República de Honduras
Secretaría de Educación

CUADERNO DE TRABAJO 1
Bachillerato Técnico Profesional (BTP)
Bachillerato en Ciencias y Humanidades (BCH)

CIENCIAS NATURALES
FÍSICA APLICADA III PARTE 2

11

EDUCACIÓN MEDIA

¡TE QUEREMOS ESTUDIANDO! EN CASA
¡APROVECHEMOS EL TIEMPO PARA ESTUDIAR, CONVERSAR Y LEER EN FAMILIA!

Estrategia Pedagógica Curricular para atención a educandos en el hogar

El Cuaderno de trabajo 1, Ciencias Naturales, Física Aplicada lll (parte 2), de Undécimo grado de Educación Media, Bachillerato Técnico Profesional (BTP) y Bachillerato en Ciencias y Humanidades (BCH), es propiedad de la Secretaría de Estado en el Despacho de Educación, fue elaborado por docentes de las Direcciones Departamentales de Educación, diagramado y diseñado por la Fundación para la Educación y la Comunicación Social Telebásica STVE, en el marco de la emergencia nacional **COVID-19,** en respuesta a las necesidades de seguimiento al proceso enseñanza aprendizaje en centros educativos gubernamentales de Honduras, C. A.

Presidencia de la República
Secretaría de Estado en el Despacho de Educación
Subsecretaría de Asuntos Administrativos y Financieros
Subsecretaría de Asuntos Técnico Pedagógicos
Dirección General de Currículo y Evaluación
Subdirección General de Educación Media
Dirección Departamental de Educación de Atlántida

Adaptación
David D. Monge, Fanny M. Bonilla,
Wendy Vásquez, Jhosy Lozano Danilo Tejeda

Revisión técnica-grafica y pedagógica
Dirección General de Innovación Tecnológica y Educativa - SE
Merna Del Carmen Olivera Mendoza
Neyra Gimena Paz Escober
Levis Nohelia Escober Mathus

Revisión Curricular
Subdirección de Educación Media - SE
Gloria Arita

Diagramación y diseño de portada
Fundación para la Educación y la Comunicación Social Telebásica STVE
Carlos Enrique Munguía
Fernando Andre Flores
Freddy Alexander Ortiz Reyes
Jorge Darío Orellana

©Secretaría de Educación
1ª Calle, entre 2ª y 4ª avenida de
Comayagüela, M.D.C., Honduras, C.A.
ww**w.se.gob.hn**
Cuaderno de trabajo 1, Física Aplicada lll (parte 2) , Undécimo grado
Edición única 2020

DISTRIBUCIÓN GRATUITA – PROHIBIDA SU VENTA

PRESENTACIÓN

En vista de la pandemia del **COVID-19** la Secretaría de Educación pone a disposición de los estudiantes de Undécimo grado el Cuaderno de trabajo 1 de Ciencias Naturales, Física Aplicada III (parte 2), como apoyo a las necesidades académicas en esta área, específicamente para aquellos que no tienen acceso a internet.

Dicho Cuaderno de trabajo 1 está elaborado de forma sencilla y se espera que se convierta en una herramienta de aprendizaje de mucha utilidad en este proceso de autoformación, que nos exige quedarnos en casa, mientras regresamos a las aulas de clases.

Indicaciones:
1. Lea detenidamente el contenido de cada lección.
2. Copie en forma ordenada, los ejemplos presentados.
3. Desarrolle en su cuaderno los ejercicios que se le asignan para afianzar cada tema.

Nunca digas no puedo

¡INTÉNTALO!

Secretaría de Estado en el Despacho de Educación

ÍNDICE

Tema: Termodinámica..... 3

Tema: Proceso Isobárico..... 23

Tema: Proceso Isotérmico..... 26

Tema: Segunda Ley de la Termodinámica..... 29

Tema: El Ciclo de Carnot..... 34

TEMA

TERMODINÁMICA

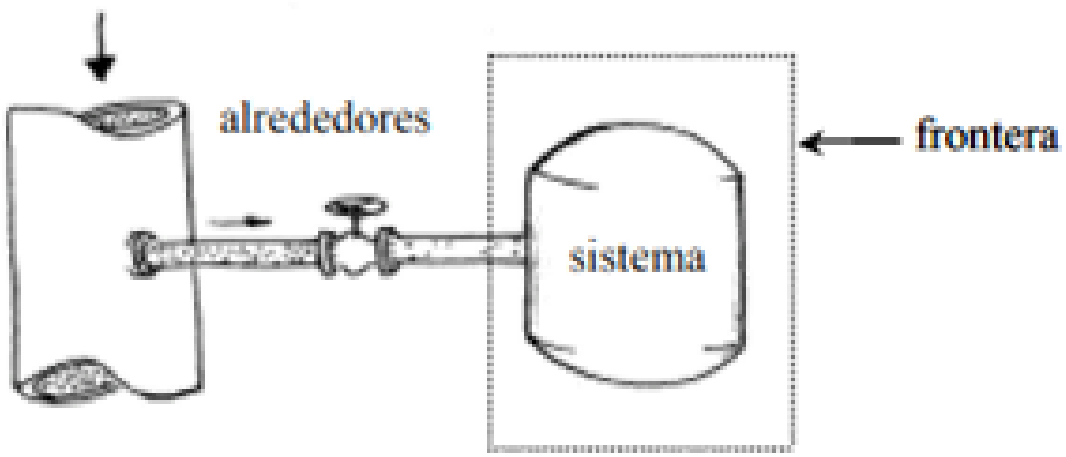
¿Qué es la termodinámica?

La palabra termodinámica se origina del griego y significa literalmente el estudio de las fuerzas (dynamis; dunamiz) que originan el calor (thermo; termh). Hoy en día esta traducción no tiene mucho que ver con la esencia de lo que estudiamos bajo el concepto de termodinámica. La definición original ya no es válida pues **la termodinámica no sólo estudia el calor, sino todo tipo de formas de energía (mecánica, eléctrica, química, nuclear, etc.)**. Además, la termodinámica clásica se ocupa de estados de equilibrio y no de estados dinámicos, para los cuales las fuerzas son importantes. Hoy en día, la termodinámica abarca campos tan diversos como la ingeniería, la biología, la química, la medicina entre otras. Se podría decir que la termodinámica **es la ciencia que estudia las transformaciones energéticas.**

CONCEPTOS BÁSICOS

Vamos a introducir una serie de definiciones y conceptos, algunos de los cuales parecerán conocidos y otros nuevos y poco claros. Es muy importante aprender a manejar estos conceptos y dominarlos completamente debido a que serán el lenguaje con el cual nos vamos a comunicar.

1. **Sistema:** Es una región del espacio definida por un observador. Todo aquello que no sea parte del sistema se consideran los alrededores. Todo sistema está definido por ciertas fronteras que pueden ser físicas o imaginarias.



Según las propiedades de estas fronteras el sistema se clasifica en cerrado o abierto. Sistema abierto es aquel que intercambia materia a través de sus fronteras. Una tetera hirviendo o un ser viviente son ambos ejemplos de sistemas que intercambian masa con los alrededores. Observemos que los sistemas abiertos pueden (y en general lo hacen) intercambiar energía (calor, trabajo, etc.) a través de sus fronteras.

El sistema cerrado, por el contrario, será aquel en el cual no hay transferencia de masa a través de la frontera. De nuevo, estas fronteras pueden intercambiar diversas formas de energía y, por ende, el sistema puede cambiar. Un ejemplo de un sistema cerrado podría ser el helio contenido en un globo que se calienta bajo la acción de la radiación solar. Es interesante notar que la frontera de este sistema no es rígida y por el contrario variará con el tiempo.

Un caso particular del sistema cerrado es aquel que no percibe influencias del medio ambiente; denominado sistema aislado. Si bien el sistema aislado es una idealización debido a la imposibilidad de construir fronteras completamente impermeables, ciertas aproximaciones reales son muy buenas. Por ejemplo,

Sistema aislado: La lata de jugo (el sistema) está aislada dentro de la hielera de playa. (Siempre y cuando la niña no abra la hielera…)

Sistema cerrado: El sistema es el helio dentro del globo, la frontera del sistema (el latex del globo) es flexible pero impermeable a la masa.

Sistema abierto: La frontera del sistema es la tetera, el sistema es el agua (líquido y vapor) dentro de ella.

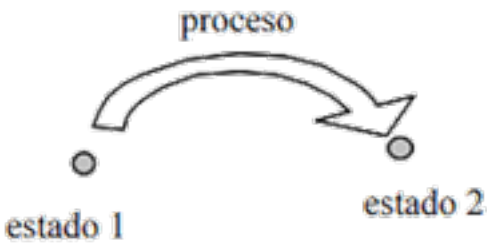
2. **Propiedad termodinámica:** Es una variable que cuantifica la situación de un sistema. Podemos clasificarlas en intensivas y extensivas.

   Serán intensivas aquellas que no dependen de la masa del sistema; por ejemplo, el color, la temperatura, la presión. Aquellas que dependen de la masa del sistema como por ejemplo el volumen y el peso se denominan extensivas. La división de dos propiedades extensivas entre sí da como resultado una propiedad intensiva.

   Por ejemplo, la densidad definida tentativamente como la masa de un cuerpo entre su volumen (ambas propiedades extensivas) es una propiedad intensiva. Por convención, salvo la presión y la temperatura, las demás propiedades intensivas se representan con letras minúsculas a diferencia de las extensivas que se representan con mayúsculas.

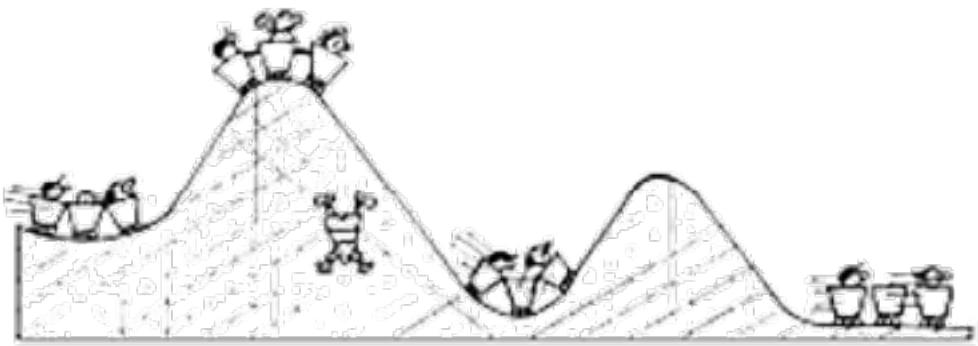
3. **Estado:** Es la condición del sistema definida por sus propiedades termodinámicas. Si un sistema en dos momentos distintos presenta los mismos valores de sus propiedades, se dice que estuvo en el mismo estado en ambos instantes. Por tal motivo, a las propiedades termodinámicas a veces se les da el nombre de propiedades de estado. Se denomina

proceso a la transformación de un estado a otro, siendo el camino del proceso la serie de estados a través de los cuales pasa. Algunos procesos se caracterizan por mantener alguna variable termodinámica constante y por lo tanto se le asignan nombres especiales. Entre otros, se pueden mencionar los de la siguiente tabla:



Proceso	Característica
isotérmico	temperatura constante
isobárico	presión constante
isocórico	volumen constante

4. **Equilibrio:** Se dice que un sistema está en equilibrio siempre y cuando no ocurran cambios en sus propiedades sin un estímulo externo. La experiencia nos dice que todos los cuerpos tienden a un estado de equilibrio siempre y cuando se aíslen de los alrededores por suficiente tiempo. El estado de equilibrio puede ser inestable, metaestable, estable o neutro. La posición posible de un carrito de una montaña rusa es un ejemplo clásico:



El sistema en equilibrio estable tenderá a volver a su estado original aún después de una perturbación, a diferencia del estado inestable. Un sistema metaestable se comportará como un sistema estable siempre y cuando la perturbación sobre el sistema no sea lo suficientemente grande. Por ejemplo, una mezcla de oxígeno e hidrógeno se puede mantener inalterada por muchísimo tiempo, sin embargo, una chispa eléctrica produciría una explosión y el paso a otro estado de equilibrio.

