

PREPARATORIA ABIERTA PUEBLA

CALOR ESPECÍFICO

CALOR LATENTE

*Preparatoria*

*abierta*

ELABORÓ

LUZ MARÍA ORTIZ CORTÉS

# Calor y transformaciones de estado físico de la materia

- El calor es una forma de energía que da lugar a cambios físicos y químicos de la materia.
- El incremento de calor en un cuerpo o sustancia hace que se incremente la energía cinética de sus moléculas, lo que puede originar cambios físicos como la dilatación (aumento del volumen o tamaño), o también los cambios de estado de la materia: de sólido a líquido y de éste a gas.

# Fusión

- Fusión: se produce cuando una sustancia pasa del estado sólido al líquido, debido a que se le aplica calor al sólido.
- Punto de fusión: es la temperatura a la cual una sustancia pasa del estado sólido al líquido. Algunas sustancias tienen puntos de fusión bajos, como la cera y la mantequilla, ésta última, pasa al estado líquido en un día caluroso. Otras sustancias tienen puntos de fusión muy altos, como los metales de transición, que se les debe aplicar gran cantidad de calor para fundirlos. El punto de fusión del wolframio o tungsteno es de  $3410^{\circ}\text{C}$ .



# Solidificación

- Solidificación: es el cambio de estado de una sustancia de líquido a sólido. Un líquido al solidificarse , desprende una cantidad de calor igual a la que absorbe para fundirse.

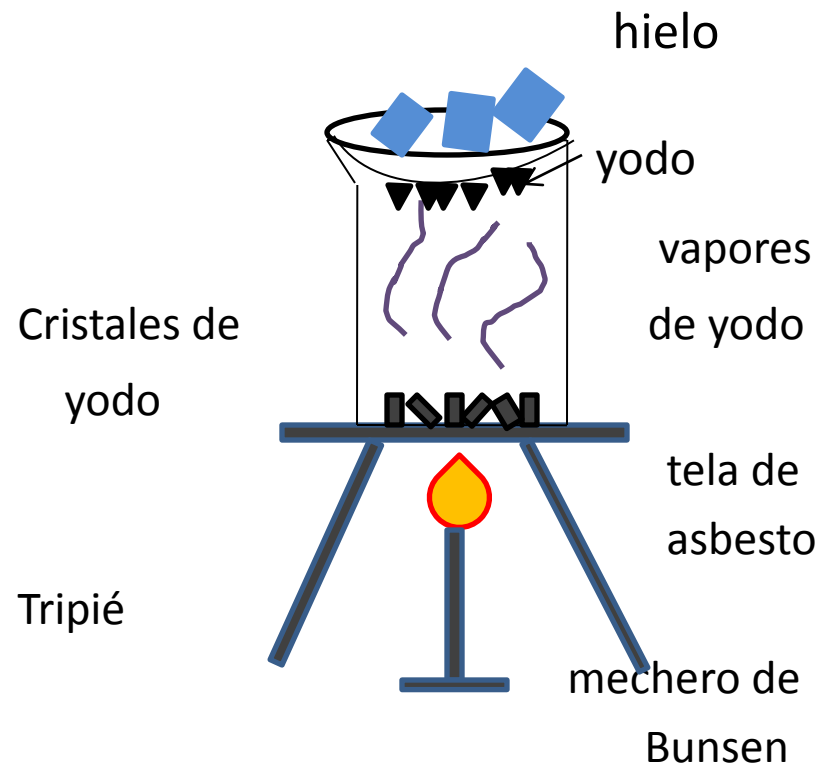


# VAPORIZACIÓN

- Vaporización: es el cambio de estado de agregación de una sustancia al pasar de líquido a gas.
- Se puede producir por evaporación, cuando un líquido se transforma en vapor sin que el líquido alcance su punto de ebullición, se efectúa en la superficie del líquido y el proceso es lento, generalmente; o bien, cuando el líquido, al aplicársele calor, alcanza su punto de ebullición, es decir, hierve y se produce al cambio de líquido a gas.

# Sublimación

- Sublimación. Es el paso directo de una sustancia del estado sólido al gaseoso sin pasar por el líquido.
- El yodo se sublima al calentarse.



# Sublimación

- El hielo seco ( $\text{CO}_2$  sólido) se sublima a temperatura ambiente.



# Vaporización

d) Vaporización. La vaporización es el cambio de estado de una sustancia de líquido a gas. Puede producirse por evaporación que se presenta cuando un líquido se transforma en vapor sin necesidad de que el líquido alcance la temperatura de ebullición y se efectúa solo en la superficie del líquido, o bien, por ebullición, cuando se le aplica calor a un líquido por lo que a una determinada temperatura toda la masa de líquido empieza a hervir y se produce el cambio de estado de líquido a gas, proceso que continúa mientras se le aplica calor y existe líquido.



# Calor específico

- Capacidad calorífica

Para conocer el aumento de temperatura que tiene una sustancia cuando recibe calor se emplea su capacidad calorífica, la cual se define como la relación que existe entre la cantidad de calor  $\Delta Q$  que recibe y su correspondiente elevación de temperatura  $\Delta T$ .

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

# Capacidad calorífica

- Las unidades de capacidad calorífica pueden ser:  $\text{cal}/^{\circ}\text{C}$ ,  $\text{kcal}/^{\circ}\text{C}$ ,  $\text{J}/^{\circ}\text{C}$ ,  $\text{J}/\text{K}$  o  $\text{BTU}/^{\circ}\text{F}$ .
- La capacidad calorífica tiene un valor mayor si se realiza a presión constante que si lo es a volumen constante.
- Al aplicar presión constante a una sustancia, ésta sufre un aumento en su volumen, lo que provoca una disminución en su temperatura y en consecuencia, necesitará más calor para elevarla. A volumen constante, todo el calor suministrado a la sustancia aumenta la energía cinética de las moléculas, por lo que la temperatura se incrementa con mayor facilidad, como sucede con la olla exprés.
- Mientras más alto sea el valor de la capacidad calorífica de una sustancia, requiere mayor cantidad de calor para elevar su temperatura.

# Calor específico

- El calor específico de una sustancia es igual a la capacidad calorífica  $C$  de esa sustancia entre su masa  $m$ :

$$C_e = \frac{C}{m}, \text{ como } C = \frac{\Delta Q}{\Delta T}$$

$$C_e = \frac{\Delta Q}{m \Delta T}, \quad \Delta Q = m C_e \Delta T$$

**El calor específico se define como la cantidad de calor que necesita un gramo de sustancia para elevar su temperatura un grado centígrado.**

# Calor específico

Calores específicos a presión constante

Substancia	Ce en cal/g °C	Ce en J/kg °C
Agua	1.00	4200
Hielo	0.50	2100
Vapor	0.48	2016
Hierro	0.113	475
Cobre	0.093	391
Aluminio	0.217	911
Plata	0.056	235
Vidrio	0.199	836
Mercurio	0.033	139
Plomo	0.031	130

# Calor específico

- El agua tiene mayor calor específico , lo cual significa que necesita más calor para elevar su temperatura.
- Por ejemplo, cuando se pone a calentar por separado la misma masa de dos sustancias diferentes, como el agua y la plata se observará que al aplicarles cantidades iguales de calor, la plata se calentará aproximadamente 18 veces más rápido en comparación con el agua, por tanto, cuando ésta sube  $1^{\circ}\text{C}$  de temperatura, la plata subirá  $18^{\circ}\text{C}$ .

# Calor específico

1. ¿Qué cantidad de calor se debe aplicar a una barra de plata de 10 kg para que eleve su temperatura de 20°C a 80°C?

Datos:

$$\Delta Q = ?$$

$$C_{e_{Ag}} = 0.056 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

$$m = 10 \text{ Kg}$$

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

$$T_f = 80^\circ\text{C}$$

Sustitución:

$$\Delta Q = 10000 \cancel{\text{g}} \times 0.056 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times (80 - 20)^\circ\text{C} =$$

Fórmula:

$$\Delta Q = m C_e \Delta t$$

Conversión:

$$10 \cancel{\text{kg}} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \cancel{\text{kg}}} = 10000$$

Resultado:

$$\Delta Q = 33600 \text{ cal}$$

# PROBLEMAS RESUELTOS

2. Si 450 g de hierro se encuentran a una temperatura de 18 °C, ¿Cuál será su temperatura final si se le suministran 6000 calorías?

