



Nicolás Carrasco Sepúlveda
Ayudante

Termodinámica
Curso

FIS 1231-01
Clave

AYUDANTIA N°3

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.

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.

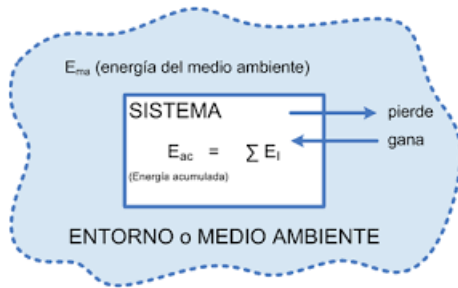
*NOTA: Siempre tenga presente que el calor es **DISTINTO** a flujo de calor y que el calor es **DISTINTO** a la temperatura si bien estos tres conceptos se relacionan, aun así, dicen cosas distintas para la naturaleza.*

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. Primera Ley de la Termodinámica

También conocida como principio de conservación de la energía para la termodinámica, establece que, si se realiza trabajo sobre un sistema o bien éste intercambia calor con otro, la energía interna del sistema cambiará.

Visto de otra forma, esta ley permite definir el calor como la energía necesaria que debe intercambiar el sistema para compensar las diferencias entre trabajo y energía interna.



La ecuación general de la conservación de la energía es la siguiente: Que aplicada a la termodinámica teniendo en cuenta el criterio de signos termodinámico, queda de la forma: Donde U es la energía interna del sistema (aislado), Q es la cantidad de calor aportado al sistema y W es el trabajo realizado por el sistema. Esta última expresión es igual de frecuente encontrarla en la forma:

$$\Delta U = Q + W$$

Primera Ley de la Termodinámica.

- Aplicación Primera ley

- **Procesos Isotérmicos:** En un proceso isotérmico, la temperatura permanece constante. Si el sistema es un gas ideal, entonces la energía interna debe permanecer constante también. Con $\Delta E_{\text{int}} = 0$, entonces la primera ley da:

$$Q + W = 0$$

- **Proceso Isocóricos:** El volumen de un gas permanece constante, no puede efectuarse un trabajo, entonces $W = 0$, y la primera ley da:

$$\Delta E_{\text{int}} = Q$$

- **Procesos Cíclicos:** En un proceso cíclico, llevamos a cabo una secuencia de operaciones que finalmente llevan al sistema a su estado inicial. Es por ello que, dado que el proceso comienza en un proceso y termina en el mismo, el cambio de energía interna es cero, la cual

$$Q + W = 0$$

○ **Expansión Libre:** La figura 1, representa una expansión libre. El gas está inicialmente solo en un lado del recipiente, y cuando se abre la llave de paso, el gas se expande hacia la mitad previamente evacuada. No hay pesas que puedan ser elevadas en este proceso, así que no se efectúa ningún trabajo. El recipiente está aislado, de modo que el proceso es adiabático. De aquí que, con $W = 0$ y $Q = 0$, la primera ley da

$$\Delta E_{\text{int}} = 0$$

Esto implica que la energía interna de un gas ideal que experimenta una expansión libre permanece constante, y debido a que la energía interna de un gas ideal depende únicamente de la temperatura, esto implica que la temperatura permanece constante.

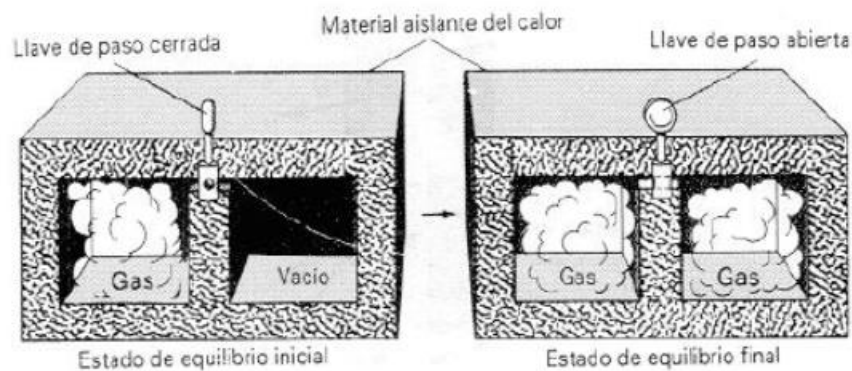


Figura 1

La siguiente tabla muestra la interpretación de la primera ley para distintos procesos.

