



TEMA VI: Calorimetría. Estados de agregación de la materia.

Objetivos:

- Articular conceptos y métodos de cálculo vinculados al intercambio de calor con variación de la temperatura o del estado de agregación.
- Determinar el calor total liberado por un sistema o entregado a un sistema.
- Construir e interpretar gráficos de variación de temperatura de un sistema frente al calor intercambiado por el mismo.
- Determinar la temperatura de equilibrio de un sistema que intercambia calor.
- Determinar estado final de un sistema que intercambia calor.

Comentarios preliminares:

Es importante recordar que en este tema, analizaremos los distintos intercambios de calor (suministrar o quitar energía al sistema analizado) que ocurren si se producen modificaciones en la temperatura y/o estado de agregación (o fase) de diversas sustancias, sin que se produzcan reacciones químicas. Por esto, en la gran mayoría de los casos consideraremos dos tipos de calores, el calor sensible y el calor latente.

El **calor sensible** es la energía que es necesario incorporar o quitar al sistema analizado, si deseamos elevar o disminuir su temperatura respectivamente, **sin modificar su estado de agregación o fase**.

$$Q_{sensible} = m \cdot c_{pe} \cdot (T_f - T_i)$$

Donde:

$Q_{sensible}$: calor sensible (debe tener unidades de energía. Por ejemplo: cal, J, kJ, etc.)

m : masa de la sustancia (o sistema analizado) que modifica su temperatura.

c_{pe} : es el calor específico a presión constante de la sustancia (o sistema analizado) que le es propio y depende del estado de agregación o fase (e) en el que se encuentra y otras variables.

T_f : es la temperatura final alcanzada por la sustancia (o sistema analizado) sin que haya sufrido un cambio en su estado de agregación (o fase) inicial.

T_i : es la temperatura inicial de la sustancia (o sistema analizado).

El **calor latente** es la energía vinculada a un **cambio de estado de agregación (o fase)**, es decir que está asociada a la energía necesaria para modificar las fuerzas intermoleculares que existen en la sustancia analizada.

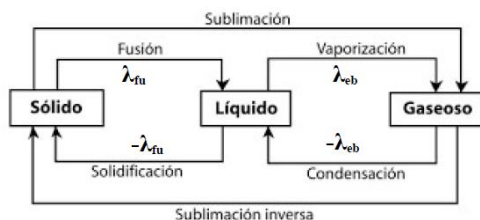
$$Q_{latente} = m \cdot \lambda_{ce}$$

Donde:

$Q_{latente}$: calor latente (debe tener unidades de energía. Por ejemplo: cal, J, kJ, etc.)

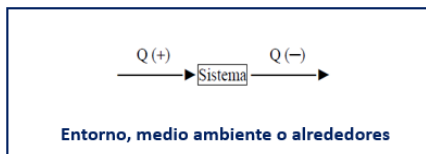
m : masa de la sustancia (o sistema analizado) que sufre el cambio de fase o estado de agregación.

λ_{ce} : calor de cambio estado de agregación (o fase), también se representa como L.





Por convenio el calor que es entregado/ingresado al sistema es positivo y el calor liberado/extraído del sistema es negativo, como se observa en la siguiente figura.



PROBLEMAS RESUELTOS

EJEMPLO N° 1:

Calcular la cantidad de calor necesaria para transformar a 1 atm de presión, 40 g de hielo inicialmente a -15°C en agua líquida a 30°C .

Datos:

$$c_{ps} = 0,48 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \quad T_{fu} = 0^{\circ}\text{C} \quad \lambda_{fu} = 80 \frac{\text{cal}}{\text{g}}$$

$$c_{pl} = 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \quad T_{eb} = 100^{\circ}\text{C} \quad \lambda_{eb} = 540 \frac{\text{cal}}{\text{g}}$$

$$c_{pv} = 0,5 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}$$

Donde:

c_{ps} : es el calor específico a presión constante del agua en estado sólido.

c_{pl} : es el calor específico a presión constante del agua en estado líquido.

c_{pv} : es el calor específico a presión constante del agua en estado gaseoso.

T_{fu} : es la temperatura de fusión del agua a presión atmosférica estándar (1 atm).

T_{eb} : es la temperatura de ebullición del agua a presión atmosférica estándar (1 atm).

λ_{fu} : es el calor de cambio de fase (fusión). Es decir, la energía necesaria para llevar 1 g de agua en estado sólido a estado líquido.

λ_{eb} : es el calor de cambio de fase (ebullición o vaporización). Es decir, la energía necesaria para llevar 1 g de agua en estado líquido a estado gaseoso.

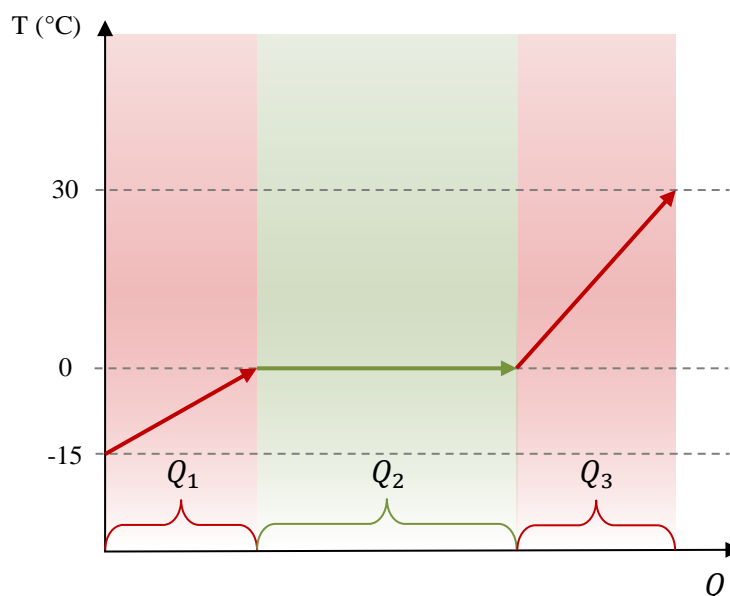
Solución:

Procedemos a confeccionar una gráfica de temperatura (T) vs calor (Q) para este caso:

-En primer lugar, marcaremos en el eje de ordenadas (vertical) las temperaturas que tenemos como dato (considerar principalmente las temperaturas de cambio de fase).