Datos:

$$m = 450 \text{ g}$$

$$T_o = 18^\circ\text{C}$$

$$T_f = ?$$

$$\Delta Q = 6000 \text{ Cal}$$

$$C_{e_{\text{Fe}}} = 0.113 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

Fórmula:

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

Como:

$$\Delta T = T_f - T_o$$

Despeje:

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

$$T_f = \frac{\Delta Q}{m C_e} + T_o$$

Sustitución:

$$T_f = \frac{6000 \text{ Cal}}{450 \text{ g} \times 0.113 \text{ cal/g}^\circ\text{C}} + 18^\circ\text{C}$$

Resultado:

$$T_f = 136^\circ\text{C}$$

# PROBLEMAS RESUELTOS

3. Si se suministran 6401.5 J (1530 Cal) a 45 ml de agua a 14°C. ¿Cuál será la temperatura final?

Datos:

$$Q = 6401.5 \text{ J}$$

$$m = 45 \text{ ml} = 45 \text{ g}$$

$$T_o = 14^\circ\text{C}$$

$$T_f = ?$$

Fórmula:

$$Q = mC_e\Delta t$$

$$\Delta t = T_f - T_o$$

Despeje:

$$\Delta t = \frac{Q}{mC_e}$$

$$T_f = \left( \frac{Q}{mC_e} \right) + T_o$$

Sustitución:

$$T_f = \frac{1530 \cancel{\text{ cal}}}{45 \cancel{\text{ g}} \times 1 \cancel{\text{ cal}} / \cancel{\text{ g}}^\circ\text{C}} + 14^\circ\text{C} = 48^\circ\text{C}$$



# Problemas resueltos

- Conversión de unidades:

$$6401.5 \cancel{\text{J}} \times \frac{1 \text{ cal}}{4.184 \cancel{\text{J}}} = 1530 \text{ Cal}$$

# Problemas resueltos

4. ¿Cuál será la cantidad de calor que se necesita para que 35 ml de agua a 15°C eleven su temperatura a 60°C?

Datos:

Fórmula:

$$Q = ?$$

$$Q = mCe\Delta t$$

$$m_{H_2O} = 35 \text{ ml} = 35 \text{ g}$$

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

$$T_f = 60^\circ\text{C}$$

$$C_e = 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

Sustitución:

Resultado:

$$Q = 35 \text{ g} \times 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times (60 - 15)^\circ\text{C}$$

$$Q = 1575 \text{ cal}$$

# PROBLEMAS RESUELTOS

5. ¿Qué masa de agua se debe calentar si para que eleve su temperatura de 20°C a 60°C se requiere 2000 cal?

Datos:

$$m = ?$$

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

$$T_f = 60^\circ\text{C}$$

$$Q = 2000 \text{ cal}$$

Sustitución:

$$m = \frac{2000 \text{ cal}}{(1 \text{ cal/g}^\circ\text{C})(60 - 20)^\circ\text{C}}$$

Fórmula:

$$Q = m \times C_e \times \Delta t$$

Despeje:

$$m = \frac{Q}{C_e \times \Delta t}$$

$$C_e \times \Delta t$$

Resultado:

$$m = 50 \text{ g}$$

# Calor de vaporización

6. ¿Qué cantidad de calor se necesita para hervir 50 g de agua a 100°C si su calor latente de vaporización es 540 cal/g a 100°C y 1 atm de presión?

Calor necesario para hervir el agua= Q

Q= masa x calor de vaporización=

$$Q = 50 \text{ g} \times 540 \text{ cal/g} = 27000 \text{ cal} = \text{Q} = 27000 \text{ cal}$$

Conversión:

$$27000 \text{ cal} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = 112\,968 \text{ J}$$

# Problemas resueltos

7. ¿Qué cantidad de calor se necesita para hervir 80 g de agua a 100°C si su calor latente de vaporización es 540 cal/g a 100°C y 1 atm de presión.

Q= calor necesario para hervir el agua

Q= masa x calor de vaporización

$$Q = 80 \text{ g} \times 540 \text{ cal/g} = \text{Q} = 43200 \text{ cal}$$

Conversión de unidades:

$$43200 \text{ cal} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = \text{Q} = 180\,748.8 \text{ J}$$

# Problemas resueltos

8. ¿Qué cantidad de calor se necesita para convertir 30 g de hielo a  $-15^{\circ}\text{C}$  en agua líquida a  $40^{\circ}\text{C}$ . Calor específico del hielo =  $2.1 \text{ J/g } ^{\circ}\text{C}$ . Calor específico del agua =  $4.8 \text{ J/g } ^{\circ}\text{C}$ . Calor de fusión del hielo =  $335 \text{ J/g}$

$Q_1$  = Calor para elevar la temperatura de hielo desde  $-15^{\circ}\text{C}$  hasta  $0^{\circ}\text{C}$ .

$$Q_1 = m \times c_e \times \Delta t = 30 \text{ g} \times 2.1 \text{ J/g } ^{\circ}\text{C} \times 15^{\circ}\text{C} = 945 \text{ J}$$

$Q_2$  = Calor para fundir el hielo:

$Q_2 = m \times \text{Calor de fusión}$ :

$$Q_2 = 30 \text{ g} \times 335 \text{ J/g} = 10050 \text{ J}$$

# Problemas resueltos

- Calor para elevar la temperatura de 30 g de agua desde 0°C hasta 40°C.

$$Q_3 = m \times C_e \times \Delta t$$

$$Q_3 = 30 \text{ g} \times 4.18 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 40^\circ\text{C} = 5016 \text{ J}$$

QT= Calor total necesario

$$QT = Q_1 + Q_2 + Q_3$$

$$QT = (945 + 10050 + 5016) \text{ J} = 16011 \text{ J} = 16.011 \text{ kJ}$$

Conversión:

$$16011 \text{ J} \times \frac{1 \text{ cal}}{4.184 \text{ J}} = 3826.7 \text{ cal}$$

# Problemas resueltos

9. Se liberaron 108 000 cal para vaporizar cierta masa de agua a 100°C, ¿Cuál será la masa de agua? El calor de vaporización del agua es 540 cal/g.

Fórmula:

$$Q = \text{masa} \times \text{calor de vaporización}$$

Despeje:

$$\text{masa} = \frac{Q}{\text{calor de vaporización}}$$

Sustitución:

$$\text{masa} = \frac{108000 \text{ cal}}{540 \text{ cal/g}}$$

Resultado:

$$m = 200 \text{ g}$$



# Problemas resueltos

10. Se saca un bloque de hielo de 100 g de un refrigerador a  $-10^{\circ}\text{C}$ , se coloca en un vaso y se deja fundir, finalmente se calienta hasta ebullición para convertirlo en vapor a una temperatura de  $100^{\circ}\text{C}$  y 1 atm de presión. ¿Qué cantidad de calor han absorbido los 100 g de agua?

Calor específico de hielo=  $0.49 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$

Calor de fusión de hielo=  $80 \text{ cal/g}$

Calor específico del agua=  $1 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$

Calor de vaporización del agua=  $540 \text{ cal/g}$

# Problemas resueltos

$Q_1$  = Calor para elevar la temperatura del hielo desde  $-10$  hasta  $0^\circ\text{C}$

$Q_2$  = Calor para fundir el hielo a  $0^\circ\text{C}$

$Q_3$  = Calor para elevar la temperatura del agua desde  $0^\circ\text{C}$  hasta  $100^\circ\text{C}$

$Q_4$  = Calor para pasar agua a  $100^\circ\text{C}$  a vapor a  $100^\circ\text{C}$

Sustitución:

$Q_1$  = masa x calor específico x variación de temperatura

$$Q_1 = 100 \text{ g} \times 0.49 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times 10^\circ\text{C} = 490 \text{ cal}$$

# Problemas resueltos

- Conversión de unidades:

$$490 \cancel{\text{ cal}} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \cancel{\text{ cal}}} = 2050.16 \text{ J}$$

$Q_2 = \text{masa} \times \text{calor de fusión:}$

$$Q_2 = 100 \cancel{\text{ g}} \times 80 \cancel{\text{ cal/g}} = 8000 \text{ cal} = 8 \text{ kcal} =$$

Conversión de unidades:

$$8000 \cancel{\text{ cal}} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \cancel{\text{ cal}}} = 33472 \text{ J} = 33.47 \text{ kJ}$$

# Problemas resueltos

$$Q_3 = \text{masa} \times \text{calor específico} \times \Delta t =$$
$$100 \text{ g} \times 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times 100^\circ\text{C} = 10000 \text{ cal} = 10 \text{ kcal}$$

Conversión de unidades:

$$10000 \text{ cal} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = 41840 \text{ J} = 41.84 \text{ kJ}$$

$$Q_4 = \text{masa} \times \text{calor de evaporación} =$$

$$Q_4 = 100 \text{ g} \times 540 \text{ cal/g} = 54000 \text{ cal} = 54 \text{ kcal}$$

$$54000 \text{ cal} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = 225936 \text{ J} = 225.94 \text{ kJ}$$

# Problemas resueltos

- El calor total absorbido por los 100 g de agua es la suma de los 4 calores individuales:

$$QT = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4$$

$$QT = (54 + 10 + 8 + 0.49) \text{kcal} = \text{QT} = 72.49 \text{ kcal}$$

Conversión:

$$72490 \text{ cal} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = \text{QT} = 303\,298.16 \text{ J}$$

# Problemas resueltos

11. El calor de vaporización del agua es 540 cal/g. ¿Cuántas calorías se necesitan para vaporizar 100 g de agua a 100°C y presión estándar normal?

