

F. Aclarando conceptos sobre termodinámica

Termodinámica

La termodinámica es la parte de la física que analiza los fenómenos en los que interviene el calor, estudiando transformaciones de energía y las relaciones entre las propiedades físicas de los cuerpos afectados por estas transformaciones.

Definición de sistema termodinámico

Todo análisis termodinámico debe partir de la elección del sistema y de los alrededores, considerando **sistema** a la región del espacio (con paredes reales o imaginarias) sobre la que se analizarán los intercambios energéticos, mientras los **alrededores** se refieren a la región que interactúa sobre el sistema.

Definimos pues:

- **Sistema abierto:** Aquel en el que hay un posible intercambio de calor y materia con el exterior.
- **Sistema cerrado:** Sólo es posible el intercambio de energía con el exterior.
- **Sistema aislado:** no se puede intercambiar con el exterior materia o energía.

Por ejemplo: Un sistema puede ser un motor térmico (particularmente los cilindros del motor) y los alrededores del sistema sería el medio ambiente exterior.

Análisis termodinámico y equilibrio termodinámico

Un **análisis termodinámico** consiste en determinar las propiedades físicas, tanto del sistema como de los alrededores, principalmente **P (presión), T (temperatura) y V (volumen)**. Es decir, se debe hallar el **estado** de los mismos, de forma que el sistema está en **equilibrio** si en él no se produce un cambio espontáneo (por sí solo). En general, un sistema está en equilibrio si no se observa ningún cambio en sus propiedades a lo largo del tiempo.

G. Tipos de transformaciones. Ciclos termodinámicos. Rendimientos de una máquina térmica

El trabajo no depende solamente del estado energético inicial y final del sistema, sino también depende del camino seguido por el sistema.

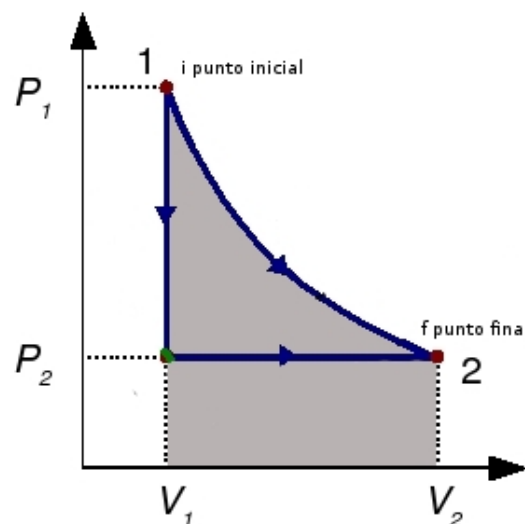
Analicemos este concepto en un diagrama P-V (presión-volumen) de un gas, que lo ilustra mejor.

Sea **i el punto inicial de partida**, que es un gas que ocupa un volumen V_1 y a una presión P_1 . Sea **f el punto final de llegada**, que es el gas que ocupa otro volumen V_2 a presión P_2 . Elegimos dos formas de ir del punto i al punto f.

a) En el **primer caso**, se mantiene el volumen constante (V_1) y se comprime el gas (de P_1 a P_2), luego se mantiene constante la presión (P_2) y aumenta el volumen (de V_1 a V_2).

b) En el **segundo caso**, se disminuye presión y volumen al mismo tiempo, siguiendo un tramo directo.

En este caso, el trabajo realizado en el segundo caso es mayor, pues equivale al área del diagrama situada bajo la línea curva, en cambio el trabajo que se realiza en el primer caso es mucho menor, pues representa el área del diagrama bajo la línea a presión P_2 .



Recordando que en un diagrama P-V el trabajo realizado es aquel conseguido al medir la superficie que hay bajo la curva se concluye que el trabajo realizado en el primer caso es mayor que en el segundo caso.

Este es un ejemplo de que partiendo del mismo punto, y llegando al mismo destino, el trabajo realizado no tiene porqué ser el mismo. Va a depender del recorrido.

Definición: Cuando el estado inicial y final coinciden, se dice que el **proceso** es **cerrado** o cíclico, por el contrario cuando el estado final e inicial son diferentes, se dice que el **proceso** es **abierto** (no confundir proceso con sistema).

En este caso, ambos recorridos son abiertos, pero si en algún caso, se volviese del punto f al i, se habrá completado un ciclo cerrado.

