

Tema 8: Termodinámica

8.1.- Calor y Temperatura

8.1.1.- Calor

Representa la cantidad de energía que un cuerpo transfiere a otro como consecuencia de una diferencia de temperatura entre ambos. El tipo de energía que se pone en juego en los fenómenos caloríficos se denomina **energía térmica**. El carácter energético del calor lleva consigo la posibilidad de **transformarlo en trabajo mecánico**.

Las ideas acerca de la naturaleza del calor han variado apreciablemente en los dos últimos siglos. La teoría del calórico o fluido tenue que situado en los poros o intersticios de la materia pasaba de los cuerpos calientes en los que supuestamente se hallaba en mayor cantidad a los cuerpos fríos, había ocupado un lugar destacado en la física desde la época de los filósofos griegos. Sin embargo, y habiendo alcanzado a finales del siglo XVIII su pleno apogeo, fue perdiendo credibilidad al no poder explicar los resultados de los experimentos que científicos tales como Benjamín Thomson (1753–1814) o Humphrey Davy (1778–1829) realizaron.

Una vieja idea tímidamente aceptada por sabios del siglo XVII como Galileo Galilei o Robert Boyle resurgió de nuevo. El propio Thompson (conde de Rumford), según sus propias palabras, aceptó la vuelta a aquellas «viejas doctrinas que sostienen que el calor no es otra cosa que un movimiento vibratorio de las partículas del cuerpo».

Las experiencias de Joule (1818–1889) y Mayer (1814–1878) sobre la conservación de la energía, apuntaban hacia el calor como una forma más de energía. El calor no sólo era capaz de aumentar la temperatura o modificar el estado físico de los cuerpos, sino que además podía moverlos y realizar un trabajo.

Las máquinas de vapor que tan espectacular desarrollo tuvieron a finales del siglo XVIII y comienzos del XIX eran buenos muestra de ello. Desde entonces las nociones de calor y energía quedaron unidas y el progreso de la física permitió, a mediados del siglo pasado, encontrar una explicación detallada para la naturaleza de esa nueva forma de energía, que se pone de manifiesto en los fenómenos caloríficos.

Como hemos visto, *el calor es otra forma de energía*, por tanto se mide en **julios [J]**. Aunque también se usa la **caloría [cal]**. Una caloría es la cantidad de calor necesaria para elevar un grado a presión normal la temperatura de 1 gramo de agua desde 14,5° C a 15,5° C .

La relación entre ambas es: $1 \text{ Cal} = 4,18 \text{ J}$ y $1 \text{ J} = 0,239 \text{ Cal}$

8.1.2.-Temperatura

Mide la concentración de energía y es aquella propiedad física que permite asegurar si dos o más sistemas están, o no, en equilibrio térmico (cuando dos cuerpos están a la misma temperatura), esto quiere decir que la temperatura es la magnitud física que mide cuan caliente o cuan frío se encuentra un cuerpo.

La temperatura, **T**, se mide en unidades llamadas grados (°C). En el Sistema internacional se utiliza el kelvin [K].

Temperatura es el promedio de la energía cinética de las moléculas de un cuerpo.

A partir de estas definiciones se deduce fácilmente la cantidad de calor Q, que se precisa para aumentar ΔT la temperatura de una masa m de agua es:

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

8.2.- Escalas Termométricas

En todo cuerpo material la variación de la temperatura va acompañada de la correspondiente variación de otras propiedades medibles, de modo que a cada valor de aquélla le corresponde un solo valor de ésta. Tal es el caso de la longitud de una varilla metálica, de la resistencia eléctrica de un metal, de la presión de un gas, del volumen de un líquido, etc. Estas magnitudes cuya variación está ligada a la de la temperatura se denominan propiedades termométricas, porque pueden ser empleadas en la construcción de termómetros.

Para definir una escala de temperaturas es necesario elegir una propiedad termométrica que reúna las siguientes condiciones:

1. La expresión matemática de la relación entre la propiedad y la temperatura debe ser conocida.
2. La propiedad termométrica debe ser lo bastante sensible a las variaciones de temperatura como para poder detectar, con una precisión aceptable, pequeños cambios térmicos.
3. El rango de temperatura accesible debe ser suficientemente grande.

