

Práctica N° 8: Calorimetría

1. ¿Qué cantidad de calor tendrá que dar un radiador para elevar en 10°C la temperatura de una habitación de 80 m^3 . (Usar que la capacidad calorífica específica del aire es $0,24 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}$ y que la densidad del aire es $0,001293 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$).

$$Q = m_A \cdot c_A \cdot (T_F - T_0)$$

C : Capacidad Calórica

c : calor específico

$$\text{en } m_A = \rho_A \cdot V_A$$

$$= 0,001293 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 80 \text{ m}^3$$

$$= 0,001293 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 80 \cdot 10^6 \text{ cm}^3$$

$$m_A = 103440 \text{ g}$$

$$m_A = 103,440 \text{ kg}$$

CA:

$$(\sqrt[3]{80} \cdot \text{m})^3 =$$

$$= (\sqrt[3]{80} \cdot 10^2 \text{ cm})^3$$

$$= 80 \cdot 10^6 \text{ cm}^3$$

$$Q = m_A \cdot c_A \cdot \Delta T$$

$$= 103440 \text{ g} \cdot 0,24 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \cdot 10^{\circ}\text{C}$$

$$Q = 248,256 \text{ kcal}$$

2. a) Hallar la cantidad de calor que es necesario entregar a 1000 g de una sustancia para elevar su temperatura de 50 °C hasta 100 °C , sabiendo que el calor específico de la sustancia varía linealmente según la ecuación (resultado experimental):

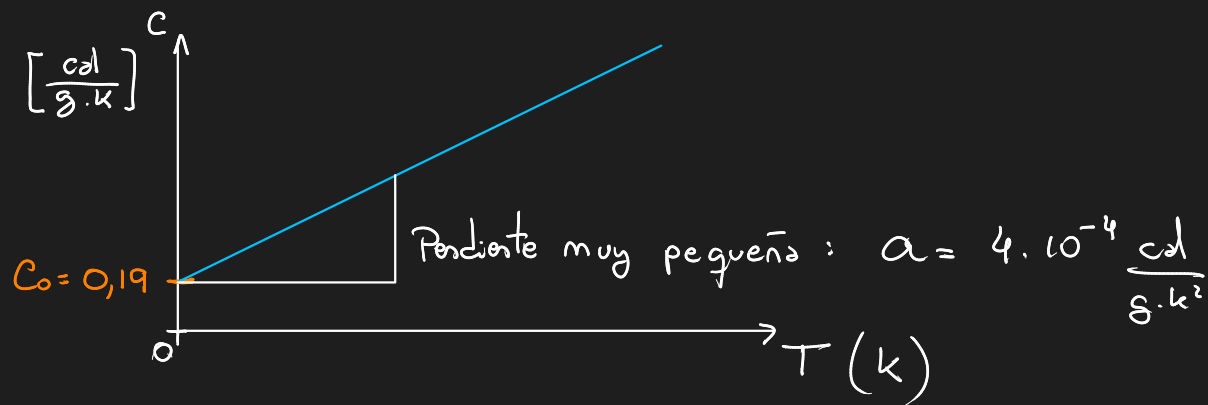
$$C_p = C_0 + a.T$$

donde $C_0 = 0.19 \text{ cal/g} \cdot \text{K}$ y $a = 4 \times 10^{-4} \text{ cal/g} \cdot \text{K}^2$.

b) ¿Qué error se comete si se toma $C_p = C_0$?

c) Si las constantes fueran $C_0 = 0.19 \text{ cal/g} \cdot \text{C}$ y $a = 4 \times 10^{-4} \text{ cal/g} \cdot \text{C}^2$, ¿cambiarían las respuestas anteriores? Si la sustancia es la misma, ¿es esto correcto? Justifique.