¿Qué Estudia la Termodinámica?

En la termodinámica se estudian y clasifican las interacciones entre diversos sistemas termodinámicos.

Un sistema termodinámico se caracteriza por sus propiedades, relacionadas entre sí mediante las ecuaciones de estado. Estas se pueden combinar para expresar la energía interna y los potenciales termodinámicos, útiles para determinar las condiciones de equilibrio entre sistemas, los procesos espontáneos y el intercambio de energía con su entorno. Los principales elementos que tenemos para su estudio son:

- La energía puede ser intercambiada entre sistemas físicos en forma de calor o trabajo.
- **La entropía:** La entropía es una magnitud que puede ser definida para cualquier sistema. Concretamente, la entropía define el desorden en que se mueven las partículas internas que forman la materia, es decir, la energía cinética que tienen las partículas que componen un cuerpo.
- **La entalpía:** La entalpía es una función de estado del sistema físico considerado.

Con estas herramientas, la termodinámica describe cómo los sistemas responden a los cambios en su entorno. A menudo, este estudio se aplica a los gases. En este caso, a menudo se habla de los gases ideales.

¿Qué es un Gas Ideal?

Un gas ideal es un gas teórico compuesto de un conjunto de partículas puntuales con desplazamiento aleatorio, que no interactúan entre sí, es decir, las partículas que lo componen no intercambian energía.

El concepto de gas ideal es útil porque el mismo se comporta según la ley de los gases ideales, una ecuación de estado simplificada, y que puede ser analizada mediante la mecánica estadística.

En condiciones normales tales como condiciones normales de presión y temperatura, la mayoría de los gases reales se comporta en forma cualitativa como un gas ideal.

Leyes de la Termodinámica

Las leyes de la termodinámica son un conjunto de leyes sobre las que se basa la termodinámica. En concreto, se trata de cuatro leyes que son universalmente válidas cuando se aplican a sistemas que caen dentro de las restricciones implícitas en cada uno.

El primer principio que se estableció fue la segunda ley de la termodinámica, tal como la formuló Sadi Carnot el 1824. En 1860 ya estableció dos “principios” de la termodinámica con las obras de Rudolf Clausius y William Thomson, Lord Kelvin. Con el tiempo, estos principios se han convertido en “leyes”. En 1873, por ejemplo, Willard Gibbs afirmó que había dos leyes absolutas de la termodinámica en sus métodos gráficos en la termodinámica de fluidos. Actualmente se enuncian un total de cuatro leyes. En los últimos 80 años, algunos autores han sugerido otras leyes, pero ninguna de ellas fue aceptada por unanimidad.

¿Cuáles son las Leyes de la Termodinámica?

Los principios de la termodinámica se enunciaron durante el siglo XIX, los cuales regulan las transformaciones termodinámicas, su progreso, sus límites. Realmente, son axiomas reales basados en la experiencia en la que se basa toda la teoría. En concreto, se pueden distinguir tres principios básicos, más un principio de "cero" que define la temperatura y que está implícito en los otros tres.

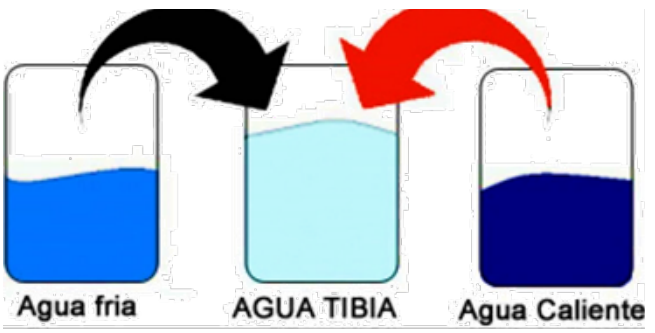
En las diversas descripciones teóricas de la termodinámica, estas leyes pueden expresarse en formas aparentemente diferentes, pero las formulaciones más destacadas son las siguientes:

- **La ley cero de la termodinámica** tiene diferentes contenidos, en diferentes autores y en diferentes contextos; es decir, puede referirse a uno u otro de los siguientes dos aspectos de los estados de equilibrio de un sistema termodinámico: establecer el equilibrio termodinámico, o transitividad del equilibrio térmico.
- **La primera ley de la termodinámica** establece la equivalencia entre el trabajo mecánico y la cantidad de calor como formas de intercambio de energía entre un sistema y el mundo circundante. Una de sus consecuencias es la existencia de una función estatal llamada energía interna.
- **La segunda ley de la termodinámica** es compatible con una forma primaria, la existencia incapaz de máquinas térmicas que recibieron un poco de calor desde una fuente para producir equivalente trabajo mecánico. Una de sus consecuencias es la existencia de una función estatal llamada entropía.
- **La tercera ley de la termodinámica** establece que cuando la temperatura tiende a cero absoluto, la entropía de cualquier sistema tiende a cero. No es el resultado de la abstracción directa de los hechos experimentales, sino la extensión de las consecuencias de los principios precedentes.

Ley Cero de la Termodinámica:

El equilibrio termodinámico de un sistema se define como la condición del mismo en el que las variables empíricas utilizadas para definir un estado del sistema (presión, volumen, campo eléctrico, polarización, magnetización, tensión lineal, tensión superficial, entre otros) han llegado a un punto de equilibrio y por tanto no varían a lo largo del tiempo, es decir no son dependientes del tiempo. A estas variables empíricas (experimentales) de un sistema se les conoce como coordenadas termodinámicas del sistema.

A este principio se llama del equilibrio termodinámico. Si dos sistemas A y B están en equilibrio termodinámico, y B está en equilibrio termodinámico con un



tercer sistema C, entonces A y C están a su vez en equilibrio termodinámico. Este principio es fundamental, a pesar de ser ampliamente aceptado; no fue formulado formalmente hasta después de haber enunciado las otras tres leyes. De ahí que recibe la posición 0.

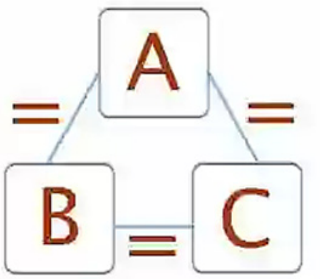
tercer sistema C, entonces A y C están a su vez en equilibrio termodinámico. Este principio es fundamental, a pesar de ser ampliamente aceptado; no fue formulado formalmente hasta después de haber enunciado las otras tres leyes. De ahí que recibe la posición 0.

Por consiguiente, la ley cero de la termodinámica afirma que cuando dos sistemas que interactúan están en equilibrio térmico, comparten algunas propiedades, que pueden medirse dándoles un valor numérico preciso. En consecuencia, cuando dos sistemas están en equilibrio térmico con un tercero, están en equilibrio entre sí y la propiedad compartida es la temperatura.

Entonces, la ley cero de la termodinámica nos permite diferenciar los cuerpos entre sí con respecto a su “grado de calentamiento”. Este atributo, que es una propiedad del sistema, lo identificaremos con su temperatura, que resulta ser un concepto macroscópico (medible). A través de estos conceptos podemos entender el funcionamiento de los dispositivos llamados termómetros, que son los aparatos que precisamente miden la propiedad temperatura de los cuerpos.

Debe destacarse que la formulación de la ley cero de la termodinámica contiene tres ideas firmes:

- La existencia de una variable de estado, llamada temperatura.
- La igualdad de temperaturas como una condición para el equilibrio térmico entre dos sistemas, o entre partes del mismo sistema.
- La existencia de una relación entre las variables independientes del sistema y la temperatura, llamada ecuación de estado.



Primer Principio Termodinámico:

La primera ley de la termodinámica fue anunciada por Julius Robert von Mayer en 1841. Se trata del principio de la conservación de la energía.
Definición de la primera ley de la termodinámica: La energía total de un sistema aislado ni se crea ni se destruye, permanece constante. La energía sólo se transforma de un tipo a otro. Cuando desaparece una clase de energía debe producirse una cantidad equivalente de otra clase.

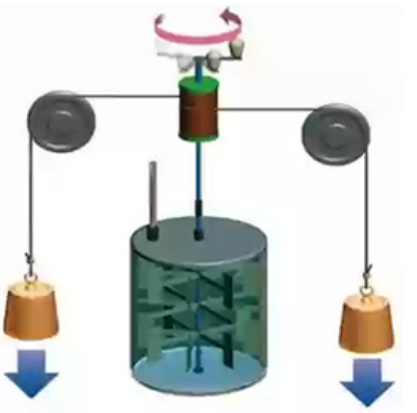
Un cuerpo puede tener cierta velocidad con lo que tiene energía cinética. Si pierde velocidad esta energía cinética que pierde se transforma en otro tipo de energía, ya sea energía potencial (si adquiere altura), energía calorífica (si existe algún tipo de rozamiento que provoca que se caliente), etc. El mismo principio se aplica en la energía solar fotovoltaica y en la energía solar térmica. Los átomos de las partículas que forman el Sol contienen energía, mediante una reacción nuclear esta energía se transforma en radiación. La radiación solar que llega a la Tierra es captada por los paneles solares fotovoltaicos o los colectores térmicos, que transforman esta energía en energía eléctrica (energía fotovoltaica) o energía calorífica (energía térmica). Ahora bien, vamos a ver cómo se llegaron a tales conclusiones.

Las Máquinas de Vapor y la Primera Ley de la Termodinámica

El desarrollo de la máquina de vapor implicó el inicio del desarrollo de la primera de las leyes de la termodinámica. Se trata de la primera vez que se produce una transformación termodinámica para convertir energía térmica en energía mecánica.

Las primeras máquinas de vapor o máquinas térmicas fueron desarrolladas por primera vez en la época de los romanos. Los romanos construyeron el primer dispositivo que utilizaba el vapor para funcionar. Esta máquina de vapor consistía en un globo hueco soportado por un pivote de manera que pudiera girar alrededor de un par de muñones, uno de ellos hueco. Por dicho muñón se podía inyectar vapor de agua, el cual escapaba del globo hacia el exterior por dos tubos doblados y orientados tangencialmente en direcciones opuestas y colocados en los extremos del diámetro perpendicular al eje del globo. Al ser expelido el vapor, el globo reaccionaba a esta fuerza y giraba alrededor de su eje.

A partir de ese momento se construyeron una gran cantidad de máquinas de vapor que eran utilizadas para diversos fines. Uno de los usos de las máquinas de vapor era el de bomba de agua para subir el agua a las casas y distribuirla por sus habitaciones, o bien para levantar pesos a través de un cilindro y un pistón. Poco a poco las máquinas de vapor se utilizaban para una mayor cantidad de usos a la vez que su grado de eficiencia se incrementaban.