8.2.1.-Escala Celsius ó Centígrada

En ella se asigna el valor 0 al punto de fusión del hielo y el valor 100 al punto de ebullición del agua. De este modo, 1°C corresponde a 1/100 del intervalo comprendido entre los valores obtenidos por la magnitud termométrica o intervalo fundamental.

8.2.2.-Escala Fahrenheit

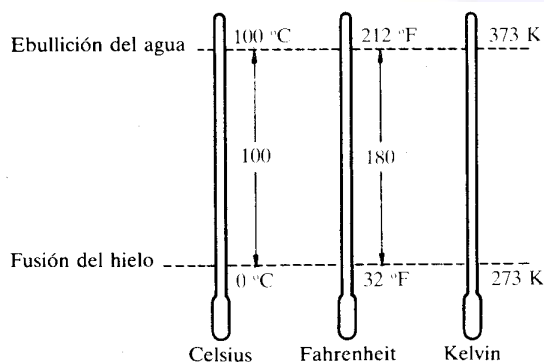
En ella se asigna el valor de 32 al punto de fusión del hielo y 212 al de ebullición del agua. Por tanto 1°F corresponde a 1/180 del intervalo fundamental. Como su intervalo fundamental es el mismo, es fácil el cambio de escala:

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9}$$

8.2.3.-Escala Kelvin

Toma como base o punto de referencia el 0 real o absoluto; es decir aquel punto donde realmente no exista temperatura, y en consecuencia cese de movimiento molecular. Esta temperatura, se corresponde con - 273,16°C . Para expresar temperaturas centígradas en grados kelvin, bastará sumar 273,16 a la temperatura centígrada.

$$K = ^{\circ}\text{C} + 273,16$$



8.3.- Calor Específico

8.3.1.- Capacidad calorífica de un cuerpo

Es la cantidad de calor que necesita un cuerpo para aumentar su temperatura en 1°C.

$$C = \frac{Q}{\Delta T}$$

La capacidad calorífica de un cuerpo, **C**, se mide en [cal / °C] y en el S.I. [J/K].

8.3.2.- Calor específico

Calores Específicos	
Sustancia	Cal / g °C
Aluminio	0,212
Cobre	0,093
Hierro	0,113
Mercurio	0,033
Plata	0,060
Latón	0,094
Agua de mar	0,945
Vidrio	0,199
Arena	0,20
Hielo	0,55
Agua	1,00
Alcohol	0,58
Lana de vidrio	0,00009
Aire	0,000053

Es la cantidad de calor que se debe suministrar a 1 g de una sustancia para elevar 1°C su temperatura.

$$C_e = \frac{C}{m} = \frac{Q}{m \cdot \Delta T}$$

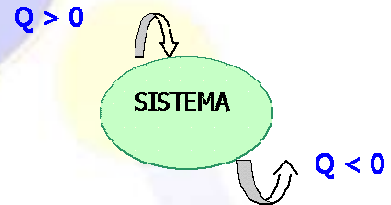
La relación entre la cantidad de calor que se comunica a un cuerpo y la temperatura que alcanza se deduce despejando Q de la expresión anterior:

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

El calor específico, **C_e**, se mide en $\left[\frac{J}{kg \cdot K} \right]$ ó en $\left[\frac{cal}{g \cdot ^\circ C} \right]$

$$[1cal / gr \ ^\circ C = 4184 J / kg \cdot K]$$

Criterio de Signos: $\begin{cases} \text{Si } T_2 > T_1 \Rightarrow \Delta T > 0 \Rightarrow Q > 0 \text{ y el cuerpo absorbe calor} \\ \text{Si } T_2 < T_1 \Rightarrow \Delta T < 0 \Rightarrow Q < 0 \text{ y el cuerpo cede calor} \end{cases}$



Calor que entra en el sistema, positivo y calor que sale, negativo.

