el calor en la aproximación al equilibrio térmico entre dos o más objetos que están en contacto térmico. La aproximación al equilibrio térmico se realiza de tres formas: CONDUCCIÓN, CONVECCIÓN Y RADIACIÓN.

CONDUCCIÓN

Si sostienes en tu mano un atizador metálico y mantienes el otro extremo en la lumbre, al cabo de un cierto tiempo notarás que está demasiado caliente como para seguirlo sosteniendo. Se ha transferido calor a lo largo de la longitud del atizador de metal desde el extremo expuesto