

MAESTRÍA EN INGENIERÍA Y GESTIÓN AMBIENTAL

CURSO: ENERGÉTICA AMBIENTAL

PROFESOR: JORGE ANTONIO POLANÍA PUENTES

CONTENIDO DEL CURSO

- **ENERGÍA Y MEDIO AMBIENTE (4)**
- **CALOR Y TRABAJO (8)**
- **APROVECHAMIENTO TÉRMICO DE LA ENERGÍA SOLAR (8)**
- **ENERGÍA DE COMBUSTIBLES (8)**
- **CALOR RESIDUAL Y CONTAMINACIÓN TÉRMICA (8)**

UNIDAD 2. CALOR Y TRABAJO (8)

- **Introducción a la termodinámica**
- **Leyes de la termodinámica**

2. INTRODUCCIÓN A LA TERMODINÁMICA

- **Conceptos y formas de energía.**
- **Conceptos previos de termodinámica.**
- **Transferencia de calor.**

2.1 CONCEPTOS Y FORMAS DE ENERGÍA

El consumo de energía está íntimamente relacionado con el nivel de desarrollo y el bienestar de un país. Mientras las

naciones desarrolladas mantienen altos índices de consumo de energía per cápita, las naciones en proceso de desarrollo hacen enormes esfuerzos para aumentar la producción de energía y mejorar el nivel de vida de sus habitantes.

El concepto de energía no se define fácilmente, pero en su forma más simple se puede decir que son interacciones entre materia cuyos efectos físicos producen un trabajo. Esta energía es transferible y almacenable que son denominadas como calor y trabajo. Ejemplo como motor eléctrico o una turbina de gas. El significado de la energía se precisa con el estudio de la termodinámica.

La mayor parte de las fuentes de energía, salvo la nuclear, la geotérmica y las mareas, derivan del Sol. El petróleo, el gas natural o el viento tienen su origen, aunque lejano, en la energía que proviene del Sol.

Las distintas fuentes de energía se clasifican en dos grandes grupos: renovables y no renovables.

- Renovables. Son aquellas fuentes que no desaparecen al transformar su energía en energía útil.
- No renovables. Es el sistema material que se agota al transformar su energía en energía útil.

Entre las diferentes formas de energía se tienen:

Energía de los combustibles fósiles

Es la energía asociada al uso del carbón, gas natural y petróleo. La forma de energía que poseen los combustibles fósiles es energía interna, que podemos aprovechar a partir de las reacciones de combustión.

Se puede transformar en lo que habitualmente se denomina energía térmica (calefacción), energía eléctrica, energía mecánica (a través de los motores de combustión interna), etc. Es utilizada en multitud de aplicaciones domésticas e industriales.

Energía Hidráulica

Es la energía asociada a los saltos de agua de ríos y embalses. La forma de energía que posee el agua de los embalses es energía potencial gravitatoria, que podemos aprovechar conduciéndola y haciéndola caer por efecto de la gravedad.

Se puede transformar en energía mecánica en los molinos de agua y en energía eléctrica en las centrales hidroeléctricas.

Energía Eólica

Es la energía asociada al viento. La forma de energía que posee es la energía cinética del viento, que podemos aprovechar en los molinos, en la navegación a vela, etc.

Se puede transformar en energía mecánica en los molinos de vientos o barcos de vela y en energía eléctrica en los aerogeneradores.

Energía Solar

Es la energía asociada a la radiación solar. La forma de energía que posee el Sol es energía nuclear interna que se transforma en la energía que emite mediante procesos de fusión. El Sol emite sin cesar lo que se llama energía radiante, o simplemente, radiación.

Se transforma en lo que habitualmente se denomina energía térmica y en energía eléctrica. Se puede realizar directamente (fotovoltaica) o indirectamente.

Energía de la Biomasa

Es la energía asociada a los residuos orgánicos generados en la transformación de productos agrícolas, forestales y a los residuos sólidos urbanos. Se trata de aprovechar la energía interna de estos residuos.

Se puede transformar en combustibles sólidos (carbón vegetal), líquidos (alcohol y otros) y gaseosos (biogás). De su combustión se puede obtener energía eléctrica.

Energía Mareomotriz

Es la energía asociada a las mareas provocadas por la atracción gravitatoria del Sol y principalmente de la Luna. Se transforma en energía eléctrica.

Energía Geotérmica

Es la energía interna y cinética asociada al vapor de agua que sale directamente a la superficie en zonas volcánicas y al aumento de temperatura que se produce conforme profundizamos en la superficie terrestre. Se transforma en energía eléctrica o en energía térmica para calefacción.

Energía nuclear de fisión

Es la energía asociada al uso del uranio. La forma de energía que se aprovecha del uranio es la energía interna de sus núcleos. Se transforma en energía eléctrica. Una parte importante del suministro de energía eléctrica en los países desarrollados tiene origen nuclear.

Energía Nuclear de Fusión

Recibe el nombre de fusión nuclear la reacción en la que dos núcleos muy ligeros (hidrógeno) se unen para formar un núcleo más pesado y estable, con gran desprendimiento de energía.