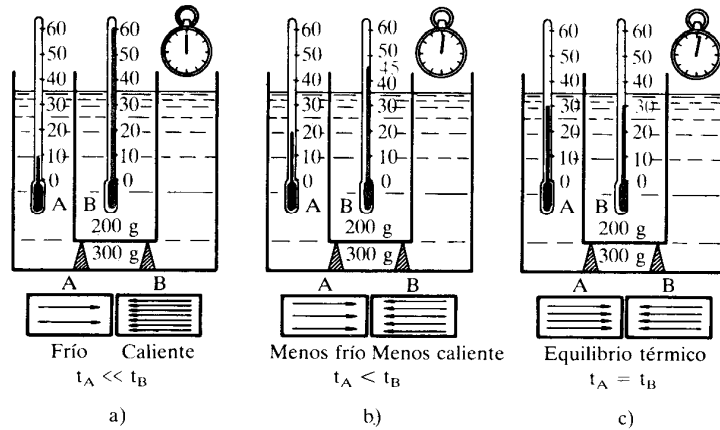
8.3.3.- Medida del Calor específico de una sustancia

Todos los métodos calorimétricos se fundamentan en dos principios fundamentales:

8.3.3.1.- Equilibrio Térmico

Cuando dos cuerpos se ponen en contacto, de forma que el sistema formado por ellos esté aislado del exterior, la cantidad de calor que pierde uno es igual a la cantidad de calor que gana el otro:

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

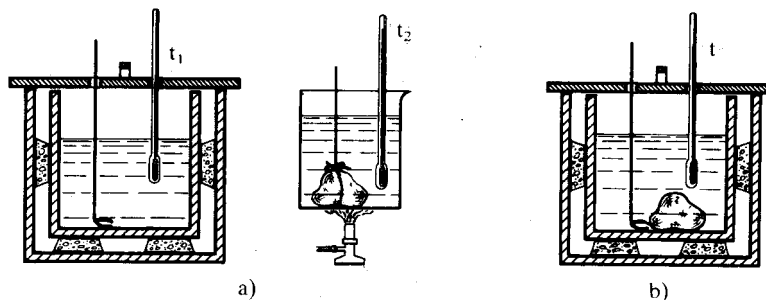


8.3.3.2.- Principio de las transformaciones Inversas

La cantidad de calor que hay que suministrar a un cuerpo para que aumente una temperatura determinada ΔT es igual a la cantidad de calor que debería perder para disminuir la misma temperatura.

8.3.4.- Método de las mezclas

El llamado método de las mezclas, utilizado en la determinación de calores específicos de sólidos, consiste en introducir en el calorímetro una cantidad conocida de agua, a una temperatura determinada, y luego colocar dentro de ella cierta masa de la sustancia cuyo calor específico se desea conocer y a una temperatura superior conocida. Se mide la elevación de temperatura del agua, hasta que alcance el equilibrio térmico con la sustancia problema.



Si llamamos M_1 a la masa del agua, T_1 a su temperatura inicial que es la misma del calorímetro; M_t , M_a , M_p las masas del termómetro, agitador y paredes del calorímetro cuyos calores específico son respectivamente c_t , c_a y c_p ; m_2 la masa de la sustancia cuyo calor específico c_2 se desea conocer y que se introduce a temperatura T_2 ; y por último T_{eq} a la temperatura de equilibrio, siendo $T_2 > T_{eq} > T_1$; de acuerdo a la definición de calor específico, medio, el calor cedido por la sustancia problema será:

$$Q_2 = M_2 \cdot c_{e_2} \cdot (T_2 - T_{eq})$$

Y el calor absorbido por el agua, las paredes del calorímetro, el termómetro y agitador:

$$Q_1 = (M_1 \cdot c_1 + M_t \cdot c_t + M_a \cdot c_a + M_p \cdot c_p) \cdot (T_{eq} - T_1)$$

Como los cuerpos forman parte de un sistema aislado y solo intercambian calor, deberá ser: $Q_1 + Q_2 = 0$.

Si definimos **equivalente en agua del calorímetro (E)** a la masa de agua que necesita la misma cantidad de calor que el termómetro, agitador, paredes del calorímetro, etc, para elevar su temperatura el mismo número de grados. El equivalente en agua es así la capacidad calorífica de una masa de agua, de igual valor a la suma de las capacidades caloríficas de los elementos del calorímetro, se expresa en $J \cdot K^{-1}$. Y se determina experimentalmente.

De acuerdo a la definición de equivalente en agua:

$$E = M_t \cdot c_t + M_a \cdot c_a + M_p \cdot c_p$$

En consecuencia:

$$M_2 \cdot c_{e_2} (T_2 - T_{eq}) = (M_1 + E) \cdot C_{e_{ag}} \cdot (T_{eq} - T_1)$$

De donde:

$$c_{e_2} = \frac{(M_1 + E) \cdot C_{e_{ag}} \cdot (T_{eq} - T_1)}{M_2 \cdot (T_2 - T_{eq})}$$

Esta expresión permite calcular el calor específico medio de la sustancia entre las temperaturas T_2 y T_{eq} .

