

## 1.4. La primera ley de la termodinámica

La primera ley de la termodinámica es una expresión del principio de conservación de la energía, y sostiene que la energía es una propiedad termodinámica. El **principio de conservación de la energía** manifiesta que durante una interacción, la energía puede cambiar de una forma a otra pero su cantidad total permanece constante. La primera ley enuncia que:

“La energía no se puede crear ni destruir durante un proceso; sólo puede cambiar de forma” (Cengel & Boles, 2015, p.70).

Esta ley establece la relación entre el trabajo, el calor y la energía interna de un sistema. Veamos a continuación estos conceptos, algunas de sus principales formas y cómo se transforman.

### 1.4.1. Energía

La energía es un concepto complejo de definir y tiene diversas definiciones que, por lo general, conllevan a que *es la capacidad que tiene un cuerpo para realizar una transformación o cambio, o causar un movimiento o trabajo*. Ahora bien, la energía se manifiesta de distintas formas: mecánica, química, nuclear, térmica, entre otras; y la suma total de estas formas de energía en un sistema se conoce como **la energía total** ( $E$ ). En el Sistema Internacional, la energía se mide en joules (J) y kilojoules (kJ o  $10^3$  J).

Descubre un poco más del concepto de energía y su aplicación en el siguiente video

- **Energía cinética:** es la energía que posee un sistema como consecuencia de su movimiento en relación con un marco de referencia.

$$E_c = m \frac{V^2}{2} \quad (kJ)$$

donde  $V$  es la velocidad del sistema con respecto a algún marco de referencia fijo.

- **Energía potencial gravitacional:** es la energía que posee un sistema en función de la altura (posición) en un campo gravitacional. Se calcula así:

$$E_p = mgz \quad (kJ)$$

donde  $m$  es la masa del cuerpo que se mueve,  $g$  es la aceleración de la gravedad y  $z$  es la altura con respecto a algún nivel de referencia.

- **Energía mecánica:** es la forma de energía que puede transformarse en trabajo mecánico mediante un equipo mecánico (por ejemplo una turbina). Esta energía se manifiesta en las dos formas anteriores: energía cinética más energía potencial, así pues:

$$E_M = E_c + E_p = m \frac{V^2}{2} + mgz \quad (kJ)$$

- **Energía interna:** se obtiene al sumar todas las formas de energía microscópica de un sistema. Es una función de estado que se representa con la letra  $U$ . La energía interna se relaciona con las partículas o moléculas que componen un sistema y su movimiento. Estas partículas, a su vez, poseen energía cinética, potencial, química, nuclear, entre otras. La energía interna es la suma de todas estas formas de energía. La energía interna varía cuando varía la temperatura.

Así pues, la suma de las formas de energía presentadas anteriormente conforman la energía total (E) de un sistema. Si se desprecia la influencia de algunos factores externos como los efectos magnéticos, eléctricos y de tensión superficial, la **energía total** comprende sólo las energías cinética, potencial e interna, y se expresa como:

$$E = U + E_C + E_P = U + m \frac{V^2}{2} + mgz \quad (kJ)$$

#### 1.4.2. Transferencia de energía forma de calor.

Se denomina calor a la forma de intercambio de energía que ocurre debido a la diferencia de temperatura entre un sistema y su entorno o entre dos sistemas. Esta interacción solo es posible mientras haya una diferencia de temperatura. En termodinámica, el término calor normalmente se utiliza para hacer referencia a *transferencia de calor*.

##### Observaciones sobre el calor:

- Se representa con la letra Q.
- No es una función de estado.
- Debido a que el calor es una forma de energía, presenta dimensiones de energía, a saber en el Sistema Internacional, joules (J) y kilojoules (kJ). También se usa la caloría (cal) y kilocaloría (kcal). Recuerda que  $1 \text{ cal} = 4.182 \text{ joule}$ .
- Los cuerpos no almacenan calor. El calor es energía en circulación y se identifica cuando atraviesa la frontera del sistema. Ver ejemplo de la papa caliente.
- Convenio de signos: el calor recibido por un sistema es positivo ( $Q > 0$ ) y el cedido desde un sistema es negativo ( $Q < 0$ ).
- Los procesos en los que no hay transferencia de calor se denominan adiabáticos.
- El calor transferido durante el proceso entre dos estados (1 y 2) se representa mediante  $Q_{12}$  o solo Q.

Nota. El calor es energía en circulación y se identifica una vez ha cruzado la cáscara de la papa (límite del sistema) y ha llegado al aire. Cengel & Boles (2015).

