

CAPITULO VII

EL CALOR Y LA PRIMERA LEY DE LA TERMODINAMICA

1.- El calor, una forma de la energía.

Cuando dos cuerpos que tienen diferentes temperaturas se ponen en contacto la temperatura final que alcanzan tiene un valor comprendido entre las dos temperaturas iniciales. Hasta principios del siglo XIX admitían que en todos los cuerpos existía una sustancia material, llamada calórico.

SE creía que el calórico era el calor que se presentaba en forma de fluido invisible e imponderable, que se producía cuando una sustancia se quemaba, y -- que podía transmitirse por conducción de un cuerpo a otro. Creían que cuando un cuerpo tenía una temperatura elevada contenía mas calórico que otro que tubiera una temperatura mas baja. Y que si estos dos cuerpos se ponían en contacto, el de mayor calórico cedía algo de esta sustancia al otro, hasta que ambos cuerpos tubieran la misma temperatura. La teoría del calórico podía describir muchos -- procesos, como la mezcla de sustancias en un calorímetro o la conducción del calor, de una manera satisfactoria. Sin embargo, el concepto de calor como sustancia, cuya cantidad total permanecía constante, a la larga no resistió la prueba de los experimentos.

Aún así, todavía se describen algunos cambios de temperatura como el paso de "algo" de un cuerpo que se encuentra a mayor temperatura al que se encuentra a menor temperatura, y a este "algo" se le llama calor.

Una definición de calor que es útil pero no operacional, es la siguiente: "Calor es aquello que se comunica entre un cuerpo y su medio ambiente como resultado únicamente de la diferencia de temperaturas".

Con el tiempo se llegó a comprender que el calor es una forma de energía y no una sustancia. La primera prueba de que el calor no podía ser sustancia fué dada por Benjamín Thompson (1753-1814), un norteamericano que mas tarde llegó a ser el Conde de Rumford de Baviera. Rumford hizo su descubrimiento cuando fué comisionado por el gobierno de Baviera para dirigir el taladrado de los cañones. Para evitar un exceso de calentamiento, el taladro del cañón se mantenía lleno de agua, pero como durante el proceso del taladro el agua hervía, el alma del cañón tenía que llenarse continuamente. SE admitía que para hervir el agua habí a que suministrarle calórico, y la producción continua de calórico se explicaba admitiendo que cuando la materia se dividía finamente (como sucede en el proceso del taladrado) disminuía su capacidad para retener el calórico, el cuál, desprendido de esa forma motivaba que el agua hirviera.

En experimentos específicos Rumford observó, que el agua de refrigeración-- continuava hirviendo aún cuando la herramienta quedaba tan roma que no cortaba.



FIGURA (1-8)



FIGURA (1-9)

Esto es, que la herramienta roma constituía todavía aparentemente un depósito - inextinguible de calórico mientras se realizará trabajo para hacer girar la herramienta.

De esta manera se vió que se creaba calor debido al trabajo mecánico gastado en el proceso de taladrado.

En el caso citado se estaba en presencia de un proceso que no obedecía al principio de conservación ya que no había la continua desaparición de energía - mecánica, y la continua creación de calor, entonces todo el proceso se vió como una transformación de energía de una forma o en otra, Conservandose la energía total.

La idea de conservación condujo a los hombres a nuevos descubrimientos. Y fué Joule, en el intervalo de 1843 a 1878, quien demostró que siempre que una cantidad de energía mecánica se transforme en calor, se obtiene la misma cantidad de éste, y así fué como quedó definitivamente establecida la equivalencia - del calor y el trabajo como dos formas de energía.

Helmholtz fué el primero que exprezó la idea de que no solo el calor y la energía mecánica son equivalentes sino que todas las formas de energía lo son, - y que no puede desaparecer una cantidad dada de una forma de energía sin que aparezca una cantidad igual en alguna de las otras formas.

2.- Cantidad de calor y calor específico.

La unidad de cantidad de calor Q que interviene en un proceso, se define - en función de un cierto cambio producido en un cuerpo durante el proceso, y es el calor necesario para producir alguna transformación de tipo convenida.

Las unidades mas usuales de calor son; la caloría kilogramo, la caloría gramo, y la unidad termica britanica (BTU).

La caloría kilogramo o kilocaloría es la cantidad de calor que debe suministrarse a un kilogramo en agua para elevar su temperatura en un grado centígrado.

La caloría gramo es la cantidad de calor que debe suministrarse a un gramo de agua para elevar su temperatura en un grado centígrado.

El BTU es la cantidad de calor que debe suministrarse a una libra de agua para elevar su temperatura en un grado Fahrenheit.

La caloría se usa también como unidad de calor y es igual a 10^{-3} kilocalorías.

Generalmente, la cantidad de calor y la temperatura suelen confundirse; un ejemplo de que estas dos expresiones son diferentes es el siguiente. Si dos recipientes, uno de ellos contiene una pequeña y el otro una gran cantidad de ---

agua, se colocan sobre mecheros de gas iguales y se calientan durante el mismo tiempo es evidente que, transcurrido este tiempo, la temperatura de la cantidad mas pequeña de agua se habrá elevado más que la de la grande. Así pues, se ve que se ha suministrado la misma cantidad de calor a cada recipiente de agua, pero el incremento de temperatura no es el mismo en los dos casos.