El equivalente en agua del calorímetro E se puede determinar agregando una masa conocida de agua M_2 , a temperatura t_2 sobre otra de agua M_1 a temperatura T_1 inferior a T_2 . Siendo T_{eq} la temperatura de equilibrio, se deberá cumplir de acuerdo con lo dicho anteriormente que:

$$M_2 \cdot (T_2 - T_{eq}) = (M_1 + E) (T_{eq} - T_1)$$

De donde:

$$E = \frac{M_2(T_2 - T_{eq}) + M_1(T_1 - T_{eq})}{T_{eq} - T_1}$$

Ejemplo 8.1

En un calorímetro, cuyo equivalente en agua son 10 gramos, que contiene 100 gramos de agua a 20°C , se introduce un cuerpo de 20 gramos a una temperatura de 80°C , alcanzándose una temperatura final de 25°C . Calcular el calor específico del cuerpo. Dato: Calor específico del agua $1\text{cal/g}\cdot^\circ\text{C}$

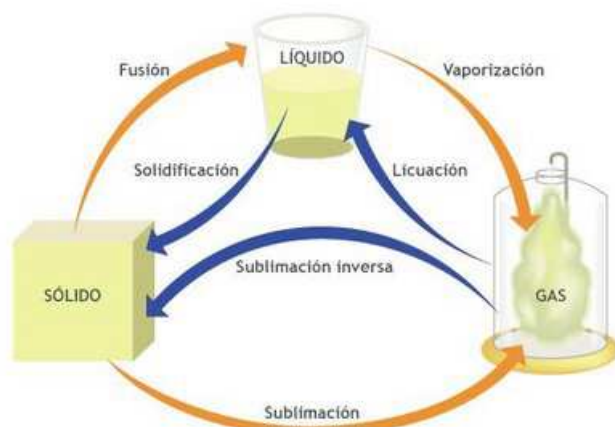
Aplicando la expresión:

$$c_e = \frac{(m_1 + m_c) \cdot C_{e_{ag}} \cdot (T_{eq} - T_1)}{m_2 \cdot (T_2 - T_{eq})} = \frac{(100 + 10)\text{g} \cdot (25 - 20)^\circ\text{C} \cdot 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}\cdot^\circ\text{C}}}{20\text{g} \cdot (80 - 25)^\circ\text{C}} = 0,5 \frac{\text{cal}}{\text{g}\cdot^\circ\text{C}}$$

Si lo pasamos a unidades S.I.

$$c_e = 0,5 \frac{\text{cal}}{\text{g}\cdot^\circ\text{C}} \cdot \frac{4,18\text{J}}{1\text{cal}} \cdot \frac{1000\text{g}}{1\text{Kg}} = 2090\text{J}\cdot\text{Kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

8.4.- Calor Latente



El cambio de nivel energético de una sustancia conlleva una serie de cambios físicos. Casi todas las sustancias aumentan de volumen al ganar calorías y se contraen al ceder calor.

Se denomina **fase de una sustancia** a su estado, que puede ser **sólido, líquido o gaseoso**. Los cambios de fase en sustancias puras tienen lugar a niveles energéticos y presiones definidas.

La materia se puede encontrar en tres estados: **sólido, líquido y gaseoso**.

Al transferir energía a un cuerpo mediante calor pueden suceder dos cosas:

- Si la temperatura del cuerpo no se corresponde con la temperatura de cambio de estado, se produce un incremento de la temperatura del cuerpo.
- Si la temperatura del cuerpo corresponde a la temperatura de cambio de estado, no se produce un aumento de temperatura, es decir, la energía suministrada no se emplea en aumentar la energía cinética de las partículas. En lugar del incremento de temperatura, se produce un cambio de estado.

La energía transferida se emplea en modificar la estructura interna de la sustancia.

Toda sustancia tiene dos temperaturas de cambio de estado: la temperatura de fusión, T_f , que corresponde al cambio de estado de sólido a líquido (o de líquido a sólido) y la temperatura de ebullición, T_e , que corresponde al cambio de estado de líquido a vapor (o de vapor a líquido) Por ejemplo, para el agua la temperatura de fusión vale $0\text{ }^\circ\text{C}$ y la temperatura de ebullición vale $100\text{ }^\circ\text{C}$.