Q= masa x calor de evaporación:

$$Q = 100 \text{ g} \times 540 \text{ cal/g} = 54000 \text{ cal} = 54 \text{ Kcal}$$

Conversión:

$$54\,000 \text{ cal} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = 225\,936 \text{ J} = 225.94 \text{ kJ}$$

# Problemas resueltos

12. ¿Qué cantidad de calor se necesita para convertir 20 g de hielo a  $-10^{\circ}\text{C}$  en agua líquida a  $50^{\circ}\text{C}$ . Calor específico del hielo =  $2.1 \text{ J/g }^{\circ}\text{C}$ ; calor específico del agua =  $4.8 \text{ J/g }^{\circ}\text{C} = 1 \text{ cal/g }^{\circ}\text{C}$ ; calor de fusión del hielo =  $335 \text{ J/g}$

$Q_1$  = calor para elevar la temperatura de hielo desde  $-10^{\circ}\text{C}$  hasta  $0^{\circ}\text{C}$ .

$Q_1 = m \times c \times \Delta t = \text{masa} \times \text{calor específico} \times \text{variación de temperatura}$

$$Q_1 = 20 \text{ g} \times 2.1 \text{ J/g }^{\circ}\text{C} \times 10^{\circ}\text{C} = 420 \text{ J}$$

$Q_2$  = Calor para fundir el hielo  $0^{\circ}\text{C}$ .

$Q_2 = \text{masa} \times \text{calor de fusión}$

$$Q = 20 \text{ g} \times 335 \text{ J/g} = 6700 \text{ J}$$

# Problemas resueltos

- $Q_3$  = calor para elevar la temperatura de 20 g de agua desde  $0^\circ\text{C}$  hasta  $50^\circ\text{C}$ .

$$Q_3 = m \times c \times \Delta t = \text{masa} \times \text{calor específico} \times \text{variación de temperatura}$$

$$Q_3 = 20 \text{ g} \times 4.18 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 50^\circ\text{C} = 4180 \text{ J}$$

$$Q_T = Q_1 + Q_2 + Q_3 = (420 + 6700 + 4180) \text{ J} = 11300 \text{ J}$$
$$Q_T = 11.3 \text{ kJ}$$

Conversión de unidades:

$$11300 \text{ J} \times \frac{1 \text{ cal}}{4.184 \text{ J}} = 2700.76 \text{ cal}$$



# Problemas resueltos

13. Se saca un bloque de hielo de 200 g de un refrigerador a  $-10^{\circ}\text{C}$ , se coloca en un vaso, se deja fundir y finalmente se calienta hasta ebullición para convertirlo en vapor a una temperatura de  $100^{\circ}\text{C}$  y 1 atm de presión. ¿Qué cantidad de calor han absorbido los 200 g de agua?

Calor específico del hielo=  $0.49 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$

Calor de fusión del hielo=  $80 \text{ cal/g}$

Calor específico del agua=  $1 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$

Calor de vaporización del agua=  $540 \text{ cal/g}$

# Problemas resueltos

Solución:

$Q_1$  = Calor para elevar la temperatura de hielo desde  $-10^\circ\text{C}$  hasta  $0^\circ\text{C}$ .

$Q_2$  = Calor para fundir el hielo a  $0^\circ\text{C}$

$Q_3$  = Calor para elevar la temperatura del agua desde  $0^\circ\text{C}$  hasta  $100^\circ\text{C}$ .

$Q_4$  = Calor para pasar agua a  $100^\circ\text{C}$  a vapor a  $100^\circ\text{C}$ .

$Q_1 = \text{masa} \times C_e \times \Delta t$

$$Q_1 = 200 \text{ g} \times 0.49 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times 10^\circ\text{C} =$$

$$980 \text{ cal} = 4100.32 \text{ J}$$

Conversión:

$$980 \text{ cal} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = 4100.32 \text{ J}$$

# Problemas resueltos

$Q_2 = \text{masa} \times \text{calor de fusión:}$

$$Q_2 = 200 \text{ g} \times 80 \text{ cal/g} = 16000 \text{ cal} = 16 \text{ kcal}$$

Conversión:

$$16000 \cancel{\text{ cal}} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \cancel{\text{ cal}}} = 66944 \text{ J} = 66.94 \text{ kJ}$$

$Q_3 = \text{masa} \times C_e \times \Delta t$

$$Q_3 = 200 \cancel{\text{ g}} \times 1 \cancel{\text{ cal/g}^\circ\text{C}} \times 100 \cancel{^\circ\text{C}} = 20000 \text{ cal}$$

$$20000 \cancel{\text{ cal}} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \cancel{\text{ cal}}} = 83680 \text{ J}$$

# Problemas resueltos

- $Q_4$  = masa x calor de evaporación:

$$Q_4 = 200 \cancel{\text{g}} \times 540 \cancel{\text{cal/g}} = 108000 \text{ cal} = 108 \text{ kcal}$$

Conversión:

$$108000 \cancel{\text{cal}} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \cancel{\text{cal}}} = 451872 \text{ J}$$

El calor total absorbido por los 200 g de agua es la suma de los 4 calores individuales:

$$QT = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4$$

$$QT = (980 + 16000 + 20000 + 108000) \text{ cal} = 144980 \text{ cal}$$

# Problemas resueltos

- Conversión:

$$144980 \cancel{\text{ cal}} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \cancel{\text{ cal}}} = 606,596.32 \text{ J} = 606.596 \text{ kJ}$$

# Problemas resueltos

14. ¿Qué temperatura deben tener 200 g de hierro si se necesitan 1391 cal para elevar su temperatura hasta 90°C?

Datos:

$$m = 200 \text{ g}$$

$$T_o = ?$$

$$C_e = 0.107 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

$$T_f = 90^\circ\text{C}$$

$$Q = 1391 \text{ cal}$$

Fórmula:

$$Q = m C_e \Delta t$$

$$T_f = \frac{Q}{m C_e} + T_o$$

Despeje:

$$\Delta t = \frac{Q}{m C_e} \quad \Delta t = T_f - T_o$$

$$T_o = T_f - \frac{Q}{m C_e}$$

Sustitución:

$$T_o = 90^\circ\text{C} - \frac{1391 \text{ cal}}{200 \text{ g} \times 0.107 \text{ cal/g}^\circ\text{C}} = (90 - 65)^\circ\text{C} =$$

Resultado:

$$T_o = 25^\circ\text{C}$$

# Problemas resueltos

15. ¿Qué cantidad de calor se necesita para calentar 50 g de cobre desde 20°C hasta 70°C? Calor específico del cobre 0.389 J/g°C . Expresar resultado en Joules y en calorías.

Datos:

$$Q = ?$$

$$m = 50 \text{ g}$$

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

$$T_f = 70^\circ\text{C}$$

Sustitución:

$$Q = 50 \text{ g} \times 0.389 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (70 - 50)^\circ\text{C} =$$

Fórmula:

$$Q = mCe\Delta t$$

Resultado:

$$Q = 972.5 \text{ J}$$

# PROBLEMAS RESUELTOS

$$972.5 \text{ J} \times \frac{1 \text{ cal}}{4.184 \text{ J}} = 232.43 \text{ Cal}$$



# Problemas resueltos

16. Si se suministran 6000 J a 100 g de hierro a 20°C, ¿Cuál será su temperatura final?

Datos:

$$Q = 6000 \text{ J}$$

$$m = 100 \text{ g}$$

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

$$T_f = ?$$

$$C_{e \text{ Fe}} = 0.113 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

Conversión de unidades:

$$6000 \cancel{\text{ J}} \times \frac{1 \text{ cal}}{4.184 \cancel{\text{ J}}} = 1434 \text{ cal}$$

Fórmula:

$$Q = mC_e\Delta t$$

$$\Delta t = \frac{Q}{mC_e}$$

Despeje:

$$\Delta t = T_f - T_o$$

$$T_f = \frac{Q}{mC_e} + T_o$$

# Problemas resueltos

- Sustitución:

$$T_f = \frac{1434 \text{ cal}}{100 \text{ g} \times 0.113 \text{ cal/g}^\circ\text{C}} + 20^\circ =$$

Resultado:

$$T_f = 146.9^\circ\text{C}$$

# PROBLEMAS RESUELTOS

17. ¿Qué cantidad de calor se necesita suministrar a 600 g de agua para que se eleve su temperatura de 15°C a 90 °C?

Datos:

$$\Delta Q = ?$$

$$m = 600 \text{ g}$$

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

$$T_f = 90^\circ\text{C}$$

$$C_e_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

Sustitución:

$$\Delta Q = 600 \text{ g} \times 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times (90 - 15)^\circ\text{C}$$

Fórmula:

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

Resultado:

$$\Delta Q = 45000 \text{ cal}$$

# Problemas resueltos

18. ¿Cuántas calorías se deben suministrar para que un trozo de hierro de 0.5 kg eleve su temperatura de 25 °C a 85°C?