Para que tenga lugar la fusión, los núcleos cargados positivamente, deben aproximarse venciendo las fuerzas electrostáticas de repulsión. La energía cinética necesaria para que los núcleos que reaccionan venzan las interacciones se suministra en forma de energía térmica (fusión térmica)

La energía del Sol es un ejemplo de este tipo de energía. Actualmente se intentan reproducir los mismos procesos de fusión que ocurren en el Sol, pero de forma controlada.

2.2 CONCEPTOS PREVIOS DE LA TERMODINÁMICA

Las siguientes definiciones y conceptos son importantes para entender los procesos termodinámicos:

Sistema: Compuesto definido por una cantidad de partículas microscópicas de características fijas contenidas dentro de un entorno el cual puede cambiar de forma. La región externa al contorno se denomina ambiente. Ejemplo, un cilindro sobre el cual actúa un pistón.

Sistema aislado: Es un sistema que no tiene intercambios de ninguna clase con sus alrededores. La masa del sistema es constante y a través de su contorno no puede haber transferencia de energía.

Equilibrio interno: Se refiere a un sistema aislado que alcanza un estado en el cual todas sus características

macroscópicas permanecen inalteradas. En este estado, hay equilibrio mecánico, térmico, químico, etc.

Propiedades. Define las características cuantificables de un sistema y permiten describir los cambios de energía que en él ocurren. Las propiedades de un sistema se definen de manera macroscópica. Ejemplo, volumen, temperatura, energía, masa, presión, etc.

La propiedad de un sistema es una función de punto, en el sentido que depende de su estado inicial y de su estado final después de producirse un cambio. Habrá un cambio de la propiedad al pasar de un estado a otro.

Un sistema en equilibrio interno sólo puede cambiar su estado cuando se produce algún tipo de intercambio entre él y su ambiente. Estos intercambios pueden producirse cuando existen transferencias de trabajo o calor entre el sistema y su ambiente.

Trabajo: Un sistema desarrolla trabajo cuando actúa sobre sus alrededores en forma ordenada. Un sistema en estado de equilibrio con presión p y volumen V , sufre un cambio en su volumen dV , se produce un trabajo

$$dW = pdV \text{ (diferencial de volumen)}$$

Si un sistema ocupa inicialmente un volumen V_1 se expande mediante un proceso a un volumen V_2 , el trabajo total hecho por el sistema es:

$$W = \int_{V_1}^{V_2} pdV$$

Cuando un sistema se expande una cantidad finita ΔV sus alrededores sufren una compresión de la misma magnitud y

existe una transferencia de trabajo desde el sistema a su entorno (positiva). Si el sistema se comprime es porque su entorno se expande y la transferencia de trabajo es hacia el sistema (negativa).

2.3 TRANSFERENCIA DE CALOR

<https://www.youtube.com/watch?v=VN9ssJSCIEA&feature=youtu.be>

Cuando un sistema caliente se pone en contacto con uno frío o están separados en el vacío pero aislados del resto de los sistemas que lo rodean se produce un fenómeno observable que la diferencia entre las temperaturas de ambos sistemas disminuye con el tiempo y si se deja transcurrir un tiempo suficientemente largo llegan al equilibrio térmico.

Los fenómenos que se producen por la diferencia de temperatura entre los dos sistemas no constituyen una transferencia de trabajo entre ellos, se produce es una transferencia de calor, desde el sistema de mayor temperatura hacia el sistema de menor temperatura.

Hay diferentes formas de transmitir el calor:

Conducción. Es la transferencia de calor entre sistemas que están en contacto físico y a diferente temperatura.

Radiación. Todos los cuerpos emiten calor en forma de ondas electromagnéticas. La radiación es la transferencia de calor por dos cuerpos a diferente temperatura y separados en el vacío.

Convección. Es una transferencia de calor combinada de conducción o radiación con almacenamiento de energía en un fluido y transferencia de masa de dicho fluido. Cuando la diferencia de masa se origina en diferencias en densidad producido por las diferencias de temperatura se denomina convección libre y cuando la transferencia de masa se hace mediante un mecanismo externo como una bomba, la convección se denomina forzada.

La dirección de la transferencia de calor se toma desde el sistema de mayor temperatura hacia el sistema de menor temperatura.

Proceso adiabático. Es un proceso sobre un sistema en el cual no se transfiere calor a través de su contorno, solamente hay transferencia de trabajo.

Unidades. Las unidades para el calor son: el BTU (Unidad térmica Británica) que es la cantidad de calor que debe transferirse a una libra de agua para que incremente su temperatura en un grado Fahrenheit (58.5° F a 59.5° F) a la presión de una atmósfera y la Caloría que es la cantidad de calor que debe transferirse a un kilogramo de agua para que incremente su temperatura en un grado Celsius (14.5° C a 15.5° C) a la presión de una atmósfera.