El calor que se absorbe o se cede por unidad de masa en un cambio de estado es una constante para cada sustancia y para cada cambio de estado que se conoce con el nombre de calor latente de cambio de estado, L . La cantidad de calor puesta en juego en un cambio de estado es:

$$Q = \pm m \cdot L$$

El signo “+” si se absorbe energía, por ejemplo al fundirse el hielo en agua líquida, y el signo “-” si se desprende energía, por ejemplo al condensarse el vapor de agua en agua líquida. La unidad para el calor latente en el SI es J/Kg.

Para cada sustancia existen dos calores latentes, uno para el cambio de estado de sólido a líquido, calor latente de fusión, L_f , y otro para el cambio de estado de líquido a vapor, calor latente de ebullición, L_e .

Sustancia	T_f ($^\circ\text{C}$)	T_e ($^\circ\text{C}$)	L_f (KJ/Kg)	L_e (KJ/Kg)
Agua	0	100	334´4	2257
Hierro	1540	2800	275	6291
Alcohol	- 117,3	78	108,9	840
Plomo	327		23	

Supongamos que tenemos un recipiente cerrado que contiene 500 gramos de hielo a la temperatura $-20\text{ }^\circ\text{C}$. Veamos que sucede si calentamos dicho recipiente utilizando una fuente de calor cuyo suministro sea constante.

Al calentar el recipiente observamos que la temperatura aumenta desde los $-20\text{ }^\circ\text{C}$ iniciales hasta los $0\text{ }^\circ\text{C}$, la temperatura de fusión del agua. Podemos calcular la energía que absorbe el hielo en esta primera etapa:

$$Q_1 = m \cdot C_e \Delta T = 0\text{´}5 \cdot 2100 \cdot (0 - (-20)) = 21000\text{ J}$$

Al alcanzar la temperatura de fusión del agua, los cubitos de hielo empiezan a fundirse y aparece el agua líquida. Se está produciendo el cambio de estado. Durante todo el tiempo que dura el cambio de estado la temperatura permanece constante. Podemos calcular la energía absorbida durante el cambio de estado:

$$Q_2 = m \cdot L_f = 0\text{´}5 \cdot 334\text{´}4 = 167,2\text{ KJ} = 167200\text{ J}$$

Cuando todo el hielo se transforma en agua líquida termina el cambio de estado. A partir de ese momento la temperatura vuelve a aumentar hasta alcanzar los $100\text{ }^\circ\text{C}$, la temperatura de ebullición del agua. Podemos calcular la energía absorbida por el agua en la tercera etapa:

$$Q_3 = m \cdot C_e \Delta T = 0\text{´}5 \cdot 4180 \cdot (100 - 0) = 209000\text{ J}$$

Al alcanzar los $100\text{ }^\circ\text{C}$ se produce el cambio de estado de agua líquida a vapor. Durante todo el tiempo que dura el cambio de estado la temperatura permanece constante. Podemos calcular la energía absorbida durante el cambio de estado:

$$Q_4 = m \cdot L_e = 0,5 \cdot 2257 = 1128,5 \text{ KJ} = 1128500 \text{ J}$$

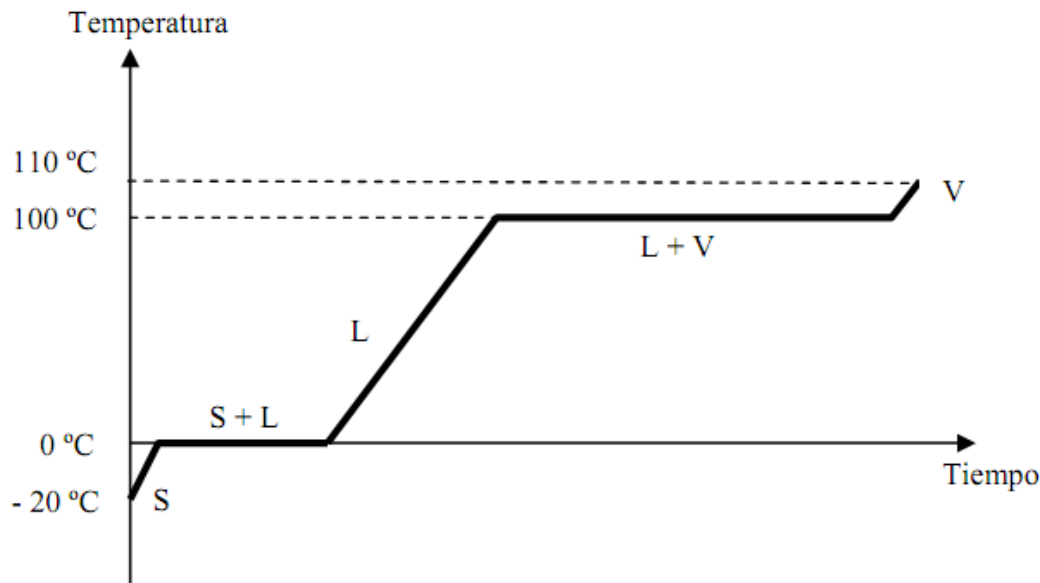
Al concluir el cambio de estado de líquido a vapor, si continuamos calentando el recipiente, la temperatura aumentará por encima de los 100 °C. Supongamos que calentamos hasta que el termómetro marca 110 °C. Podemos calcular la energía absorbida en la última etapa:

$$Q_5 = m \cdot C_e \Delta T = 0,5 \cdot 1940 \cdot (110 - 100) = 9700 \text{ J}$$

El Calor total será la suma de todos los calores de cada uno de los pasos.

$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5 = 1535,6 \text{ KJ}$$

Podemos representar el proceso anterior en una gráfica temperatura tiempo (teniendo presente que el tiempo que dura cada etapa es proporcional a la cantidad de energía absorbida)



8.5.- Ejercicios

- Una vez leemos que la temperatura de una ciudad es de 72° ¿Qué se puede deducir al respecto?
- ¿Qué cantidad de calor será necesario suministrar a medio litro de agua para que su temperatura pase de 25°C a 75 °C?
Sol: 25 Kcal
- ¿Qué cantidad de calor absorbió una masa de 4 gr de zinc al pasar de 20°C a 180°C?. Si ese calor se hubiera suministrado a una masa de plomo de 35 g, ¿Cuánto habría aumentado su temperatura?. Los calores específicos del cinc y del plomo son 0,093 cal/g·°C y 0,31 cal/g·°C respectivamente.
Sol: Q=59,52 cal; ΔT=5,5°C
- La temperatura de un cuerpo es de 298K. Calcular esa temperatura en °C y °F. Si el calor específico de ese cuerpo es de 1 cal/g, ¿de qué sustancia se trata? ¿Qué cantidad de calor será preciso suministrarle para aumentar su temperatura 10°C?
Sol: T=25°C=77°F, Agua; Q=10·(masa) cal
- ¿Qué cantidad de calor será preciso suministrar a 0,25 kg de una sustancia de calor específico 0,2 cal/g·°C, para que su temperatura pase de 5°C a 59°F?
Sol: Q=500 cal

6.- Una bañera contiene 50 litros de agua a 25°C . ¿Cuánto tiempo será preciso abrir el grifo de agua caliente (80°C) para que la temperatura final del agua sea 40°C ? Caudal del grifo 5 l/s

Sol: $t=3,75\text{ s}$

7.- Calcular la temperatura final de una mezcla de 10 litros y 50 litros de agua cuyas temperaturas son 80°C y 20°C , respectivamente.

Sol: $T=30^{\circ}\text{C}$

8.- La masa de un calorímetro de cobre es de 100gr y la del agua contenida en él, cuya temperatura es de 10°C es 200 gr. Se introducen en el calorímetro 200 gr de cobre a 100°C . ¿Cuál será la temperatura final de la mezcla? (Calor específico del cobre $0,093\text{ cal/g}\cdot^{\circ}\text{C}$)

Sol: $17,3^{\circ}\text{C}$

9.- 500 gr de una aleación de hierro y cobre, calentada previamente a 100°C se introduce en un calorímetro que contiene 2 litros de agua a 20°C , alcanzándose al final una temperatura de $21,7^{\circ}\text{C}$. El equivalente en agua del calorímetro es 300 gr. Hallar la concentración de la aleación. Los calores específicos del cobre y del hierro son $0,11$ y $0,093\text{ cal/g}\cdot^{\circ}\text{C}$ respectivamente).