Como me gusta graficar:



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

$$Q = m \cdot \int_{T_0}^{T_F} C_0 + a \cdot T \cdot dT$$

$$= m \left[C_0 \cdot T + a \cdot \frac{T^2}{2} \right]_{T_0}^{T_F}$$

$$= m \left(C_0 \cdot \underbrace{(T_F - T_0)}_{\Delta T} + \frac{a}{2} (T_F^2 - T_0^2) \right)$$

Obs:

$$\underbrace{\frac{(T_F^2 - T_0^2)}{2}}_2 = \underbrace{\left(\frac{T_F + T_0}{2} \right)}_{\text{Promedio}} \underbrace{(T_F - T_0)}_{\Delta T}$$

$$= m \left(C_0 \cdot \Delta T + a \left(\frac{T_F + T_0}{2} \right) \cdot \Delta T \right)$$

$$= m \cdot \Delta T \cdot \left(C_0 + a \cdot \frac{T_F + T_0}{2} \right)$$

Notar que tiene la misma forma
lineal de C_p .

$$0^\circ\text{C} = 273,15\text{ K}$$

$$50^\circ\text{C} = 323,15\text{ K}$$

$$100^\circ\text{C} = 373,15\text{ K}$$

$$= 1000\text{ g} \cdot \overbrace{50\text{ K}}^{\Delta T} \cdot \left(0,19 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot \text{K}} + 4 \cdot 10^{-4} \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot \text{K}^2} \cdot 348,15\text{ K} \right)$$

$$Q = 16,463 \text{ Kcal} \quad \leftarrow \text{Kilo cal}$$

b) este término desaparece

$$\Rightarrow Q_b = 1000\text{ g} \cdot 50\text{ K} \cdot 0,19 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot \text{K}}$$

$$Q_b = 9,5 \text{ Kcal}$$

$$\text{Error} = \frac{(16,463 \text{ kcal} - 9,5 \text{ kcal})}{16,463 \text{ kcal}} \cdot 100\%$$

$$\text{Error} = 42,3\%$$

c) Veo eq:

$$Q = m \cdot \underbrace{\Delta T}_{\Delta T \text{ es igual si uso } ^\circ\text{C} \text{ ó } \text{K}} \cdot \left(C_0 + a \cdot \underbrace{\frac{T_F + T_0}{2}}_{\text{este término cambia puer es la temperatura media entre } T_F \text{ y } T_0} \right)$$

ΔT es igual
si uso $^\circ\text{C}$ ó K

este término cambia
puer es la temperatura
media entre T_F y T_0

∴ Cambian las respuestas anteriores.

3. Calcule la cantidad de calor necesario para pasar 2kg. de hielo a -20°C , a vapor a 120°C .

$$C_p(\text{hielo}) = 0,5 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}$$

$$C_p(\text{agua}) = 1,0 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}$$

$$C_p(\text{vapor}) = 0,5 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}$$

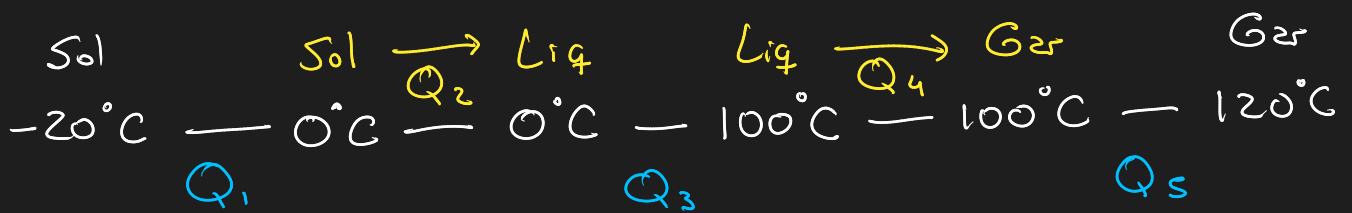
$$\text{Calor latente de fusión: } L_f = 80 \frac{\text{cal}}{\text{g}}$$

$$\text{Calor latente de vaporización: } L_v = 540 \frac{\text{cal}}{\text{g}}$$

Puedo pensarlo como que c_p es una función partida:

$$C_p(T) = \begin{cases} 0,5 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} & \text{si } T \leq 0^{\circ}\text{C} \\ 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} & \text{si } 0^{\circ}\text{C} < T < 100^{\circ}\text{C} \\ 0,5 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} & \text{si } T \geq 100^{\circ}\text{C} \end{cases}$$

