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

$$m = \rho V = \left(\frac{1\,g}{cm^3}\right)(12\,000\,cm^3)$$

$$m = 12\,000\,g \times \frac{1\,kg}{1\,000\,g}$$

$$m = 12\,kg$$

$$\Delta T = 45°C - 15°C = 30°C$$

$$\Delta T = 30\,K$$

$$Q = m\,c_p\,\Delta T \qquad c_{p_{agua}} = 4\,190\,\frac{J}{kg-K}$$

$$Q = (12\,kg)\,(4\,190\,\frac{J}{kg-K})(30\,K)$$

$$Q = 1\,508.4\,kJ\ (kilojoules)$$

Ejemplo No. 4

Medio litro de agua a 30°C se enfría al extraerle 2.1 x 10^4 Joules de calor. ¿Cuál es la temperatura final del agua?

Datos

$V = 0.5$ lts de donde $m = 0.5$ kg (revisar ejemplo anterior)

$Q = -2.1 \times 10^4$ J (Q cedido por el agua es negativo)

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

$T_1 = 30°C$

$T_2 = ?$

Solución:

$$\Delta T = \frac{Q}{m\,c_p}$$ De la ecuación $Q = mc_p\Delta T$

$$\Delta T = \frac{-2.1 \times 10^4}{(0.5\,kg)\,(4\,190\,\frac{J}{kg-K})}$$

$$\Delta T = -10\,K$$

$\Delta T = -10°C$ ya que $\Delta T = -10$ K

$$T_2 = \Delta T + T_1$$

$$T_2 = -10°C + 30°C$$

$$T_2 = 20°C$$

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 require 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

$Block_{aluminio}$

$m = m_a$

$\Delta T = \Delta T_a$

$c_{pa} = 900$ J/kg-K

Block latón

$m = m_l$

$\Delta T = \Delta T_l$

$c_{pl} = 380$ J/kg-K

$m_a = m_l = m$ Hipótesis

$\Delta T_a = \Delta T_l = \Delta T$ Hipótesis

$$Q_a = m_a \times c_p\,\Delta T_a$$

$$Q_a = 900\,(m\Delta T)\ [J]$$

$$Q_l = m_l \times c_p\,\Delta T_l$$

$$Q_l = 380\,(m\Delta T)\ [J]$$

R_1 = 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?

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

R_2 = 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 conocidacon una cierta cantidad de agua, tambien de masa conocida y auna 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".

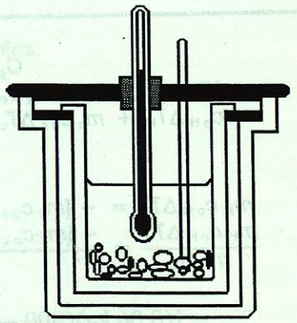

Fig. 2 Calorímetro.

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 :

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

$Q_g = Q(+)$ 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, introdunen 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
$m_H = 0.68\ kg$	$m_c = 0.06\ kg$	$m_{agua} = 0.15\ kg$
$T_1 = 95°C$	$T_1 = 18°C$	$T_1 = 18°C$
$c_p = ?$	$c_p = 900\ \frac{J}{kg-K}$	$c_p = 4\,190\ \frac{J}{kg-K}$
$T_F = 22°C$	$T_F = 22°C$	$T_F = 22°C$
$\Delta T_H = (22 - 95)K$	$\Delta T = T_F - T_1$ $\Delta T = (22 - 18)\ K$	$\Delta T = T_F - T_1$ $\Delta T = (22 - 18)\ K$
$\Delta T = -73\ K$	$\Delta T = 4\ K$	$\Delta T = 4\ K$

Solución:

$$Q_{perdido} + Q_{ganado} = 0$$
$$[Q_{perdigón\ de\ hierro}] + [Q_{calorímetro} + Q_{agua}] = 0$$
$$m_H\, c_{pH}\, \Delta T_H + m_c\, c_{pc}\, \Delta T_c + m_a\, c_{pa}\, \Delta T_a = 0$$

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 Consevación de la Energía.