-Una vez realizado lo anterior, comenzaremos a trazar la gráfica teniendo presente las temperaturas marcadas. Si una temperatura de cambio de fase se encuentra entremedio de la temperatura inicial y final, tendremos que trazar en primera instancia una diagonal entre la temperatura inicial y la temperatura de cambio de fase. Luego debemos continuar la gráfica con una horizontal a la temperatura de cambio de fase y finalmente una diagonal hasta la temperatura final.

La gráfica sería como la que se muestra a continuación:



Recordar que esta gráfica no precisa tener ni proporciones ni escalas exactas, ya que solamente la utilizaremos para orientarnos respecto a las distintas etapas del calentamiento del agua (en este caso en estado sólido inicialmente).

Al observar la gráfica, podemos describir el calentamiento de los 40 g de hielo a través de tres etapas:

- La primera representa la elevación de la temperatura del hielo desde los -15°C hasta los 0°C (calor sensible). La energía en forma de calor, necesaria para poder realizar esto es Q_1 .
- La segunda se inicia inmediatamente al finalizar la primera, ya que al alcanzarse la temperatura de fusión se produce el cambio de fase (estado), del sólido al líquido (que involucra un calor latente). Para lograr que la totalidad de los 40 g de hielo (agua en estado sólido) se conviertan en agua líquida, será necesario suministrar una cantidad de energía igual a Q_2 (recordar que los cambios de estado se producen a temperatura constante).
- Una vez que toda la masa inicial se encuentra en estado líquido, nos resta elevar su temperatura hasta los 30°C , para lo cual precisaremos una cantidad de energía en forma de calor Q_3 .

En general podríamos decir que:

$$\text{Calor necesario} = \sum \text{Calores de cada etapa}$$

Que matemáticamente podríamos plantearlo de la siguiente forma:

$$Q_{\text{necesario}} = \sum Q_i$$



En este caso y a través de la gráfica, podemos identificar que

$$Q_{necesario} = Q_1 + Q_2 + Q_3$$

Analizando cada etapa, cada uno de los calores sería:

$$Q_1 = m \cdot c_{ps} \cdot (T_{f1} - T_{i1}) \quad (\text{calor sensible})$$

Donde T_{f1} y T_{i1} son las temperaturas finales e iniciales para la etapa 1 respectivamente.

$$Q_2 = m \cdot \lambda_{fu} \quad (\text{calor latente})$$

$$Q_3 = m \cdot c_{pl} \cdot (T_{f3} - T_{i3}) \quad (\text{calor sensible})$$

Donde T_{f3} y T_{i3} son las temperaturas finales e iniciales para la etapa 3 respectivamente.

Entonces:

$$Q_{necesario} = Q_1 + Q_2 + Q_3$$

$$Q_{necesario} = m \cdot c_{ps} \cdot (T_{f1} - T_{i1}) + m \cdot \lambda_{fu} + m \cdot c_{pl} \cdot (T_{f3} - T_{i3})$$

Reemplazando datos:

$$Q_{necesario} = 40g \cdot 0,48 \frac{\text{cal}}{g^{\circ}\text{C}} \cdot [0^{\circ}\text{C} - (-15^{\circ}\text{C})] + 40g \cdot 80 \frac{\text{cal}}{g} + 40g \cdot 1 \frac{\text{cal}}{g^{\circ}\text{C}} \cdot [30^{\circ}\text{C} - 0^{\circ}\text{C}]$$

$$Q_{necesario} = 4688 \text{ cal}$$

El resultado anterior nos indica que para transformar 40 g de hielo inicialmente a -15°C en agua líquida a 30°C a 1 atm, será necesario brindarle 4688 cal.

EJEMPLO N° 2:

Calcular el calor latente de fusión del cobre, si al quitarle 12680 cal a una muestra de 200 g de este metal, inicialmente como líquido a 1100°C , se convierte en sólido a 1000°C .

Datos del Cu:

$$c_{ps} = 0,15 \frac{\text{cal}}{g^{\circ}\text{C}} \quad c_{pl} = 0,12 \frac{\text{cal}}{g^{\circ}\text{C}} \quad T_{fu} = 1083^{\circ}\text{C}$$

Donde:

c_{ps} : es el calor específico a presión constante del cobre en estado sólido.

c_{pl} : es el calor específico a presión constante del cobre en estado líquido.

T_{fu} : es la temperatura de fusión del cobre a presión atmosférica estándar (1 atm).