Datos:

Fórmula:

$$\Delta Q = ?$$

$$\Delta Q = m \times C_e \times \Delta t$$

$$C_{e_{Fe}} = 0.113 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

$$m = 0.3 \text{ kg}$$

$$T_f = 85 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_o = 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

Conversión:

$$0.3 \text{ kg} = \cancel{0.5} \text{ kg} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 500 \text{ g}$$

Sustitución:

$$\Delta Q = \cancel{500} \text{ g} \times 0.113 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times (85 - \cancel{25})^\circ\text{C} =$$

Resultado:

$$\Delta Q = 3390 \text{ cal}$$

# Problemas resueltos

19. ¿Cuántas calorías se deben suministrar a un trozo de aluminio de 0.5 kg para que eleve su temperatura de 25°C a 75°C?

Datos:

$$\Delta Q = ?$$

$$m = 0.5 \text{ kg} = 500 \text{ g}$$

$$T_o = 25^\circ\text{C}$$

$$T_f = 75^\circ\text{C}$$

Sustitución:

$$= 500 \cancel{\text{g}} \times 0.217 \frac{\text{cal}}{\cancel{\text{g}^\circ\text{C}}} \times 50 \cancel{^\circ\text{C}} = 5425 \text{ cal}$$

# Problemas resueltos

20. Determinar el calor específico de una muestra metálica si para que eleve su temperatura de 20°C a 70°C se requieren 560 calorías.

Datos:

$$\Delta Q = ?$$

$$m = 200 \text{ g}$$

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

$$T_f = 70^\circ\text{C}$$

Fórmula:

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

Despeje:

$$C_e = \frac{\Delta Q}{m \times \Delta T}$$

Sustitución:

$$C_e = \frac{560 \text{ cal}}{200 \text{ g} \times 50^\circ\text{C}}$$

Resultado:

$$C_{e \text{ Ag}} = 0.056 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

# Problema resuelto

21. ¿Cuál será el calor específico del aluminio si para que un trozo de 0.5 kg de este metal eleve su temperatura de 25°C a 75°C se deben aplicar 5425 calorías?

Datos:

$C_e = ?$

$m = 0.5 \text{ kg} = 500 \text{ g}$

$T_o = 25^\circ\text{C}$

$T_f = 75^\circ\text{C}$

$\Delta Q = 5425 \text{ cal}$

Sustitución:

$$C_e = \frac{5425 \text{ cal}}{500 \text{ g} \times 50^\circ\text{C}}$$

Fórmula:

$$\Delta Q = m \times C_e \times \Delta t$$

Despeje:

$$C_e = \frac{\Delta Q}{m \times \Delta t}$$

Resultado:

$$C_e = 0.217 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

# Problemas resueltos

22. Determina el calor específico de una muestra metálica de 100 g que requiere 868 calorías para elevar su temperatura de 50°C a 90°C.

Datos:

$$C_e = ?$$

$$m = 100 \text{ g}$$

$$\Delta Q = 868 \text{ cal}$$

$$T_o = 50^\circ\text{C}$$

$$T_f = 90^\circ\text{C}$$

Fórmula:

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

Despeje:

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

Sustitución:

$$C_e = \frac{868 \text{ cal}}{100 \text{ g} \times 40^\circ\text{C}}$$

Resultado:

$$C_e = 0.217 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$



# Problemas resueltos YO

- Determina el calor específico de 200 g de una muestra metálica que requiere 2170 cal para elevar su temperatura de 50°C a 100°C. Indicar de qué metal se trata.

Datos:

$$C_e = ?$$

$$T_o = 50^\circ\text{C}$$

$$T_f = 100^\circ\text{C}$$

$$m = 200 \text{ g}$$

$$\Delta Q = 2170 \text{ cal}$$

Sustitución:

$$c_e = \frac{2170 \text{ cal}}{200 \text{ g} \times 50^\circ\text{C}}$$

Fórmula:

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

Despeje:

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

Resultado:

$$C_e = 0.217 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

La muestra metálica es de aluminio.

# Problemas resueltos

23. El calor específico del hierro es  $0.107 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$  ¿Qué cantidad de calor se necesita para calentar  $100 \text{ g}$  de hierro desde  $20^\circ\text{C}$  hasta  $70^\circ\text{C}$ ?

Datos:

$$C_e = 0.107 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

$$Q = ?$$

$$m = 100 \text{ g}$$

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

$$T_f = 70^\circ\text{C}$$

Fórmula:

$$Q = m \times C_e \times \Delta t$$

Sustitución:

$$Q = 100 \text{ g} \times 0.107 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times (70^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C}) =$$

Resultado:

$$Q = 535 \text{ Cal}$$

Conversión de unidades:

$$535 \text{ cal} \times \frac{4.184 \text{ J}}{\text{Cal}} = 2238.4 \text{ J}$$

# Problemas resueltos

24. Determina la cantidad de calor que cede al ambiente una barra de plata de 400 g al enfriarse de 150°C a 30°C.

Datos:

$$\Delta Q = ?$$

$$C_e \text{ Ag} = 0.056 \text{ cal/}^\circ\text{C}$$

$$m = 400 \text{ g}$$

$$T_o = 150^\circ\text{C}$$

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

Fórmula:

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

Sustitución:

$$\Delta Q = (400 \text{ g}) (0.056 \text{ cal/g}^\circ\text{C}) (30^\circ\text{C} - 150^\circ\text{C}) =$$

Resultado:

$$\Delta Q = -2688 \text{ cal}$$

El signo negativo indica que la temperatura del cuerpo disminuyó al ceder energía calorífica al ambiente.

# Problemas resueltos

25. Determinar el calor específico de una muestra metálica de 400 g si al suministrarle 620 cal aumentó su temperatura de 15 °C a 65°C.

Datos:

$$C_e = ?$$

$$m = 400 \text{ g}$$

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

$$T_f = 65^\circ\text{C}$$

$$\Delta Q = 620 \text{ cal}$$

Fórmula:

$$\Delta Q = m C_e \Delta t$$

Despeje:

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

Sustitución:

$$C_e = \frac{620 \text{ cal}}{400 \text{ g} \times 50^\circ\text{C}}$$

Resultado:

$$C_e = 0.031 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

la muestra  
es de plomo

# Problemas resueltos

26. 2 kg de agua se enfrían de 100°C a 15°C, ¿Qué cantidad de calor cedieron al ambiente?

Datos:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \text{ kg}$$

$$T_o = 100^\circ\text{C}$$

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

$$\Delta Q = ?$$

$$C_{e\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ cal / g}^\circ\text{C}$$

Sustitución:

$$\Delta Q = 2000 \cancel{\text{ g}} \times 1 \cancel{\text{ cal/g}^\circ\text{C}} \times (-85^\circ\text{C}) = \Delta Q = -170\,000$$

Fórmula:

$$\Delta Q = m C_e \Delta t$$

Resultado:

# Problemas resueltos

27. La temperatura inicial de una barra de aluminio de 3 kg es de 25°C, ¿Cuál será su temperatura final si al ser calentada recibe 12 000 cal?

Datos:

$$T_o = 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$m = 3 \text{ kg}$$

$$T_f = ?$$

$$\Delta Q = 12000 \text{ cal}$$

$$C_{e_{Al}} = 0.217 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

Fórmula:

$$\Delta Q = m C_e (T_f - T_o)$$

Despeje:

$$T_f - T_o = \frac{\Delta Q}{m C_e}$$

$$T_f = \frac{\Delta Q}{m C_e} + T_o$$

# Problemas resueltos

Sustitución:

$$T_f = \frac{12000 \text{ cal}}{3000 \text{ g} \times 0.217 \text{ cal/g}^\circ\text{C}} + 25^\circ\text{C}$$

Resultado:

$$T_f = 43.43^\circ\text{C}$$

Obtención de unidades:

$$T_f = \frac{\text{cal}}{\frac{\text{cal}}{^\circ\text{C}}}$$

Se coloca la unidad a las calorías del numerador para estar igual que el denominador y se multiplican medios con medios y extremos con extremos:

$$\frac{\frac{\text{cal}}{1}}{\frac{\text{cal}}{^\circ\text{C}}} = \frac{\cancel{\text{Cal}}^\circ\text{C}}{\cancel{\text{Cal}}} = ^\circ\text{C}$$

# Problemas resueltos

28. ¿Cuál será la masa de agua que al enfriarse de 80 °C a 20°C cede al ambiente 150000 cal?