El desarrollo y perfeccionamiento continuó hasta que la máquina de vapor se transformó en la máquina habitual para la navegación marina y la transportación terrestre (locomotoras), lográndose alcanzar presiones de vapor muy altas y velocidades de pistón considerables. Tecnológicamente las máquinas de vapor mejoraron muchísimo, aunque de momento científicamente no se contaba con una explicación completa de su funcionamiento físico.

La idea principal de las máquinas de vapor es convertir la máxima cantidad de energía calorífica en otro tipo de energía: trabajo mecánico. De momento no existía una explicación científica, pero entrando en el siglo XIX, a través de experimentación, empieza a entender su significado.

Experimentos de Joule:

James Joule propuso un dispositivo que consistía de un eje rotatorio dotado de una serie de paletas girando entre cuatro conjuntos de paletas estacionarias. El propósito de estas paletas era agitar el líquido que se colocaba en el espacio libre entre ellas. El eje se conectaba mediante un sistema de poleas y cuerdas muy finas a un par de masas de peso conocido.

El experimento consistía en enrollar la cuerda sujetando las masas sobre las poleas hasta colocarlas a una altura determinada del suelo. Al dejar caer las masas, el eje giraba lo cual a su vez generaba una rotación de los brazos revolventes agitando el líquido contenido en el recipiente. Este proceso se repetía veinte veces y se medía la temperatura final del líquido agitado. Las paredes del recipiente eran herméticas y estaban fabricadas de una madera muy gruesa para simular una pared adiabática.

Después de una repetición cuidadosa Joule concluyó que la cantidad de calor producida por la fricción entre los cuerpos, sean líquidos o sólidos siempre es proporcional a la cantidad de trabajo mecánico suministrado.

Sus experimentos fueron repetidos en diferentes sustancias, tabulando los valores obtenidos de fuerza mecánica (representada por la caída de una masa por una cierta distancia), para elevar la temperatura de un volumen conocido de sustancia.

Primera Ley de la Termodinámica:

La primera ley de la termodinámica relaciona el trabajo y el calor transferido intercambiado en un sistema a través de una nueva variable termodinámica, la energía interna. Dicha energía ni se crea ni se destruye, sólo se transforma. Empecemos aclarando conceptos:

- **Energía interna**
  La energía interna de un sistema es una caracterización macroscópica de la energía microscópica de todas las partículas que lo componen. Un sistema está formado por gran cantidad de partículas en movimiento. Cada una de ellas posee:
- Energía cinética, por el hecho de encontrarse a una determinada velocidad.
- Energía potencial gravitatoria, por el hecho de encontrarse en determinadas posiciones unas respecto de otras.
- Energía potencial elástica, por el hecho de vibrar en el interior del sistema.

Existen, además, otros tipos de energía asociadas a las partículas microscópicas tales como la energía química o la nuclear.

En definitiva, en el interior de un sistema conviven distintos tipos de energía, asociadas a las partículas microscópicas que los componen y que forman su energía interna.

En termodinámica la **energía interna** de un sistema (U) es una variable de estado. Representa la suma de todas las energías de las partículas microscópicas que componen el sistema. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el julio (J).

Observa que el valor de U es la suma de todas las energías del interior del sistema, por lo que no se incluye ni la energía cinética global ni la energía potencial gravitatoria global ni la energía potencial elástica global del mismo.

Energía Interna en Gases Ideales:

En los gases ideales, la energía interna se puede aproximar a la energía cinética media de las partículas que lo componen. La expresión que se recoge más abajo permite determinar su variación en un proceso cuyo volumen permanece constante (proceso isocórico).

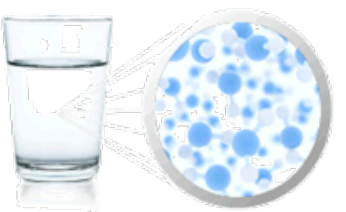
La energía interna de un gas ideal depende únicamente de la temperatura que tenga el gas. **La variación de energía interna** que experimenta un gas al cambiar de temperatura viene dada por:

$$\Delta U = m \cdot c_v \Delta T$$

Donde:

- ΔU: Incremento de energía interna del gas ($\Delta U = U_{final} - U_{inicial}$). Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el julio (J)
- m: Masa. Cantidad de gas considerada. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el kilogramo (kg)
- c_v: Calor específico a volumen constante. Representa la facilidad que el gas tiene para variar su temperatura cuando intercambia calor con el entorno. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el julio por kilogramo por kelvin (J/kg·K) aunque también se usa con frecuencia la caloría por gramo y por grado centígrado (cal/g·ºC). Cuando conocemos el número de moles de sustancia en lugar de su peso (nos dan m en moles), podemos usar el calor específico molar que se suele especificar en J/mol·K ó cal/g·ºC
- ΔT : Variación de temperatura. Viene determinada por la diferencia entre la temperatura inicial y la final $\Delta T = T_f - T_i$. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el kelvín (K) aunque también se suele usar el grado centígrado o Celsius (ºC)

La expresión anterior nos da un método operativo para medir la variación de energía interna en un sistema gaseoso, proporcional al cambio de temperatura. Para llegar a ella aplicamos la primera ley de la termodinámica a un proceso a volumen constante (denominado isocórico) como podrás comprobar más abajo.



Energía interna

La energía de cada una de las partículas q componen el agua que observas en la figu contribuye al valor de su energía interna.

Ejemplo:
Determina la variación de energía interna que experimentan 10 g de gas cuya temperatura pasa de 34 ºC a 60 ºC en un proceso a volumen constante sabiendo que su calor específico viene dado por c_v = 0.155 cal/g·ºC.

Solución
Datos

- Masa del gas m = 10 g
- c_v = 0.155 cal/g·ºC
- Temperatura inicial T_i = 34 ºC
- Temperatura inicial T_f = 60 ºC

Consideraciones Previas:

- La variación de energía interna coincide con el calor transferido en un proceso a volumen constante según la expresión $\Delta U = m \cdot c_v \cdot \Delta T$.

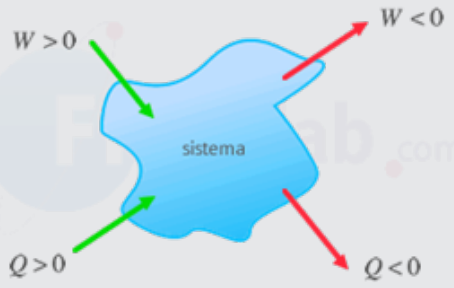
Resolución
Aplicando la expresión anterior, nos queda:
$\Delta U = m \cdot cv\, \Delta T = m \cdot c_v \cdot (T_f - T_i) = 10 \cdot 0.155 \cdot (60 - 24) = 40.3\,\text{cal} = 168.61\,\text{J}$

Primera Ley de la Termodinámica:

La primera ley de la termodinámica establece una relación entre la energía interna del sistema y la energía que intercambia con el entorno en forma de calor o trabajo.

La primera ley de la termodinámica determina que la energía interna de un sistema aumenta cuando se le transfiere calor o se realiza un trabajo sobre él. Su expresión depende del criterio de signos para sistemas termodinámicos elegido:

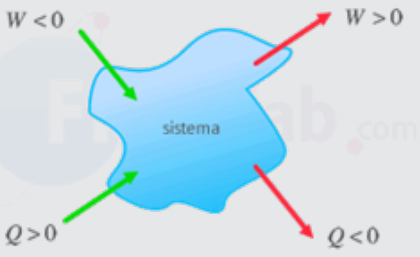
Criterio IUPAC



Se considera positivo aquello que aumenta la energía interna del sistema, o lo que es lo mismo, el trabajo recibido o el calor absorbido.

$\Delta U = Q + W$

Criterio IUPAC



Se considera positivo el calor absorbido y el trabajo que realiza el sistema sobre el entorno.

$\Delta U = Q - W$

Donde:

- **ΔU :** Incremento de energía interna del sistema ($\Delta U = U_{final} - U_{inicial}$). Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el julio (J)

- **Q :** Calor intercambiado por el sistema con el entorno. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el julio (J), aunque también se suele usar la caloría (cal). 1 cal = 4.184 J

- **W :** Trabajo intercambiado por el sistema con el entorno. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el julio (J)

Al igual que todos los principios de la termodinámica, el primer principio se basa en sistemas en equilibrio.

Por otro lado, es probable que hayas oído más de una vez que la energía ni se crea ni se destruye, solo se transforma. Se trata del principio general de conservación de la energía. Pues bien, la primera ley de la termodinámica es la aplicación a procesos térmicos de este principio. En un sistema aislado, en el que no se intercambia energía con el exterior, nos queda:

$$\Delta U = 0$$

El universo en su totalidad se podría considerar un sistema aislado, y por tanto, su energía total permanece constante.

Finalmente observa que, al ser una función de estado, **la diferencia de energía interna solo depende de los estados inicial y final,** $\Delta U = Uf - Ui$, y no del camino que haya seguido el proceso. El calor y el trabajo, en cambio, no son funciones de estado, por lo que sus valores dependen del camino seguido por el proceso. Esto quedará bien ilustrado en los diagramas presión - volumen para gases ideales, como verás más abajo.

Trabajo termodinámico

La energía interna de un cuerpo no incluye la energía cinética global o potencial mecánica del mismo, tal y como señalamos anteriormente. Es por ello que no se ve alterada con el trabajo mecánico. En termodinámica nos interesa otro tipo de trabajo, capaz de variar la energía interna de los sistemas. Se trata del **trabajo termodinámico.**

Se denomina trabajo termodinámico a la transferencia de energía entre el sistema y el entorno por métodos que no dependen de la diferencia de temperaturas entre ambos. Es capaz de variar la energía interna del sistema.

Normalmente el trabajo termodinámico está asociado al movimiento de alguna parte del entorno, y resulta indiferente para su estudio si el sistema en sí está en movimiento o en reposo. Por ejemplo, cuando calientas un gas ideal en un recipiente con un pistón móvil en su parte superior, las partículas adquieren mayor energía cinética. Este aumento en la energía de las partículas se traduce en un aumento de la energía interna del sistema que, a su vez, puede traducirse en un desplazamiento del pistón. El estudio de este proceso desde el punto de vista de la termodinámica es independiente de si el sistema, como un todo, se

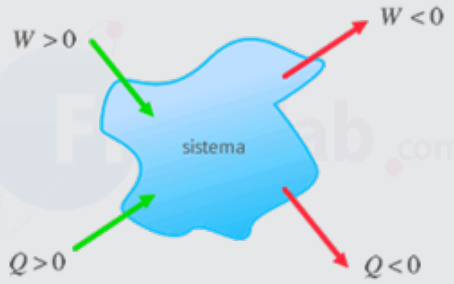
encuentra en reposo o en movimiento, que sería una cuestión de mecánica. Sin embargo, sí es cierto que, tal y como ocurre en una máquina de vapor, la energía de dicho trabajo termodinámico puede transformarse en energía mecánica.

Trabajo termodinámico presión – volumen

El trabajo termodinámico más habitual tiene lugar cuando un sistema se comprime o se expande y se denomina **trabajo presión - volumen** (p - v). En este nivel educativo estudiaremos su expresión en procesos isobáricos o isobaros, que son aquellos que se desarrollan a presión constante.