Solución:

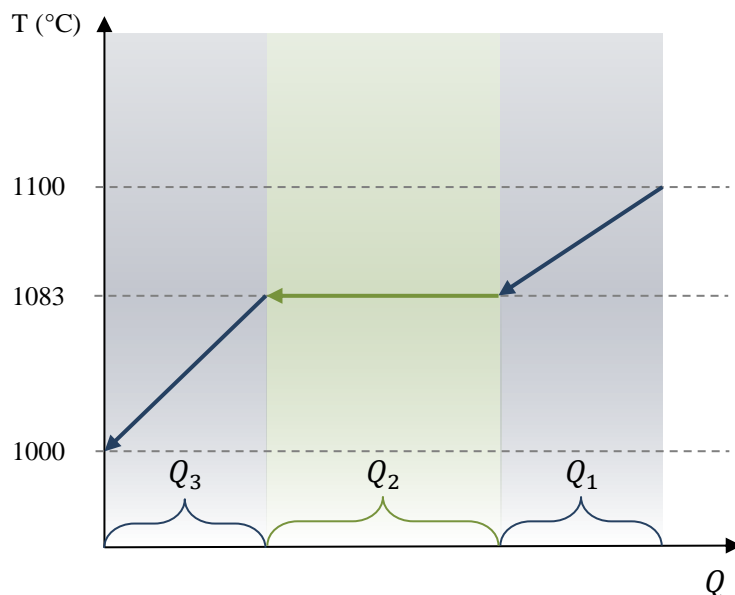
Inicialmente, procedemos a confeccionar una gráfica de temperatura (T) vs calor (Q):

-En primer lugar, marcaremos en el eje de ordenadas (vertical) las temperaturas que tenemos como dato (considerar principalmente las temperaturas de cambio de fase).



-Una vez realizado lo anterior, comenzaremos a trazar la gráfica teniendo presente las temperaturas marcadas. Si una temperatura de cambio de fase se encuentra entremedio de la temperatura inicial y final, tendremos que trazar en primera instancia una diagonal entre la temperatura inicial y la temperatura de cambio de fase. Luego debemos continuar la gráfica con una horizontal a la temperatura de cambio de fase y finalmente una diagonal hasta la temperatura final.

La gráfica resultante sería como la que se muestra a continuación:



Recordar nuevamente que esta gráfica no precisa tener ni proporciones ni escalas exactas, ya que solamente la utilizaremos para orientarnos respecto a las distintas etapas del enfriamiento del cobre.

En este caso particular analizaremos el enfriamiento de 200 g cobre desde una temperatura inicial de 1100°C hasta una temperatura final de 1000°C:

Observando la gráfica, podemos describir la situación planteada por la consigna a través de tres etapas:

- La primera representa el descenso de la temperatura (enfriamiento) del cobre desde la temperatura inicial de 1100°C hasta la temperatura de fusión, la cual es 1083°C (calor sensible). La energía en forma de calor, que se debe perder para que esto ocurra es Q_1 .
- La segunda se inicia inmediatamente al finalizar la primera, ya que al alcanzarse la temperatura de fusión se produce el cambio de estado de agregación (o fase), del líquido al sólido (calor latente). Para que la totalidad de la masa de cobre se solidifique, será necesario quitarle una cantidad de energía igual a Q_2 (recordar que los cambios de estado se producen a temperatura constante).
- La última etapa consta de una nueva disminución en la temperatura de la masa de cobre (ahora en estado sólido). Esto último implica la pérdida de una cantidad de energía en forma de calor igual a Q_3 .

Por lo tanto, podemos concluir que



$$Q_{\text{extraído}} = Q_1 + Q_2 + Q_3$$

Recordar que el $Q_{\text{extraído}}$, llevará un signo negativo debido a que es un calor que le fue quitado a la masa de cobre evaluada.

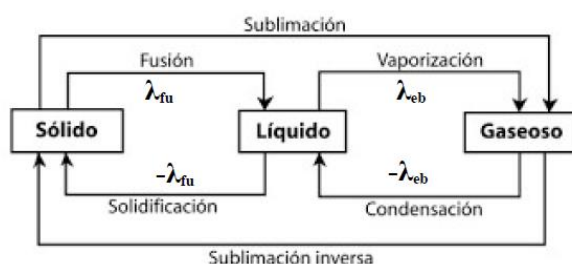
Analizando cada etapa, cada uno de los calores sería:

$$Q_1 = m_{\text{Cu}} \cdot c_{pl} \cdot (T_{f1} - T_{i1}) \quad (\text{calor sensible})$$

Donde T_{f1} y T_{i1} son las temperaturas finales e iniciales para la etapa 1 respectivamente.

$$Q_2 = m_{\text{Cu}} \cdot \lambda_{\text{solidificación}} \quad (\text{calor latente})$$

Al tratarse de una solidificación, el valor del calor de cambio de fase $\lambda_{\text{solidificación}}$ puede ser considerado como $-\lambda_{fu}$, para poder responder a la consigna del presente ejercicio, como se observa en el siguiente esquema.



Entonces al modificar lo mencionado en la ecuación anterior:

$$Q_2 = m_{\text{Cu}} \cdot (-\lambda_{fu}) \quad (\text{calor latente})$$

Por último:

$$Q_3 = m_{\text{Cu}} \cdot c_{ps} \cdot (T_{f3} - T_{i3}) \quad (\text{calor sensible})$$

Donde T_{f3} y T_{i3} son las temperaturas finales e iniciales para la etapa 3 respectivamente.