En una máquina, los procesos son cíclicos ya que se repite una serie de transformaciones y debe llegar a producir trabajo.

Al considerar el calor como una manifestación más de la energía, se ha de admitir la posibilidad de la mutua transformación entre trabajo y calor.

Trabajo ↔ Calor

De hecho, esta rama de la física, la termodinámica, estudia los procesos de transformación de trabajo en calor, y viceversa.

H. Diferencia entre calor y temperatura

El calor es una manifestación de la **energía en tránsito** que pasa de un cuerpo que está a mayor temperatura a otro de menor temperatura de forma espontánea (por sí sola)

de forma que el cuerpo que absorbe incrementa la energía que poseen las partículas que lo constituyen. No olvides que el calor **es una de las dos formas en las que la energía se transfiere** desde un cuerpo a otro (la otra es el trabajo).

El calor se puede medir en **Julios** o **Calorías**, siendo

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ Julios} \quad \text{y} \quad 1 \text{ Julio} = 0,24 \text{ cal}$$

Temperatura: Todos los cuerpos están constituidos por partículas que se encuentran en incesante movimiento. Este movimiento se traduce en un estado energético que posee el cuerpo, es la **energía interna**, pues bien, como se mencionó antes, al suministrar calor al objeto se incrementa la energía que poseen las partículas (puesto que el movimiento de las partículas es alto) y la experiencia nos dice que aumenta la temperatura.

Así, se define la temperatura como una magnitud física que depende de la velocidad media de las partículas constituyentes del cuerpo.

En el caso de un gas ideal se trata de los movimientos libres de sus partículas por el volumen en el que está encerrado el gas. La temperatura depende de la velocidad media con la que las partículas vibran (en un sólido) o se mueven (en un gas): a mayor velocidad media de las partículas, mayor será la temperatura del sistema.

Se puede definir también como la magnitud que mide o es proporcional a la energía cinética media o energía interna del cuerpo. Se mide en Kelvin.

Energía interna (U)

Es la suma de las energías que posee las partículas de un sistema. El movimiento incesante de las partículas que vibran en un sólido indica que cada una de ellas posee energía cinética. En un gas ocurriría lo mismo, las partículas del gas se mueven dentro del recinto que lo contiene y, debido a ello, poseen también energía cinética. Es por eso que si se sumase la energía interna de todas y cada una de las partículas del sistema, obtenemos la energía interna.

Se puede deducir que la energía interna está directamente relacionado con la temperatura. Cuanto mayor es la energía interna de un sistema, mayor es su temperatura.

Equilibrio térmico

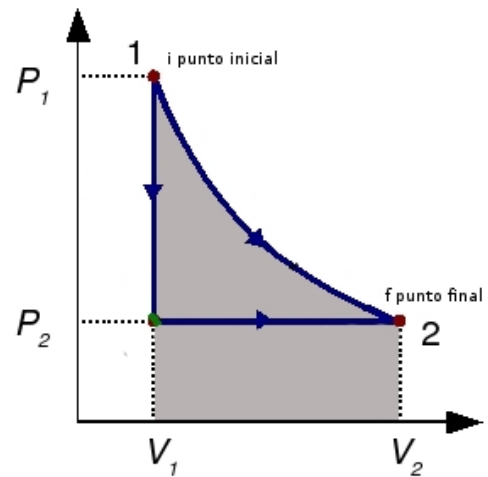
Recuerda que de forma natural y espontánea, el calor siempre se transfiere del cuerpo que está a mayor temperatura al de menor temperatura. Pues bien, cuando la temperatura de ambos sea la misma, la transferencia de calor cesa. En ese momento, se dice que el sistema está en equilibrio térmico.

Aclaraciones sobre la energía interna

Retomamos el ejemplo de diagrama PV de un gas estudiado en clase.

Recuerda que este diagrama se empleó para demostrar una cosa:

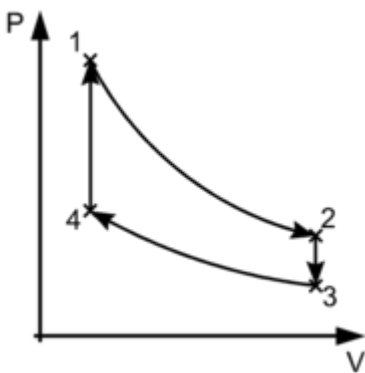
“que partiendo de un estado (P_1, V_1) , y llegando a un estado (P_2, V_2) , el trabajo realizado no tiene por qué ser el mismo”. Recuerda que este proceso es abierto, ya que los estados inicial (1) y finales (2) no coinciden.