Calor específico. Si a un sistema de masa m se le aplica una cantidad de calor ΔQ su temperatura se incrementa un dT , dada por la ecuación,

$$\Delta Q = mc\Delta T$$

Donde c es el calor específico que depende de la sustancia considerada. Su unidad es

$$\frac{\text{Cal}}{\text{kg}^{\circ}\text{C}} = \frac{\text{Btu}}{\text{lb}^{\circ}\text{F}}$$

El calor específico de los líquidos y sólidos no dependen del tipo de proceso, al contrario en los gases se definen dos tipos de calores específicos, c_v proceso a volumen constante (proceso isométrico) y c_p proceso a presión constante (proceso isobárico)

$$\Delta Q_v = mc_v\Delta T, \quad \Delta Q_p = mc_p\Delta T$$

Calor latente. En algunos casos una transferencia de calor hacia un sistema no eleva su temperatura, sino que produce un cambio en su estructura física (un cambio de fase). La cantidad de calor necesaria para cambiar la unidad de masa de una sustancia de una fase a otra se denomina calor latente y se mide en Cal/kg o Btu/lb.

El calor latente relacionado con el paso de una sustancia del estado sólido al líquido se denomina **calor latente de fusión**. Cuando el proceso se desarrolla en forma inversa se denomina de **solidificación**.

El calor latente relacionado con el paso de una sustancia del estado líquido al gaseoso se denomina **calor latente de evaporación**. Cuando el proceso se desarrolla en forma inversa se denomina de **condensación**.

En ciertas condiciones particulares una sustancia puede pasar directamente del estado sólido al gaseoso y se denomina calor latente de **sublimación**.

Ejemplo. Cuál es calor requerido para evaporar totalmente 10 kg de azufre, los cuales se encuentran a 20° C, en un proceso a presión constante de 1 atm. Temperatura de

fusión=113° C, temperatura de evaporación=445° C, calor latente de fusión=8.8 Cal/kg, calor latente de evaporación=66.7 Cal/kg, calor específico a presión constante para el azufre sólido= 0.18 Cal/kg°C, calor específico a presión constante para el azufre líquido= 0.235 Cal/kg°C.

Solución

a) Para calentar el sólido entre 20° C y 113° C,

$$Q = mc_p\Delta T = (10kg)(0.18Cal/kg^\circ C)(113 - 20)^\circ C \\ = 167.4 Cal$$

b) Para fundir totalmente el azufre,

$$Q = (10kg)(8.8 Cal/kg) = 88.0 Cal$$

c) Para calentar el líquido entre 113° C y 445° C,

$$Q = mc_p\Delta T = (10kg)(0.235Cal/kg^\circ C)(445 - 113)^\circ C \\ = 780.2 Cal$$

d) Para evaporar totalmente el azufre,

$$Q = (10kg)(66.7 Cal/kg) = 667.0 Cal$$

Calor total requerido para el proceso,

$$Q = 167.4 + 88.0 + 780.2 + 667.0 = 1702.6 Cal$$

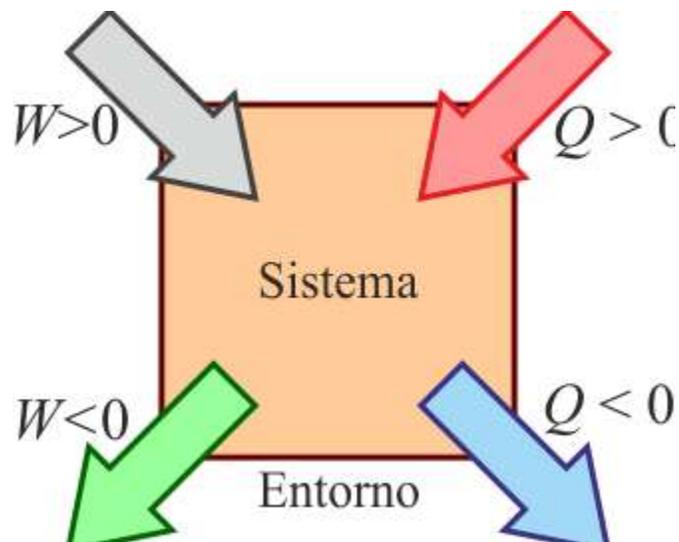
2.4 CALOR Y TRABAJO

Un sistema realiza un **ciclo** cuando desde un estado inicial cambia su estado en una serie de procesos y finalmente regresa a un estado igual al que tenía inicialmente.

Sea Q_c la suma algebraica de todas las transferencias de calor **hacia** el sistema durante el ciclo (calor neto transferido al sistema) y W_c la suma algebraica de todas las transferencias de trabajo **desde** el sistema durante dicho ciclo (trabajo neto desarrollado por el sistema). Se presenta una de estas situaciones:

$$(a) Q_c > 0 \quad \text{si y solo si} \quad W_c > 0$$

$$(b) Q_c < 0 \quad \text{si y solo si} \quad W_c < 0$$



En el primer caso el calor transferido al sistema es mayor al calor transferido desde el sistema y entonces, el trabajo hecho por el sistema es mayor al trabajo hecho sobre el sistema. Lo contrario sucede en el segundo caso.

En cualquiera de las dos situaciones se puede plantear la siguiente hipótesis: “el trabajo y calor son formas diferentes de transferir energía, el cual se conserva”. Esto es, la energía que entra a un sistema en forma de calor en un ciclo puede salir de él como trabajo y viceversa. Se puede concluir que un sistema no almacena calor o trabajo sino energía, que se conoce como **energía interna**.