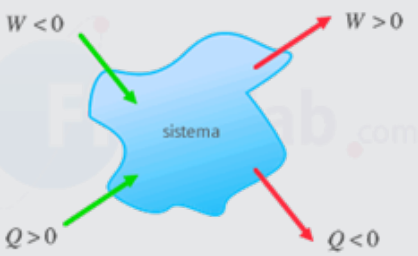
El **trabajo presión - volumen** realizado por un sistema que se comprime o se expande a presión constante viene dado por la expresión:

Criterio IUPAC



$W_{sistema} = -p \cdot \Delta V$

Criterio tradicional



$W_{sistema} = p \cdot \Delta V$

Donde:

- $Wsistema$: Trabajo intercambiado por el sistema con el entorno. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el julio (J)
- p : Presión. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el pascal (Pa) aunque también se suele usar la atmósfera (atm). 1 atm = 101325 Pa
- ΔV : Variación de volumen ($\Delta V = V_f - V_i$). Su unidad de medida en el Sistema Internacional es metro cúbico (m^3) aunque también se suele usar el litro (l o L). 1 L = 1 dm^3 = 10^{-3} m^3

Presta atención al signo del trabajo, realizado por el sistema, en función del criterio de signos.

- **Criterio IUPAC**
  - » Compresión $V_i > V_f \Rightarrow Wsistema > 0 \Rightarrow$ El trabajo lo recibe el sistema del entorno $\Rightarrow$ Aumenta la energía interna del sistema $\Rightarrow \Delta U > 0$

  - » Expansión: $V_i < V_f \Rightarrow Wsistema < 0 \Rightarrow$ El trabajo lo cede el sistema al entorno $\Rightarrow$ Disminuye la energía interna del sistema $\Rightarrow \Delta U < 0$

• Criterio tradicional

» Compresión $V_i > V_f \Rightarrow$ Wsistema < 0 $\Rightarrow$ El trabajo lo recibe el sistema del entorno $\Rightarrow$ Aumenta la energía interna del sistema $\Rightarrow \Delta U > 0$

» Expansión: $V_i < V_f \Rightarrow$ Wsistema > 0 $\Rightarrow$ El trabajo lo cede el sistema al entorno $\Rightarrow$ Disminuye la energía interna del sistema $\Rightarrow \Delta U < 0$

Ejemplo:

¿Qué calor se intercambia en un proceso cuando se realiza un trabajo de 850 J, sabiendo que la diferencia de energía interna entre sus estados inicial y final es de 3 kJ? Suponiendo que el trabajo lo realiza un gas a una presión de 2 atm, ¿qué variación de volumen tiene lugar en el proceso?

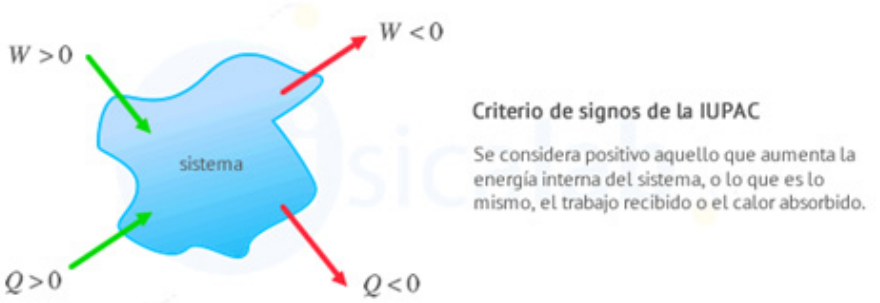
Solución

Datos

- Variación de energía interna ΔU = 3kJ = 3·103 J
- Trabajo W = 850 J
- Presión p = 2 atm = 2·101325 = 202650 Pa

Consideraciones Previas:

- Usaremos el criterio de signos propio de la IUPAC según el cual el trabajo es positivo cuando aumenta la energía interna del sistema



Resolución

La primera ley de la termodinámica establece la relación entre trabajo termodinámico, calor intercambiado y variación de energía interna. Así, nos queda:

$$\Delta U = Q + W \Rightarrow Q = \Delta U - W = 3 \cdot 103 - 850 = 2150 \text{ J}$$

En cuanto a la variación de volumen experimentada por el gas, lo calculamos aplicando la expresión del trabajo termodinámico:

$$W = -p \cdot \Delta V \Rightarrow \Delta V = W - p = 850 - 202650 = -4.19 \cdot 10 - 3 m^3$$

Es decir, el gas reduce su volumen.

Gráficas Presión – Volumen:

En el estudio del trabajo realizado por un sistema termodinámico con gases ideales es bastante común el uso de **diagramas presión - volumen** (p - v).

- Se representa el **volumen** V en el eje x
- Se representa la **presión** p en el eje y
- Se representa el proceso mediante una línea que une los puntos (V ,p) por los que este pasa entre el punto inicial (V_i ,p_i) y el final (V_f ,p_f)
- Utilizaremos una flecha sobre la línea para indicar el sentido de la transformación termodinámica

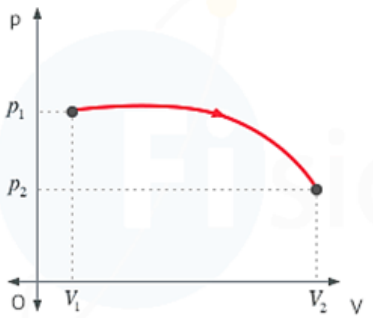
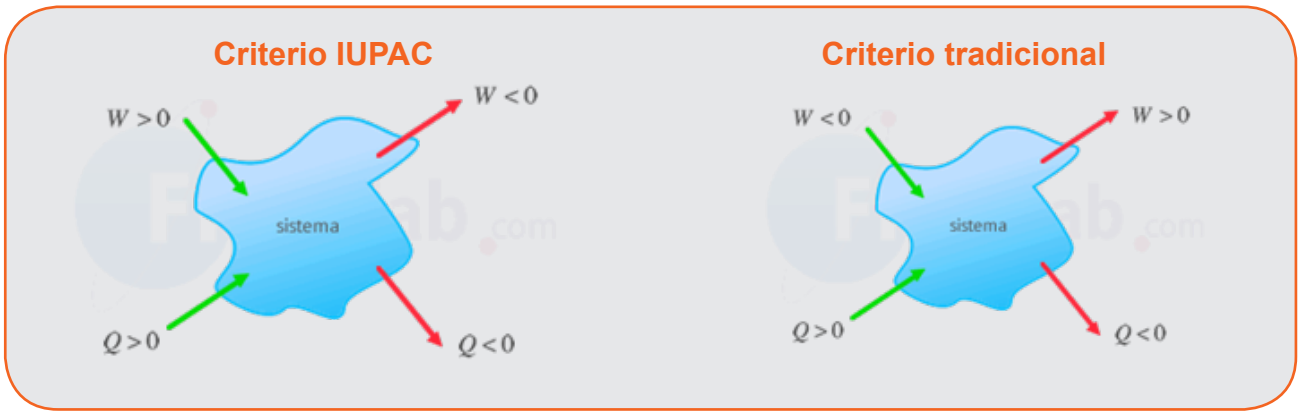


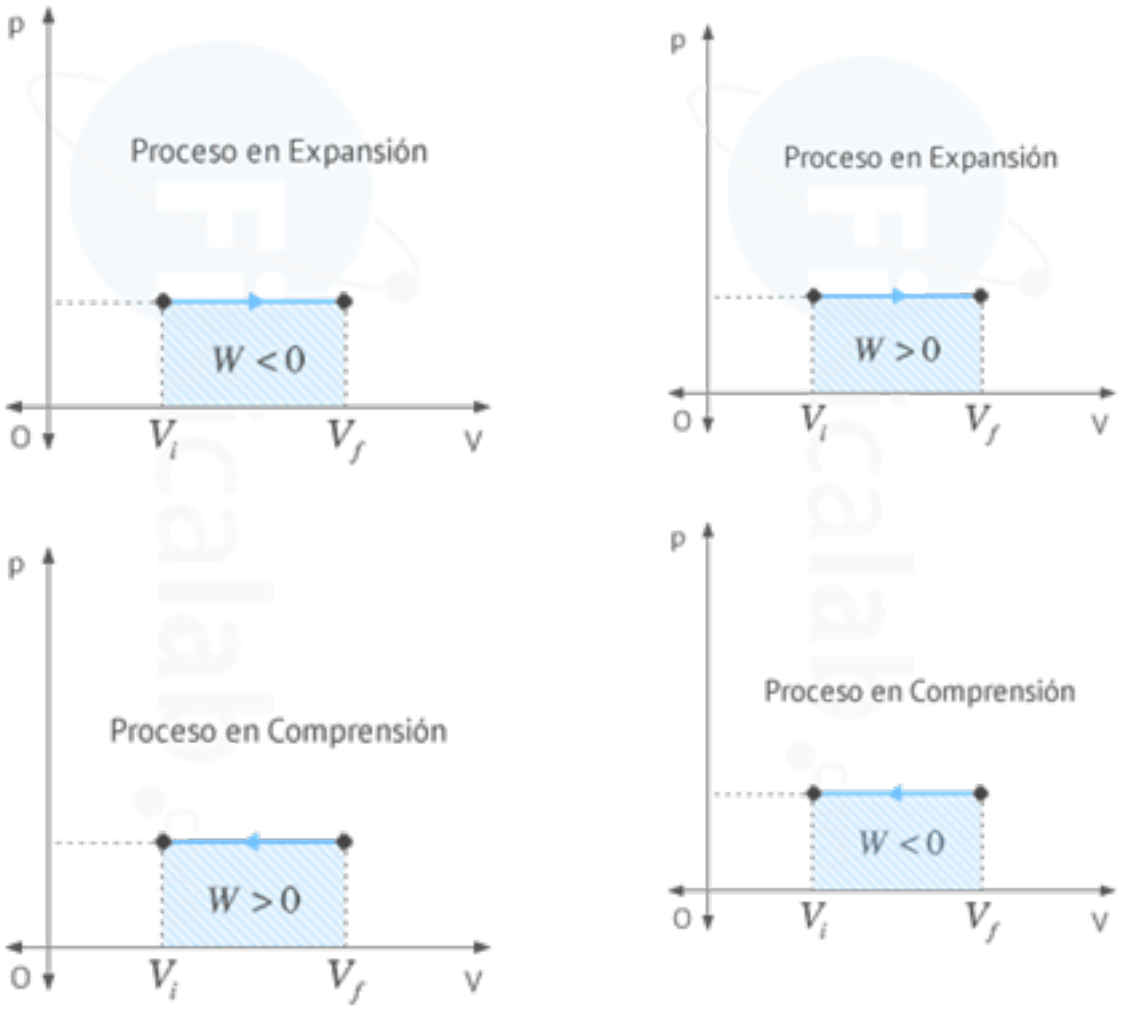
Diagrama presión-volumen

En este tipo de diagramas se representa el volumen (V) en el eje X y la presión (p) en el eje Y. La línea roja representa los valores de presión y volumen que adquiere un determinado sistema. La flecha determina el sentido de dicha tranformación

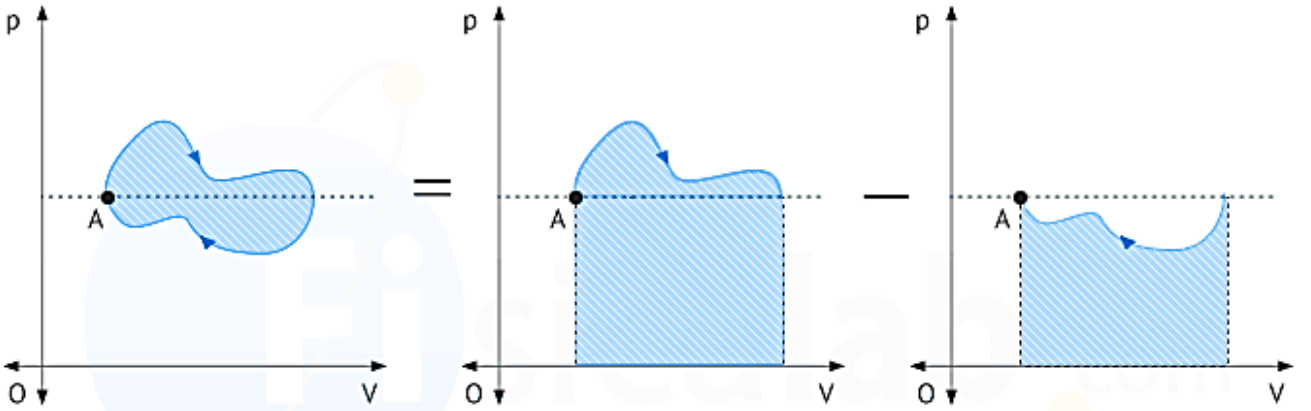
Las gráficas presión volumen nos sirven para calcular el trabajo realizado en un proceso en el que la presión no necesariamente tenga que ser constante.

