

Sistemas, Transformaciones y Primer Principio de la Termodinámica.

Sistema termodinámico.

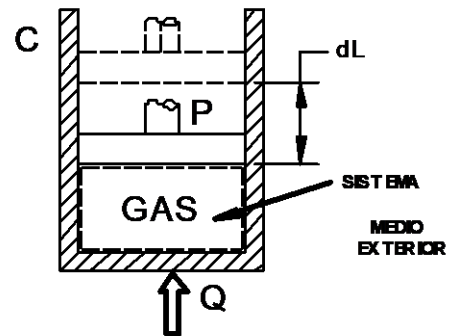
Se llama **sistema termodinámico** o simplemente sistema a cualquier sustancia o conjunto de sustancias, que están limitadas por una envoltura real o imaginaria. La envoltura separa al sistema del **medio ambiente** o medio exterior, y recibe el nombre de **límite**. Así por ejemplo, en la figura, el sistema es la masa de gas encerrada por el cilindro C y el pistón P , que por otro lado, son los límites.

El sistema puede ser **homogéneo** cuando toda la masa tiene la misma composición y estado. En caso contrario, el sistema es **heterogéneo**.

Un sistema es **aislado** cuando no intercambia nada con el medio ambiente (no entra ni sale nada del sistema).

Un sistema es **cerrado** (o sin flujo) cuando no entra ni sale masa del sistema, y es **abierto** en caso contrario.

En termodinámica estudiamos principalmente los **sistemas termoelásticos**, que intercambian calor y trabajo con el medio.



Estado termodinámico.

Para estudiar y conocer las características de un sistema se recurre a las propiedades o magnitudes físicas, que reciben el nombre de **parámetros**. Algunos se pueden medir por medio de instrumentos y otros no. Algunos parámetros son: la presión, la temperatura, la viscosidad, la masa, el volumen, la cantidad de materia, densidad, etc.

Algunos de estos parámetros no dependen de la cantidad de sustancia que se tenga, y por ese motivo reciben el nombre de **parámetros o propiedades intensivas**, ejemplos de ellos son: la presión, la temperatura, densidad, etc.

Otros, al contrario, dependen de la cantidad de sustancia que se tenga, reciben el nombre de **parámetros o propiedades extensivas**, como el volumen, la masa, el peso, etc.

Estos últimos parámetros pueden hacerse intensivos si se expresan para la unidad de peso o de cantidad de materia, por ejemplo: el volumen específico, que es el volumen de la unidad de masa.

Las características de un sistema se pueden indicar por medio de una cierta cantidad de parámetros que nos muestren el **estado termodinámico** del mismo. Así por ejemplo, para una masa de un gas conocido, alcanza con dar dos de ellos, por ejemplo: la presión y temperatura del mismo.

Si el estado termodinámico se mantiene constante en el tiempo, es decir que no cambian los valores de sus parámetros, decimos que el sistema está en **equilibrio termodinámico**. El equilibrio termodinámico solo se puede lograr en un sistema, cuando hay:

- Equilibrio químico: para que la composición del sistema no cambie en el tiempo.
- Equilibrio mecánico: para que no haya movimientos dentro del sistema o entre sistema y medio.
- Equilibrio térmico: para que la temperatura sea uniforme en toda la masa y con el medio.

Transformaciones y ciclos

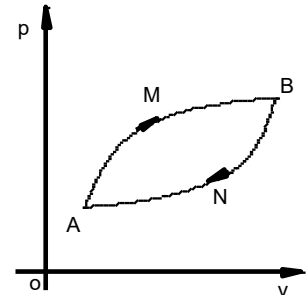
Se denomina transformación de un sistema a toda modificación de su estado, es decir a cualquier variación de sus parámetros iniciales.

Las transformaciones pueden ser: virtuales, reales, abiertas, cerradas, reversibles e irreversibles.

Una transformación es **virtual** cuando es posible que se realice, de acuerdo con las condiciones del sistema. La transformación es **real** cuando se realiza.

Una transformación **abierta** tiene su estado final distinto de su estado inicial, mientras que si el estado final es igual que el inicial, decimos que la transformación es **cerrada** o **ciclo**.

Como sabemos, un estado puede indicarse mediante dos parámetros, entonces, será posible representarlo gráficamente. Un gráfico muy utilizado es el presión - volumen (p - v) conocido como de **Clapeyron**. Cada estado del sistema está representado por un punto del gráfico y una transformación cualquiera, será una línea, como la AMB del gráfico, que es una transformación abierta. Si el sistema realiza luego una transformación BNA , termina con las mismas condiciones que al comienzo, y decimos que ha efectuado un **ciclo**. Gráficamente una línea abierta representa una transformación abierta y una línea cerrada representa un ciclo.