El calor intercambiado por un sistema por unidad de masa se denota como  $q$  y se determina a partir de:

$$q = \frac{Q}{m} \quad (kJ/kg)$$

La transferencia de calor produce una respuesta del sistema, la cual se describe mediante una propiedad llamada capacidad calorífica.

La capacidad calorífica es la cantidad de calor Q intercambiado por cada incremento de temperatura experimentado. Esta propiedad depende del tipo de material.

$$Q = \frac{Q}{\Delta T} \quad (J/K)$$

La capacidad calorífica relaciona el calor suministrado a un sistema y su incremento de temperatura y se puede interpretar como la dificultad con la que un sistema eleva la temperatura cuando recibe cierta cantidad de calor. Cuanto mayor es la capacidad calorífica, menor es el aumento de temperatura para una determinada cantidad de calor (ejemplo: los aislantes tienen una gran capacidad calorífica). La capacidad calorífica por unidad de masa se denomina calor específico.

El calor específico corresponde a la cantidad de energía que se necesita para incrementar la temperatura de una unidad de masa de una sustancia en un grado. El calor específico se puede interpretar como la facilidad que una sustancia tiene para cambiar su temperatura cuando intercambia calor con sus alrededores. En el Sistema Internacional el calor específico se expresa en joules por kilogramo kelvin, J/kg K.

Una sustancia con alto calor específico requiere mayor intercambio de energía para lograr el cambio en su temperatura. El calor específico depende del proceso de intercambio de energía. El interés de la termodinámica se centra en el calor específico a volumen constante  $c_v$  y calor específico a presión constante  $c_p$ . Por lo general en sólidos y líquidos  $c_p \approx c_v$  y en gases  $c_p \neq c_v$ .

Puedes consultar los valores de calor específico de algunas sustancias en las tablas disponibles en <http://www.ehu.eus/mmtde/materiala/tablas%20y%20diagramas.pdf>

Calor específico molar: para sustancias gaseosas, se utiliza el mol como unidad de masa, por lo tanto, el calor específico queda referido a la unidad de masa según la expresión:

$$c = \frac{C}{n} \quad (J/K)$$

donde n es el número de moles. Las unidades de medida del calor específico molar en el SI son J/mol·K, pero también se usa cal/mol·°C.

La ecuación que relaciona el calor intercambiado (calor entregado y calor recibido) por una masa con el cambio en la temperatura experimentado es:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (J)$$

donde Q es el calor intercambiado, c es el calor específico, m es la cantidad de sustancia en kg, y  $\Delta T = T_f - T_i$  es la diferencia entre la temperatura final y la inicial.

Si la temperatura aumenta,  $T_f > T_i \Rightarrow \Delta T > 0 \Rightarrow Q > 0 \Rightarrow$  el calor es positivo, el sistema se calentó (recibió energía térmica). Si la temperatura disminuye,  $T_f < T_i \Rightarrow \Delta T < 0 \Rightarrow Q < 0 \Rightarrow$  el calor es negativo, el sistema se enfrió (cedió energía térmica).

La anterior ecuación aplica mientras el sistema no cambia de fase. Cuando el intercambio de calor produce un cambio de estado del sistema, se tiene un cambio de fase. La materia se encuentra fundamentalmente en uno de estos tres estados de agregación (o fases) posibles: sólido, líquido y gaseoso.

El calor produce un cambio en el estado de agregación de la materia, es decir en la estructura del sistema. En los cambios de estado ocurre que:

- El sistema intercambia calor con su entorno
- El cambio de estado es un proceso reversible: el calor que se absorbe durante el proceso equivale al calor cedido durante el proceso inverso.
- La temperatura permanece constante: el calor produce variación de estado más no de temperatura.

La cantidad de calor absorbida o cedida durante un proceso de cambio de estado viene dado por la fórmula:

$$Q = m \cdot L \quad (J)$$

donde Q es el calor intercambiado, m la masa y L el calor latente (o variación de entalpía).

El **calor latente** es la energía por unidad de masa que se requiere (absorber o ceder) para realizar el cambio de estado. Se expresa en julio por kilogramo (J/kg) en el SI (aunque con frecuencia también se expresa en caloría por gramo, cal/g).

Así pues, el calor necesario para cambiar de sólido a líquido se llama calor latente de fusión (se observa en procesos de fundición de metales, derretimiento de hielo, etc.). El calor para cambiar de líquido a vapor se llama calor latente de vaporización y el calor para pasar de sólido a vapor se denomina calor latente de sublimación.