El **trabajo** realizado por un sistema termodinámico coincide numéricamente con el área encerrada bajo la gráfica presión - volumen entre los valores de volumen inicial V_i y final V_f. El sentido de la flecha sobre la línea indica el signo del trabajo, según el criterio elegido





Observa que en un **proceso cíclico** el área encerrada por la curva se puede calcular como la resta entre el valor del área encerrada por la curva cuando el proceso se encuentra aumentando su volumen (en expansión) y el valor del área encerrada por la curva cuando el proceso se encuentra disminuyendo su volumen (en compresión), tal y como puede verse en la siguiente figura.



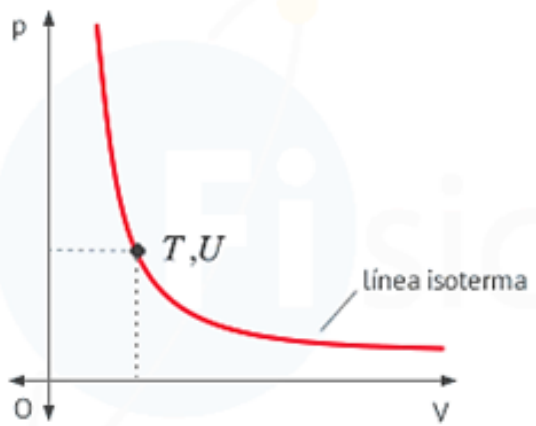
Trabajo realizado en un proceso cíclico

El trabajo realizado en un proceso cíclico se puede calcular como el área encerrada por la curva que representa dicho proceso. Dicha área se puede representar como la diferencia del área encerrada en la curva que representa el proceso de expansión (aumenta el volumen) y el área encerrada en la curva que representa el proceso de compresión (el volumen disminuye).

Interpretación de Gráficas de Gases Ideales:

Los diagramas presión volumen aportan gran cantidad de información, además de servir para el cálculo del trabajo realizado por el sistema. Vamos a particularizar en el caso de los gases ideales por ser su ecuación de estado $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ la más sencilla.

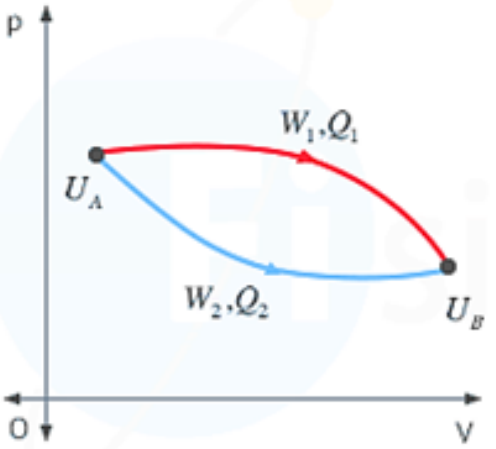
- Cada punto de la gráfica marca un **estado del sistema**. Las variables de estado para una determinada cantidad de gas, son la presión, el volumen y la temperatura. Un punto en la gráfica p - v tiene una única temperatura asociada, según la expresión $p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow T = p \cdot V n \cdot R$, y por tanto cada punto marca un estado
- Se puede demostrar que la **energía interna** U de un gas ideal depende únicamente de su temperatura. Así, a cada punto en la gráfica se le asocia, además de una temperatura, una energía interna.
- Se denominan isotermas a las líneas que representan igual temperatura. Siguen la expresión $pi \cdot Vi = n \cdot R \cdot Ti = cte$ y corresponden con el conjunto de puntos que tienen, además, igual energía interna



Línea isoterma

En las gráficas de los gases ideales aquellos puntos que poseen la misma temperatura reciben el nombre de líneas isotermas. Además cada uno de esos puntos poseen la misma energía interna.

- **Trabajo y calor** dependen, en general, del camino seguido para llegar a un punto a otro

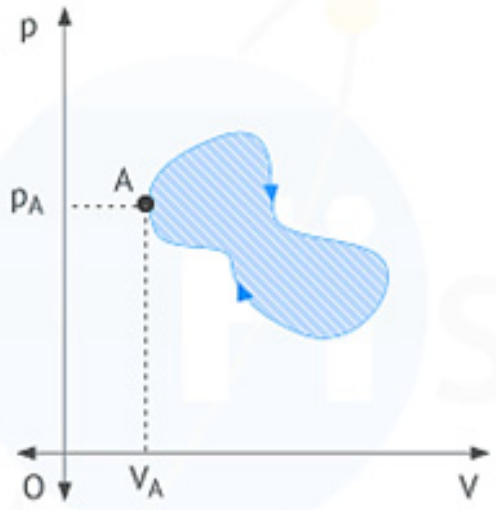


Trabajo y Calor

El trabajo y el calor intercambiado para llegar de A hasta B a través de la línea roja (W_1,Q_1) es distinto del trabajo y calor intercambiado por cualquier otro camino B distinito de A (W_2, Q_2). Sin embargo, la variación de la energía interna solo depende de la energía interna en A y en B.

$$\Delta U_1 = \Delta U_2 = U_B - U_A$$

- En un **proceso cíclico**, la temperatura inicial y final es la misma, por tanto la energía interna del sistema no varía ΔU=Uf−Ui=0 , independientemente del camino seguido. Sin embargo, recuerda que calor y trabajo intercambiados en el proceso no son funciones de estado y sí dependen, en general, del camino



Energía interna en procesos cíclicos

En un proceso cíclico no existe variación de energía interna, es decir, la energía interna de las condiciones iniciales (Ui) y las finales (Uf) son las mismas (UA).

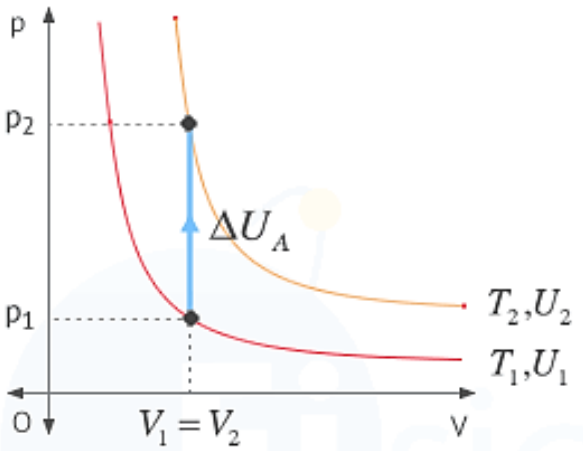
$$U_i = U_f \rightarrow \Delta U = 0$$

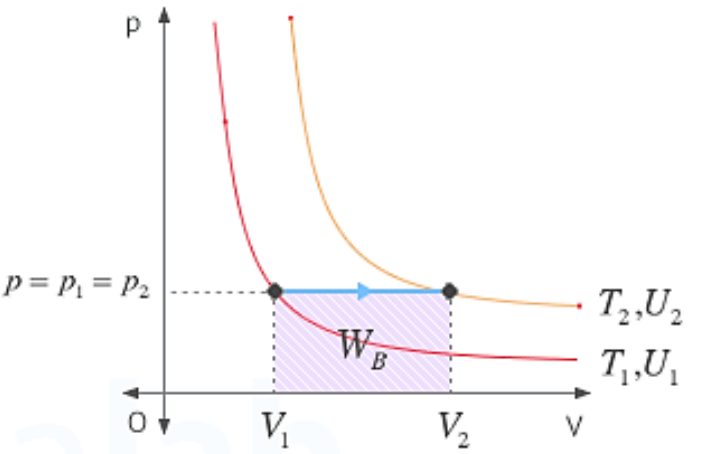
- Para determinar el incremento de ene rgía interna ΔU en cualquier tipo de proceso, se utiliza la expresión ΔU = m · cv · ΔT. ¿De dónde viene? En un proceso a volumen constante (denominado proceso isocórico) no se realiza trabajo, pues el área bajo la curva del proceso es 0 y, en consecuencia, la primera ley de la termodinámica queda:

$$\Delta U = Q$$

El calor recibido por un gas a volumen constante viene dado por la expresión Q = m · cv · ΔT. Combinando las dos expresiones anteriores, nos queda justamente la expresión buscada ΔU = m · cv · ΔT.

Observa que, al depender el incremento de energía interna únicamente de los estados inicial y final (de la temperatura inicial y final), el valor obtenido será el mismo siempre que nos desplacemos a la misma isoterma, independientemente del camino seguido. Esto significa que, aunque el valor del incremento de energía se haya obtenido para un proceso a volumen constante, también será válido para cualquier proceso que se desplace a la misma isoterma. Puedes comprobarlo en este ejercicio.





Proceso A

Cambio de presión a volumen constante

$$\Delta U_A = U_2 - U_1 = Q_A = m \cdot c_V \cdot \Delta T$$

$$W = 0$$

Proceso B

Cambio de volumen a presión constante

$$\left.\begin{aligned} \Delta U_B &= Q_B \pm W_B \\ \Delta U_B &= \Delta U_A = Q_A \end{aligned}\right\} \rightarrow \Delta U_B = Q_A = Q_B \pm W_B$$

$$\Delta U_B = Q_A = Q_B \pm p_1 \cdot (V_2 - V_1) \Rightarrow$$

$$Q_B = Q_A \pm p \cdot (V_2 - V_1)$$

Como puedes observar en la figura si conocemos el incremento de energía interna en un proceso a volumen constante (proceso A), que experimentalmente es sencillo de determinar, se puede aplicar la primera ley de la termodinámica para conocer el trabajo el calor de otro proceso (proceso B) que termine en el mismo estado, o lo que es lo mismo, en la misma línea isoterma.