Además tengo que considerar los cambios de Fase



$$Q_T = \sum_{i=1}^5 Q_i \quad \text{con} \quad Q_i = m \cdot C_{pi} \cdot \Delta T_i$$

$$\begin{aligned} Q_T = m \cdot & \left(0,5 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \cdot (0^{\circ}\text{C} + 20^{\circ}\text{C}) + \right. \\ & 80 \frac{\text{cal}}{\text{g}} + \leftarrow \text{Calor latente de Fusión} \\ & 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \cdot (100^{\circ}\text{C} - 0^{\circ}\text{C}) + \\ & 540 \frac{\text{cal}}{\text{g}} + \leftarrow \text{Calor latente de Vaporización} \\ & \left. 0,5 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \cdot (120^{\circ}\text{C} - 100^{\circ}\text{C}) \right) \end{aligned}$$

$$= m \left(10 \frac{\text{cal}}{\text{g}} + 80 \frac{\text{cal}}{\text{g}} + 100 \frac{\text{cal}}{\text{g}} + 540 \frac{\text{cal}}{\text{g}} + 10 \frac{\text{cal}}{\text{g}} \right)$$

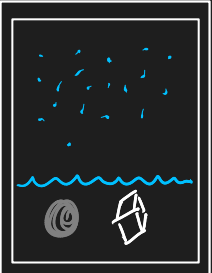
$$Q_T = 2000 \text{ g} \cdot 740 \frac{\text{cal}}{\text{g}}$$

$$Q_T = 1480 \text{ kcal}$$

4. Se ponen 10g. de agua (vapor) a 150°C, 50g. de agua (hielo) a -30°C, 100g. de agua (líquida) a 50°C y 200g. de aluminio a 110°C, en contacto térmico dentro de un recipiente adiabático de 200g. de peso y capacidad calorífica específica 0,2 cal/g°C., el cual se halla inicialmente a una temperatura de 20°C.
- a) Halle la temperatura final del sistema (tome como dato de los problemas anteriores, las capacidades caloríficas específicas y los calores latentes necesarios).
- b) ¿Qué cantidad de calor ha absorbido cada uno de los cuerpos? ¿Y el sistema como un todo?

Adiabático

$Q_T = 0$



Vapor Hielo Agua Aluminio Recipiente

↓ ↓ ↓ ↓ ↓

$= Q_V + Q_H + Q_{Ag} + Q_{Al} + Q_R$

Acá hay que arrancar por suponer si la temperatura final es menor a cero, cero, mayor a cero, o mayor a 100°C.

El caso de igual a cero se ve en detalle en el ejercicio 6 (se separa en otros 3 subcasos)

Para este ejercicio arranco con suponer que $0 < T_F < 100$ pues tengo bastante agua líquida a 50°C y el doble de aluminio a 110°C.

Sería raro que el sistema supere los 100°C (aunque podría ser posible), así que supongo que el aluminio se enfría por debajo de los 100°C (si llego a un absurdo, veo otros casos)

$$Q_V = m_V \cdot c_{pV} \cdot \Delta T + m_V \cdot L_{CondH_2O}$$

$$Q_H = m_H \cdot c_{pH} \cdot \Delta T + m_H \cdot L_{FusH_2O}$$

$$Q_{Ag} = m_{Ag} \cdot c_{pAg} \cdot \Delta T$$

$$Q_{Al} = m_{Al} \cdot c_{pAl} \cdot \Delta T$$

$$Q_R = m_R \cdot c_{pR} \cdot \Delta T$$

5. ¿Cuál es la mínima cantidad de agua a 20°C necesaria para convertir 1kg. de plomo fundido a 327°C (temperatura de fusión normal) a plomo sólido a la misma temperatura? Tener en cuenta que el agua se vaporiza totalmente durante el proceso y al hacerlo abandona el sistema.