En este ejemplo si recorriera el trayecto corto y directo (la curva) realizaba más trabajo que haciendo el recorrido en dos etapas.

Sin embargo, la energía interna inicial y la energía interna final no van a depender del recorrido. Es decir:

la variación de energía interna entre dos estados de un diagrama PV no depende del recorrido realizado, sino solamente de la posición del estado inicial y la posición del estado final.



Es por esto que, la variación de energía interna de un ciclo (proceso cerrado) es cero, puesto que el estado inicial y final coinciden (definición de ciclo),

En la imagen, vemos un ciclo termodinámico de cuatro etapas, pues el estado inicial del que se parte (1) coincide con el estado final.

En este caso, la variación de energía interna es nula

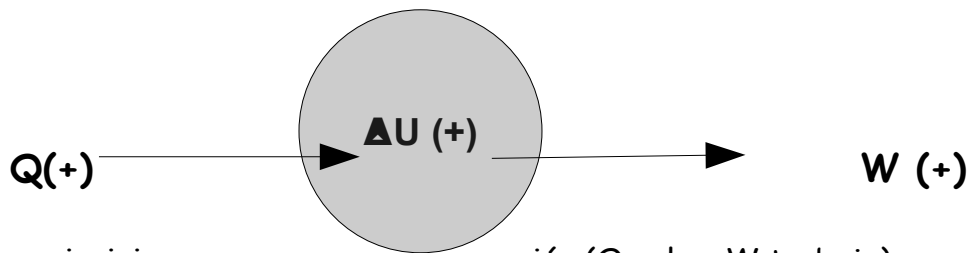
$$\Delta U = 0$$

I. Principios de la Termodinámica

Primer principio: Básicamente, dice que hay dos formas de variar o modificar la energía interna de un sistema, o lo que es lo mismo, un sistema intercambia energía con el exterior de dos maneras diferentes:

- En forma de calor, cuando existe una diferencia de temperatura
- En forma de trabajo.

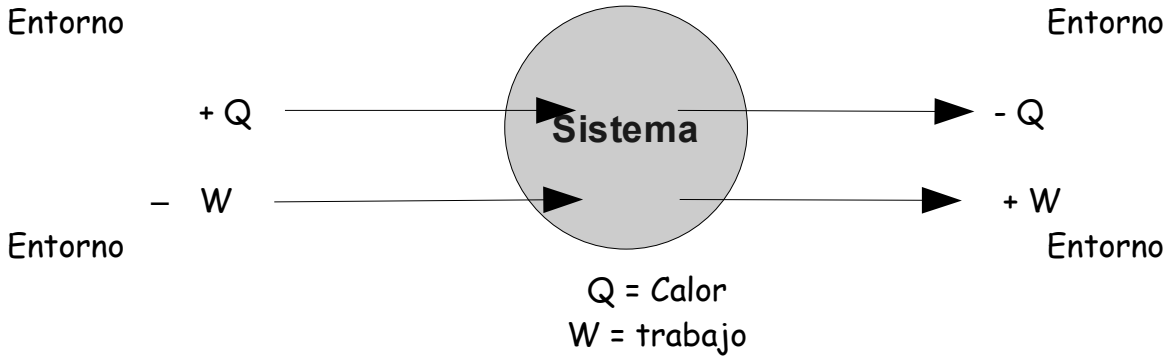
También se puede interpretar así: el calor suministrado se emplea en producir trabajo y en aumentar la energía interna de un sistema.



Así, el primer principio se resume en una expresión (Q calor, W trabajo)

$$Q = W + \Delta U \quad \rightarrow \quad \Delta U = Q - W$$

siendo ΔU , la variación de energía interna del sistema.