Datos:

$$m=?$$

$$T_o= 80^{\circ}\text{C}$$

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

$$\Delta Q= -150000 \text{ cal (signo negativo: calor cedido al ambiente)}$$

Fórmula:

$$\Delta Q= m C_e \Delta t$$

Despeje:

$$m= \frac{\Delta Q}{C_e(T_f- T_o)}$$

Sustitución:

$$m= \frac{-150000 \cancel{\text{ cal}}}{1 \cancel{\text{ cal/g}^{\circ}\text{C}}(-60^{\circ}\text{C})}$$

Resultado:

$$m = 2500 \text{ g}$$



# Problemas resueltos

- Obtención de unidades:

$$\frac{\text{cal}}{\cancel{\text{cal } ^\circ\text{C}} \cancel{\text{g } ^\circ\text{C}}} = \frac{\text{Cal}/1}{\text{cal}} = \frac{\text{cal. g}}{\text{cal}}$$
$$\frac{\text{cal}}{\text{g}}$$

Se coloca la unidad a las calorías del numerador para estar igual que el denominador y se multiplican medios con medios y extremos con extremos:

$$\frac{\text{cal}}{1} = \frac{\cancel{\text{cal.g}}}{\cancel{\text{cal}}} = \text{g}$$

se obtienen gramos que son las unidades de la masa.

# Problemas resueltos

29. La temperatura inicial de una barra de aluminio de 2 kg es de 20°C  
¿Cuál será su temperatura final si al ser calentada recibe 15190 cal?

Datos:

$$m = 2 \text{ kg}$$

$$T_o = 20 \text{ °C}$$

$$T_f = ?$$

$$C_e \text{ Al} = 0.217 \text{ cal/g°C}$$

$$\Delta Q = 15190 \text{ cal}$$

Sustitución:

$$T_f = \left( \frac{15190 \text{ cal}}{2000 \text{ g} \times 0.217 \text{ cal/g°C}} \right) + 20 \text{ °C}$$

Fórmula:

$$\Delta Q = m C_e \Delta t$$

$$\Delta Q = m C_e (T_f - T_o)$$

Despeje:

$$T_f = \frac{\Delta Q}{m C_e} + T_o$$

$$m C_e$$

Resultado:

$$T_f = 55 \text{ °C}$$

# Problemas resueltos

30. ¿Cuál será la temperatura final de 1.5 kg de agua a 100°C si al enfriarse cede al ambiente 120000 cal?

Datos:

$$m = 1.5 \text{ Kg} = 1500 \text{ g}$$

$$T_o = 100^\circ\text{C}$$

$$\Delta Q = -120000 \text{ cal}$$

$$C_e \text{ H}_2\text{O} = 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

Sustitución:

$$T_f = \frac{-120000 \text{ cal}}{1500 \text{ g} \times 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}} + 100^\circ\text{C}$$

Fórmula:

$$\Delta Q = m C_e \Delta Q$$

$$\Delta Q = m C_e (T_f - T_o)$$

Despeje:

$$T_f = \frac{\Delta Q}{m C_e} + T_o$$

$$m C_e$$

Resultado:

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

# PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Determinar la cantidad de calor que cede al ambiente una barra de hierro de 200 g al enfriarse de  $250^{\circ}\text{C}$  a  $50^{\circ}\text{C}$ .
2. ¿Qué cantidad de calor se necesita suministrar a 100 g de agua para que eleve su temperatura de  $20^{\circ}\text{C}$  a  $100^{\circ}\text{C}$ ?
3. ¿Cuántas calorías se deben suministrar a un trozo de hierro de 0.5 kg para que eleve su temperatura de  $20^{\circ}\text{C}$  a  $150^{\circ}\text{C}$ ?
4. Determina el calor específico de una muestra metálica de 300 g si se requieren aplicar 336 calorías para elevar su temperatura de  $20^{\circ}\text{C}$  a  $40^{\circ}\text{C}$ . Indicar de qué metal se trata.

# PROBLEMAS PROPUESTOS

5. Una barra de plata de 7.5 kg se encuentra a una temperatura de  $15^{\circ}\text{C}$ . ¿Cuál será su temperatura final si se le aplican 8400 cal?
6. El calor de vaporización del agua es 540 cal/g, ¿Cuántas calorías se necesitan para vaporizar 200 g de agua a  $100^{\circ}\text{C}$  y presión estándar normal?
7. Determina el calor específico de una muestra metálica de 100 g que requiere 868 calorías para elevar su temperatura de  $50^{\circ}\text{C}$  a  $90^{\circ}\text{C}$ .

# RESPUESTAS

1.  $\Delta Q = -4520 \text{ Cal}$
2.  $\Delta Q = 8000 \text{ cal}$
3.  $\Delta Q = 7345 \text{ cal}$
4.  $C_e = 0.056 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$  . Es plata.
5.  $T_f = 35^\circ\text{C}$
6.  $Q = 108000 \text{ Cal} = 108 \text{ Kcal}$
7.  $C_e = 0.217 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$

# CALOR LATENTE

- Una sustancia que se funde o evapora absorbe cierta cantidad de calor llamada calor latente, éste término significa oculto, pues existe aunque no se incremente su temperatura, ya que mientras dure la fusión o la evaporación de la sustancia no se registrará variación en la misma.
- La cantidad de calor requerida por una sustancia para fundirse es la misma que cede cuando se solidifica. Por tanto, respecto a una sustancia, el calor latente de fusión es igual al calor latente de solidificación.

# CALOR LATENTE DE FUSION

- El calor latente de fusión es una propiedad característica de cada sustancia pues según el material de que esté hecho el sólido requerirá cierta cantidad de calor para fundirse. Por definición el calor latente de fusión de una sustancia es la cantidad de calor que requiere ésta para cambiar 1 gramo de sólido a 1 g de líquido sin variar su temperatura.

$$\lambda_f = \frac{Q}{m}$$

$$Q = m \lambda_f$$

Donde:

$\lambda_f$  = calor latente de fusión en cal/g

Q= Calor suministrado en calorías

m= masa de la sustancia en g



# Calor latente de fusión

Calor latente de fusión a 1 atm de presión

Substancias		$\lambda_f$ en cal/g
Agua	H <sub>2</sub> O	80
Hierro	Fe	6
Cobre	Cu	42
Plata	Ag	21
Platino	Pt	27
Oro	Au	16
Mercurio	Hg	2.8
Plomo	Pb	5.9

# Calor latente de fusión

- La solidificación es lo contrario a la fusión. Por lo que la cantidad de calor requerida por una sustancia para fundirse es la misma que cede para solidificarse. **Para una misma sustancia, el calor latente de fusión es igual al calor latente de solidificación.**

# CALOR LATENTE DE VAPORIZACIÓN

- A una presión determinada todo líquido calentado hierve a una temperatura fija que constituye su punto de ebullición. Éste se mantiene constante independientemente del calor suministrado al líquido, pues si se le aplica mayor cantidad de calor, habrá mayor desprendimiento de burbujas sin cambio en la temperatura del mismo.
- Al medir la temperatura del líquido en ebullición y la del vapor se observa que ambos estados tienen la misma temperatura, es decir, están en equilibrio termodinámico. A presión normal (1 atm= 760 mm de Hg) el agua ebulle y el vapor se condensa a 100°C, a esta temperatura se le da el nombre de punto de ebullición del agua. Si se desea que el agua pase de líquido a vapor o viceversa sin variar su temperatura necesita un intercambio de 540 calorías por cada gramo.

# Calor latente de vaporización

- Este calor necesario para cambiar de estado sin variar su temperatura se denomina calor latente de vaporización del agua o calor de vaporización simplemente. Por definición: el calor de vaporización de una sustancia es la cantidad de calor que requiere para cambiar 1 gramo de líquido en ebullición a 1 g de vapor, manteniendo constante su temperatura.

$\lambda_v$  = calor de vaporización en cal/g

Q = calor suministrado en calorías cal.

m = masa de la sustancia en gramos g.

# Calor de vaporización

- Como lo contrario de la evaporación es la condensación, la cantidad de calor requerida por una sustancia para evaporarse es igual a la que cede cuando se condensa, por tanto, respecto a una misma sustancia, el calor latente de vaporización es igual al calor latente de condensación.

# Calor latente de vaporización

Calor latente de vaporización a 1 atm de presión

Substancia	$\lambda_v$ en cal/g
Agua H <sub>2</sub> O	540
Nitrógeno N <sub>2</sub>	48
Helio He	6
Aire	51
Mercurio Hg	65
Alcohol etílico C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	204
Bromo	44

# CALOR CEDIDO O ABSORBIDO

- El calor absorbido o desprendido por un cuerpo es proporcional a su variación de temperatura y a su masa.
- Cuando un cuerpo físico caliente se pone en contacto con uno frío, existe un desequilibrio térmico y por tanto, se producirá una transferencia de calor del cuerpo caliente al frío hasta que igualen su temperatura. En un intercambio de calor, la cantidad del mismo permanece constante pues el calor transmitido por uno o más objetos calientes será el que recibe uno o más objetos fríos. Esto da origen a la llamada ley de intercambio de calor que dice:

En cualquier intercambio de calor efectuado, el calor cedido o perdido es igual al absorbido o ganado.