Tipos de Procesos:

Los procesos termodinámicos se suelen clasificar en:

- Q = 0 Procesos adiabáticos. Aquellos en los que el sistema no intercambia calor. Por ejemplo, al usar un ambientador o desodorante en aerosol se produce un proceso casi adiabático. En estos casos ΔU=W (ó ΔU=−W , según criterio de signos elegido), es decir, el trabajo es función de estado. Cuando comprimimos o expandimos un gas en un proceso en el que no se intercambia calor, variamos su energía interna y, por tanto, su temperatura
- V = cte. Procesos isocóricos. Aquellos en los que el volumen permanece constante. Por ejemplo, una botella de champán metida en un recipiente con hielo. Al no haber variación

de volumen, el trabajo del sistema es cero. Wsistema = 0 . Siguiendo el primer principio, nos queda ΔU = Q , es decir, el calor es una función de estado. Esto significa que la única forma de variar la energía interna en un proceso en el que no se varía el volumen es a través del intercambio de calor

- p = cte. Procesos isobáricos. Aquellos en los que la presión permanece constante. Por ejemplo, las reacciones químicas. El valor del trabajo se calcula a partir de la expresión Wsistema=−p·ΔV ó Wsistema=p·ΔV , según criterio IUPAC o tradicional respectivamente

Por otro lado, este tipo de procesos permiten definir una nueva variable de estado, la **entalpía H**. De manera que:

$$\left.\begin{aligned}\Delta U &= Q + W\\ \Delta U &= Q - W\end{aligned}\right\} U_2 - U_1 = Q - p\cdot(V_2 - V_1) \Rightarrow$$

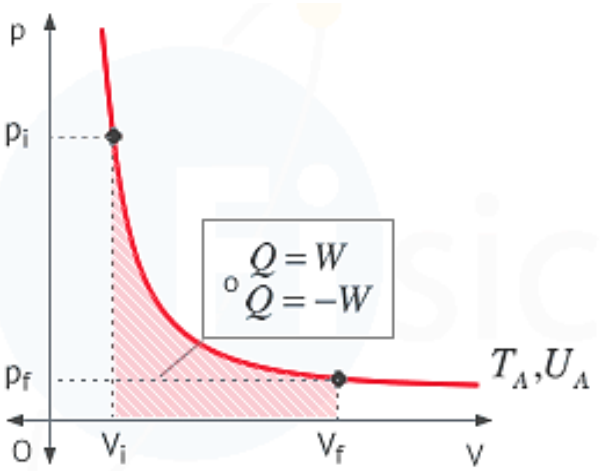
$$\Rightarrow Q = U_2 + p\cdot V_2 - (U_1 + p\cdot V_1) = H_2 - H_1 = \Delta H$$

Donde, como ves, la expresión de la entalpía no depende del criterio de signos seguido para llegar a ella

- T = cte. **Procesos isotérmicos.** Aquellos en los que la temperatura permanece constante. Por ejemplo, un recipiente con gas y un pistón en la zona superior, sumergido en un depósito calorífico a temperatura constante. Al ser la temperatura constante, la variación de energía interna es cero ΔU=0 y en consecuencia:

$$\left.\begin{aligned}\Delta U &= Q + W\\ \Delta U &= Q - W\end{aligned}\right\} \left.\begin{aligned}0 &= Q + W\\ 0 &= Q - W\end{aligned}\right\} \left.\begin{aligned}Q &= -W\\ Q &= W\end{aligned}\right\}$$

Donde se han tenido en cuenta los dos criterios de signos posibles. Observa que el proceso se realiza sobre una única isoterma:



Energía interna en procesos isotérmicos

En procesos isotérmicos en los que los cambios de presión y temperatura se ajustan a una determinada línea isoterma, la variación de energía interna es nula.

GUÍA DE TRABAJO

1. ¿Qué es termodinámica?
2. Dibuje o pegue recortes de ejemplos cotidianos de la termodinámica.
3. ¿Cuáles son los campos de estudio de la termodinámica?
4. ¿Qué unidades según el sistema internacional se utilizan en el desarrollo de ejercicios prácticos de termodinámica?
5. Describa la ley cero de la termodinámica.
6. ¿En qué consiste la primera ley de la termodinámica?
7. Resuelva:
   - ¿Cuál será la variación de la energía interna en un sistema que recibe 480 calorías y se le aplica un trabajo de 1090 Joules?
   - A un sistema formado por un gas encerrado en un cilindro como émbolo, se le suministran 600 calorías y realiza un trabajo de 430 Joules. ¿Cuál es la variación de la energía interna del sistema expresado en Joules?
   - Un sistema al recibir un trabajo de -240 J, sufre una variación en su energía interna igual a 95 J. Determinar la cantidad de calor que se transfiere en el proceso y si el sistema recibe o cede calor.

TEMA

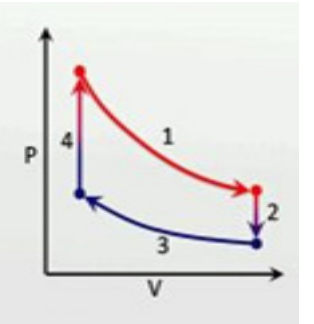
PROCESO ISOBÁRICO

OBJETIVOS

- Definen procesos isobáricos.
- Calculan el trabajo realizado en una expansión o compresión isobárica.

¡RECORDEMOS!

Un proceso termodinámico es la evolución de unas determinadas propiedades, las cuales se les denomina propiedades termodinámicas, en relación a un determinado sistema termodinámico y puede evolucionar desde un estado inicial dado hasta otro estado final a través de distintos procesos.



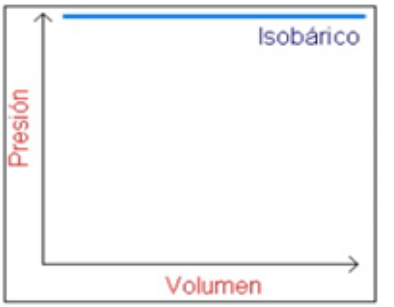
Proceso Termodinamico

CONSTRUYAMOS NUEVOS SABERES

Proceso Isobárico

Es un proceso termodinámico que sucede a presión constante.

En este proceso como la presión se mantiene constante, **se produce una variación en el volumen** y por tanto el sistema realiza trabajo o se puede realizar trabajo sobre el sistema.



El sistema realiza trabajo durante una expansión y se realiza trabajo sobre el sistema en una compresión.

El trabajo realizado puede calcularse por la fórmula:

$W=P\Delta V=P(V_2-V_1)$
Donde **P** es la presión y es **constante.**

De acuerdo a la Primera ley de la termodinámica tenemos:

$Q=\Delta U+W$

Lo que quiere decir que en un proceso isobárico tanto el calor transferido **(Q)** como el trabajo realizado **(W)** ocasiona una variación de la energía interna **(ΔU)**.

Ejemplos de procesos isobáricos.

Ejemplos:

1) Durante una expansión isobárica, una presión constante de 250 kPa hace que el volumen de un gas pase de 1 a 3 L. ¿Qué trabajo se realiza? ¿Y se realiza *sobre* el gas o lo realiza éste?

DATOS:

$P = 250\ kPa = 250{,}000\ Pa$

$V_1 = 1L = 0.001\ m^3$

$V_2 = 3L = 0.003\ m^3$

$W = ?$

FÓRMULA:

$W = P\Delta V = P(V_2 - V_1)$

DESARROLLO:

$W = 250{,}000\ Pa(0.003\,m^3 - 0.001\,m^3)$

$W = 250{,}000\ Pa(0.002\,m^3)$

$W = 500\ J$

R/ Durante la **expansión** del gas se realiza un trabajo de 500 J. Como el trabajo es **positivo** lo realiza el gas.

2) El volumen de un gas disminuye de 5 a 3 L bajo una presión constante de 2 atm. ¿Cuánto trabajo se realiza? ¿Y se realiza *sobre* el gas o lo realiza éste?

DATOS:

$P = 2\ atm = 202{,}600\ Pa$

$V_1 = 5L = 0.005\ m^3$

$V_2 = 3L = 0.003\ m^3$

$W = ?$

FÓRMULA:

$W = P\Delta V = P(V_2 - V_1)$

DESARROLLO:

$W = 202{,}600\ Pa(0.003\,m^3 - 0.005\,m^3)$

$W = 202{,}600\ Pa(-0.002\,m^3)$

$W = -405.2\ J$

R/ Durante la **compresión** del gas se realiza un trabajo de -405.2 J. Como el trabajo es **negativo** se realiza sobre el gas.

3) Se realiza un trabajo de 400 J sobre un sistema al llevar a cabo la compresión de un gas a presión constante. Si hay un incremento de 300 J en la energía interna. ¿Cuál es el intercambio neto de calor?

DATOS:

$W = -400\ \text{J}$

$\Delta U = 300\ \text{J}$

$Q = ?$

FÓRMULA:

$Q = \Delta U + W$

DESARROLLO:

$Q = 300\ \text{J} + (-400\ \text{J})$

$Q = -100\ \text{J}$

R/ Durante la **compresión** del gas se realiza un intercambio de calor de – 100 J. Este intercambio de calor es negativo porque el trabajo se realiza sobre el gas y el cambio de energía interna aumenta.

Conclusión:

- Un **proceso isobárico** es cuando hay una variación en el volumen y la presión permanece constante y sin importar que el gas sufre una expansión o una compresión.
- Si el sistema se expande, el sistema hace un trabajo positivo. En este caso el sistema realiza el trabajo.
- Si el sistema se contrae, el sistema realiza un trabajo negativo. En este caso el entorno realiza el trabajo sobre el sistema.

APLIQUEMOS LO APRENDIDO

1. Conteste en su cuaderno lo siguiente:
   a. Escriba la definición de proceso isobárico.
   b. Explique qué sucede con el trabajo realizado por un gas durante una expansión y durante una compresión.
   c. Enumere 2 ejemplos de procesos isobáricos que se presentan en la vida cotidiana.

2. Desarrolle de manera clara y ordenada los siguientes ejercicios:
   a. El gas dentro de un cilindro se expande a una presión constante de 200 kPa, en tanto que su volumen aumenta de 0.002 m^3 a 0.005 m^3. ¿Qué trabajo realiza el gas? **R/ W = 600 J**
   b. Una muestra de gas de 0.0004 m^3 a la presion de 100 kPa se comprime isobáricamente hasta un volumen de 0.0001 m^3. ¿Cuál es el trabajo realizado? **R/ W = - 30 J**
   c. Un gas encerrado por un pistón se expande isobáricamente a 100 kPa. Cuando el sistema absorbe 20,000 J de calor su volumen aumenta de 0.100 m^3 a 0.250 m^3. ¿Qué trabajo se ha realizado y cuál es el cambio en la energía interna? **R/ W = 15,000 J , ΔU = 5,000 J**

TEMA

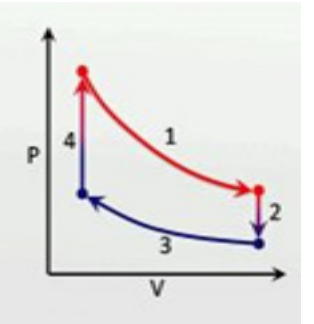
PROCESO ISOTÉRMICO

OBJETIVOS

- Definen procesos isotérmicos.
- Calculan el trabajo realizado en un proceso isotérmico.

¡RECORDEMOS!

Un proceso **termodinámico** es la evolución de unas determinadas propiedades, las cuales se les denomina **propiedades termodinámicas**, en relación a un determinado sistema termodinámico y puede evolucionar desde un estado inicial dado hasta otro estado final a través de distintos procesos.

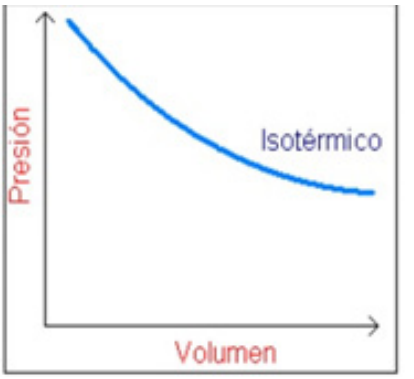


Proceso Termodinamico

CONSTRUYAMOS NUEVOS SABERES

Proceso Isotérmico

Un **proceso isotérmico** es aquel en el que la **temperatura** del sistema permanece constante.