La energía neta transferida durante un ciclo es cero, es decir, que la energía se conserva. **Primera Ley de la Termodinámica.**

3. LEYES DE LA TERMODINÁMICA

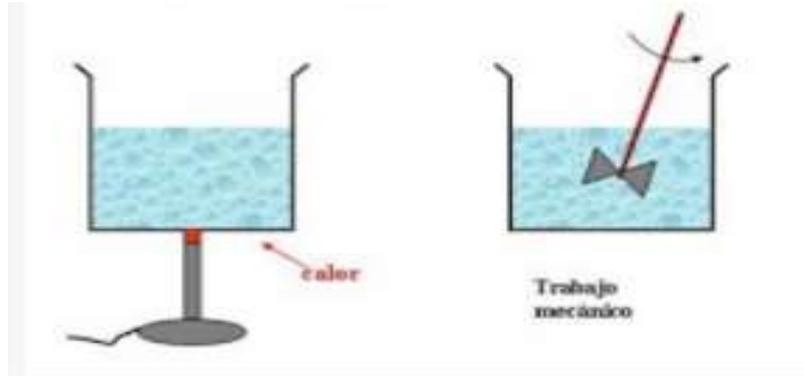
<https://www.youtube.com/watch?v=Bvfn6eUhUAc>

- **Primera ley termodinámica.**
- **Máquina térmicas**
- **Segunda ley termodinámica.**
- **Máquinas térmicas y la degradación de energía.**

3.1 PRIMERA LEY TERMODINÁMICA.

Se puede decir entonces que un sistema termodinámico posee cierta energía que se llama energía interna que es debida a la propia constitución de la materia (enlaces moleculares, interacciones entre ellas, choques térmicos...), o sea se debe a su propia naturaleza, es una propiedad extensiva del sistema.

La energía interna de un sistema se puede modificar de varias maneras equivalentes, realizando un trabajo o transfiriendo energía en forma de calor.



Se tienen dos recipientes aislados e iguales, cada uno es un sistema de masa igual por ejemplo agua. Al primero se le transfiere un calor Q a presión constante hasta que alcanza una temperatura T , al segundo se le transfiere un trabajo W a presión constante hasta que alcance el mismo valor T . Es decir Q y W han producido el mismo efecto sobre el sistema. Hay una equivalencia entre calor y trabajo, que se llama **equivalente mecánico el calor**.

$$1 \text{ Caloría} = 4186.8 \text{ Joule}$$

De todas formas la energía neta transferida es cero, que quiere decir que la energía se conserva que constituye la **Primera Ley de la termodinámica**.

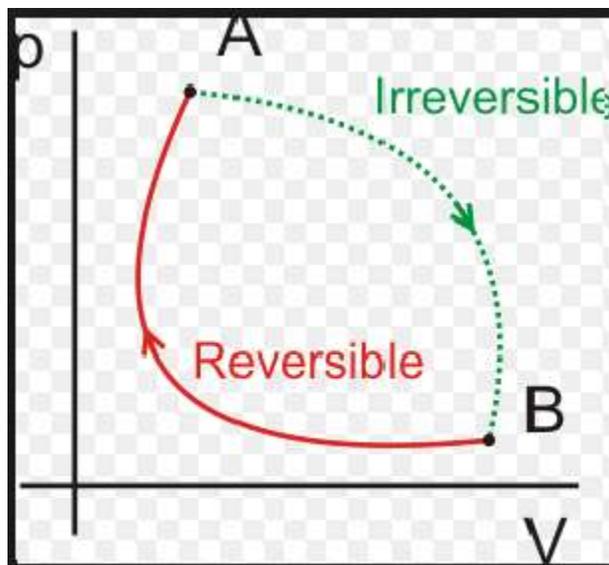
“Siempre que un sistema realice un ciclo termodinámico, la suma algebraica de todas las transferencias de energía con el sistema es cero”

En el sistema internacional la unidad de energía es el Joule y en el sistema inglés es el Btu (778.17 lbf.ft).

La primera ley de la termodinámica se aplica únicamente a ciclos. En un proceso cualquiera la transferencia de energía a través de su contorno no es necesariamente cero. En un proceso cuando hay un aumento de la energía hacia el sistema hay un incremento de su energía interna e inversamente cuando hay una transferencia neta de energía desde el sistema ocurre un decrecimiento de su energía interna.

$$Q = \Delta U + W, \quad \Delta U \text{ es el cambio de la energía interna}$$

Otra forma de escribir matemáticamente la primera ley. Para el caso de un ciclo termodinámico, de la trayectoria A (la roja) y la B (verde) se tiene:



$$Q_A = \Delta U_A + W_A, \quad Q_B = \Delta U_B + W_B,$$

Para el ciclo completo,

$$Q_A + Q_B = W_A + W_B$$

Entalpía. En termodinámica es frecuente encontrar combinación de propiedades como $U+pV$ que da como resultado otra propiedad denominada entalpía y se designa con la letra H . Expresa una medida de la cantidad de energía absorbida o cedida por un sistema termodinámico, es decir, la cantidad de energía que un sistema intercambia con su entorno. Algebraicamente es la relación:

$H = U + pV$ que también tiene dimensión de energía

Cuando se realiza un proceso a volumen constante entre los estados 1 y 2, el cambio de energía interna se calcula mediante:

$$\Delta U = m \int_1^2 C_v dT$$

Para el proceso a presión constante,

$$\Delta H = m \int_1^2 C_p dT$$

Ejemplo 1. Un sistema compuesto por 10 ft^3 (pies^3) de un gas a una presión de 20 psi (libras/pul^2) cambia de estado en un proceso a presión constante hasta que su volumen se reduce a la mitad. Durante el proceso se transfieren 50 Btu de calor desde el sistema a su entorno. Si todo el trabajo transferido es de la forma pdV , determine el cambio de la energía interna del sistema durante dicho proceso.

Solución.

Como el proceso es a presión constante, el trabajo transferido es,

$$W = \int_1^2 p dV = p(V_2 - V_1) = (20)(144)(5 - 10)/778.2$$

$$= -18.5 \text{ Btu}$$

El calor transferido es $Q = -50 \text{ Btu}$, de acuerdo a la primera ley,

$$\Delta U = Q - W = -50 - (-18.5) = -31.5 \text{ Btu}$$

En resumen, al sistema entran 18.5 Btu de energía en transferencia de trabajo y salen 50 Btu de energía en transferencia de calor, entonces por la primera ley el sistema tiene un decrecimiento de la energía interna de 31.5 Btu.

Ejemplo 2. Un sistema compuesto por 0.5 m^3 de una sustancia gaseosa a una presión de 100 Kpa (kilopascal) experimenta un proceso a presión constante en el cual su volumen se duplica. Si durante el proceso se transfieren 100 Kjoule de calor hacia el sistema, hallar el cambio de energía interna de sistema.

Solución.

El trabajo transferido es,

$$W = \int_1^2 p dV = p(V_2 - V_1) = (100)(1.0 - 0.5) = 50 \text{ Kjoule}$$

El calor transferido es $Q = 100 \text{ Kj}$, de acuerdo a la primera ley,

$$\Delta U = Q - W = 100 - 50 = 50 \text{ Kj}$$

Este incremento se origina en que la energía que entra al sistema como calor es mayor que la energía que sale de él como trabajo.

Ejemplo 3. Dos kilogramos de una sustancia pura gaseosa experimenta un proceso a volumen constante, durante el cual la temperatura disminuye de 200° C a 50° C. Si para esta sustancia su C_v es de 5.25 Kj/ Kg°K y el sistema entrega 1800 Kj de calor durante el proceso, encontrar el trabajo realizado por el sistema.

Solución.

$$\begin{aligned}\Delta U &= m \int_1^2 C_v dT = mC_v(T_2 - T_1) = 2(5.25)(50 - 200) \\ &= -1575 \text{Kj}\end{aligned}$$

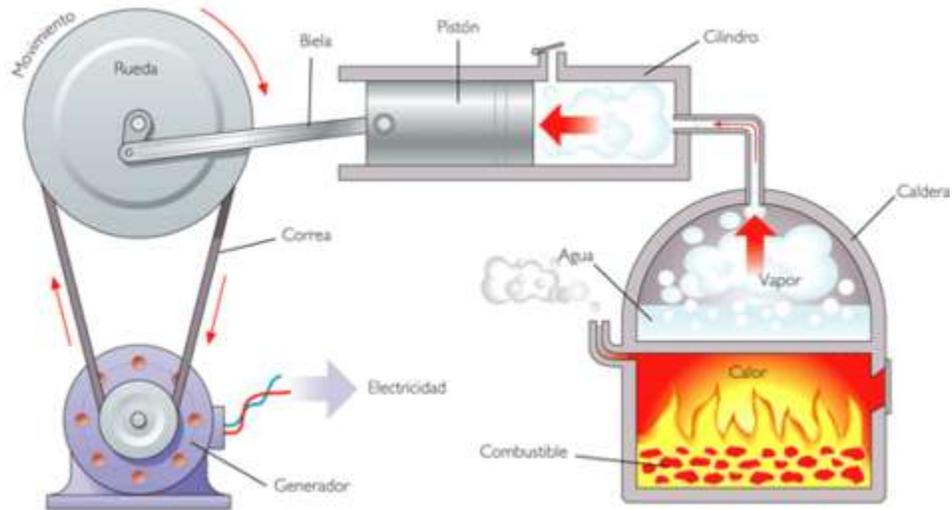
Aplicando la primera ley,

$$\begin{aligned}\Delta U &= Q - W, \Rightarrow W = Q - \Delta U = -1800 - (-1575) \\ &= -225 \text{Kj}\end{aligned}$$

Existe una transferencia neta de trabajo hacia el sistema de 225 Kj.