Calor perdido= Calor ganado

$\Delta Q$  perdido=  $\Delta Q$  ganado

$\Delta Q= m C_e \Delta t$

# CALORÍMETRO

- Calorímetro de agua.
- Para que los cálculos que se realicen relacionados a experimentos cuantitativos de intercambio de calor sean confiables, deben evitarse pérdidas de él. Por ello, se utiliza comúnmente un calorímetro. El más usual es el de agua, que consta de un recipiente externo de Aluminio que en su exterior tiene otro del mismo material aislado con el propósito de evitar pérdidas de calor. Tiene además, un agitador, un termómetro y una tapa.
- El calorímetro de agua posibilita determinar el calor específico de algunas sustancias. El procedimiento es el siguiente:



# Calorímetro

- Se coloca una masa determinada de agua para conocer su temperatura. Se determina después la masa de la sustancia de la cual se va a calcular el calor específico y se calienta a una temperatura conocida (por ejemplo, se puede sumergir en agua previamente calentada a cierta temperatura) para evitar su enfriamiento se introduce inmediatamente en el agua del calorímetro y se agita hasta que la temperatura indicada en el termómetro no varíe; esto significa que existe un equilibrio térmico en todas las partes. Al medir el aumento de temperatura en el agua del calorímetro se puede calcular cuál fue la cantidad de calor cedido al agua y al recipiente interior por la sustancia, y finalmente encontrar el calor específico de la misma mediante la sustitución de datos en la fórmula respectiva.

# Calor

- **Calor cedido o absorbido por un cuerpo.**

1. Se tienen 500 g de agua a 80°C y se combinan con 500 g de agua a 40°C. Calcular la temperatura final de la solución.

Datos:

$$C_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

$$m_1 = 500 \text{ g}$$

$$T_1 = 80^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 40^\circ\text{C}$$

$$T_f = ?$$

Fórmula:

$$\Delta Q \text{ perdido por masa 1} = \Delta Q \text{ ganado por masa 2}$$

$$m_1 C_{\text{H}_2\text{O}} (T_1 - T_f) = m_2 C_{\text{H}_2\text{O}} (T_f - T_2)$$

$$60^\circ\text{C}$$

Sustitución:


$$500 \text{ g} \times \frac{1 \text{ cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (80^\circ\text{C} - T_f) = 500 \text{ g} \times \frac{1 \text{ cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (T_f - 40^\circ\text{C})$$

$$40000 \text{ cal} - 500 \frac{\text{cal}}{^\circ\text{C}} (T_f) = 500 \frac{\text{cal}}{^\circ\text{C}} (T_f) - 20000 \text{ cal}$$

# PROBLEMAS RESUELTOS

$$60000 \text{ cal} = 500 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}} (T_f) + 500 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}} (T_f)$$

$$60000 \text{ cal} = 1000 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}} (T_f)$$

$$T_f = \frac{60000 \text{ cal}}{1000 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}}} \quad T_f = \frac{60000 \frac{\text{cal}}{1}}{1000 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}}} \quad T_f = 60 \frac{\cancel{\text{cal}}^{\circ}\text{C}}{\cancel{\text{cal}}}$$


Resultado:

$$T_f = 60^{\circ}\text{C}$$

# Problemas resueltos

2. Determinar cuál es la temperatura final de 900 g de agua a 17 °C contenida en un recipiente de aluminio que tiene una masa de 300 g después de introducir en ella un trozo de plomo de 400 g calentados a 100°C.

Datos:

Tf=?

To= 17°C

m<sub>H<sub>2</sub>O</sub>= 900 g

m<sub>Al</sub>= 300 g

m<sub>Pb</sub>= 400 g

Ce <sub>H<sub>2</sub>O</sub>= 1 cal/g°C

Ce <sub>Al</sub>= 0.217 cal/g°C

Ce <sub>Pb</sub>= 0.031 cal/g°C

Fórmula:

$$\Delta Q_{\text{Pb}} = \Delta Q_{\text{H}_2\text{O}} + \Delta Q_{\text{Al}}$$

# Problemas resueltos

$$\Delta Q_{\text{Pb}} = \Delta Q_{\text{H}_2\text{O}} + \Delta Q_{\text{Al}}$$

Calor perdido por el plomo = calor ganado por el agua y el Aluminio

$$m_{\text{Pb}} C_{\text{Pb}} (T_{\text{Pb}} - T_f) = m_{\text{H}_2\text{O}} \times C_{\text{H}_2\text{O}} \times (T_f - T_o) + m_{\text{Al}} C_{\text{Al}} (T_f - T_o)$$

$$400 \text{ g} \times 0.031 \text{ cal/g}^\circ\text{C} (100^\circ\text{C} - T_f) = (900 \text{ g} \times 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times (T_f - 17^\circ\text{C}) + \\ + 300 \text{ g} \times 0.217 \text{ cal/g}^\circ\text{C} (T_f - 17^\circ\text{C}))$$

$$1240 \text{ cal} - (12.4 \text{ cal}^\circ\text{C/g})(T_f) = 900 \text{ cal}^\circ\text{C}(T_f) - 15300 \text{ cal} + 65.1 \text{ cal}^\circ\text{C}(T_f) - 1106.7 \text{ cal}$$

$$1240 \text{ cal} + 15300 \text{ cal} + 1106.7 \text{ cal} - 400 \text{ g}(T_f) = 900 \text{ cal}^\circ\text{C}(T_f) + 65.1 \text{ cal}^\circ\text{C}(T_f) + 12.4 \text{ cal}^\circ\text{C}$$

$$17646.7 \text{ cal} = 977.5 \text{ cal}^\circ\text{C} (T_f)$$

# Problemas resueltos

Despejando:

$$T_f = \frac{17646.7 \text{ cal}}{977.5 \text{ cal/}^\circ\text{C}} = 18.05 \text{ }^\circ\text{C}$$

Resultado:

$$T_f = 18.05^\circ\text{C}$$

# Problemas resueltos

3. Una barra caliente de Cu cuya masa es de 1.5 kg se introduce en 4 kg de agua, eleva su temperatura de 18°C a 28°C, ¿Qué temperatura tiene la barra?

Datos:

$$m_{\text{Cu}} = 1.5 \text{ kg}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 4 \text{ kg}$$

$$T_o = 18^\circ\text{C}$$

$$T_f = 28^\circ\text{C}$$

$$C_{e_{\text{Cu}}} = 0.093 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

$$C_{e_{\text{H}_2\text{O}}} = 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

Fórmula:

$$\Delta Q_{\text{Cu}} = \Delta Q_{\text{H}_2\text{O}}$$

# PROBLEMAS RESUELTOS

Calor perdido por el cobre = calor ganado por el agua

$$\Delta Q_{\text{Cu}} = \Delta Q_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$m_{\text{Cu}} c_{\text{Cu}} (T_{\text{Cu}} - T_f) = m_{\text{H}_2\text{O}} c_{\text{H}_2\text{O}} (T_f - T_o)$$

$$(1500 \text{ g})(0.093 \text{ cal/g}^\circ\text{C})(T_{\text{Cu}} - 28^\circ\text{C}) = (4000 \text{ g})(1 \text{ cal/g}^\circ\text{C})(28^\circ\text{C} - 18^\circ\text{C})$$

$$139.5 \text{ cal/}^\circ\text{C} (T_{\text{Cu}} - 28^\circ\text{C}) = 40000 \text{ cal}$$

$$139.5 \text{ cal/}^\circ\text{C} (T_{\text{Cu}}) - 3906 \text{ cal} = 40000 \text{ cal}$$

Despejando:

$$139.5 \text{ cal/}^\circ\text{C} (T_{\text{Cu}}) = 40000 \text{ cal} + 3906 \text{ cal}$$

$$(T_{\text{Cu}}) = \frac{43906 \text{ cal}}{139.5 \text{ cal/}^\circ\text{C}}$$

$$T_{\text{Cu}} = 314.7^\circ\text{C}$$



# Problemas resueltos

4. Se introducen 140 g de una aleación a una temperatura de 93°C en un calorímetro de aluminio de 50 g que contiene 200 g de agua a 20°C. Se agita la mezcla de que contiene 200 g de agua a 20°C. Se agita la mezcla y la temperatura se estabiliza a los 24°C. ¿Cuál es el calor de la aleación?

Datos:

Fórmula:

$$\Delta Q_{\text{aleación}} = \Delta Q_{\text{H}_2\text{O}} + \Delta Q_{\text{Al}}$$

Calor perdido por aleación = calor ganado por H<sub>2</sub>O y Al

# Problemas resueltos

Sustitución:

$$\begin{aligned}\Delta Q_{\text{aleación}} &= \Delta Q_{\text{H}_2\text{O}} + \Delta Q_{\text{Al}} = m_{\text{aleación}} C_{\text{e}_{\text{aleación}}} (T_{\text{aleación}} - T_f) = \\ &= m_{\text{H}_2\text{O}} C_{\text{e}_{\text{H}_2\text{O}}} (T_f - T_o) + m_{\text{Al}} C_{\text{e}_{\text{Al}}} (T_f - T_o) =\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta Q_{\text{aleación}} &= 140 \text{ g}_{\text{aleación}} C_{\text{e}_{\text{aleación}}} (93^\circ\text{C} - 24^\circ\text{C}) = \cancel{200 \text{ g}} \times \cancel{1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}} \times \cancel{(24^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C})} + \\ &+ \cancel{50 \text{ g}} \times \cancel{0.217 \text{ cal/g}^\circ\text{C}} \times \cancel{(24^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C})} = \\ &= 9660 \text{ g}^\circ\text{C} C_{\text{e}_{\text{aleación}}} = \\ &= 800 \text{ cal} + 43.4 \text{ cal} = 843.4 \text{ cal} =\end{aligned}$$

Despejando:

$$C_{\text{e}_{\text{aleación}}} = \frac{843.4 \text{ cal}}{9660 \text{ g}^\circ\text{C}}$$

Resultado:

$$C_{\text{e}} = 0.087 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

# Problemas resueltos

5. Se tienen 1000 g de agua a 90°C y se combinan con 1000 g de agua a 60°C. Calcular la temperatura final de la solución.