Si no hay cambio de fase, una temperatura constante indica que no hay cambio en la energía interna del sistema.

Al aplicar la primera ley de la termodinámica a un proceso en el que $\Delta U=0$ se obtiene:

$$Q=\Delta U+W$$

$$Q=0+W$$

$$Q=W$$

Por tanto, en un proceso isotérmico toda la energía absorbida por un sistema se convierte en trabajo de salida.

El trabajo se calcula por la fórmula:

$$\boldsymbol{W = nRT\, ln\,(\frac{V_2}{V_1})}$$

Donde $n =$ número de moles del gas

$R = 0.082\ \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K} = 8.314\ \frac{J}{mol \cdot K}$

$T =$ Temperatura del gas.

Ejemplos de procesos isotérmicos.

Ejemplos:

4) Un cilindro provisto de un pistón móvil contiene 5 moles de un gas ideal a 127 ºC. Si el pistón se mueve hasta reducir el volumen inicial de 20 L hasta 2 L manteniendo constante la temperatura. ¿Cuál es el trabajo realizado sobre el gas?

DATOS:

$n = 5\ moles$

$R = 8.314\ \frac{J}{mol\ \cdot K}$

$T = 127\,^{\circ}C = 400\ K$

$V_1 = 20\ L$

$V_2 = 2\ L$

$W = ?$

FÓRMULA:

$$W = nRT\ ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

DESARROLLO:

$$W = (5\ mol)\ (8.314\ \frac{J}{mol\ \cdot K})\ (400\ K)\ ln\left(\frac{2\ L}{20\ L}\right)$$

$$W = 16{,}628\ J\ \cdot ln(0.1)$$

$$W = -38{,}287.38\ J$$

R/ Durante la **compresión** del gas se realiza un trabajo de – 38,287.38 J.

5) Se tienen 14 moles de aire en un cilindro provisto de un émbolo. Inicialmente hay 0.1 m^3 de gas a 80 ºC de temperatura. El aire se expande a 0.4 m^3 asegurándose de que la temperatura en el interior del cilindro permanezca constante durante el proceso. ¿Cuánto trabajo se hace durante este proceso?

DATOS:

$n = 14\ moles$

$R = 8.314\ \frac{J}{mol \cdot K}$

$T = 80\,^{o}C = 353\ K$

$V_1 = 0.1\ m^3$

$V_2 = 0.4\ m^3$

$W = ?$

FÓRMULA:

$$W = nRT\ ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

DESARROLLO:

$$W = (14\ mol)\ (8.314\ \frac{J}{mol \cdot K})\ (353\ K)\ ln\left(\frac{0.4\ m^3}{0.1\ m^3}\right)$$

$$W = 41{,}087.79\ J \cdot ln(4)$$

$$W = 56{,}959.77\ J$$

R/ Durante la **expansión** del gas se realiza un trabajo de 56,959.77 J.

Conclusión:

Un proceso isotérmico se realiza a temperatura constante, por lo tanto, todo el calor entregado al gas se convierte en trabajo.

Debido a que la temperatura se mantiene constante el cambio de energía interna es igual a cero ($\Delta U=0$), por la primera ley de la termodinámica: **Q=W**

APLIQUEMOS LO APRENDIDO

1. Conteste en su cuaderno lo siguiente:
   a. Escriba la definición de proceso isotérmico.
   b. Enumere 2 ejemplos de procesos isotérmicos que se presentan en la vida cotidiana.
2. Desarrolle de manera clara y ordenada los siguientes ejercicios:
   a. Una muestra de 2 moles de helio ocupa un volumen de 0.123 m^3 inicialmente a 300 K se comprime de manera isotérmica hasta 0.041 m^3. ¿Cuál es el trabajo realizado sobre el gas? **R/ W=-5480.32 J**
   b. Cinco moles de un gas ideal se expanden isotérmicamente de 2 L hasta 8 L a 127 ºC. ¿Cuál es el trabajo realizado por el gas? **R/ W=23,051.30 J**

TEMA

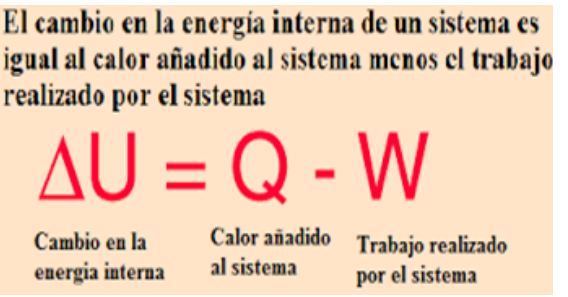
SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA

OBJETIVOS

- Definen la Segunda Ley de la Termodinámica.
- Definen lo que es una máquina térmica.
- Enumeran los diferentes tipos de máquinas térmicas.
- Calculan la eficiencia real y teórica de una maquina térmica.

¡RECORDEMOS!

Primera ley de la termodinámica: en cualquier proceso termodinámico, el calor neto absorbido por un sistema es igual a la suma del trabajo neto que éste realiza y el cambio de su energía interna.



CONSTRUYAMOS NUEVOS SABERES

La experiencia nos dice que una taza de café caliente dejada en un cuarto frio se enfría después de cierto tiempo.

Este proceso satisface la Primera ley de la Termodinámica porque la **cantidad de energía perdida por el café es igual a la cantidad de energía ganada por el aire circundante.** ¿Es posible el proceso contrario?, es decir el café caliente se pone más caliente en un cuarto más frio como resultado de transferencia de calor al aire del cuarto. Se sabe que dicho proceso nunca ocurrirá, sin embargo, violaría la Primera Ley la condición que la cantidad de energía perdida por aire fuera ganada por el café.

Cuando nos frotamos las manos vigorosamente, el trabajo hecho contra la fricción incrementa la energía interna y ocasiona una elevación de temperatura. El aire de los alrededores constituye un gran depósito a una temperatura más baja, y la energía térmica se transfiere al aire sin que éste cambie su temperatura de manera considerable. Cuando dejamos de frotarnos, nuestras manos vuelven a su estado original. De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la energía mecánica se ha transformado en calor con una eficiencia de 100%.

$$W = Q$$

Consideremos ahora el proceso inverso. ¿Es posible convertir la energía térmica en trabajo con una eficiencia de 100%? En el ejemplo anterior, ¿es posible capturar todo el calor transferido al aire y hacerlo volver a nuestras manos, provocando que ellas se froten indefinidamente en forma espontánea? Por desgracia, tal proceso no puede ocurrir.

Es obvio que necesitamos otra regla que establezca que no es posible convertir el 100 por ciento de la energía térmica en trabajo útil. Esta regla constituye el fundamento de la **Segunda ley de la termodinámica.**

SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA: es imposible construir una maquina que, funcionando de manera continua, no produzca otro efecto que la extracción de calor de una fuente y la realización de una cantidad equivalente de trabajo.

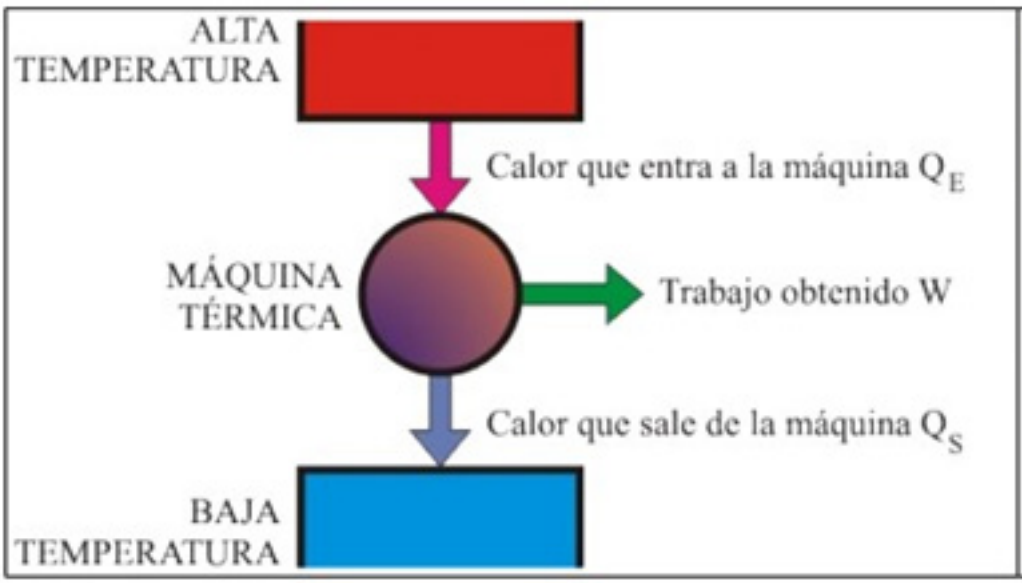
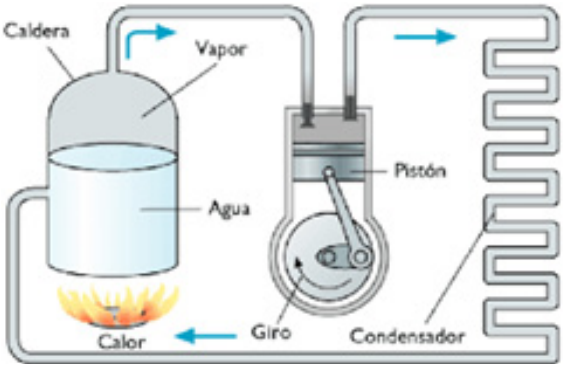


Diagrama de una maquina térmica

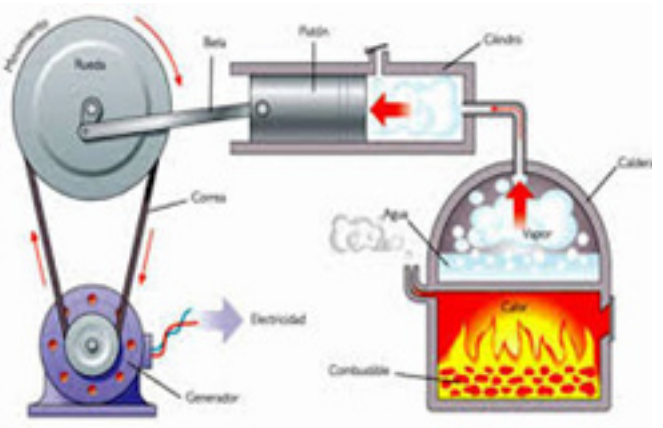
UNA MÁQUINA TÉRMICA: es un dispositivo que convierte el calor en trabajo. Para ello utiliza de un fluido de trabajo (vapor de agua, aire, gasolina) que realiza una serie de transformaciones termodinámicas de forma cíclica, para que la maquina pueda trabajar de forma continua. A través de dichas transformaciones el fluido absorbe calor que transforma en trabajo.