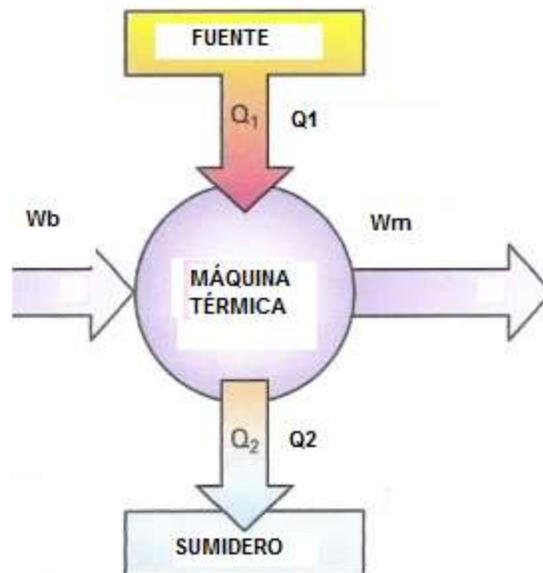
3.2 MÁQUINAS TÉRMICAS

Un ciclo termodinámico en el cual existe una transferencia neta de calor hacia el sistema y por consiguiente, una transferencia neta de trabajo desde el sistema durante el mismo, se denomina ciclo de una máquina térmica. Por ejemplo, el gas encerrado en un cilindro por un pistón es una máquina térmica que realiza un ciclo de potencia.



<https://sites.google.com/site/maquinastermicaspereyrafraanco/trabajo>

De modo sencillo una máquina térmica se puede modelar mediante la siguiente figura,



Q_1 : Calor suministrado o calor transferido al sistema durante el ciclo

Q_2 : Calor rechazado o calor transferido desde el sistema durante el ciclo

W_m : Trabajo de la máquina o trabajo total hecho por el sistema durante el ciclo

W_b : Trabajo sobre la máquina o trabajo hecho sobre el sistema durante el ciclo

$$Q_{\text{neto}} = Q_1 - Q_2 > 0, \quad \text{y} \quad W_{\text{neto}} = W_m - W_b > 0$$

De acuerdo con la primera ley,

$$Q_{\text{neto}} = W_{\text{neto}}, \quad \text{entonces,} \quad Q_1 - Q_2 = W_m - W_b$$

La eficiencia de una máquina térmica es la relación entre el trabajo neto obtenido en el ciclo y el calor suministrado a la máquina durante el mismo. Esto es,

$$e = \frac{W}{Q_1} = \frac{W_m - W_b}{Q_1}$$

Teniendo en cuenta la igualdad entre el trabajo y el calor,

$$e = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = 1 - \frac{Q_2}{Q_1}$$

Máquina reversible. Es una máquina donde todos sus procesos son reversibles o trabaja con ciclos reversibles. Una máquina reversible que opera entre las temperaturas fijas T_1 y T_2 se cumple la relación,

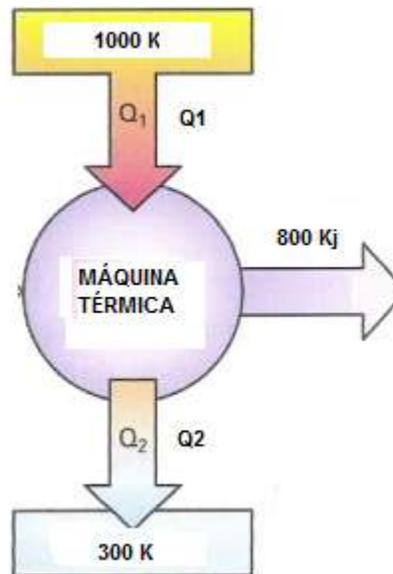
$$\frac{T_2}{T_1} = \frac{Q_2}{Q_1}$$

Y la eficiencia viene dada por,

$$e = 1 - \frac{T_2}{T_1} = 1 - \frac{Q_2}{Q_1}$$

Ejemplo. Una máquina térmica reversible opera con una fuente a 1000°K y un sumidero a 300°K y produce 800 KJ de trabajo neto en el ciclo ¿Cuál es el calor entregado a la máquina y cual el calor rechazado por la misma en un ciclo?

Solución



Como la máquina es reversible,

$$\frac{T_2}{T_1} = \frac{Q_2}{Q_1} = \frac{300}{1000} = 0.3, \text{ entonces, } Q_2 = 0.3Q_1 \quad (1)$$

De acuerdo con la primera ley,

$$W = Q_1 - Q_2 = 800\text{ KJ}, \text{ entonces, } Q_2 = Q_1 - 800 \quad (2)$$

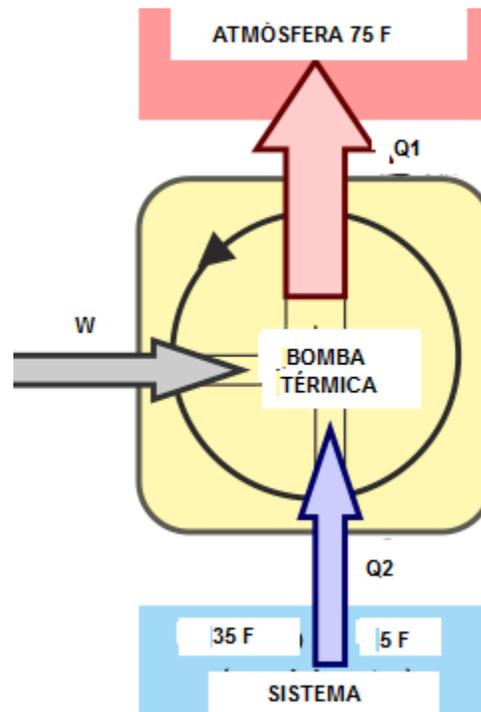
Mediante las ecuaciones (1) y (2), se obtiene, $Q_1 = 1143\text{ KJ}$ y $Q_2 = 343\text{ KJ}$