Entonces:

$$Q_{\text{extraído}} = Q_1 + Q_2 + Q_3$$

$$Q_{\text{extraído}} = m_{\text{Cu}} \cdot c_{pl} \cdot (T_{f1} - T_{i1}) + m_{\text{Cu}} \cdot (-\lambda_{fu}) + m_{\text{Cu}} \cdot c_{ps} \cdot (T_{f3} - T_{i3})$$

Reacomodando y despejando:

$$\lambda_{fu} = \frac{-Q_{\text{extraído}} + m_{\text{Cu}} \cdot c_{pl} \cdot (T_{f1} - T_{i1}) + m_{\text{Cu}} \cdot c_{ps} \cdot (T_{f3} - T_{i3})}{m_{\text{Cu}}}$$

Reemplazando datos y resolviendo:

$$\lambda_{fu} = \frac{-(-12680 \text{ cal}) + 200g \cdot 0,12 \frac{\text{cal}}{g^{\circ}\text{C}} \cdot (1083^{\circ}\text{C} - 1100^{\circ}\text{C}) + 200g \cdot 0,15 \frac{\text{cal}}{g^{\circ}\text{C}} \cdot (1000^{\circ}\text{C} - 1083^{\circ}\text{C})}{200g}$$



$$\lambda_{fu} = 48,9 \frac{\text{cal}}{\text{g}}$$

Con esto podemos responder que el calor latente de fusión del cobre es de $48,9 \frac{\text{cal}}{\text{g}}$.

EJEMPLO N° 3:

Determinar la temperatura de equilibrio a que se llega, mezclando adiabáticamente 100 g de agua a 18°C con 60 g de agua a 75°C y 50 g de agua a 45°C.

Datos:

$$m_1 = 100g \quad T_{i1} = 18^\circ\text{C}$$

$$m_2 = 60g \quad T_{i2} = 75^\circ\text{C}$$

$$m_3 = 50g \quad T_{i3} = 45^\circ\text{C}$$

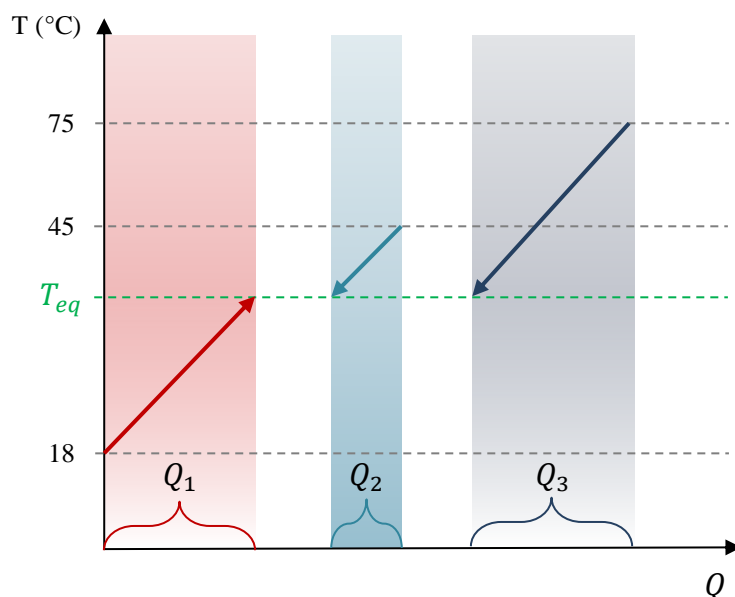
Solución:

De forma similar a los ejemplos anteriores, confeccionaremos la gráfica temperatura (T) vs calor intercambiado (Q) para este caso, teniendo presente algunas particularidades:

El presente ejercicio nos plantea la situación de una mezcla adiabática de tres porciones de agua con distintas masas y diferentes temperaturas. Esto nos lleva a realizar una pequeña modificación respecto a las gráficas elaboradas anteriormente. Y esta consiste simplemente en que debemos tratar a cada una de las porciones de agua de forma individual, lo cual hará que no exista una continuidad.

Por otra parte, debemos marcar en el eje de ordenadas (vertical) una temperatura que desconocemos inicialmente, la cual denominaremos temperatura de equilibrio (T_{eq}) y representa la temperatura a la que se estabilizará el sistema compuesto por las distintas porciones de agua, una vez producida la mezcla sin intercambiar calor con el exterior (proceso adiabático). Si bien es cierto que no conocemos el valor de dicha temperatura de equilibrio, esto no será un inconveniente siempre y cuando la gráfica contenga todas las etapas de calentamiento, enfriamiento o cambio de fase (si pudiese haberlo) que experimenten cada una de las masas de agua. Un criterio útil para ubicar dicha temperatura en el eje vertical es que esta no puede ser más elevada que la más alta, ni más baja que la menor de ellas, si la mezcla es adiabática. Dicho de otra manera, la ubicación en el gráfico de la T_{eq} será una forma de suposición preliminar. Luego los cálculos nos darán o no la razón.

La gráfica propuesta sería la que podemos observar a continuación:



Recordar que la gráfica simplemente es un esquema utilizado para lograr identificar las distintas etapas de calentamiento, enfriamiento o cambio de fase que ocurren, por lo que no se precisan de exactitud ni proporcionalidad extrema.

En este caso, hemos optado por suponer que la temperatura de equilibrio será menor que 45°C. Pero recordar que si hubiésemos optado por la opción de que la misma fuese mayor a esta, no habría inconveniente alguno.