TABLA 4 APLICACIONES DE LA PRIMERA LEY

Proceso	Restricción	Primera ley	Otros resultados
Todos	Ninguna	$\Delta E_{\text{int}} = Q + W$	$\Delta E_{\text{int}} = nC_v \Delta T, W = -\int p dV$
Adiabático	$Q = 0$	$\Delta E_{\text{int}} = W$	$W = (p_f V_f - p_i V_i) / (\gamma - 1)$
A volumen constante	$W = 0$	$\Delta E_{\text{int}} = Q$	$Q = nC_v \Delta T$
A presión constante	$\Delta p = 0$	$\Delta E_{\text{int}} = Q + W$	$W = -p \Delta V, Q = nC_p \Delta T$
Isotérmico	$\Delta E_{\text{int}} = 0$	$Q = -W$	$W = -nRT \ln(V_f/V_i)$
Cíclico	$\Delta E_{\text{int}} = 0$	$Q = -W$	
Expansión libre	$Q = W = 0$	$\Delta E_{\text{int}} = 0$	$\Delta T = 0$

† Las expresiones subrayadas se aplican únicamente a los gases ideales; todas las demás se aplican en general.



3. Eficiencia de una Máquina Térmica

Se dice que la eficiencia es la relación entre la salida, la energía que se busca tener, y la entrada, la energía que cuesta, pero se debe definir la salida y la entrada. Se puede decir que una máquina térmica, la energía que se busca es el trabajo y la energía que cuesta es el calor de la fuente de alta temperatura (costo del combustible) la eficiencia térmica se define en términos generales como:

$$e = \frac{w_{total}}{Q \text{ (entregado)}}$$

4. Segunda Ley de la Termodinámica

Esta ley marca la dirección en la que deben llevarse a cabo los procesos termodinámicos y, por lo tanto, la imposibilidad de que ocurran en el sentido contrario (por ejemplo, que una mancha de tinta dispersada en el agua pueda volver a concentrarse en un pequeño volumen). También establece, en algunos casos, la imposibilidad de convertir completamente toda la energía de un tipo en otro sin pérdidas. De esta forma, la segunda ley impone restricciones para las transferencias de energía que hipotéticamente pudieran llevarse a cabo teniendo en cuenta sólo el primer principio. Esta ley apoya todo su contenido aceptando la existencia de una magnitud física llamada entropía, de tal manera que, para un sistema aislado (que no intercambia materia ni energía con su entorno), la variación de la entropía siempre debe ser mayor que cero.

Debido a esta ley también se tiene que el flujo espontáneo de calor siempre es unidireccional, desde los cuerpos de mayor temperatura hacia los de menor temperatura, hasta lograr un equilibrio térmico.

La aplicación más conocida es la de las máquinas térmicas, que obtienen trabajo mecánico mediante aporte de calor de una fuente o foco caliente, para ceder parte de este calor a la fuente o foco o sumidero frío. La diferencia entre los dos calores tiene su equivalente en el trabajo mecánico obtenido.



Existen numerosos enunciados equivalentes para definir este principio, como:

- **Enunciado de Kelvin – Planck:** No es posible un proceso que convierta todo el calor absorbido en trabajo.
- **Enunciado de Clausius:** No es posible ningún proceso cuyo único resultado sea la extracción de calor de un cuerpo frío a otro más caliente.

Observa que esta **segunda ley** no dice que no sea posible la extracción de calor de un foco frío a otro más caliente. Simplemente dice que dicho proceso nunca será *espontáneo*.

5. Entropía

Para estudiar la espontaneidad de los procesos, el austriaco Ludwig Edward Boltzmann introdujo una nueva magnitud denominada **entropía**.

La **entropía** S es una variable de estado. Está asociada a la probabilidad de que un determinado estado ocurra en un sistema. Aquellos más probables tienen una mayor entropía.

NOTA: Cualquier proceso natural espontáneo evoluciona hacia un aumento de la entropía.

Veamos algunos ejemplos concretos para entender mejor este concepto:

1. Si coges un montón de lápices y los lanzas al aire, cuando caigan es poco probable que caigan alineados. Lo más probable es que caigan en completo desorden
2. Si echas azúcar al agua, las partículas se distribuyen al azar por toda la disolución de un modo espontáneo, y no en una sola dirección
3. En un gas que se expande libremente, la presión en las paredes del recinto en el que se encuentra es la misma en cualquier punto. La razón es que las partículas del gas se han expandido en todas direcciones por igual y no en una en concreto

Vemos pues, que aumento del desorden es la dirección natural en que evolucionan los procesos naturales.

En general la Entropía la podemos definir como:

$$\Delta S = \int_i^f \frac{dQ}{T}$$