



Nicolás Carrasco Sepúlveda
Ayudante

Termodinámica
Curso

FIS 1231-01
Clave

AYUDANTIA N°2

1. Concepciones

Procesos: Se puede definir como el momento en que el sistema cambia de un estado de equilibrio inicial a uno final. Existen distintos procesos como:

- Isocóricos: El volumen del sistema permanece constante.
- Isobárico: La presión del sistema permanece constante.
- Isotérmico: La temperatura del sistema permanece constante.
- Adiabático: El sistema se encuentra encerrado por paredes adiabáticas.
- Cíclico: El estado de equilibrio inicial y final son el mismo.

Esfuerzo Térmico: Consiste en evitar la expansión o contracción de un material cuando se aplica una diferencia de temperatura, dado que aparece una tensión o esfuerzo.

Para calcular el esfuerzo térmico de un material, calculamos que tanto se expandirá o contraerá el material estando libremente y luego calculamos el esfuerzo como:

$$\frac{F}{A} = -Y\alpha\Delta T$$

Calor: El calor **NO** es una nueva forma de energía, la cual se define como la energía transferida de un sistema a otro.

Flujo de calor: Se define como la transferencia de energía que se da exclusivamente por una diferencia de temperatura.

*NOTA: Siempre tenga presente que el calor es **DISTINTO** a flujo de calor y que el calor es **DISTINTO** a la temperatura si bien estos tres conceptos se relacionan, aun así, dicen cosas distintas para la naturaleza.*

Temperatura: Se puede definir macroscópicamente como la energía cinética promedio de todas las partículas constituyente de la sustancia. Tenga siempre presente que la temperatura **depende del estado físico del material**.



2. Unidad de cantidad de calor

Se puede entender en relación al cambio de temperatura de un material específico, dado que esta es la base para entender el concepto de calor. Cuando hablamos de calor este tendrá consigo una unidad de medida que dependerá del sistema de unidades que estemos trabajando, una unidad que se conoce es la **caloría**.

- **Caloría:** Se define como la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 gr de agua a 14,5 °C a 15,5 °C. Tenga siempre presente que en el Sistema Internacional (S.I) la unidad de medida para el calor y la que ocuparemos normalmente es **Joule**, la cual se relaciona con la caloría como:

$$1cal = 4,186J$$

3. Calor Especifico

Se define como la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de la unidad de masa de un elemento o compuesto en un grado. En el sistema internacional sus unidades serán por tanto $J \cdot kg^{-1} \cdot K^{-1}$. Matemáticamente lo podemos expresar como:

$$Q = mc\Delta T$$

En la ecuación c es el calor especifico propio del material.

4. Capacidad Calorífica

Se puede definir como la cantidad de calor que hay que suministrar a toda la masa o cantidad total de moles de una sustancia determinada para elevar su temperatura en un grado kelvin o Celsius, se representa por la letra C y la define la siguiente ecuación diferencial:

$$C = \frac{dQ}{dT}$$

- **Capacidad Calorífica Molar:** Sirve para definir en masa molar, la cual representa un cierto número de moléculas o átomos de la sustancia. La cual para llegar a la ecuación capacidad calorífica molar, primero debemos definir el concepto masa de la ecuación de calor específico de la siguiente manera:

$$m = nM \quad n = \text{número de moles} \quad M = \text{Masa por mol}$$



Definido una vez la masa tal como se señaló, podemos representar la ecuación de calor específico de la siguiente manera:

$$Q = nMc\Delta T$$

Si nos damos cuenta, tenemos un producto Mc , la cual este da la representación a la Capacidad Calorífica Molar $C = Mc$, por lo cual esto nos permite definir la ecuación de calor en relación a la capacidad calorífica de la siguiente manera:

$$Q = nC\Delta T$$

5. Cambio de Estado

Recordemos que el estado de un sistema podía explicarse desde el punto de vista de la teoría cinética. Si se va comunicando calor a un sistema sólido la amplitud de los movimientos vibratorios de sus partículas va aumentando hasta que dicho sistema se convierte en líquido y si se sigue haciendo lo mismo acabará pasando a gas.

Por el contrario, si a un gas le quitamos energía puede que llegue a transformarse en líquido y luego en sólido. A lo largo de estos procesos se cumple que la energía suministrada, al o por el sistema, va elevando o disminuyendo la temperatura del mismo teniendo en cuenta la expresión:

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

Debemos considerar que el calor específico de cada sustancia depende del estado en que se encuentre, de la temperatura, aunque a veces puede considerarse constante sin cometer mucho error.

No obstante, cuando se está produciendo un cambio de estado toda la energía suministrada, al o por el sistema, se emplea en ese cambio de estado por lo que la temperatura del sistema, mientras se está produciendo el cambio de estado permanece constante.

6. Calor latente

Se puede definir como la cantidad de calor que absorbe o cede una sustancia para **cambiar su estado físico**. La cual existirán distintos tipos de calor latente dependiendo del cambio de estado, tales como:

<i>Calor latente de:</i>	<i>Ocurre cambio de estado de:</i>
<u>Vaporización</u>	Líquido a gas
<u>Fusión</u>	Sólido a líquido
<u>Solidificación</u>	Líquido a sólido
<u>Sublimación</u>	Sólido a gas
<u>Condensación</u>	Gas a líquido

Matemáticamente podemos definir el calor latente como:

$$Q = mL$$

Donde L es el calor latente propio de la sustancia y m es la masa de la sustancia que cambia de estado.