La eficiencia es,

$$e = 1 - \frac{T_2}{T_1} = 1 - \frac{Q_2}{Q_1} = 1 - \frac{343}{1143} = 0.7$$

Ejemplo. Una bomba térmica reversible mantiene refrigerado un sistema a 35° F y descarga calor a la atmósfera a 75° F. Si se desea disminuir la temperatura del sistema a 5° F retirando la misma cantidad de calor de él, ¿Cuál es el incremento porcentual en la potencia neta requerida por la bomba?

Solución



Como la bomba térmica es reversible,

$$W = Q1 - Q2 = Q2[(Q1/Q2) - 1] = Q2[(T1/T2) - 1]$$

A la temperatura de 35° F, (=35+459.7=494.7° Rankine), 75° F=534.7° R

$$W1 = Q2(534.7/494.7 - 1) = 0.0809Q2$$

A temperatura de 5° F=464.7° R,

$$W_2 = Q_2(534.7/464.7 - 1) = 0.1506Q_2$$

El incremento porcentual de la potencia es,

$$\begin{aligned} \frac{W_2 - W_1}{W_1} 100 &= \frac{0.1506Q_2 - 0.0809Q_2}{0.0809Q_2} 100 \\ &= \frac{(0.1506 - 0.0809)}{0.0809} 100 = 86.2\% \end{aligned}$$

3.3 SEGUNDA LEY TERMODINÁMICA

De acuerdo a la primera ley, la única restricción impuesta a una máquina térmica es que las transferencias netas de calor y trabajo durante un ciclo sean iguales. Sin embargo, la experiencia muestra que siempre el trabajo neto W es menor que el calor suministrado Q_1 y siempre debe haber calor Q_2 suministrado a un sumidero, esto quiere decir que la eficiencia de una máquina térmica es menor que la unidad. Esto es lo que constituye la segunda ley de la termodinámica.

La definición de esta ley más conocida es la dada por Lord Kelvin y M. Planck:

“Es imposible que una máquina térmica produzca trabajo neto en un ciclo completo si intercambia calor únicamente con sistemas que se encuentra a una misma temperatura”.

Máquinas reversibles. Ciclo de Carnot. En aplicaciones de la segunda ley es necesario trabajar con máquina que ejecutan ciclos reversibles. Un ciclo de Carnot es un ciclo reversible en el cual todo el calor suministrado al sistema Q_1 se transfiere desde una fuente de temperatura constante T_1 en forma reversible y todo el calor Q_2 rechazado por el

sistema se transfiere reversiblemente a un sumidero de temperatura T_2 constante. El ciclo de Carnot tiene los siguientes cuatro procesos, como se indica en el video:

<https://www.youtube.com/watch?v=yHyeHdR1m5w>

3.4. DEGRADACIÓN DE LA ENERGÍA

En una máquina térmica solamente se aprovecha una fracción de la energía térmica disponible en forma de energía mecánica. Por esta razón se puede afirmar que la energía se degrada.

Si dos formas de energía, A y B, se intercambian por completo, se puede asegurar que ambas son del mismo grado, es decir, que tienen la misma calidad. La calidad o el grado de una energía es la disponibilidad que tiene para hacer un trabajo.

Si es posible convertir íntegramente la forma A de energía en la forma B, pero el proceso inverso no se consigue por completo, cabe deducir que la forma A tiene más grado de energía, es decir, es de más calidad que la B.

La energía de más grado que se transforma en energía térmica ya no puede recuperarse de nuevo totalmente como una energía de más grado, este fenómeno recibe el nombre de *degradación de la energía*.

La energía se degrada al adoptar una forma que resulta menos útil para hacer trabajo. En todos los procesos naturales en que hay una transferencia de calor, la energía disponible para hacer el trabajo disminuye.

El rendimiento de cualquier transformación energética es:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{energía útil}}{\text{energía total}} 100$$

Es fácil convertir completamente el trabajo mecánico o la energía interna de un sistema en calor sin ningún otro cambio, no obstante, es imposible extraer calor o energía interna de un sistema y convertirla del todo en trabajo mecánico sin ningún cambio adicional.

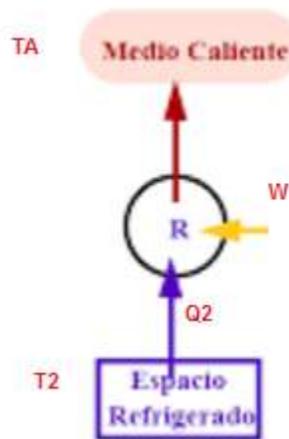
Procesos irreversibles. Si un ciclo termodinámico produce trabajo violando la segunda ley, se deduce que el proceso no es posible. Si el proceso no es posible en la dirección que se analiza pero sí lo es en la dirección contraria, se deduce que el proceso es irreversible. Los procesos reversibles son una idealización hacia el cual tienden los procesos reales cuando se eliminan los factores que introducen la irreversibilidad. El proceso de transferencia de calor originado en una diferencia de temperatura sólo puede darse en forma espontánea desde el sistema de mayor temperatura hacia el sistema de menor temperatura, pero el mismo es irreversible.