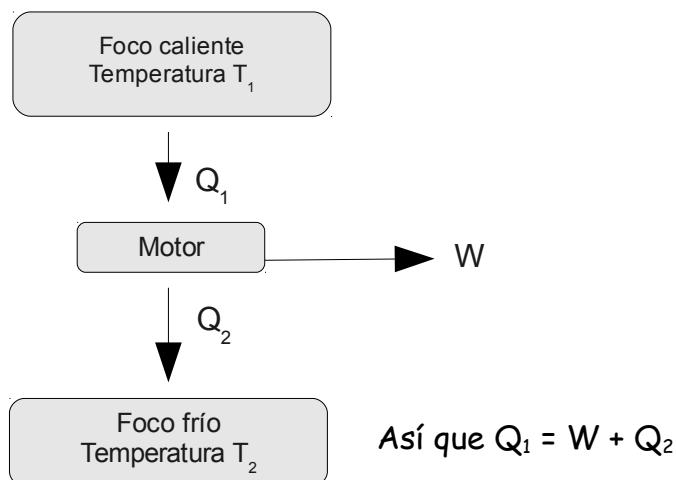


notas: según el gráfico anterior

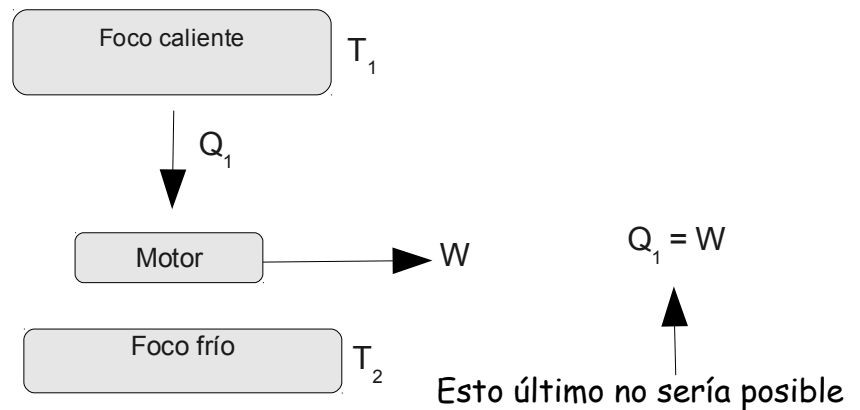
- Se considera positivo el calor absorbido por el sistema
- Se considera negativo el calor cedido por el sistema al entorno
- Se considera positivo el trabajo que el sistema ejerce sobre su entorno
- Se considera negativo el trabajo que el entorno ejerce sobre el sistema

Segundo principio: Se puede enunciar de muchas formas según la situación, pero veamos su definición aplicado a un motor térmico. Según este principio, el calor se intercambia de forma natural y espontánea de un foco de calor más caliente (T_1) a otro foco más frío (a temperatura T_2).

Pues bien, una máquina cíclica que actúa entre dos focos a distintas temperaturas absorbe calor del foco caliente para convertir una parte en trabajo y el resto pasa al foco frío.



Cuanto menor sea el intercambio del calor del foco caliente al frío, más cantidad de calor se transforma en trabajo. En una máquina ideal, el calor cedido por el foco caliente (Q_1) se transformaría totalmente en trabajo.



El rendimiento de un motor térmico sería

$$\eta = \frac{W}{Q_1}$$

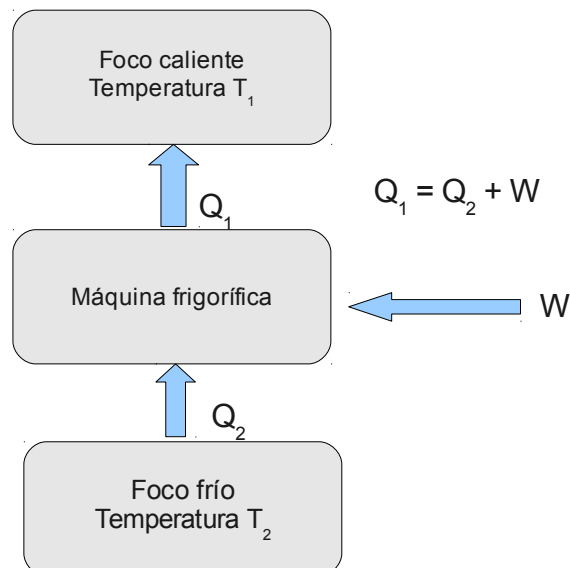
siendo W el trabajo útil realizado por la máquina
 Q_1 el calor que cede el foco caliente

se puede deducir que, dado que $Q_1 = W + Q_2$

$$\eta = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} \quad \eta = 1 - \frac{Q_2}{Q_1}$$