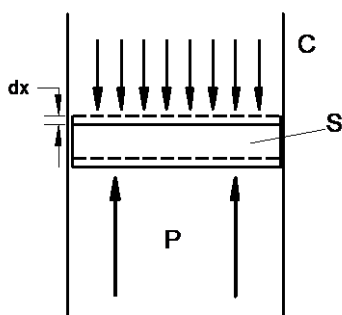


Una transformación es **reversible**, cuando puede realizarse en sentido inverso, de manera que al terminar, el sistema y el medio se encuentren en las mismas condiciones que al principio. En caso contrario la transformación es **irreversible**. Toda transformación real es irreversible, pero para el estudio, muchas veces se utiliza el concepto de transformación reversible. La transformación reversible es la más perfecta que se puede realizar y permite el mejor aprovechamiento de la energía. El rozamiento, la elasticidad no perfecta, transmisión de calor, la mezcla o difusión de gases, son ejemplos de transformaciones irreversibles.

Algunas transformaciones particularmente importantes son las que se producen, manteniéndose constante algún parámetro. Podemos mencionar las siguientes:

- **Isobárica:** es aquella que se produce a presión constante ($p = \text{cte}$). Es una línea horizontal en el diagrama de Clapeyron.
- **Isométrica o isocórica:** cuando se mantiene constante el volumen ($v = \text{cte}$). En el diagrama de Clapeyron es una línea vertical.
- **Isotérmica:** la que se produce a temperatura constante ($t = \text{cte}$). En el diagrama de Clapeyron es una hipérbola.
- **Adiabática:** es la transformación en la que no se produce intercambio de calor entre sistema y medio ($Q = 0$). Es una exponencial en el diagrama de Clapeyron.

Trabajo



Vamos a encontrar otra forma de calcular el trabajo mecánico. En física decimos que "Un cuerpo o sistema de cuerpos realiza trabajo cuando se mueven venciendo resistencias o fuerzas exteriores".

Las máquinas térmicas por medio de los sistemas termo elásticos intercambian calor con el medio y modifican su volumen al variar la presión o temperatura, produciendo

trabajo.

Se pueden distinguir 3 clases de trabajo:

- a) el trabajo de expansión o compresión en un sistema cerrado.
- b) el trabajo de flujo.
- c) el trabajo de circulación.

En este año solo vamos a estudiar el primero.

a) trabajo de expansión o compresión (Sist. Cerrado)

Analizaremos lo que ocurre en un cilindro en el que se encuentra encerrado un gas, que se expande.

Cuando un gas se expande, su presión varía. Por este motivo vamos a considerar el movimiento total del pistón, formado por movimientos muy, pero muy pequeños, de longitud infinitesimal (diferencial de desplazamiento) dx , donde se pueda considerar que la presión si permanece constante.

En uno cualquiera de estos desplazamientos, la fuerza que realiza el pistón sobre el medio, será la ejercida por la presión sobre la cara del mismo. Esta fuerza vale:

$$F = p \cdot s$$

Donde p es la presión en el momento considerado y s es el área de la cara del pistón. El trabajo realizado en este movimiento será muy pequeño, porque el desplazamiento es muy pequeño, lo indicaremos dT (diferencial de trabajo) y valdrá:

$$dT = F \cdot dx = p \cdot s \cdot dx$$

Para cada diferencial de desplazamiento tendremos un diferencial de trabajo.

$$dT_1 = p_1 \cdot s \cdot dx \quad dT_2 = p_2 \cdot s \cdot dx \quad dT_3 = p_3 \cdot s \cdot dx \quad \dots \quad dT_n = p_n \cdot s \cdot dx$$

Observando que el producto $s \cdot dx$ nos da el diferencial de volumen que aumenta la masa de gas al recorrer la distancia dx , se puede escribir:

$$dT_1 = p_1 \cdot dv \quad dT_2 = p_2 \cdot dv \quad dT_3 = p_3 \cdot dv \quad \dots \quad dT_n = p_n \cdot dv$$

Para obtener el trabajo total, se debe sumar todos los diferenciales de trabajo, lo que matemáticamente se realiza por medio de la operación llamada "integral", que se indica de la siguiente manera:

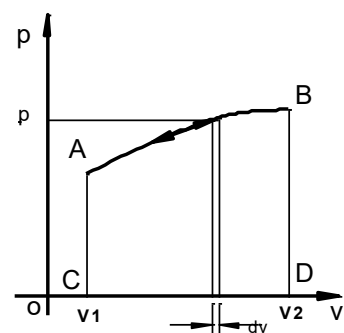
$$T = \int_{V_1}^{V_2} dT = \int_{V_1}^{V_2} P \cdot dv$$

Esta última es la expresión general del trabajo realizado por un sistema cerrado al expandirse o contraerse. La solución matemática de la integral depende de la relación que haya entre p y v , es decir, de cómo varíe la presión cuando varíe el volumen.