Al ser una mezcla adiabática, la suma de los calores intercambiados entre las distintas porciones de agua será igual a cero, ya que no existe transferencia de calor con el exterior. Es decir:

$$Q_{\text{transferido al exterior}} = \sum Q_{\text{intercambiado internamente}} = 0$$

$$\sum Q_{\text{intercambiado internamente}} = Q_1 + Q_2 + Q_3 = 0$$

Analizando cada etapa, cada uno de los calores sería:

$$Q_1 = m_1 \cdot c_{pl} \cdot (T_{eq} - T_{i1}) \quad (\text{calor sensible})$$

$$Q_2 = m_2 \cdot c_{pl} \cdot (T_{eq} - T_{i2}) \quad (\text{calor sensible})$$

$$Q_3 = m_3 \cdot c_{pl} \cdot (T_{eq} - T_{i3}) \quad (\text{calor sensible})$$

Nótese que al tener en cuenta que la temperatura de equilibrio es la temperatura a la que el conjunto de las distintas masas de agua llegará finalmente, las ecuaciones no se ven afectadas por el hecho de suponer una T_{eq} menor a 45°C (ocurriría lo mismo si hubiésemos considerado una temperatura mayor a 45°C).



Entonces:

$$m_1 \cdot c_{pl} \cdot (T_{eq} - T_{i1}) + m_2 \cdot c_{pl} \cdot (T_{eq} - T_{i2}) + m_3 \cdot c_{pl} \cdot (T_{eq} - T_{i3}) = 0$$

Despejando T_{eq} :

$$m_1 \cdot c_{pl} \cdot T_{eq} + m_2 \cdot c_{pl} \cdot T_{eq} + m_3 \cdot c_{pl} \cdot T_{eq} = m_1 \cdot c_{pl} \cdot T_{i1} + m_2 \cdot c_{pl} \cdot T_{i2} + m_3 \cdot c_{pl} \cdot T_{i3}$$

$$T_{eq} = \frac{m_1 \cdot c_{pl} \cdot T_{i1} + m_2 \cdot c_{pl} \cdot T_{i2} + m_3 \cdot c_{pl} \cdot T_{i3}}{m_1 \cdot c_{pl} + m_2 \cdot c_{pl} + m_3 \cdot c_{pl}} = \frac{c_{pl} \cdot (m_1 \cdot T_{i1} + m_2 \cdot T_{i2} + m_3 \cdot T_{i3})}{c_{pl} \cdot (m_1 + m_2 + m_3)}$$

$$T_{eq} = \frac{(m_1 \cdot T_{i1} + m_2 \cdot T_{i2} + m_3 \cdot T_{i3})}{(m_1 + m_2 + m_3)}$$

Reemplazando los datos:

$$T_{eq} = \frac{(100g \cdot 18^\circ C + 60g \cdot 75^\circ C + 50g \cdot 45^\circ C)}{(100g + 60g + 50g)}$$

$$T_{eq} = 40,7^\circ C$$

La temperatura de equilibrio del conjunto de las masas de agua mezcladas adiabáticamente es de $40,7^\circ C$.

EJEMPLO N° 4:

Sobre una mezcla inicialmente en equilibrio a $0^\circ C$ y 1 atm, integrada por 2 g de hielo y 100 g de agua líquida, se agrega una muestra de 80 g de cierto material a $55^\circ C$ equilibrándose ahora el sistema a $5^\circ C$. Calcular el calor específico del material.

Datos:

$$m_{hielo} = 2g$$

$$T_{i1} = T_{fu} = 0^\circ C$$

$$m_{agua} = 100g$$

$$T_{i3} = T_{fu} = 0^\circ C$$

$$m_{material} = 80g$$

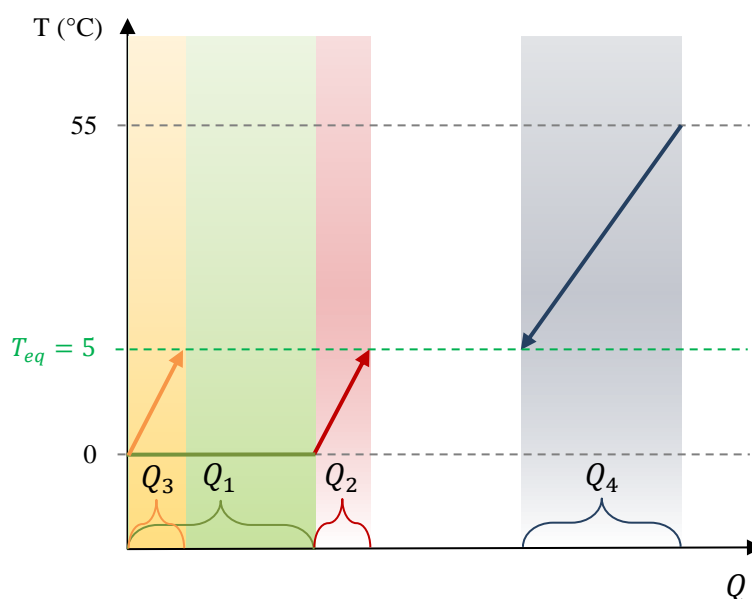
$$T_{i4} = 55^\circ C$$

$$c_{pl} = 1 \frac{cal}{g^\circ C} \quad \lambda_{fu} = 80 \frac{cal}{g} \quad T_{eq} = 5^\circ C$$

Solución:

De forma similar a los ejemplos anteriores, confeccionaremos la gráfica temperatura (T) vs calor intercambiado (Q), siguiendo los mismos criterios utilizados en las otras ocasiones.