TIPOS DE MÁQUINAS TÉRMICAS:

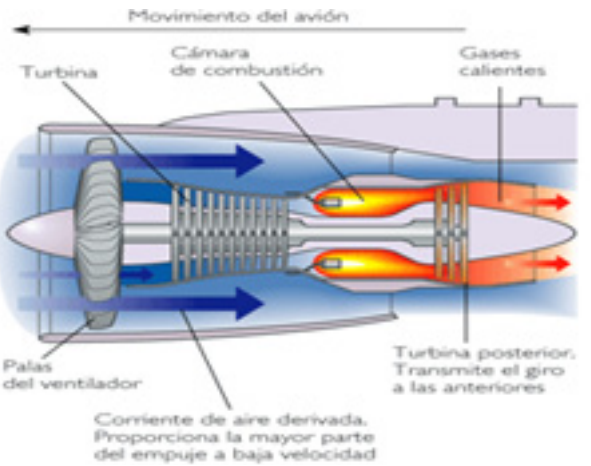
1. Máquinas de combustión externa.



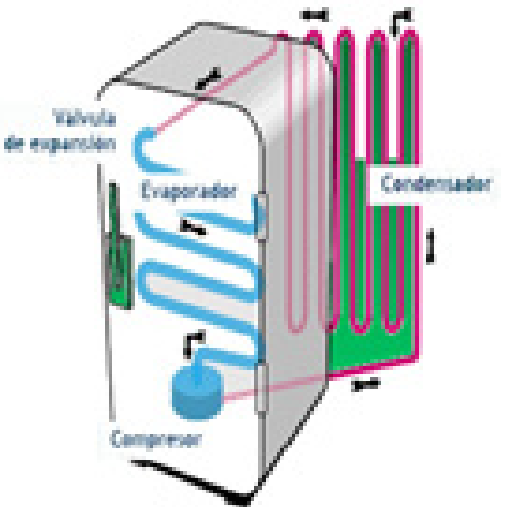
2. Máquinas de combustión interna.



3. Máquinas de reacción.



4. Refrigeradores



EFICIENCIA DE UNA MÁQUINA TÉRMICA:

La eficiencia de una maquina térmica se define como la razón del trabajo útil realizado por una máquina respecto al calor suministrado a ésta, y generalmente se expresa como porcentaje

$$\boldsymbol{Eficiencia = \frac{Trabajo\ de\ salida}{Trabajo\ de\ entrada}}$$

$$\boldsymbol{e = \frac{W}{Q}}$$

También se puede calcular con la fórmula:

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

Donde $Q_1 = Calor\ suministrado$

$Q_2 = Calor\ obtenido$

Ejemplos:

1. ¿Cuál es la eficiencia de un motor que realiza 300 J de trabajo en cada ciclo, al tiempo que desecha 600J hacia el medio?

DATOS:

$W = 300\ J$

$Q = 600\ J$

$e = ?$

FÓRMULA:

$$\boldsymbol{e = \frac{W}{Q}}$$

DESARROLLO:

$$\boldsymbol{e} = \frac{200\ J}{600\ J} = 0.333 \times 100$$

$$\boldsymbol{e} = 33.3\%$$

RESPUESTA: La eficiencia del motor es del **33.3%**

2. ¿Cuál es la eficiencia de una maquina térmica a la cual se le suministran 33,600 J de calor para obtener 25,200 J de calor?

DATOS:

$Q_1 = 33{,}600\ J$

$Q_2 = 25{,}200\ J$

$e = ?$

FÓRMULA:

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

DESARROLLO:

$$e = 1 - \frac{25{,}200\ J}{33{,}600\ J}$$

$$e = 1 - 0.75$$

$$e = 0.25$$

$$e = 0.25 \times 100$$

$$\boxed{e = 25\%}$$

La eficiencia de la máquina es del **25%.**

APLIQUEMOS LO APRENDIDO

1. Conteste en su cuaderno lo siguiente:

   a. Escriba la definición de la Segunda Ley de la Termodinámica.

   b. Escriba la definición de máquina térmica.

   c. Investigue 2 ejemplos de cada tipo de máquina térmica.

   d. Escriba la definición de eficiencia de una maquina térmica y sus respetivas fórmulas.

2. Desarrolle de manera clara y ordenada los siguientes ejercicios:

   a. Un motor de gasolina de un camión toma 10,000 J de calor y produce 2,000 J de trabajo mecánico por ciclo. ¿Cuál es la eficiencia del motor? **R/ e=20%**

   b. Una maquina transfiere 2,000 J de calor de un depósito caliente durante un ciclo y transfiere 1,500 J conforme expulsa a un depósito frio. Encuentre la eficiencia de la máquina. **R/ e=25%**

   c. Un motor a diesel efectúa 2,200 J de trabajo mecánico y toma 6,500 J de calor cada ciclo. Calcule la eficiencia térmica del motor. **R/ e=33.8%**

   d. Un motor de avión recibe 9,000 J de calor y desecha 6,400 J cada ciclo. Calcule la eficiencia térmica del motor. **R/ e=28.9%**

   e. Durante un ciclo completo, un sistema absorbe 2, 510,000 J de calor y lanza 836,800 J al medio. ¿Cuál es la eficiencia? **e=66.7%**

TEMA

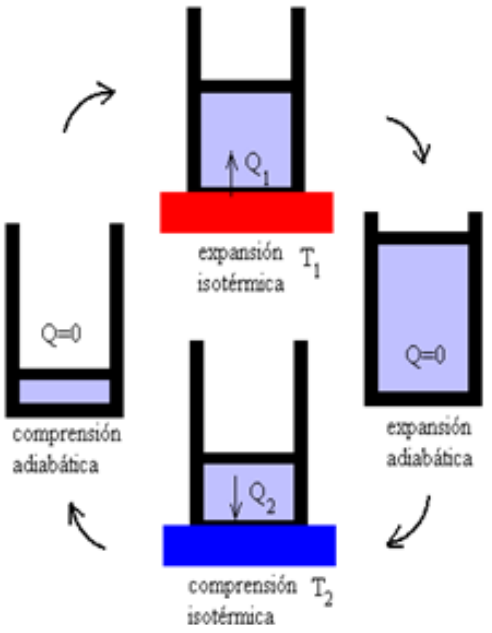
EL CICLO DE CARNOT

OBJETIVOS

- Definen el Ciclo de Carnot.
- Definen lo que es una máquina de Carnot.
- Calculan la eficiencia de una máquina de Carnot.

CONSTRUYAMOS NUEVOS SABERES

EL CICLO DE CARNOT: Se define como un proceso cíclico reversible que utiliza un gas perfecto, y que consta de dos transformaciones isotérmicas y dos adiabáticas, tal como se muestra en la figura.



Es un ciclo termodinámico que se produce en un equipo o máquina cuando trabaja absorbiendo una cantidad de calor Q1 de una fuente de mayor temperatura y cediendo un calor Q2 a la de menor temperatura produciendo un trabajo sobre el exterior.

Una máquina ideal, libre de ese tipo de problemas, fue sugerida por **Sadi Carnot** en 1824.

Una máquina térmica que realiza este ciclo se denomina **máquina de Carnot.**

¡RECORDEMOS!

La máquina de Carnot tiene la eficiencia máxima posible tratándose de una máquina que absorbe calor de una fuente a alta temperatura, realiza trabajo externo y deposita calor en un recipiente a baja temperatura. La eficiencia de una cierta máquina puede determinarse comparándola con la máquina de Carnot al funcionar entre las mismas temperaturas.

Pasos del Ciclo de Carnot

1. Se le suministra al dispositivo una cierta cantidad de calor $Q_{entrada} = Q_1$ desde el depósito térmico a alta temperatura T_1.
2. El motor de Carnot C realiza un trabajo W gracias a este calor suministrado.
3. Una parte del calor utilizado: el desecho Q_{salida}, se transfiere al depósito térmico que está a menor temperatura T_2.

Rendimiento del Ciclo de Carnot

El Rendimiento de una máquina de Carnot se puede calcular mediante la fórmula:

$$e = \frac{T_C - T_F}{T_C} = 1 - \frac{T_F}{T_C}$$

Donde $T_C = Temperatura\ absorbida$
$T_F = Temperatura\ expulsada$

Ejemplos

1. Una máquina ideal que funciona entre dos depósitos a 500 K y 400 K, absorbe calor del depósito a alta temperatura durante cada ciclo. ¿Cuál es su eficiencia?

DATOS:

$T_C = 500\,K$

$T_F = 400\ K$

$e = ?$

FÓRMULA:

$$e = 1 - \frac{T_F}{T_C}$$

DESARROLLO:

$$e = 1 - \frac{400\ K}{500\ K}$$
$$e = 1 - 0.8$$
$$e = 0.20$$

$e = 20\%$

RESPUESTA: La eficiencia del motor es del **20%**

2. Un frigorífico que actúa según un ciclo de Carnot, funciona realizando ciclos donde las temperaturas de los focos son 450 K y 150 K. ¿Cuál es la eficiencia del frigorífico?

DATOS:

$T_C = 450\ K$

$T_F = 150\ K$

$e = ?$

FÓRMULA:

$$e = 1 - \frac{T_F}{T_C}$$

DESARROLLO:

$$e = 1 - \frac{150\ K}{450\ K}$$
$$e = 1 - 0.333$$
$$e = 0.666$$

$e = 66.6\%$

RESPUESTA: La eficiencia de la máquina es del **66.6%.**

APLIQUEMOS LO APRENDIDO

1. Conteste en su cuaderno lo siguiente:
   a. Escriba la definición del Ciclo de Carnot.
   b. Escriba la definición de máquina de Carnot.
   c. Escriba la fórmula del rendimiento de una máquina de Carnot.
2. Desarrolle de manera clara y ordenada los siguientes ejercicios:
   a. Una máquina térmica funciona de acuerdo con un ciclo de Carnot perfecto entre las temperaturas 529 K y 350 K. Determine la eficiencia de la máquina. **R/ e=33.84%**
   b. Una máquina térmica que sigue un ciclo de Carnot toma calor del foco caliente a 653 K y cede calor al foco frio que está a 297 K. ¿Cuál es la eficiencia de la máquina? **R/ e=54.5%**
   c. Una máquina funciona con el ciclo reversible de Carnot entre dos focos a 270 K y 295 K. Calcule la eficiencia de la máquina. **R/ e=33.8%**
   d. Una máquina de Carnot absorbe calor de un depósito a 500 K, realiza trabajo y cede calor a un depósito a 350 K. ¿Qué eficiencia tiene? **R/ e=30%**
   e. Un refrigerador de Carnot opera entre dos depósitos de calor a temperaturas de 320 K y 270 K. ¿Qué eficiencia tiene el refrigerador? **R/ e=15.6%**

AGRADECIMIENTO

La Secretaría de Educación, agradece el valioso apoyo brindado por la **Fundación para la Educación y Comunicación Social Telebásica STVE**, en el diseño y diagramación de estos Cuadernos de Trabajo 1, como un significativo aporte a la Educación de Honduras, en el marco de la estrategia pedagógica curricular para atender educandos en el hogar.

Emergecia COVID-19

Cuaderno de trabajo 1 – Física Aplicada III – Parte 2
Bachillerato Técnico Profesional (BTP)
Bachillerato en Ciencias y Humanidades (BCH)
Undécimo grado de Educación Media
Impreso y publicado por la Secretaría de Educación
en el marco de la emergencia nacional **COVID - 19**
Tegucigalpa, M.D.C., Honduras, C.A.
2020

CIENCIAS NATURALES
FÍSICA APLICADA III PARTE 2
UNDÉCIMO GRADO

Bachillerato Técnico Profesional (BTP)
Bachillerato en Ciencias y Humanidades (BCH)

República de Honduras
Secretaría de Educación