En particular, cuando la presión permanece constante, la expresión del trabajo en un sistema cerrado se simplifica, quedando:

$$T = p \cdot \Delta v = p \cdot (v_2 - v_1)$$

Si se toma la presión en kgr/m^2 y el volumen en m^3 , el trabajo quedará expresado en **Kgm**.



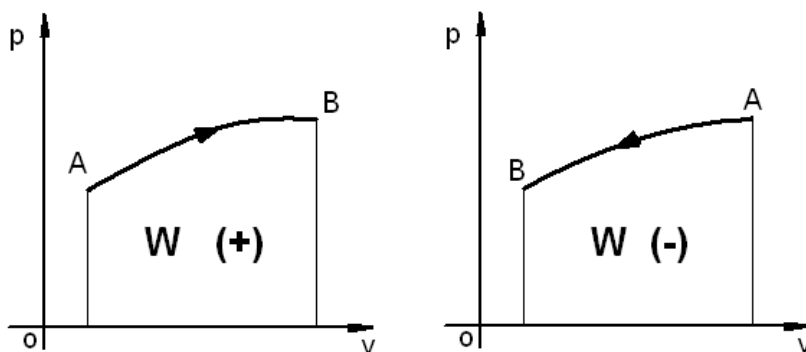
Si se representa la transformación en el diagrama de Clapeyron, se puede observar que cuando la transformación va de A hacia B, el volumen aumenta, es decir que el gas se dilató y efectuó trabajo sobre el medio. A este trabajo se lo vamos a considerar **positivo**. Cuando la transformación es de B a A, el volumen se reduce, y es el medio el que realiza trabajo sobre el sistema, y diremos que el trabajo será **negativo**.

Del mismo gráfico, se puede observar que la pequeña franja marcada tiene una superficie dada por el producto $p \cdot dv$. Si se marcan todas las pequeñas franjas entre v_1 y v_2 , al sumar las áreas de todas, se obtiene el área total de la figura ABCD.

La suma de todas las franjas es:

$$p_1 \cdot dv + p_2 \cdot dv + p_3 \cdot dv + \dots + p_n \cdot dv$$

que como ya hemos definido, nos da el trabajo total realizado por el sistema al expandirse desde v_1 a v_2 (o el realizado por el medio sobre el sistema, al comprimirlo entre v_2 y v_1).



De esto se puede deducir, que en el diagrama de Clapeyron, *el área encerrada por la curva que representa la transformación, el eje de volumen y las dos ordenadas extremas, representa en una*

cierta escala, el trabajo efectuado en la transformación, cuando esta es reversible.

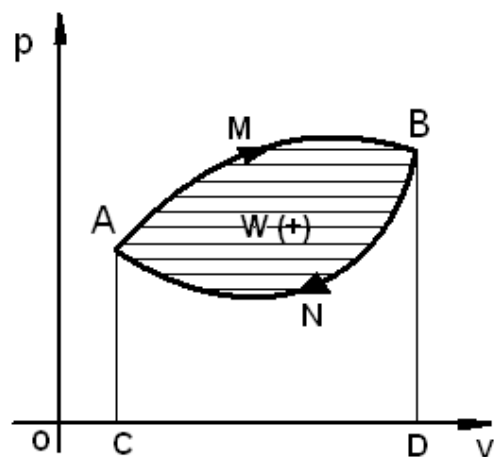
Representación del trabajo en un ciclo.

Cuando se considera el trabajo efectuado por un fluido, al recorrer un ciclo, se puede observar del gráfico:

Durante la expansión AMB, el trabajo está dado por el área AMBDC, que es positivo.

En la compresión BNA, el trabajo está representado por el área ANBDC, que es negativo.

El trabajo neto, al recorrer el ciclo, está dada por la diferencia entre estas dos áreas, que está dada por el área encerrada por el ciclo, AMBNA.



En el diagrama p-v, el trabajo que se efectúa al recorrer un ciclo, de manera reversible, está representado por el área encerrada por el ciclo.