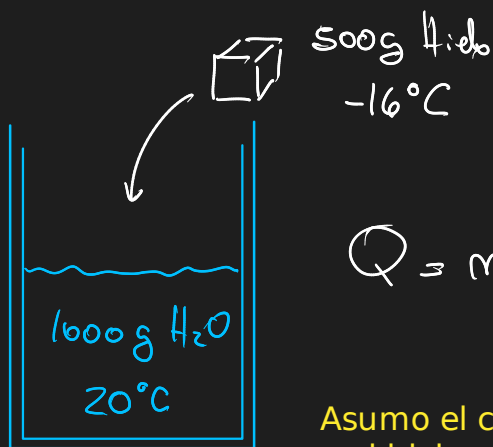
Datos:

Calor de fusión del plomo:	$1,80 \cdot 10^4 \text{ Joule/kg.}$
Calor de vaporización del agua:	$2,26 \cdot 10^6 \text{ Joule/kg.}$
Calor específico del agua:	$1,00 \text{ kcal/kg}^{\circ}\text{C.}$

6. Dentro de un calorímetro perfecto que contiene 1000g. de agua a 20°C , se introduce 500g. de hielo a -16°C . El vaso calorimétrico es de aluminio ($C_{\text{al}} = 0,22 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$) y tiene una masa de 300g.

Calcule la temperatura final del sistema e indique el calor que ha absorbido o cedido el sistema como un todo y cada una de sus componentes.

$^{\circ}\text{H}_{\text{FUS}} = 80 \text{ cal/g}$; $C_p(\text{hielo}) = 0,5 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$; $C_p(\text{agua}) = 1,0 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$



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

Asumo el caso donde el agua se enfría pero no se congela, y el hielo se derrite pero la T de equilibrio es mayor a cero

$$0^{\circ}\text{C} < T_F < 20^{\circ}\text{C}$$

$$Q_T = Q_H + Q_{Ag} + Q_{Al} = 0$$

$$Q_H = \underbrace{m_H \cdot c_H \cdot \Delta T}_{\text{de } -16 \text{ a } 0^{\circ}\text{C}} + \underbrace{L_{\text{Fus}} \cdot m_H}_{\text{se derrite}} + \underbrace{m_H \cdot c_A \cdot \Delta T}_{\text{de } 0^{\circ}\text{C a } T_F}$$

$$= 500g \left(0,5 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \cdot (0^{\circ}\text{C} + 16^{\circ}\text{C}) + 80 \frac{\text{cal}}{\text{g}} + 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \cdot (T_F - 0^{\circ}\text{C}) \right)$$

$$= 4000 \text{ cal} + 40.000 \text{ cal} + 500 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}} \cdot T_F$$

$$= 44.000 \text{ cal} + 500 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}} \cdot T_F$$

$$\begin{aligned}
 Q_{Ag} &= m_{Ag} \cdot C_{Ag} \cdot \Delta T \\
 &= 1000 \text{ g} \cdot 1 \cdot \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot (T_F - 20^\circ\text{C}) \\
 &= 1000 \frac{\text{cal}}{^\circ\text{C}} \cdot T_F - 20 \text{ kcal}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 Q_{Al} &= m_{Al} \cdot C_{Al} \cdot \Delta T \\
 &= 300 \text{ g} \cdot 0,22 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot (T_F - 20^\circ\text{C}) \\
 &= 66 \frac{\text{cal}}{^\circ\text{C}} \cdot T_F - 1320 \text{ cal}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 Q_T &= 500 \frac{\text{cal}}{^\circ\text{C}} \cdot T_F + 44 \text{ kcal} + 1000 \frac{\text{cal}}{^\circ\text{C}} \cdot T_F - 20 \text{ kcal} + \\
 &\quad + 66 \frac{\text{cal}}{^\circ\text{C}} \cdot T_F - 1320 \text{ cal}
 \end{aligned}$$

$$Q_T = 1566 \frac{\text{cal}}{^\circ\text{C}} \cdot T_F + 22,68 \text{ kcal}$$

$$\text{Como } Q_T = 0$$

$$1566 \frac{\text{cal}}{^\circ\text{C}} \cdot T_F = -22,68 \text{ kcal}$$

$$T_F = -14,48^\circ\text{C} \quad \underline{\text{Abs}} \quad T_F \in (0, 20)^\circ\text{C}$$

Entonces, o todo queda en equilibrio a cero grados y líquido, o parte del agua se congela, o todo se congela y su temp es menor a cero.