Datos:  $\Delta Q$  perdido por masa<sub>1</sub> =  $\Delta Q$  ganado por masa<sub>2</sub>

$$m_1 = 1000 \text{ g} \quad m_1 \text{ CeH}_2\text{O} (T_1 - T_f) = m_2 \text{ CeH}_2\text{O} (T_f - T_2)$$

$$T_1 = 90^\circ\text{C}$$

$$m_2 = 1000 \text{ g}$$

$$T_2 = 60^\circ\text{C}$$

$$T_f = ?$$

Sustitución:

$$1000 \text{ g} \times 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C} (90^\circ\text{C} - T_f) = 1000 \text{ g} \times 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C} (T_f - 60^\circ\text{C})$$

$$90000 \text{ g} \cdot \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} - 1000 \text{ g} \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (T_f) = 1000 \text{ g} \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (T_f) - 60000 \text{ g} \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$$

# Problemas resueltos

$$90000 \text{ cal} - 1000 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}} (T_f) = 1000 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}} (T_f) - 60000 \text{ cal}$$

- Agrupando términos semejantes:

$$90000 \text{ cal} + 60000 \text{ cal} = 1000 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}} (T_f) + 1000 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}} (T_f)$$

$$150000 \text{ cal} = 2000 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}} (T_f)$$

Despejando:

$$T_f = \frac{150000 \cancel{\text{cal}}}{2000 \cancel{\frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}}}}$$

Resultado:

$$T_f = 75^{\circ}\text{C}$$

# Problemas resueltos

6. Un calorímetro de aluminio de 55 g de masa contiene 300 g de agua a una temperatura de 21°C. Si en él se introdujeron 160 g de una aleación a 85°C, ¿Cuál es su calor específico si la temperatura del agua se incrementó hasta 25°C?

Datos:

$$m_{\text{Al}} = 55 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 300 \text{ g}$$

$$T_0 = 21^\circ\text{C}$$

$$T_f = 25^\circ\text{C}$$

$$T_{\text{aleación}} = 85^\circ\text{C}$$

Fórmula:

$$\Delta Q_{\text{aleación}} = \Delta Q_{\text{H}_2\text{O}} + \Delta Q_{\text{Al}}$$

Calor perdido por aleación = calor ganado por agua y aluminio

# Problema resuelto

$$\Delta Q_{\text{aleación}} = \Delta Q_{\text{H}_2\text{O}} + \Delta Q_{\text{Al}}$$

$$m_{\text{aleac}} C_{e_{\text{aleac}}} (T_{\text{aleac}} - T_f) = m_{\text{H}_2\text{O}} C_e (T_f - T_o) + m_{\text{Al}} C_{e_{\text{Al}}} (T_f - T_o)$$

$$160 \text{ g } (85 - 25^\circ\text{C}) C_e = 300 \text{ g} \times 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (25 - 21)^\circ\text{C} + 55 \text{ g} \times 0.217 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (25 - 21)^\circ\text{C}$$

$$9600 \text{ g}^\circ\text{C} (C_{e_{\text{aleac}}}) = 1200 \text{ cal} + 47.74 \text{ cal}$$

$$9600 \text{ g}^\circ\text{C} (C_{e_{\text{aleac}}}) = 1247.74 \text{ cal}$$

$$C_{e_{\text{aleac}}} = \frac{1247.74 \text{ cal}}{9600 \text{ g}^\circ\text{C}} =$$

$$C_{e_{\text{aleación}}} = 0.13 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

# Problemas resueltos

7. Una barra de cobre cuya masa es de 2 kg se introduce en 3 kg de agua, elevando su temperatura de 20°C a 30°, ¿Qué temperatura tiene la barra?

Datos:

$$m_{\text{Cu}} = 2 \text{ kg} = 2000 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 3 \text{ kg} = 3000 \text{ g}$$

$$C_{\text{eCu}} = 0.093 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

$$C_{\text{eH}_2\text{O}} = 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

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

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

$$T_{\text{Cu}} = ?$$

Fórmula:

$$\Delta Q_{\text{Cu}} = \Delta Q_{\text{H}_2\text{O}}$$

Calor perdido por el Cu = calor ganado por el H<sub>2</sub>O

$$m_{\text{Cu}} C_{\text{e}} (T_{\text{Cu}} - T_f) = m_{\text{H}_2\text{O}} C_{\text{e}} (T_f - T_o)$$

# Problemas propuestos

Sustitución:

$$(2000 \text{ g})(0.093 \text{ cal/g}^\circ\text{C})(T_{\text{Cu}} - 30^\circ\text{C}) = 3000 \text{ g} \times 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times 10^\circ\text{C}$$

$$186 \text{ cal/}^\circ\text{C} (T_{\text{Cu}}) - 5580 \text{ cal} = 30000 \text{ cal}$$

$$186 \text{ cal/}^\circ\text{C} (T_{\text{Cu}}) = 30000 \text{ cal} + 5580 \text{ cal}$$

$$T_{\text{Cu}} = \frac{35580 \text{ cal}}{186 \text{ cal/}^\circ\text{C}} =$$

Resultado:

$$T_{\text{Cu}} = 191.29^\circ\text{C}$$



# Problemas resueltos

8. Se tienen 200 g de agua a 90 °C y se combinan con 200 g de agua a 30°C. Calcular la temperatura final de la solución.

Datos:

Fórmula:

$$m_1 = 200 \text{ g}$$

Calor perdido por masa 1 = Calor ganado por masa 2

$$m_2 = 200 \text{ g}$$

$$m_1 \times C_e \times (T_1 - T_f) = m_2 \times C_e \times (T_f - T_2)$$

$$T_1 = 90^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 30^\circ\text{C}$$

$$T_f = ?$$

$$C_{e\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

Sustitución:

$$200 \text{ g} \times 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times (90^\circ\text{C} - T_f) = 200 \text{ g} \times 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times (T_f - 30^\circ\text{C})$$

# Problemas propuestos

$$18000 \text{ cal} - 200 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}} (T_f) = 200 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}} - 6000 \text{ cal}$$

$$24000 \text{ cal} = 200 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}} (T_f) + 200 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}} (T_f)$$

$$24000 \text{ cal} = 400 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}} (T_f)$$

$$T_f = \frac{24000 \text{ cal}}{400 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}}} = 60^{\circ}\text{C} \quad T_f = \frac{24000}{400} \frac{\text{cal}}{\frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}}} = 60 \frac{\cancel{\text{cal}}^{\circ}\text{C}}{\cancel{\text{cal}}}$$

Resultado

Tf= 60 °C

# Problemas resueltos

9. Determinar la temperatura a la que se calentó una barra de hierro de 3 kg si al introducirla en 2 kg de agua a 15°C eleva la temperatura de ésta a 30°C.

Datos:

Fórmula:

$$T_{\text{Fe}} = ?$$

$$\Delta Q_{\text{Fe}} = \Delta Q_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$m_{\text{Fe}} = 3 \text{ kg}$$

Calor perdido por el Fe = Calor ganado por el H<sub>2</sub>O

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \text{ Kg}$$

$$m_{\text{Fe}} C_e (T_{\text{Fe}} - T_f) = m_{\text{H}_2\text{O}} C_e (T_f - T_o)$$

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

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

$$C_{e\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

$$C_{e\text{Fe}} = 0.113 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

# Problemas resueltos

Sustitución:

$$3000 \text{ g} \times 0.113 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times (T_{\text{Fe}} - 30^\circ\text{C}) = 2000 \text{ g} \times 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times (30 - 15)^\circ\text{C}$$

$$339 \text{ cal/}^\circ\text{C}(T_{\text{Fe}}) - 10170 \text{ cal} = 30000 \text{ cal}$$

$$339 \text{ cal/}^\circ\text{C}(T_{\text{Fe}}) = 30000 \text{ cal} + 10170 \text{ cal}$$

$$T_{\text{Fe}} = \frac{40170 \text{ cal}}{339 \text{ cal/}^\circ\text{C}}$$

$$T_{\text{Fe}} = 118.49^\circ\text{C}$$

# Actividad experimental

Calor cedido y absorbido por los objetos

Calor específico

Objetivo: Determinar experimentalmente el calor específico del hierro utilizando un calorímetro de agua.