En este caso en particular, debemos notar que en la consigna nos indica que inicialmente hay agua en estado sólido y agua en estado líquido a $0^\circ C$, entonces tendremos una gráfica como la siguiente:



Consideraremos que la mezcla se produce adiabáticamente, por lo tanto, la suma de los calores intercambiados entre las distintas porciones de agua y el material será igual a cero, ya que no existe transferencia de calor con el exterior. Es decir:

$$Q_{\text{transferido al exterior}} = \sum Q_{\text{intercambiado internamente}} = 0$$

$$\sum Q_{\text{intercambiado internamente}} = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 = 0$$

Analizando cada etapa, cada uno de los calores sería:

$$Q_1 = m_{\text{hielo}} \cdot \lambda_{fu} \quad (\text{calor latente})$$

$$Q_2 = m_{\text{hielo}}^1 \cdot c_{pl} \cdot (T_{eq} - T_{fu}) \quad (\text{calor sensible})$$

$$Q_3 = m_{\text{agua}} \cdot c_{pl} \cdot (T_{eq} - T_{fu}) \quad (\text{calor sensible})$$

$$Q_4 = m_{\text{material}} \cdot c_{p \text{ material}} \cdot (T_{eq} - T_{i4}) \quad (\text{calor sensible})$$

Entonces:

$$Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 = 0$$

$$m_{\text{hielo}} \cdot \lambda_{fu} + m_{\text{hielo}} \cdot c_{pl} \cdot (T_{eq} - T_{fu}) + m_{\text{agua}} \cdot c_{pl} \cdot (T_{eq} - T_{fu}) + m_{\text{material}} \cdot c_{p \text{ material}} \cdot (T_{eq} - T_{i4}) = 0$$

¹ Tener en cuenta que se mantiene la nomenclatura “m_{hielo}” (2g para este ejemplo) pero que para el Q₂ el agua se encuentra en estado líquido.



Despejando $c_{p \text{ material}}$:

$$c_{p \text{ material}} = \frac{m_{\text{hielo}} \cdot \lambda_{fu} + m_{\text{hielo}} \cdot c_{p l} \cdot (T_{eq} - T_{fu}) + m_{\text{agua}} \cdot c_{p l} \cdot (T_{eq} - T_{fu})}{-m_{\text{material}} \cdot (T_{eq} - T_{i4})}$$

Reemplazando los datos

$$c_{p \text{ material}} = \frac{2g \cdot 80 \frac{\text{cal}}{g} + 2g \cdot 1 \frac{\text{cal}}{g^{\circ}\text{C}} \cdot (5^{\circ}\text{C} - 0^{\circ}\text{C}) + 100g \cdot 1 \frac{\text{cal}}{g^{\circ}\text{C}} \cdot (5^{\circ}\text{C} - 0^{\circ}\text{C})}{-80g \cdot (5^{\circ}\text{C} - 55^{\circ}\text{C})}$$

$$c_{p \text{ material}} = 0,167 \frac{\text{cal}}{g^{\circ}\text{C}}$$

El calor específico a presión constante del material es de $0,167 \frac{\text{cal}}{g^{\circ}\text{C}}$

EJEMPLO N° 5:

Calcular la cantidad de calor que se debe entregar al sistema para obtener 800 g de una solución al 10 % en masa so/sn de ácido acético (CH_3COOH) en agua a una temperatura de 60°C . Se parte de ácido acético a 70°C y de agua a 20°C . (considerar que, al formarse tal solución, en las condiciones del problema, el sistema absorbe $37,5 \text{ cal/g}$ so - calor disolución.).

Datos:

$$c_{p l} = 1 \frac{\text{cal}}{g^{\circ}\text{C}}$$

$$T_{i \text{ agua}} = 20^{\circ}\text{C}$$

$$c_{p \text{ ác.ac}} = 0,52 \frac{\text{cal}}{g^{\circ}\text{C}}$$

$$T_{i \text{ ác.ac}} = 70^{\circ}\text{C}$$

$$C_{\text{ác.ac}} = 10 \% \frac{m \text{ so}}{m \text{ sn}}$$

$$Q_{\text{disolución}} = \Delta H_{\text{disolución}} = 37,5 \frac{\text{cal}}{g}$$

$$m_{\text{sn}} = 800g$$

$$T_{eq} = 60^{\circ}\text{C}$$

Donde:

$c_{p l}$: es el calor específico a presión constante del agua en estado líquido.

$c_{p \text{ ác.ac}}$: es el calor específico a presión constante del ácido acético.

$T_{i a}$: es la temperatura inicial del agua.

$T_{i \text{ ác.ac}}$: es la temperatura inicial del ácido acético.

T_{eq} : es la temperatura de equilibrio.

m_{sn} : masa de la solución.

$C_{\text{ác.ac}}$: es la concentración que se desea alcanzar de ácido acético.

$\Delta H_{\text{disolución}}$: es el calor de disolución.



Solución:

En esta ocasión, se busca determinar la energía necesaria para preparar una solución teniendo presente el calor de disolución, el cual está asociado a la energía que se precisa para efectuar una modificación en las interacciones de atracción entre las moléculas del soluto, del solvente y una vez efectuada la mezcla entre las moléculas de estos dos.