Otra observación importante es que el trabajo resulta positivo, cuando el ciclo se recorre en el sentido de las agujas del reloj, y resulta negativo cuando se recorre en sentido antihorario. Cuanto más grande sea el área encerrada por un ciclo, mayor es el trabajo que se puede obtener de él, si se lo recorre en sentido horario. Si se lo recorre en sentido antihorario, mayor será el trabajo que hay que hacer para efectuar dicho ciclo.

Primer principio de la termodinámica.

El primer principio es a su manera, una variante del principio de conservación de la energía. Dice que: " el calor puede ser transformado en trabajo mecánico, o recíprocamente, y que existe una relación constante entre la cantidad de calor desaparecida y el trabajo producido, o viceversa."

a) El primer principio en un sistema cerrado que recorre un ciclo.

Un sistema cerrado intercambia con el medio, solamente, calor y trabajo. Cuando el sistema recorre un ciclo, se observa que:

- Si el sistema realiza un trabajo, recibe calor.
- Si el sistema recibe trabajo, cede calor.
- Existe una relación constante (una equivalencia) entre las energías térmicas y mecánicas cambiadas.

Si se observa nuevamente el ciclo de la figura anterior, donde se realiza un ciclo, la máquina térmica parte del estado A y luego de efectuar las transformaciones AMBNA, llega al mismo estado inicial, quedando entonces igual que al principio.

Como durante el ciclo, se ha realizado el trabajo T (área encerrada), y su estado final es igual al inicial, debió recibir alguna otra forma de energía. Como lo único que puede intercambiar es calor, entonces es evidente que debió recibir Q Kcal, que equivalen al trabajo W realizado. Es decir:

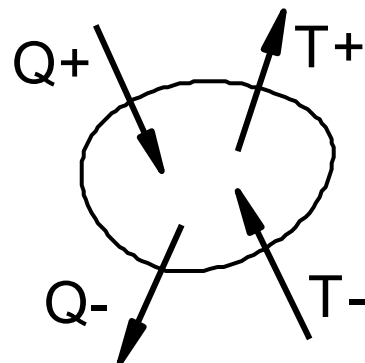
$$Q = T$$

De la misma manera que T es el trabajo neto del ciclo (es positivo en una parte del ciclo y negativo en la otra), el calor Q es la cantidad neta de calor intercambiada, siendo positivo en una parte y negativo en la otra.

Se puede demostrar que la equivalencia entre calor y trabajo es:

$$1 \text{ Kcal.} = 427 \text{ kgm}$$

Cuando se recorre el ciclo en sentido horario, el trabajo resulta positivo, entonces el calor también de tener signo positivo. De esto se puede deducir que el calor entregado al sistema es positivo y el calor cedido por el sistema al medio es negativo.



b) Sistema cerrado que realiza una transformación abierta - Energía interna.

Cuando un sistema realiza una transformación abierta, el estado final difiere del inicial. Esto nos dice que sus parámetros se han modificado, como es obvio. Si en este tipo de transformaciones se compara la cantidad de calor intercambiada con el trabajo realizado, vemos que no son iguales.

Si el trabajo realizado es mayor que la cantidad de calor recibida, ¿de dónde salió la energía que permitió esta diferencia?

Si el trabajo realizado es menor que la cantidad de calor recibida, ¿dónde quedó el resto de la energía entregada?

Sabemos que la materia está formada por moléculas que están moviéndose continuamente. Por este motivo la materia posee:

- Energía cinética interna, originada por el movimiento de traslación de las moléculas, por su movimiento de rotación y por la vibración de los átomos dentro de las mismas.
- Energía potencial interna, producto de las fuerzas de atracción y repulsión entre ellas.

La suma de estas energías nos da la **energía interna** de un cuerpo, sustancia o sistema. Es la energía almacenada en la actividad y organización interna de las moléculas. La cantidad total de energía que posee un sistema no se puede medir, pero si, los cambios (en aumento o disminución) que experimenta. Para cada temperatura, un sistema posee una determinada energía interna, y al variar aquella, varía esta. Es decir que la energía interna es una función de la temperatura. La energía interna, como la potencial y la cinética, es una propiedad extensiva, es decir que depende de la masa del sistema. Por convención, a nivel internacional, se designa con U , a la energía interna de una masa determinada y con u a la energía interna de la unidad de masa. De esto resulta que ΔU es la variación de energía interna de un sistema que pasa del estado 1 (U_1) al estado 2 (U_2), es decir $\Delta U = U_2 - U_1$.