Sol: 200 gr Fe y 300 gr de Cu

10.- Un kilogramo de agua y un kilogramo de mercurio se enfrían desde la temperatura de 80°C hasta la de 0°C ¿Cuál de los desprenderá más calor? Datos: $C_e(\text{agua líquida}) = 1\text{ Kcal/Kg}\cdot^{\circ}\text{C}$; $C_e(\text{mercurio}) = 0,03\text{ Kcal/Kg}\cdot^{\circ}\text{C}$

Sol: El agua ($Q = -80\text{ Kcal}$)

11.- En 3 litros de agua pura a la temperatura de 10°C introducimos un trozo de hierro de 400 g que está a la temperatura de 150°C . ¿Qué temperatura adquirirá el conjunto?

Datos: $C_e(\text{agua líquida}) = 1\text{ Kcal/Kg}\cdot^{\circ}\text{C}$; $C_e(\text{hierro}) = 0,117\text{ Kcal/Kg}\cdot^{\circ}\text{C}$

Sol: $12,15^{\circ}\text{C}$

12.- Calcula la energía que hay que transferir en forma de calor a 0,5 litros de aceite para que aumente su temperatura de 20°C a 150°C . Datos: Densidad del aceite (900 Kg/m^3) y calor específico del aceite ($2508\text{ J/Kg}\cdot^{\circ}\text{C}$)

Sol: 146718 J

13.- Se ha puesto cierta cantidad de agua en una cazuela y se le han transferido 167200 J de energía en forma de calor para que eleve su temperatura en 80°C ¿Cuántos litros de agua se han empleado? Dato: $C_e = 4180\text{ J/kg}\cdot^{\circ}\text{C}$.

Sol: 0,5 litros de agua

14.- ¿Qué temperatura inicial tenía un bloque de 3 Kg de plomo si después de comunicarle 5 Kcal tiene una temperatura de 65°C ? Dato: $C_e(\text{plomo}) = 0,03\text{ Kcal/Kg}\cdot^{\circ}\text{C}$

Sol: $9,4^{\circ}\text{C}$

15.- Una cocina de gas es capaz en 10 minutos de elevar la temperatura de 5 Kg de agua de 20°C a 80°C . ¿Cuántas Kcal proporcionará la cocina cada minuto, suponiendo que sólo se aprovecha el 75% de calor suministrado?

Sol: 40 Kcal/minuto

16.- Se mezclan 5 litros de agua a 20°C con 3,5 litros de agua a 55°C . ¿Cuál es la temperatura final de la mezcla? Dato: C_e del agua = $4180\text{ J/kg}\cdot^{\circ}\text{C}$.

Sol: $34,41^{\circ}\text{C}$

17.- Si queremos obtener 140 litros de agua pura a 38°C , mezclando agua a 18°C con agua a 88°C , ¿Qué cantidad de agua de cada una de estas temperaturas habrá que mezclar?

Sol: 40 Kg de agua a 88°C y 100 Kg de agua a 18°C

18.- Un recipiente contiene 800 gramos de agua a 7°C . Si sumergimos una bola de metal de 500 gramos de masa que se encuentra a 100°C , la temperatura final del agua es de $11,9^{\circ}\text{C}$. ¿Cuál será el calor específico del metal sumergido?

Sol: 0'089 Kcal/Kg.°C

19.- Un objeto metálico de 1,5 kg de masa a 60 °C se introduce en 10 litros de agua a 20 °C. Cuando se alcanza el equilibrio térmico, la temperatura es 20'54 °C. ¿Cuál es el calor específico del objeto metálico? El sistema está perfectamente aislado y la energía disipada es despreciable. Dato: Calor específico del agua (4180 J/kg °C)

Sol: 382 J/Kg°C

20.- En cierta cantidad de agua a 15 °C se introduce un bloque de cobre de 2 kg a 500 °C. Suponiendo que el sistema está perfectamente aislado y no hay disipación de energía, ¿cuántos litros de agua serán necesarios, si la temperatura en el equilibrio térmico que se quiere alcanzar es 20 °C?

Datos: C_e del cobre = 383 J/kg°C y C_e del agua = 4180 J/kg°C

Sol: 17'6 litros de agua

21.- Para elevar la temperatura de un cubo de plomo de 2 kg en 40°C, se necesitan 10400 J. Y, para elevar en 50°C la temperatura de un cubo de cobre de 0,5 kg, se necesitan 9625 J. ¿Cuál tiene mayor calor específico?