Que desarrolle las competencias:

Genéricas: Desarrolla innovaciones y propone soluciones a problemas a partir de métodos establecidos.

Atributo: Sintetiza evidencias obtenidas mediante la experimentación para producir conclusiones y formular nuevas preguntas.

# Actividad experimental

- Competencias disciplinares:

Contrasta los resultados obtenidos en una investigación o experimento con hipótesis previas y comunica sus conclusiones.

Obtiene, registra y sistematiza la información obtenida, consultando fuentes relevantes y realizando los experimentos pertinentes.

Diseña prototipos para resolver problemas, satisfacer necesidades y demostrar principios científicos.

Aplica normas de seguridad en el manejo de sustancias, instrumentos y equipo para la realización de actividades de su vida cotidiana.

# Actividad experimental

- Fundamento:

Cuando un objeto caliente se pone en contacto con uno frío se da un intercambio de energía calorífica del objeto caliente al frío hasta igualar la temperatura. En un intercambio de calor, la cantidad del mismo permanece constante, pues el calor transmitido por uno o más objetos calientes será el que reciba uno o más objetos fríos. Esto origina la llamada ley del intercambio de calor que dice:

“En cualquier intercambio de calor efectuado, el calor cedido es igual al absorbido”. En otras palabras:

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

# ACTIVIDAD EXPERIMENTAL

- El calor específico de una sustancia se define de la siguiente manera: es la cantidad de calor que necesita un gramo de una sustancia para elevar su temperatura un grado Celsius.

$$C_e = \frac{\Delta Q}{m\Delta t}, \quad C_e \text{ en cal/g}^\circ\text{C}$$

Despejando:

$$\Delta Q = mC_e\Delta t$$



# Actividad experimental

- Material:

Un calorímetro de agua

Una balanza granataria

Un vaso de precipitados de 250 ml

Un soporte universal completo

Un mechero Bunsen

Un termómetro

Substancias:

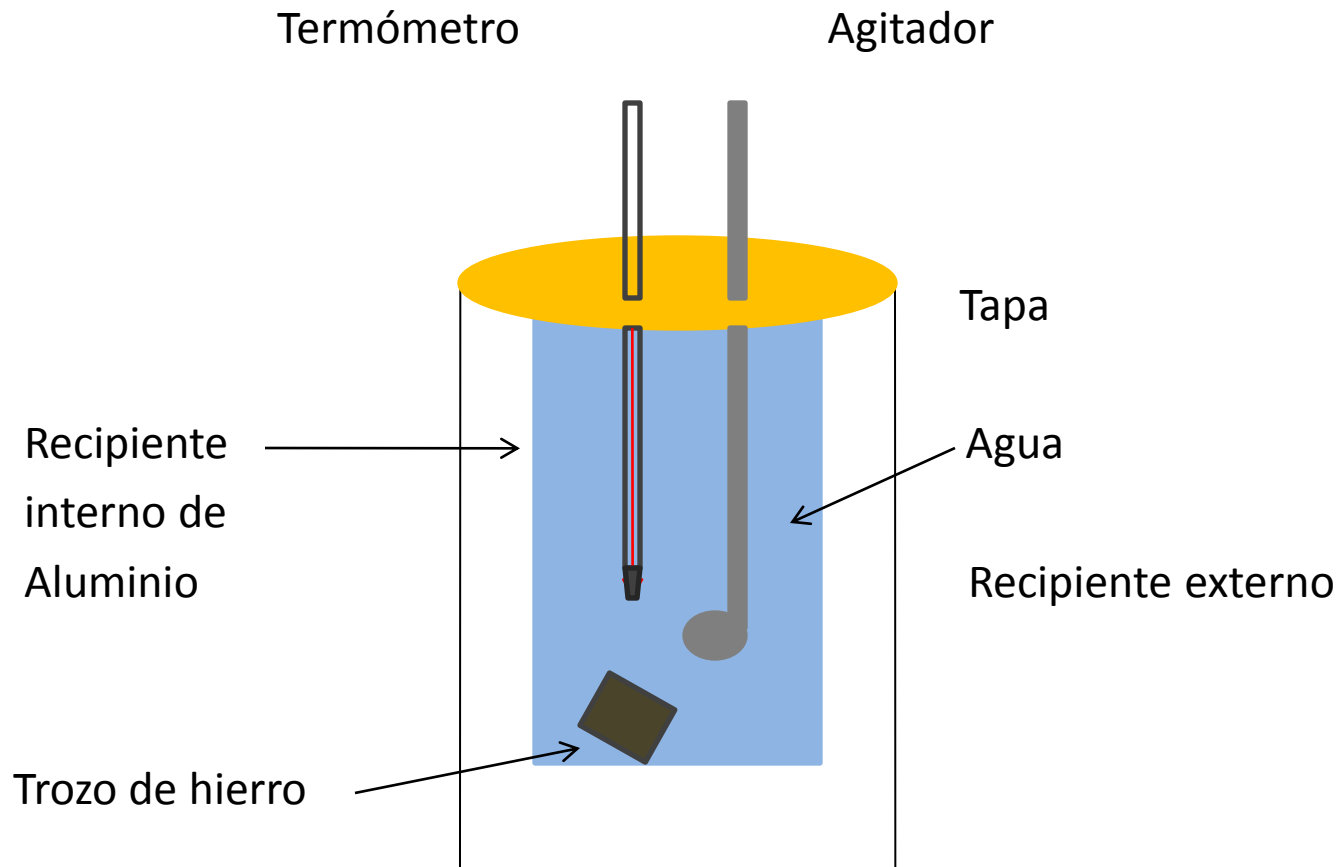
Un trozo de hierro

Agua

Desarrollo de la actividad experimental:

1. Coloca 300 ml de agua, o sea, 300 g de ella en el recipiente interno de aluminio del calorímetro y registra cuál la temperatura inicial tanto del agua como del recipiente interno. Anótala.

# Calorímetro



# Actividad experimental

2. Amarra con un hilo el trozo de hierro para poder cargarlo. Determina con la balanza la masa del trozo de hierro, substancia a la cual se le determinará su calor específico. Anota el valor de la masa en gramos.
3. Con un vaso de precipitados con agua, como se ve en la figura, pon a calentar el trozo de hierro a la temperatura que elijas, por ejemplo, 90°C. Ello se logra midiendo la temperatura del agua que se calienta en el vaso de precipitados, cuando el agua alcance los 90 °C significará que el trozo de hierro sumergido en el agua también tiene 90°C de temperatura. Anotar esta temperatura que será la inicial del hierro  $T_{Fe}$ .

# Actividad experimental

4. Una vez calentado el trozo de hierro a la temperatura deseada (90 °C) y para evitar que se enfríe, introdúcelo inmediatamente en el agua que contiene el recipiente interno del calorímetro, tomándolo del hilo que tiene atado.
5. Agita el agua contenida en el recipiente interno del calorímetro hasta que la temperatura marcada por el termómetro no varíe, ello indicará la existencia de un equilibrio térmico en todas las partes.  
Mide la temperatura en el agua del calorímetro, que será la misma temperatura del recipiente interno del calorímetro hecho de aluminio y que tendrá el trozo de hierro una vez que ha cedido calor al agua y al recipiente interno. Esta temperatura será la final del sistema, hierro, agua, aluminio ( $T_f$ ). Anótala.

# Actividad experimental

- Determina el calor específico del hierro, recordando lo siguiente:

Calor perdido por el hierro= calor ganado por el agua y el aluminio

$$\Delta Q_{\text{Fe}} = \Delta Q_{\text{H}_2\text{O}} + \Delta Q_{\text{Al}}$$

Como:

$$\Delta Q = m C_e \Delta t, \text{ se tiene:}$$

$$m_{\text{Fe}} C_{e_{\text{Fe}}} (T_{\text{Fe}} - T_f) = m_{\text{H}_2\text{O}} C_e (T_f - T_0) + m_{\text{Al}} C_{e_{\text{Al}}} (T_f - T_0)$$

Sustituye valores y despeja el valor del calor específico del hierro.

# Actividad experimental

- Cuestionario:
  1. ¿Qué sustancia cedió calor y cuáles lo absorbieron?
  2. ¿Cuál es el valor del calor específico del hierro encontrado experimentalmente?

# Actividad experimental

- Retroalimentación: Las preguntas se debieron contestar de esta manera:

A la pregunta 1: el hierro cedió calor al agua y al aluminio. A la pregunta 2: si se compara el calor específico encontrado experimentalmente con los que se encuentran en la tabla, los valores deben ser muy aproximados si la actividad experimental se realizó con mucho cuidado.

# Bibliografía

- Física para Bachillerato  
Pérez Montiel, Héctor.  
Editorial: Patria.  
2011.
- Física general con experimentos.  
Alvarenga, Beatriz. Máximo, Antonio.  
Editorial: Oxford.  
2014.
- Fundamentos de Química General  
Garzón G, Guillermo.  
McGraw-Hill.  
1993.