Por lo tanto, debemos tener en cuenta tres calores, dos asociados al incremento de la temperatura tanto del agua como del ácido acético y el tercero vinculado al calor de disolución:

$$Q_{necesario} = Q_1 + Q_2 + Q_3$$

Donde los distintos calores serían:

$$Q_1 = m_{agua} \cdot c_{pl} \cdot (T_{eq} - T_{i\ a}) \quad (\text{calor sensible})$$

$$Q_2 = m_{ác.ac} \cdot c_{p\ ác.ac} \cdot (T_{eq} - T_{i\ ác.ac}) \quad (\text{calor sensible})$$

$$Q_3 = m_{ác.ac} \cdot \Delta H_{disolución} \quad (\text{calor debido a la disolución})$$

Entonces:

$$Q_{necesario} = m_{agua} \cdot c_{pl} \cdot (T_{eq} - T_{i\ a}) + m_{ác.ac} \cdot c_{p\ ác.ac} \cdot (T_{eq} - T_{i\ ác.ac}) + m_{ác.ac} \cdot \Delta H_{disolución}$$

Al tener la masa de la solución que se desea obtener y su concentración, podemos calcular las masas individuales de sus componentes:

$$m_{ác.ac} = \frac{10g \text{ de } ác.ac}{100g \text{ de sn}} 800g \text{ de sn} = 80g \text{ de } ác.ac$$

$$m_{agua} = \frac{90g \text{ de agua}}{100g \text{ de sn}} 800g \text{ de sn} = 720g \text{ de agua}$$

Reemplazando los datos:

$$Q_{necesario} = 720g \cdot 1 \frac{cal}{g^{\circ}C} \cdot (60^{\circ}C - 20^{\circ}C) + 80g \cdot 0,52 \frac{cal}{g^{\circ}C} \cdot (60^{\circ}C - 70^{\circ}C) + 80g \cdot 37,5 \frac{cal}{g}$$

$$Q_{necesario} = 31384 \text{ cal}$$

La cantidad de energía (en forma de calor) necesaria es 31384 cal.



PROBLEMAS PROPUESTOS

PROBLEMA N° 1:

Calcular cuál es el calor específico (c_p) del acero a 1 atm, si al transferirle 2160 cal a una porción de 1,5 kg de ese metal, inicialmente a 40°C, su temperatura se eleva hasta 52°C. Plantear gráfico T vs Q.

PROBLEMA N° 2:

- a) Para fundir 55 g de cobre, se necesitan 2684 cal. Calcular λ_{fu} de ese metal. $T_{fu} = 1083^\circ\text{C}$. Plantear gráfico T vs Q.
b) ¿Cuántas calorías serán necesarias para fundir 150 g de cobre?

PROBLEMA N° 3:

La temperatura de fusión del estaño es de 504 K. Determinar el $C_{p\text{Sn(Sólido)}}$ y el $C_{p\text{Sn(Líquido)}}$ a partir de las siguientes experiencias:

- a) Para calentar una muestra de 800 g de ese metal, entre 15°C y 21°C, se necesitan 259 cal.
b) Al enfriar una muestra de 500 g desde 300°C a 290°C, se liberan 280 cal.
Desarrollar los gráficos T vs Q correspondientes a las transformaciones de los puntos a y b.

PROBLEMA N° 4:

¿Cuál es el c_p del bismuto sólido, si para aumentar en 15°C la temperatura de una muestra de 180 g del metal se han requerido 78,3 cal?

Expresar el resultado en: cal/g °C cal/g K J/kg K cal/mol °C

PROBLEMA N° 5:

¿Cuántos Joules se necesitan para elevar la temperatura de 1,6 mol de agua desde 15°C hasta 28°C? (Adecuar el $c_{p1} = 1 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$ a las unidades del problema).

PROBLEMA N° 6:

- a) Calcular qué cantidad de calor se necesita para elevar en 4°C una masa de 1,5 kg de Cl_2 a presión normal. $c_p(\text{Cl}_2) = 8,45 \text{ cal/mol K}$
b) ¿Qué masa de F_2 , disminuyendo 4°C su temperatura, podrá proveer el calor necesario para la evolución del punto a), si el $c_p(\text{F}_2) = 6,8 \text{ cal/mol K}$.

PROBLEMA N° 7:

Para fundir una porción de hielo a 0°C y 1 atm, se necesitan 10800 cal.

- a) Calcular la masa de esa porción de hielo.
b) Determinar el calor que hubiera sido necesario para transformar esa misma porción en agua líquida a 42°C.

Datos del agua en el ejemplo N°1. Plantear punto (b) en un gráfico T vs Q.



PROBLEMA N° 8:

Determinar el estado final de un sistema, y calcular su temperatura, si se compone de 1400 g de etanol inicialmente a 60°C, y se les entregan 34200 cal.

Plantear gráfico T vs Q.

Datos del etanol:

$$T_{fu} = -114,4^{\circ}\text{C}$$

$$T_{eb} = 78,3^{\circ}\text{C}$$

$$c_{ps} = 0,4 \text{ cal/g }^{\circ}\text{C}$$

$$c_{pl} = 0,68 \text{ cal/g }^{\circ}\text{C}$$

$$\lambda_{fu} = 25,76 \text{ cal/g}$$

$$\lambda_{vap} = 204,26 \text{ cal/g}$$

PROBLEMA N° 9:

¿Qué cantidad de calor será necesario extraer a 150 g de vapor de agua a 140°C, para transformarlo en hielo a 0°C? Datos del agua en el ejemplo N°1. Plantear gráfico T vs Q.

PROBLEMA N° 10:

Se cuenta con oro a 23°C y se desea saber cuántos gramos de ese material llegarán a fundirse utilizando 3573 cal.

$$c_{p \text{ Au (S)}} = 0,031 \text{ cal/g }^{\circ}\text{C}$$

$$\lambda_{fu} = 15,4 \text{ cal/g}$$

$$T_{fu} = 1063^{\circ}\text{C}$$

Plantear gráfico T vs Q.

PROBLEMA N° 11:

Cierta cantidad de vapor de agua se encuentra a 150 °C, y al serle quitadas 51200 cal, se transforma en agua líquida a 25°C. Determinar la masa de la muestra.

Datos del agua en el ejemplo N°1. Plantear gráfico T vs Q.