Sol: El cobre

22.- ¿Cuántas calorías se deberá suministrar al aire de una habitación de 7 m de longitud, 5 m de anchura y 4 metros de altura para elevar su temperatura de 10°C a 23°C?

Datos: C_e (aire) = 0'24 Kcal/Kg.°C; densidad (aire) = $1'293 \cdot 10^{-3}$ Kg/l

Sol: 564'7 Kcal

23.- ¿Cuántas Kcal absorben 570 gramos de agua a 100°C al evaporarse? L_v (agua) = 537Kcal/Kg

Sol: 306'1 Kcal

24.- Medio kilogramo de vapor de agua a 100°C se condensa ¿Cuánto calor desprende? Datos: L_v (agua) = 537 Kcal/Kg; C_e (agua líquida) = 1 Kcal/Kg.°C

Sol: - 293'5 Kcal

25.- Una lámpara que radia 150 calorías/segundo está completamente rodeada de hielo a 0°C. ¿Cuánto hielo fundirá en un minuto? Datos: L_f (hielo) = 80 Kcal/Kg

Sol: 0'11 Kg

26.- ¿Qué calor se requiere para convertir 1 gramo de hielo a -10°C en vapor a 100°C?.

Datos: C_e (agua líquida) = 1 cal/g.°C; C_e (hielo) = 0,55 cal/g.°C; L_v (agua) = 540 cal/g; L_f (hielo) = 80cal/g

Sol: 725'5 cal

27.- Calcula la energía que hay que transferir en forma de calor a una barra de hielo de 10 kg de masa a 0 °C para que se transforme en vapor de agua a 115 °C. Datos: L_f = 334,4 kJ/kg, L_v = 2257 kJ/kg. Calor específico (hielo) = 2090 J/kg°C, Calor específico (vapor de agua) = 1881 J/kg °C

Sol: 30660'65 KJ

28.- ¿Qué energía es necesario transferir a un bloque de cobre de 5 kg de masa que se encuentra a 20 °C para que se funda? Datos: T_f =1083 °C; L_f = 205656 J/kg. C_e = 383 J/ kg°C.

Sol: 3063, 9 KJ

29.- ¿Cuántos litros de agua a 20°C es necesario mezclar con un bloque de 2 kg de hielo a -5°C para que la temperatura de la mezcla sea de 10°C? El sistema está perfectamente aislado.

Datos: C_e (hielo) = 2090 J/kg °C; L_f = 334 400 J/kg. C_e (agua) = 4180 J/kg °C

Sol: 18'5 litros

30.- Un bloque de hierro de 2 Kg se saca de un horno donde su temperatura es de 650 ° y se coloca sobre un bloque de hielo a 0°C. Suponiendo que todo el calor cedido por el hierro se utiliza para fundir hielo, ¿cuánto hielo se fundirá? Datos: L_f (hielo) = 80 cal/g; C_e (hierro) = 0'113 cal/g.°C

Sol: 1836'25 gramos;

31.- ¿Qué calor se requiere para convertir 2 gramos de hielo a - 20 ° C en vapor a 100 ° C?. Datos: C_e (agua líquida) = 1 cal/g.°C; C_e (hielo) = 0'55 cal/g.°C; L_v (agua) = 540 cal/g; L_f (hielo) = 80 cal/g

Sol: 1462 cal

32.- ¿Qué calor se desprende al convertir 100 gramos de agua líquida a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ en hielo a $-12\text{ }^{\circ}\text{C}$? Datos $C_e(\text{agua líquida}) = 1\text{ cal/g}\cdot^{\circ}\text{C}$; $C_e(\text{hielo}) = 0,55\text{ cal/g}\cdot^{\circ}\text{C}$; $L_f(\text{hielo}) = 80\text{ cal/g}$

Sol:- 18660 cal

33.- ¿Qué cantidad de energía hay que transferirle a 450 gramos de oro a $18\text{ }^{\circ}\text{C}$ para fundirlos completamente? Representa el proceso en un diagrama Temperatura - tiempo.

Dato: $C_e(\text{oro}) = 126\text{ J/Kg}\cdot\text{K}$; $L_f(\text{oro}) = 62,8\text{ KJ/Kg}$; $T_f(\text{oro}) = 1065\text{ }^{\circ}\text{C}$

Sol: 87624,9 J