La relación que hay entre las unidades de cantidad de calor es la siguiente:

$$1 \text{ kcal} = 1000 \text{ cal} = 3.968 \text{ BTU} = 4186 \text{ joules}$$

Las sustancias difiere entre si en la cantidad de calor que se necesita para producir una elevación determinada de temperatura sobre una masa dada.

Al aplicar una cantidad de calor Q a un cuerpo, produce una elevación Δt en su temperatura. La razón de la cantidad de calor aplicada al incremento de temperatura se le llama capacidad calorífica del cuerpo:

$$C = \text{capacidad calorífica} = \frac{Q}{\Delta t}$$

Esta expresión lo que trata de dar a entender, es solamente la cantidad de calor agregado por unidad de elevación de temperatura y no la cantidad de calor que puede contener un cuerpo.

Para encontrar una cifra que sea característica de la sustancia de que está hecho el cuerpo; se define el calor específico de una sustancia, como la capacidad calorífica por unidad de masa de un cuerpo formado por dicha sustancia.

Si se representa por la letra c , el calor específico, se obtiene:

$$c = \frac{\text{capacidad calorífica}}{\text{masa}} = \frac{Q/\Delta t}{m} = \frac{Q}{m\Delta t} \quad \text{Ecuación 7-1}$$

tanto la capacidad calorífica de un cuerpo como el calor específico de la sustancia de que esta hecho, dependen solo de la situación del intervalo de temperaturas y por lo tanto no son constantes.

La ecuación 7-1, define el calor específico medio correspondiente al intervalo de temperaturas Δt .

El calor específico verdadero de una sustancia a cualquier temperatura se define apartir de la ecuación 7-1, considerando una elevación de temperatura infinitesimal dt , y llamado dQ a la cantidad de calor necesaria para producir aquella. Esto es:

$$c = \frac{dQ}{m dt}; \quad dQ = dQ = mcdt \quad \text{Ecuación 7-2}$$

Por lo tanto, la cantidad de calor que se debe suministrar a un cuerpo de masa m , cuyo material tiene una capacidad calorífica específica c , para elevar su temperatura de t_1 a t_2 , es:

$$Q = m \int_{t_1}^{t_2} c dt \quad \text{Ecuación 7-3}$$

Donde c es función de la temperatura y previamente a de conocerse esta función para poder realizar la integración. A temperaturas ordinarias, y en intervalos no muy grandes, los calores específicos se pueden considerar constantes.

Las ecuaciones 7-1 y 7-2 no definen el calor específico en forma única. Si no que hay que especificar las condiciones bajo las cuales se agrega calor al cuerpo; se a dejado entendido que la condición es que el cuerpo se conserve a la presión atmosférica normal, que es una condición común, pero hay algunas otras posibilidades y cada una de ellas conduce a un valor diferente de c . Para encontrar el valor único para c se deben especificar las condiciones, tales como el calor específico a presión constante c_p , el calor específico a volumen constante c_v , etc.

En la tabla 7-1 se dan los calores específicos de algunas sustancias a presión constante. Observando que a partir de la definición de la caloría y el BTU se tiene, que $1 \frac{\text{cal.}}{\text{gr. } ^\circ\text{C}} = 1 \frac{\text{kcal}}{\text{gr. } ^\circ\text{C}} = 1 \frac{\text{BTU}}{16 ^\circ\text{F}}$.

El calor específico del agua, bajo condiciones normales de temperatura y presión es igual a $1 \frac{\text{cal}}{\text{gr. } ^\circ\text{C}}$; cuyo valor es grande comparado con el de la mayoría de las sustancias.

TABLA 7-1.

SUSTANCIA	CALOR ESPECIFICO cal/gr. °C	PESO MOLECULAR gr/mol	CAPACIDAD CALORIFICA MOLAR cal/mol °C
aluminio	0.215	27.0	5.82
carbono	0.121	12.0	1.46
cobre	0.0923	63.5	5.85
hierro	0.113	55.85	6.3
mercurio	0.033	200.61	6.62
plata	0.0564	108.0	6.09
plomo	0.0305	207.0	6.32
wolframio	0.0321	184.0	5.92

Ejemplo 7-1.

Un bloque de cobre de 80 grs, se saca de un horno y se echa en un depósito de vidrio de 350grs. que contiene 250gramos de agua. La temperatura del agua se eleva de 15 a 30°C. ¿Cuál era la temperatura del horno?.

Este es un ejemplo de dos sistemas que se encontraban inicialmente a diferentes temperaturas y que alcanzaron el equilibrio térmico después de ponerse en contacto. No interviene energía mecánica, solo hay un intercambio de energía calorífica. Por consiguiente, calor perdido por el cobre = calor ganado por el depósito + calor ganado por el agua.