El segundo principio en las máquinas frigoríficas

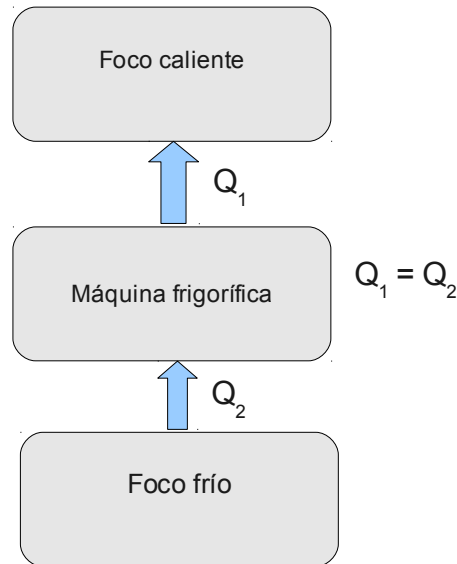
Las máquinas frigoríficas funcionan a la inversa de las máquinas térmicas, es decir, absorben una cantidad de calor Q_2 de un foco frío y ceden calor Q_1 a un foco caliente, **consumiendo trabajo, W** . Para estas máquinas se define **eficiencia** como la relación entre el calor absorbido del foco frío y el trabajo necesario para ello.



Eficiencia $\varepsilon = \frac{Q_2}{W} = \frac{Q_2}{Q_1 - Q_2}$ El trabajo lo suministra el compresor

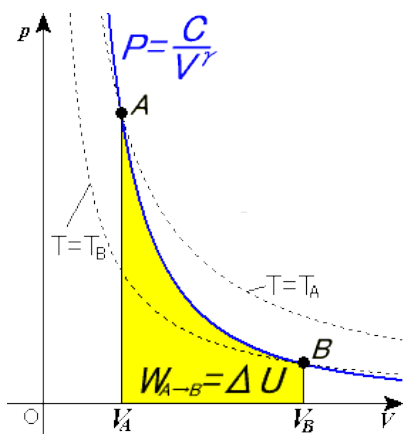
El mejor ciclo de refrigeración (el ideal) sería aquel que extrae la mayor cantidad de calor Q_2 del foco frío a temperatura T_2 con el mínimo de trabajo, e incluso, sin trabajo.

$W \sim 0$



J. Transformaciones de un sistema termodinámico

Las transformaciones de un estado a otro (proceso abierto) en un sistema termodinámico puede ser de varias formas. Veámoslo en diagramas PV de gases:

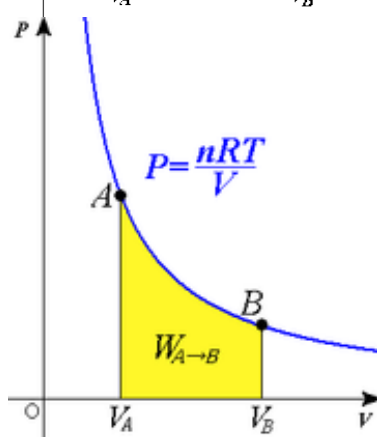


Proceso adiabático: Es el proceso en el que hay intercambio de calor entre el sistema termodinámico y el entorno ($Q = 0$).

Si un gas pasa del estado inicial A, hasta el estado final B como el de la gráfica, en este caso se da una expansión adiabática. El sistema ha realizado trabajo y la temperatura ha descendido de T_A hasta T_B .

En este caso, en base al primer principio, la energía interna del sistema es

$$\Delta U = -W$$



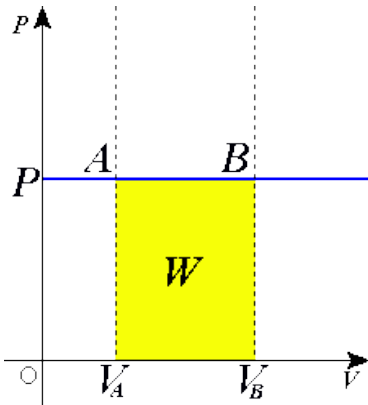
Proceso isotérmico: Es el que se realiza a temperatura constante en todo momento ($T = \text{cte}$)