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

$$c_{p.} = \frac{-[(0.06\ kg)(900\ \frac{J}{kg-K})(4\ kg) + (0.15\ kg)(4\,190\ \frac{J}{kg-K})(4\ K)}{(0.08\ kg)(-73\ K)}$$

$$c_{pH} = \frac{-[216\ J + 2\,514\ J]}{-(5.84\ kg-K)}$$
$$c_{pH} = \frac{2\,730\ J}{5.84\ kg-K}$$
$$c_{pH} = = 467.47\ \frac{J}{kg-K}$$

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
$T_1 = 100°C = 373\ K$	$T_1 = 20°C = 293\ K$	$T_1 = 20°C = 293\ K$
$c_p = 387\ \frac{J}{kg-K}$	$c_p = 900\ \frac{J}{kg-K}$	$c_p = 4\,190\ \frac{J}{kg-K}$
$T_F = T_E = ?$	$T_F = T_E = ?$	$T_F = T_E = ?$

Hipótesis: no hay pérdidas de calor al entorno.

Solución:

$$Q_{perdido} + Q_{ganado} = 0$$
$$[Q_{cobre}] + [Q_{calorímetro} + Q_{agua}] = 0$$

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.

$$m_{Cu}\, c_{pCu}\, \Delta T_{Cu} + [m_{Al}\, c_{pAl}\, \Delta T_{Al} + m_{agua}\, c_{pagua}.\Delta T_{agua}] = 0$$

$$(0.15\ kg)(387\ \frac{J}{kg-K})(T_E - 373)\ K + (0.06\ kg)(900\ \frac{K}{kg-K})(T_E - 293)\ K + (0.2\ kg)(4\,190\ \frac{J}{kg-K})\ K = 0$$

Sustituyendo datos.

$$58.05\ J\ (T_E - 373)\ K + 54\ J\ (T_E - 293)\ K + 838\ J\ (T_E - 293)\ K = 0$$
$$58.05\ J\ (T_E - 373)\ K + 892\ J\ (T_E - 293)\ K = 0$$
$$58.05\ T_E - 21\,652.65 + 892\ T_E - 261\,356 = 0$$
$$950.05\ T_E = 283\,008.65$$
$$T_E = \frac{283\,008.65}{950.05}$$
$$T_E = 297.89\ K$$
$$T_E = 24.89°C$$

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
$T_i = 90°C = 363\,K$	$T_i = 10°C = 283\,K$
$T_F = 18°C = 291\,K$	$T_F = 18°C = 291\,K$
$\Delta T = -72\,K$	$\Delta T = 8\,K$
$c_p = 387\,\frac{J}{kg-K}$	$c_p = 4\,190\,\frac{J}{kg-K}$
m = ?	m = 0.080 kg

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

Solución:

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

$$m_{Cu}\,c_{p_{Cu}}\,\Delta T_{Cu} + m_{agua}\,c_{p_{agua}}\,\Delta t_{agua} = 0$$

$$m_{Cu}\,(387\,\frac{J}{kg-K})(-72\,K) + (0.080\,kg)(4\,190\,\frac{J}{kg-K})(8\,K) = 0$$

$$m_{Cu}\,(-27\,864\,\frac{J}{kg}) + (2\,681.6\,J) = 0$$

$$m_{Cu} = \frac{-2\,681.6\,J}{-27\,864\,\frac{J}{kg}}$$

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

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 apuntabamos que el estado de agregación de una sustancia, está en dependencia de la energía (La que está asociada a las fuerzas de interación 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 ocaciona 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 conservaciòn de la energía) y se le llama calor latente de fusión símbolo L_f de igual manera la cantidad de calor tranferido 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 cristalina [2] 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.*