Si asumo que todo se congela y T_F es menor que cero: Llego a otro absurdo. se explica acá:

https://youtu.be/wUXXMWVzJuA?si=4jLvEqszAp_PdDCp

$$\Rightarrow T_F = 0$$

Casos:

- Todo líquido
- Parte y Parte
- Todo sólido

Assumo Todo líquido

Cambia
↓

Igual que antes con $T_F = 0$
↙ ↘

$$Q_T = Q_H + Q_{Ag} + Q_{Al} = 0$$

$$Q_H = \underbrace{m_H \cdot C_H \cdot \Delta T}_{\text{de } -16 \text{ a } 0^\circ\text{C}} + \underbrace{L_{Fus} \cdot m_H}_{\text{se derrite}} + \cancel{\underbrace{m_H \cdot C_A \cdot \Delta T}_{\text{de } 0^\circ\text{C a } T_F}}$$

$$= 500g \left(0,5 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot (0^\circ\text{C} + 16^\circ\text{C}) + 80 \frac{\text{cal}}{\text{g}} \right)$$

$$= 4000 \text{ cal} + 40.000 \text{ cal} = 44.000 \text{ cal}$$

$$Q_{Ag} = -20.000 \text{ cal}$$

$$Q_{Al} = -1320 \text{ cal}$$

$$\begin{aligned}
 Q_H + Q_{Ag} + Q_{Al} &= (44.000 - 20.000 - 1320) \text{ cal} \\
 &= 20.680 \text{ cal} \\
 &\neq 0 \text{ Abs!}
 \end{aligned}$$

Por lo tanto debe darse el caso que parte del hielo NO se derrite, y tal vez se congele agua líquida también.

$$\begin{aligned}
 Q_H &= \underbrace{m_H \cdot c_H \cdot \Delta T}_{\text{de } -16 \text{ a } 0^\circ\text{C}} + \underbrace{L_{Fus} \cdot m'_H}_{\text{se derrite}} \quad \leftarrow \text{no todo se derrite!} \\
 &= 500\text{g} \cdot 0,5 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot (0^\circ\text{C} + 16^\circ\text{C}) + 80 \frac{\text{cal}}{\text{g}} \cdot m'_H \\
 &= 4000 \text{ cal} + 80 \frac{\text{cal}}{\text{g}} \cdot m'_H
 \end{aligned}$$

Quiero que

$$Q_T = 0$$

$$\Rightarrow Q_H + Q_{Ag} + Q_{Al} = 0$$

$$Q_H = -Q_{Ag} - Q_{Al}$$

$$4000 \text{ cal} + 80 \frac{\text{cal}}{\text{g}} \cdot m'_H = +20.000 \text{ cal} + 1320 \text{ cal}$$

$$80 \frac{\text{cal}}{\text{g}} \cdot m'_H = 17320 \text{ cal}$$

$$m'_H = 216,5 \text{ g}$$

↳ masa de hielo derretido

Como m'_H es menor a la masa de hielo total que tenía, estoy en el caso correcto:

Se derritió parte del hielo, pero no todo.

Si m'_H hubiera dado un valor MAYOR a 500g (la masa de hielo introducida), eso hubiera indicado que no solo no se descongeló el hielo, si no que se congeló más.

De ser ese el caso, debería agregar el calor latente de solidificación del agua para el agua líquida.

Finalmente puedo asegurar que:

$$Q_{Ag} = -20.000 \text{ cal}$$

$$Q_{HI} = -1320 \text{ cal}$$

$$Q_H = 21320 \text{ cal}$$

7. 1kg de un material que se encontraba a 34°C es sumergido en 1000g. de agua contenidos en un calorímetro cuyo π está dado por la función $\pi = \pi_0 + \alpha \cdot t$. La temperatura inicial del agua y del calorímetro era de 18°C , y la final de 22°C .
- a) ¿Cuál es el calor específico a presión constante del material?
- b) ¿Qué cantidad de hielo a 0°C se debe agregar para que la temperatura vuelva a ser 18°C ?

Datos: $\pi_0 = 19 \text{ cal}/^{\circ}\text{K}$ $\alpha = 0,05 \text{ cal}/(^{\circ}\text{C})^2$