La ecuación del **primer principio para una transformación abierta** entre los estados 1 y 2, puede escribirse entonces

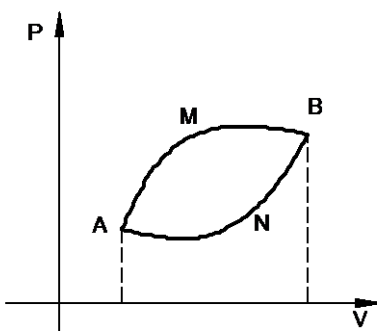
$$Q - T = \Delta U \quad \Rightarrow \quad Q - T = U_2 - U_1$$

De estas ecuaciones se puede deducir que U se mide en unidades de trabajo o energía. Esta ecuación debe cumplirse en todo momento. Si se analiza una muy pequeña parte de una transformación, se puede escribir la ecuación del primer principio, de la siguiente manera:

$$dQ - dT = dU$$

La manera común de expresar el primer principio de la termodinámica, es la siguiente:

$$Q = \Delta U + T \quad \text{ó} \quad dQ = dU + dT$$



Observando nuevamente el gráfico, se puede ver que los estados inicial y final son los mismos (A y B), pero las transformaciones son distintas, una se realiza por AMB, mientras que la otra a lo largo de ANB. Como el trabajo depende de la transformación, podemos ver que el trabajo realizado en la transformación AMB es mayor que el realizado en ANB.

Como se demostrará más adelante, **la energía interna es una función de estado, es decir que solo depende de**

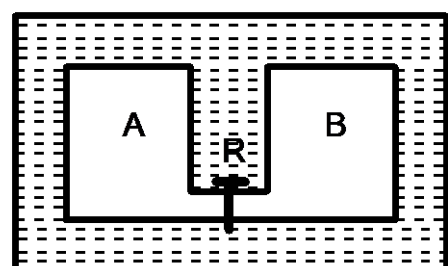
los estados inicial y final.

De estas dos observaciones se deduce que el calor intercambiado entre el sistema y el medio, también es una función de la trayectoria seguida en la transformación. **La cantidad de calor no es una función de estado sino de línea**, y es equivocado pensar en el calor contenido en un cuerpo o un sistema, sino que debe interpretarse como una cantidad de calor cambiada por el sistema al modificarse el estado de este.

Ley de Joule.

Joule y su compatriota, el físico William Thomson (Lord Kelvin) realizaron varias experiencias a partir de las cuales pudieron enunciar la ley que lleva el nombre del primero.

Dicha ley dice: "la energía interna de un gas depende solamente de la temperatura". (Aunque se comprobó que para los gases reales hay una cierta variación de la energía interna cuando el gas varía su volumen a temperatura constante).



El experimento consistía en la expansión de un gas encerrado en un depósito A, a la presión de 22 Atm, a otro depósito B en el cual se ha efectuado vacío. Cuando el gas se expande en el depósito B, no realiza trabajo pues no vence ninguna resistencia. Además, no se detecta cambio de temperatura en el calorímetro, es decir que no hubo intercambio de calor. Planteando el primer principio podemos escribir:

$$Q = \Delta U + T \quad \rightarrow \quad 0 = \Delta U + 0$$

Entonces

$$\Delta U = 0 \quad \rightarrow \quad U_2 - U_1 = 0 \quad \rightarrow \quad U_2 = U_1$$

De todo lo anterior podemos resumir:

- El volumen cambió.
- La presión cambió.
- La temperatura no cambió.
- La energía interna no cambió

De esto se puede deducir que la energía interna es función de la temperatura, es decir, la energía interna no puede ser función de la presión o el volumen, pues estos parámetros variaron, mientras que solo la temperatura no cambio. Entonces:

$$U = f(T)$$

Encontremos la ecuación que nos permita calcular la variación de energía interna.

Supongamos una transformación a volumen constante. Para esta transformación, el trabajo vale cero, entonces si planteamos la ecuación del primer principio para esta transformación, podemos escribir:

$$Q = \Delta U + T \quad \rightarrow \quad Q = \Delta U + 0$$

Por calorimetría podemos plantear

$$Q = m \cdot C_v \cdot \Delta T$$

Esta ecuación es la conocida ecuación de calorimetría, pero en ella indicamos que el calor específico es a volumen constante (C_v), porque la transformación ocurre a volumen constante. Igualando las dos expresiones del calor, obtenemos la expresión que buscábamos.

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

Esta ecuación está deducida para los gases ideales, ya que para los reales se registra una variación de la energía interna cuando el gas varía de volumen a temperatura constante.

Calores específicos a volumen y a presión constante.