PROBLEMA N° 12:

Para el sodio y el potasio se dispone de la siguiente información (a 1 atm, además los c_p son valores medios):

	c_{ps} cal/g °C	c_{pl} cal/g °C	c_{pv} cal/g °C	T_{fu} °C	T_{eb} °C	λ_{fu} cal/g	λ_{eb} cal/g
Na	0,29	0,33	0,21	98	914	27,4	1005
K	0,18	0,20	0,13	63,5	776	9,6	485

a) Calcular cuántas calorías serán necesarias para transformar 500 g de potasio, inicialmente a 20°C, en vapor a su temperatura de ebullición.

b) Determinar cuál será el estado final de una muestra, de igual masa de sodio, a la que a partir de 20°C se le entrega igual cantidad de calor.

Plantear gráficos T vs Q para punto (a) y (b).



PROBLEMA N° 13:

a) ¿Qué cantidad de calor debe extraerse a una muestra de 120 g de vapor a 180°C, para transformarla en vapor de agua saturado a 100 °C?

b) ¿Y si el producto final deseado fuera líquido saturado?

Datos del agua en el ejemplo N°1. Plantear gráficos T vs Q para punto (a) y (b).

PROBLEMA N° 14:

Calcular la temperatura de equilibrio a que se llega mezclando 20 g de agua a 15°C con 35 g de agua a 80°C. Datos del agua en el ejemplo N°1. Plantear gráfico T vs Q.

PROBLEMA N° 15:

¿Cuántos gramos de agua a 10°C y cuántos gramos de agua a 66°C se necesitarán mezclar para obtener 360 g de agua a 24°C? Datos del agua en el ejemplo N°1. Plantear gráfico T vs Q.

PROBLEMA N° 16:

¿Cuál será la temperatura de equilibrio a que se llega mezclando 20 g de etanol a 75°C, con 40 g de etanol a 0 °C y 10 g del mismo líquido a -5 °C? Datos del etanol en el problema N° 8.

PROBLEMA N° 17:

¿Cuántos gramos de hielo a 0 °C debe agregarse a una mezcla (adiabática) obtenida a partir de 12 g de agua inicialmente a 5 °C y 40 g de agua a 60 °C para obtener agua a 20 °C? Datos del agua en el ejemplo N°1. Plantear gráfico T vs. Q.

PROBLEMA N° 18:

Determinar la temperatura del líquido que se obtendría mezclando adiabáticamente 20 gramos de vapor de agua a la temperatura de ebullición, con 40 gramos de hielo a -15°C y 50 gramos de agua líquida a 20°C. Datos del agua en el ejemplo N°1. Plantear gráfico T vs. Q.

PROBLEMA N° 19:

Calcular cuánta cantidad de agua líquida a 100°C debe agregarse a una masa de 250 g de benceno a 25°C, para que éste se transforme en vapor en su totalidad.

Datos del benceno: $c_p = 0,42 \text{ cal/g}$

$T_{eb} = 80,1^\circ\text{C}$

$\lambda_{vap} = 94,14 \text{ cal/g}$

Datos del agua en el ejemplo N°1. Plantear gráfico T vs. Q.

PROBLEMA N° 20:

Calcular el C_p de la plata, si al introducir una pieza de 300 g de este metal a 80°C, en 400 g de alcohol etílico inicialmente a -5°C, el sistema se equilibra a 0°C.



$c_{p\text{ l (etanol)}} = 0,68 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$. Datos adicionales del etanol en el problema N° 8. Plantear gráfico T vs. Q.

PROBLEMA N° 21:

Determinar cuánto calor deberá entregarse a una pieza compuesta de una parte de plomo con una masa de 1,2 kg y otra parte de aluminio con una masa de 150 g, para lograr que se funda en su totalidad. Su temperatura inicial es de 28°C . Plantear gráfico T vs. Q.

$$c_{p\text{ (Pb)}} (s) = 0,03 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$c_{p\text{ (Al)}} (s) = 0,22 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$c_{p\text{ (Pb)}} (l) = 0,031 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$T_{fu\text{ (Pb)}} = 323^\circ\text{C}$$

$$T_{fu\text{ (Al)}} = 660^\circ\text{C}$$

$$\lambda_{fu\text{ (Pb)}} = 5,9 \text{ cal/g}$$

$$\lambda_{fu\text{ (Al)}} = 77 \text{ cal/g}$$

PROBLEMA N° 22:

Se conocen los siguientes calores específicos:

$$c_{p\text{ (Fe)}} (s) = 0,12 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$c_{p\text{ (Zn)}} (l) = 0,118 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$c_{p\text{ (Zn)}} (s) = 0,093 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$T_{fu\text{ (Zn)}} = 419^\circ\text{C}$$

Para determinar su calor de fusión se deja caer una gota de 2 g de cinc líquido a 484°C sobre una barra de 100 g de hierro a 20°C . El sistema se termostatiza adiabáticamente a $31,35^\circ\text{C}$. Calcular el λ_{fu} del cinc. Plantear gráfico T vs. Q.

PROBLEMA N° 23:

La temperatura de sublimación para el CO_2 es de $-78,4^\circ\text{C}$.

Calcular el calor necesario para transformar 1200 g de CO_2 inicialmente como sólido a esa temperatura, en gas a -10°C .

$$\lambda_{\text{subl}} = 137 \text{ cal/g (s} \rightarrow \text{g)}$$

$$c_{p\text{ (g)}} = 0,16 \text{ cal/g } ^\circ\text{C (para el intervalo de temperatura considerado).}$$