Máquinas térmicas invertidas. Realiza ciclo termodinámica que toma el calor de un sistema a baja temperatura y lo entrega a otro sistema a alta temperatura recibiendo trabajo neto (Por ejemplo los refrigeradores). Así como los ciclos tiene irreversibilidades, las máquinas térmicas invertidas también las tienen. Se denominan también máquinas de refrigeración o bombas térmicas. Tienen un coeficiente de rendimiento que es igual a la relación entre el calor extraído del sumidero y el trabajo neto.

$$C_R = Q_2/W$$

Ejemplo. Una máquina de refrigeración tiene un coeficiente de rendimiento $C_R=0.25$. El sistema refrigerado que la máquina enfría requiere una tasa de extracción de calor de 42300 Kj/h. Determinar (a) la potencia requerida por el refrigerador y (b) La temperatura mínima que podía tener el sistema refrigerado si la temperatura del ambiente es de 320° K.

Solución



$$(a) \quad C_R = Q_2/W, \text{ entonces, } W = Q_2/C_R, \quad Q_2 = \frac{42300}{3600}$$

$$= 11.75 \text{ Kj/sg}$$

$$P = \frac{11.75}{2.5} = 4.6 \text{ Kw}$$

$$(b) \quad W = Q_2 \left(\frac{T_A}{T_2} - 1 \right), \quad 4.7 = 11.75 \left(\frac{320}{T_2} - 1 \right),$$

$$T_2 = 230^\circ \text{K}$$

ENTROPÍA

En termodinámica, la entropía (simbolizada como S) es una magnitud física que para un sistema termodinámico en equilibrio mide el grado de organización del sistema, o que es la razón incremental entre un incremento de energía interna frente a un incremento de temperatura del sistema.

La entropía es una función de estado de carácter extensivo y su valor, en un sistema aislado, crece en el transcurso de un proceso que se dé de forma natural. La entropía describe lo irreversible de los sistemas termodinámicos. Video:

<https://www.youtube.com/watch?v=OJVfYKgMDZs>

Para un proceso reversible la entropía se calcula mediante la relación de calor y temperatura:

$$S = \frac{Q}{T}$$

En un sistema aislado (no hay intercambio de calor o trabajo con su entorno) la energía interna es constante de acuerdo a la primera ley, pero su entropía se mantiene igual o crece (principio de Clausius) con respecto a su valor inicial. Este es otro principio de enunciar la segunda ley de la termodinámica.

Si se tiene en cuenta que por definición un universo es un sistema aislado, puede afirmarse entonces que la entropía de un universo nunca decrece. Cuando en un sistema aislado la entropía se mantiene constante, es que porque todos los procesos que en él se realizan son reversibles. Si crece, es porque algunos de los procesos presentes es irreversible.

Ejemplo: Un sistema conformado por 10 lb de vapor de agua contenida en un cilindro, se enfría hacia el ambiente en un proceso a presión constante, desde una temperatura de $T_1=800^\circ \text{ F}$ y una presión $p_1=100 \text{ psi}$ hasta que se condensa

totalmente. El ambiente o entorno se encuentra a una temperatura de 80° F. Determinar el cambio de entropía del universo debido a este proceso.

Suponer para el estado inicial de vapor de agua,

$$s_1 = 1.8449 \frac{\text{btu}}{\text{lb}^\circ\text{R}}, \quad h_1 = 1429.6 \text{ Btu/lb}$$

Y para el estado final,

$$s_2 = 0.47439 \frac{\text{btu}}{\text{lb}^\circ\text{R}}, \quad h_2 = 298.61 \text{ Btu/lb}$$

Solución

El cambio de entropía del sistema es,

$$\begin{aligned} \Delta S_{\text{sis}} &= m(s_2 - s_1) = 10(0.47439 - 1.8449) \\ &= -13.705 \text{ Btu}/^\circ\text{R} \end{aligned}$$

Calor transferido desde el agua al entorno a presión constante,

$$\begin{aligned} Q_p &= m\Delta h = m(h_2 - h_1) = 10(298.61 - 1429.6) \\ &= -11310 \text{ Btu} \end{aligned}$$

Cambio de la entropía en el ambiente a temperatura constante,

$$\Delta S_{\text{amb}} = Q/T = 11310/(80 + 459.7) = 20.96 \text{ Btu}/^\circ\text{R}$$

Cambio en la entropía del universo originado en el proceso irreversible de enfriamiento,

$$\Delta S_{\text{univ}} = \Delta S_{\text{amb}} + \Delta S_{\text{sis}} = 20.96 - 13.705 = 7.25 \text{ Btu}/^\circ\text{R} > 0$$