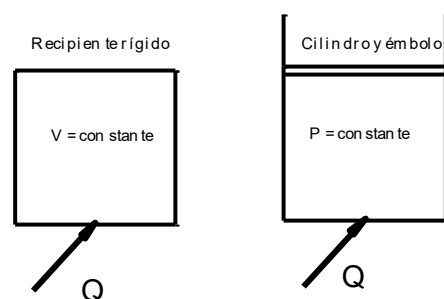
En la ecuación anterior, C_v es el calor específico a volumen constante de gas. Como todos los calores específicos, es un valor medio entre dos temperaturas dadas y se puede definir como "el calor necesario para elevar en un grado centígrado la temperatura de un gramo de gas a volumen constante".

De manera similar se puede definir el calor específico a presión constante C_p , que sería "el calor necesario para elevar en un grado centígrado la temperatura de un gramo de gas a presión constante". Por calorimetría se puede plantear la ecuación

$$Q = m \cdot C_p \cdot \Delta T$$

El calor específico a presión constante es mayor que el correspondiente a volumen constante. En efecto, supongamos tener la misma masa del mismo gas a igual temperatura inicial, en los sistemas indicados en la figura. Si a ambos entregamos la misma cantidad de calor, se puede

verificar que las temperaturas finales son diferentes, siendo mayor la temperatura del sistema que evoluciona a volumen constante. En estas condiciones, desde el punto de



vista calorimétrico, se puede establecer que a igualdad de masa y calor entregado, debe ser $C_p > C_v$, para que se verifiquen las ecuaciones.

Desde el punto de vista termodinámico, es posible establecer que el calor entregado al sistema que evoluciona a presión constante, se usa en parte para elevar la temperatura y en parte para realizar el trabajo de expansión.

Fórmula de Mayer.

Partiendo del primer principio, y aplicándolo a una transformación diferencial reversible a presión constante, podemos escribir:

$$Q = \Delta U + T \quad \rightarrow \quad dQ_p = m \cdot C_v \cdot dT + P \cdot dV$$

Con dQ_p indicamos el calor intercambiado en la transformación diferencial a presión constante. Como la transformación es a presión constante, solo puede variar el volumen y el diferencial de trabajo se obtiene con el producto $P \cdot dV$.

Por calorimetría, como vimos en un párrafo anterior, podemos escribir:

$$dQ_p = m \cdot C_p \cdot dT$$

Igualando a las expresiones anteriores, obtenemos:

$$m \cdot C_p \cdot dT = m \cdot C_v \cdot dT + P \cdot dV$$

El trabajo se puede reemplazar, usando la ecuación de estado de los gases, por $m \cdot R_p \cdot dT$. Obteniéndose entonces:

$$m \cdot C_p \cdot dT = m \cdot C_v \cdot dT + m \cdot R_p \cdot dT$$

Simplificando y reordenando, obtenemos la ecuación de Mayer, que nos relaciona los calores específicos a presión y volumen constante con la constante particular del gas

$$C_p - C_v = R_p$$

Transformaciones de un sistema gaseoso

En termodinámica encontramos cuatro transformaciones que resultan características:

- Isométrica: donde el volumen se mantiene constante.
- Isobárica: la presión se mantiene constante.
- Isotérmica: la temperatura no cambia.
- Adiabática: no hay intercambio de calor.

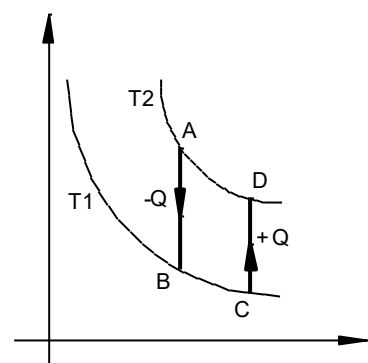
Estudiaremos cada una de estas transformaciones resumiendo sus características principales y encontrando para cada una las ecuaciones necesarias para calcular los diferentes tipos de energía puestos en juego. Algunas ecuaciones hemos visto anteriormente y en los otros casos plantearemos y resolveremos las situaciones que nos permitan hallarlas.

Transformación isométrica:

Como ya dijimos, en esta transformación el volumen permanece constante y su gráfica es una paralela al eje de ordenadas. Se cumple para esta transformación la ley de Charles, es decir:

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$$

Para estas transformaciones, el trabajo expansión o compresión del sistema es nulo, ya que al permanecer el volumen constante, $dv = 0$, entonces:



$$T = \int P \cdot dV = 0$$

En estas condiciones, el primer principio queda de la siguiente manera:

$$Q = \Delta U + T \rightarrow Q = \Delta U = m \cdot C_v \cdot \Delta T$$

Podemos decir que: "en una transformación isométrica (a volumen constante), el calor recibido o cedido por el sistema se emplea íntegramente en aumentar o disminuir su energía interna y con ella su temperatura".