Si un gas pasa del estado inicial A hasta el estado final B como el de la gráfica, en este caso se da una expansión isotérmica. El sistema ha realizado trabajo, pero la

temperatura no ha variado. Debido a ello, la variación de energía interna es nula y en base al primer principio, podemos afirmar que

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

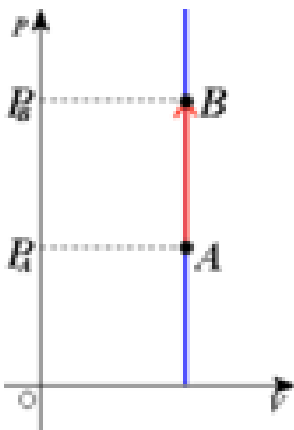
El trabajo se expresa como $W_{A \rightarrow B} = Q = RT \ln \frac{V_B}{V_A}$



Proceso isobárico: Es aquel que se realiza a presión constante, es decir, que en todo momento, al pasar del estado A al estado B, la presión nunca varía.

Si un gas pasa del estado inicial A hasta el estado final B, como en el de la gráfica, en este caso se da una expansión isobárica. El sistema ha realizado trabajo.

$$W_{A \rightarrow B} = P \Delta V$$



Proceso isocoro: Es aquel en el que el volumen del gas no varía a lo largo del proceso. En este caso, al no existir ni expansión ni compresión, no se realiza ningún trabajo, aunque la presión sí puede elevarse o disminuir.

En este caso $W_{A \rightarrow B} = 0$.

y según el primer principio: $\Delta U = Q$

K. Ciclos de Carnot

Antes de pasar a definir los ciclos de Carnot, definamos lo que es un proceso reversible. Es un proceso cuya trayectoria se puede llevar a cabo a la inversa de forma exacta que el recorrido inicial. Si una trayectoria termodinámica es reversible, se puede afirmar que en todo momento el sistema siempre se encuentra en equilibrio, es decir, que la temperatura y presión del sistema permanecen invariables a lo largo del tiempo.

Este tipo de procesos o transformaciones son ideales, no existen en la naturaleza porque en todo proceso existe una pérdida de energía por pequeña que sea y nunca se puede recuperar al invertir el proceso.

Ejemplos: Un objeto que se desliza por el suelo desde un punto A hasta otro punto B pierde energía por rozamiento, si volviese desde B hasta A, nunca recuperaría su energía perdida por rozamiento.

Si quemamos butano, existe una combustión que lo transforma en CO_2 y H_2O ,

además de calor. No es posible invertir el proceso, es decir, que ese calor generado combine CO_2 y H_2O para obtener butano.

Existe un ciclo ideal que realiza un **motor térmico ideal** propuesto por el francés Carnot, que reversible y sirve como referencia para estudiar cualquier motor. Es el ciclo de Carnot para **motores de Carnot**. Estos motores no son reales, son ideales.

Características:

1. Actúan entre dos focos de calor, el caliente a temperatura T_1 y el frío a temperatura T_2
2. Se realizan en cuatro etapas o tiempos
3. Se considera reversible

Tiempos del motor de Carnot.

Tiempo 1: Expansión isotérmica del cilindro a la temperatura T_1 (isotermo significa a temperatura constante). En este tiempo, el cilindro genera trabajo y absorbe calor Q_1 , que es...

El trabajo es $W_1 = Q_1 = RT_1 \ln \frac{V_2}{V_1}$ siendo

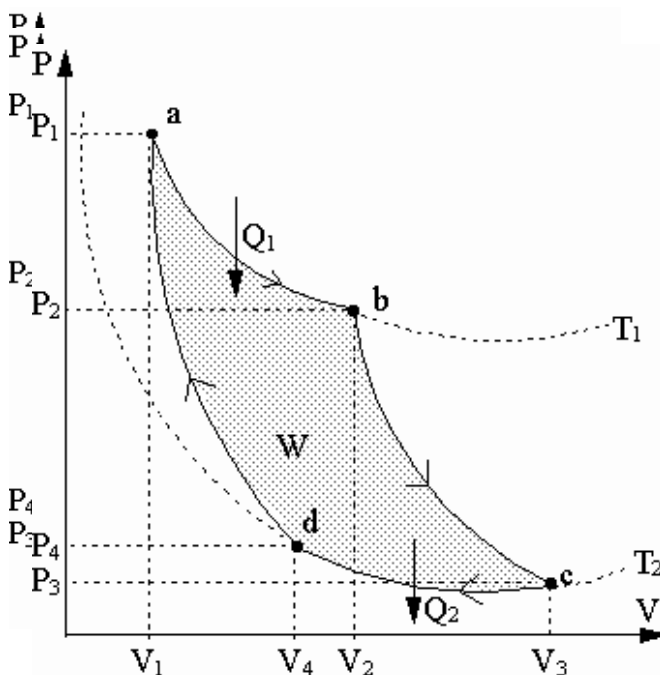
V_2 el volumen final que tiene el cilindro