**Mecanismos de transferencia de calor:** El calor se transfiere mediante tres mecanismos básicos: conducción, convección y radiación. Todos estos necesitan que exista una diferencia de temperatura y ocurren desde el sistema o cuerpo de alta temperatura al de menor temperatura. Estos mecanismos no hacen parte del estudio de este curso, sin embargo, te invitamos a ver el siguiente video sobre el calor y sus mecanismos de transferencia <https://www.youtube.com/watch?v=hq5M-ITauFI>.

#### **1.4.3. Transferencia de energía en forma de trabajo.**

El trabajo se define como el resultado de una fuerza actuando a lo largo de una distancia. En termodinámica, el trabajo es el intercambio de energía a través de la frontera de un sistema y su entorno debido al efecto de una fuerza que actúa a lo largo de un desplazamiento.

**Formas de trabajo:** según el origen físico de las fuerzas que actúan sobre el sistema, existen diferentes formas de trabajo realizado que se pueden dividir en: formas mecánicas y no mecánicas de trabajo. Son formas mecánicas de trabajo el trabajo de flecha, trabajo de resorte, trabajo sobre barras sólidas, trabajo para elevar un cuerpo, entre otras. Un eje giratorio en una transmisión es un ejemplo de trabajo de flecha. Las formas no mecánicas de trabajo incluyen el trabajo eléctrico, trabajo magnético y otros. Un motor eléctrico, un cable eléctrico, que cruzan las fronteras de un sistema, son ejemplos de trabajo eléctrico. Los detalles de estos mecanismos de trabajo no se estudiarán con profundidad en este documento.

Ahora bien, para que sea posible una interacción o transferencia de trabajo entre un sistema y su entorno se debe cumplir que:

1. Existe una fuerza actuando sobre las fronteras.
2. Las fronteras deben desplazarse.

De manera que, si no hay desplazamiento de la frontera por efecto de las fuerzas, no existe interacción de trabajo. Y, si no hay una fuerza oponiéndose o impulsando al desplazamiento de la frontera, tampoco existe interacción de trabajo porque no se transfiere energía. Así pues, las formas de trabajo mecánico normalmente están asociadas al desplazamiento ya sea de la frontera o del sistema completo.

#### **1.4.4. Aplicación de la primera ley de la termodinámica**

La primera ley establece que cuando se transfiere calor hacia o se realiza trabajo sobre un sistema, su energía interna aumenta. El cambio en la energía total del sistema durante un proceso queda expresado como la suma de los cambios en sus energías interna, cinética y potencial, así:

$$\Delta E = \Delta U + E_c + \Delta E_p$$

donde

$$\Delta U = m(u_2 - u_1)$$

$$\Delta E_C = \frac{1}{2}m(V_2^2 - V_1^2)$$

$$\Delta E_P = mg(z_2 - z_1)$$

En sistemas cerrados en los que la velocidad y altura no cambian a lo largo de un proceso ( $\Delta E_C = \Delta E_P = 0$ ), llamados sistemas estacionarios, la variación en la energía total  $\Delta E$  del sistema equivale al cambio en la energía interna  $\Delta U$ . Así pues, la variación de la energía interna durante un proceso de un sistema equivale a la diferencia entre el calor que ha recibido el sistema y el trabajo que ha realizado el sistema.

$$\Delta U = Q - W \quad (J)$$

Hay algunos casos especiales de la primera ley. Veamos de forma resumida a continuación:

- En procesos adiabáticos, no hay intercambio de calor, es decir:  $Q=0$ . Así,

$$\Delta U = -W \quad (J)$$

El valor es negativo si el sistema realiza el trabajo.

- En procesos de volumen constante (isocóricos), dado que el volumen no varía, el trabajo del sistema es nulo, es decir:  $W=0$ .

$$\Delta U = Q \quad (J)$$

- En procesos de presión constante (isobáricos), la presión no varía. Por lo tanto, el trabajo se calcula mediante la expresión:

$$W = P \cdot \Delta V \quad (J)$$

- En procesos de temperatura constante (isotérmicos), la energía interna no varía, es decir:

$$\Delta U = 0$$

Por lo tanto:

$$\Delta U = Q - W = 0$$

$$Q = W$$

$$\Delta H = H_f - H_i \quad (J)$$

que es lo mismo que:  $\Delta H = H_2 - H_1 \quad (J)$

**Eficiencia en la conversión:** la eficiencia (o desempeño) es un término muy utilizado en termodinámica, y hace referencia a que tan bien se ha realizado un proceso de conversión o transferencia de energía. El desempeño se expresa en términos de la salida deseada y la entrada requerida, de la siguiente manera:

$$\text{Desempeño} = \frac{\text{Salida deseada}}{\text{Salida requerida}}$$