En el gráfico podemos ver dos transformaciones a volumen constante. En la transformación AB, la temperatura de B es menor que la temperatura de A, siendo entonces negativo el calor intercambiado. Por el contrario, en la transformación CD, la temperatura de C es menor que la de D y el calor resulta positivo.

Transformación isobárica:

Las transformaciones a presión constante tienen una representación gráfica que es una recta paralela al eje de abscisas y para ellas se cumple la ley de Gay Lussac, es decir:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{v_1}{v_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

Donde V indica el volumen de la masa de gas, v es el volumen específico (de la unidad de masa) y T la temperatura absoluta.

Recordando el primer principio de la termodinámica

$$Q = U_2 - U_1 + T$$

En la transformación AB, la temperatura de B es mayor que la de A, pues por la ley de Charles, el estado B a igual presión tiene mayor volumen, es decir que aumento la energía interna. Como el trabajo también es positivo, debe ser entonces positivo también el calor intercambiado. En la transformación CD, ocurre todo lo contrario.

Si calculamos el trabajo de expansión para estas transformaciones obtenemos:

$$T_c = \int p \cdot dv = P \cdot \Delta v = P \cdot (v_2 - v_1)$$

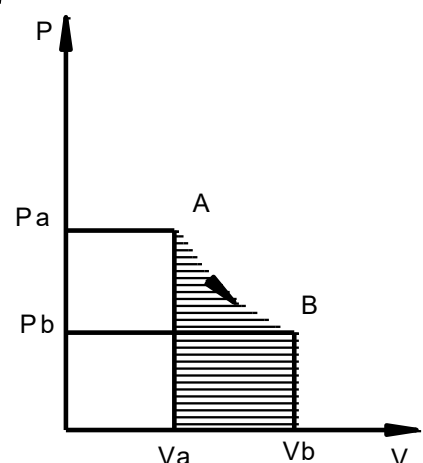
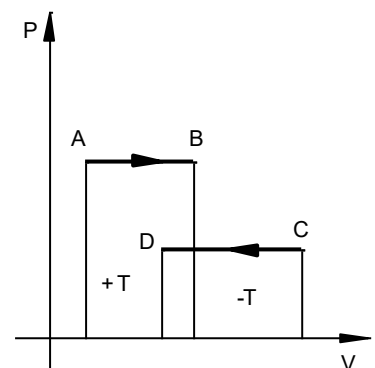
De acuerdo a esta expresión, podemos deducir que el trabajo de expansión será positivo cuando el volumen final sea mayor que el inicial como en el caso de la transformación AB y negativo en caso contrario.

Transformación isotérmica:

Para estas transformaciones, donde la temperatura se mantiene constante, se cumple la ley de Boyle y Mariotte, que en símbolos se escribe:

$$P_1 \cdot v_1 = P_2 \cdot v_2$$

La gráfica de una transformación isotérmica es una hipérbola equilátera. El área marcada es el trabajo desarrollado en la transformación.



En estas transformaciones, para un gas ideal, la variación de energía interna vale 0, al no haber variación de la temperatura, por lo tanto el calor es igual al trabajo, es decir:

$$Q = \Delta U + T$$

Para una transformación infinitesimal (muy, pero muy pequeña) y teniendo en cuenta que $dU = 0$, entonces:

$$dQ = dT = P \cdot dv$$

La presión puede escribirse en función del volumen, por la ecuación de estado como:

$$P = \frac{m \cdot R_p \cdot T}{v}$$

Lo que reemplazado en la expresión del trabajo, nos da:

$$dQ = dT = \frac{m \cdot R_p \cdot T}{v} \cdot dv$$

Integrando la expresión anterior, obtenemos:

$$Q = \int_{v_1}^{v_2} \frac{m \cdot R_p \cdot T}{v} \cdot dv = m \cdot R_p \cdot T \int_{v_1}^{v_2} \frac{dv}{v} = m \cdot R_p \cdot T (\ln v_2 - \ln v_1)$$

$$Q = T = m \cdot R_p \cdot T \ln\left(\frac{v_2}{v_1}\right)$$

Transformación adiabática:

Son las transformaciones que ocurren sin intercambio de calor entre sistema y medio, es decir: $Q = 0$ y $dQ = 0$. De manera que el primer principio queda:

$$0 = \Delta U + T \quad ; \quad 0 = m \cdot C_v \cdot dT + P \cdot dv$$

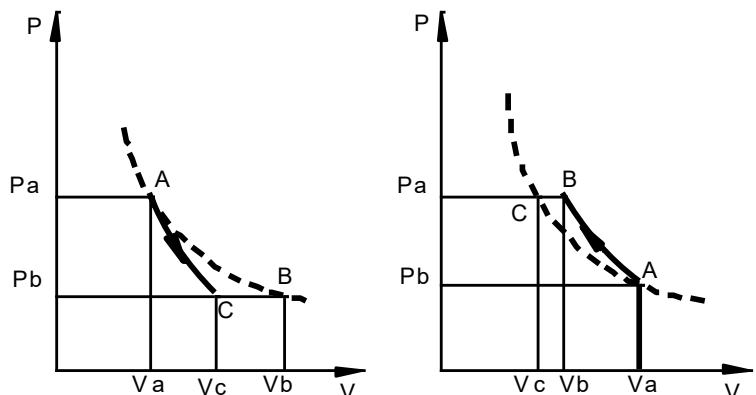
En estas transformaciones, si el gas realiza un trabajo positivo es gracias a la energía interna del mismo, es decir que su temperatura disminuye. Por el contrario, si se realiza un trabajo sobre el sistema, se aumenta la energía interna del sistema, aumentando su temperatura. Esto puede verse en los gráficos. Si suponemos representadas dos transformaciones, la AB y la AC, donde la primera es una transformación isotérmica y la segunda una transformación adiabática, podemos observar:

En la compresión adiabática, la temperatura será mayor que en la isotérmica. Esto se puede explicar porque en la adiabática, al no haber intercambio de calor, todo el trabajo entregado en la compresión se transforma en energía interna, aumentando su temperatura. De manera similar, en la expansión

adiabática, el trabajo que realiza el sistema, lo obtiene de la energía interna del sistema, que disminuye, disminuyendo también la temperatura.

En las transformaciones adiabáticas no podemos usar la ecuación de estado para relacionar dos estados. Para encontrar las ecuaciones adecuadas para una transformación adiabática, partimos del primer principio de forma diferencial.

$$0 = m \cdot C_v \cdot dT + P \cdot dv$$



Reemplazando la presión, usando la ecuación de estado, cancelando factores y separando variables, tenemos

$$0 = m \cdot C_v \cdot dT + \frac{m \cdot R_p \cdot T}{v} \cdot dv$$

$$0 = m \cdot C_v \cdot dT + \frac{m \cdot R_p \cdot T}{v} \cdot dv$$

$$0 = \frac{dT}{T} + \frac{R_p}{C_v} \cdot \frac{dv}{v}$$

Por otro lado, recordando la fórmula de Mayer, y trabajando algebraicamente, obtenemos. En las ecuaciones para las transformaciones adiabáticas aparece bastante seguido la relación $C_p/C_v = K$, que denominaremos "coeficiente adiabático".

$$\frac{R_p}{C_v} = \frac{C_p - C_v}{C_v} = \frac{C_p}{C_v} - 1 = k - 1$$

Reemplazando en la ecuación anterior e integrando, obtenemos:

$$0 = \frac{dT}{T} + (k - 1) \cdot \frac{dv}{v}$$

$$\int \frac{dT}{T} + (k - 1) \int \frac{dv}{v} = Cte$$

$$\log_e T + (k - 1) \log_e v = Cte$$

Por propiedades de los logaritmos, se puede escribir:

$$T \cdot v^{k-1} = Cte$$

A partir de esta expresión y reemplazando T, en función de la ecuación de estado, y trabajando algebraicamente, se puede llegar a la expresión buscada:

$$\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{v_1}{v_2}\right)^{k-1} = \left(\frac{P_2}{P_1}\right)^{\frac{k-1}{k}}$$

Para encontrar una expresión del trabajo, podemos partir nuevamente del primer principio, y despejar el trabajo:

$$0 = \Delta U + T \rightarrow T = -\Delta U = -m \cdot C_v \cdot \Delta T$$

$$T = -m \cdot C_v \cdot (T_2 - T_1) = m \cdot C_v \cdot T_1 \left(1 - \frac{T_2}{T_1}\right)$$

Reemplazando T_1 , usando la ecuación de estado y operando, obtenemos:

$$T = \frac{m \cdot C_v \cdot P_1 \cdot v_1}{m \cdot R_p} \left(1 - \frac{T_2}{T_1}\right) = \frac{P_1 \cdot v_1}{k - 1} \left(1 - \frac{T_2}{T_1}\right)$$

Que es otra ecuación que nos permite calcular el trabajo de expansión o compresión en una transformación adiabática.