V_1 el volumen inicial que tiene el cilindro

R constante de los gases ideales

Tiempo 2: Expansión adiabática. No hay intercambio de calor con el exterior. Se cumple la ecuación

$$\frac{T_1}{T_2} = \left(\frac{V_3}{V_2} \right)^{\gamma-1}$$



siendo γ una constante que depende del gas del interior del cilindro. Esta constante se llama coeficiente adiabático. En este tiempo se produce trabajo

Tiempo 3: compresión isotérmica. En este tiempo el gas se comprime a temperatura constante (T_2) del foco frío, cediendo una cierta cantidad de calor Q_2 . Esto exige un consumo de trabajo....

$$W_2 = Q_2 = RT_2 \ln \frac{V_3}{V_4} \quad \text{NOTA: } W_2 < W_1$$

Tiempo 4: Compresión adiabática. El gas se comprime adiabáticamente, es decir,

sin que haya intercambio de calor. Su temperatura pasa de T_2 a T_1 , finalizando el ciclo. En este tiempo, se cumple la ecuación...

$$\frac{T_1}{T_2} = \left(\frac{V_4}{V_1}\right)^{\gamma-1}$$

NOTA: Recuerda: Un proceso adiabático es aquel en el que no existe intercambio de calor con el exterior, es decir, el calor no entra ni sale del sistema.

En el gráfico se aprecian los cuatro tiempos del ciclo de Carnot

ab: Tiempo 1: Expansión isotérmica a temperatura T_1 . Se absorbe el calor Q_1

bc: Tiempo 2. Expansión adiabática. Baja la temperatura de T_1 a T_2

cd: Tiempo 3. Compresión isotérmica a temperatura T_2 . Se cede el calor Q_2

da: Tiempo 4. Compresión adiabática. Sube la temperatura de T_2 a T_1

la zona sombreada es el trabajo realizado por el motor de Carnot.

El rendimiento, recordemos, es...

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

$$\eta = 1 - \frac{RT_2 \ln \frac{V_3}{V_4}}{RT_1 \ln \frac{V_2}{V_1}}$$

comparando los tiempos 2 y 4

$$\left(\frac{V_3}{V_2}\right)^{\gamma-1} = \left(\frac{V_4}{V_1}\right)^{\gamma-1}$$

$$\left(\frac{V_3}{V_2}\right) = \left(\frac{V_4}{V_1}\right) \quad \longrightarrow \quad \left(\frac{V_3}{V_4}\right) = \left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

sustituyendo

$$\eta = 1 - \frac{RT_2 \ln \frac{V_2}{V_1}}{RT_1 \ln \frac{V_2}{V_1}}$$

y deducimos, finalmente, la siguiente expresión

$$\eta = 1 - \frac{T_2}{T_1}$$

Interpretación de esta expresión:

El rendimiento de un ciclo que pertenece al motor de Carnot sólo depende de la temperatura del foco frío y del caliente, siendo independiente de la naturaleza del sistema.

Si el ciclo de Carnot funcionase al revés (puesto que es reversible), hablamos de máquina frigorífica.

NOTA IMPORTANTE: El rendimiento de otra máquina cualquiera (real) que actúa entre los mismos focos de temperatura (T_1 y T_2) no puede ser superior a la Carnot, NUNCA.

Ejemplo: un ciclo de Carnot que trabaje entre un foco de 20°C y 900°C

Temperatura del foco caliente: $T_1 = 900 + 273 \text{ K} = 1173 \text{ K}$

Temperatura del foco frío: $T_2 = 20 + 273 \text{ K} = 293 \text{ K}$

El rendimiento será

$$\eta = 1 - \frac{T_2}{T_1} = \eta = 1 - \frac{293}{1173} = 0,75$$

El rendimiento de esta máquina de Carnot es del 75%