

UA: Termodinámica

Año de elaboración : 2018

Horas teóricas	3.0
Horas prácticas	1.0
Total de horas	4.0
Créditos institucionales	7.0
Título del material	Energía y primera ley de la Termodinámica para sistemas cerrados
Tipo de unidad de aprendizaje	curso
Carácter de la unidad de aprendizaje	obligatoria
Núcleo de formación	Sustantivo
Programa educativo	Ingeniería Mecánica
Espacio académico	Facultad de Ingeniería
Responsable de la elaboración	Juan Carlos Posadas Basurto

Índice

	Página
Presentación	1
Estructura de la unidad de aprendizaje	2
Contenido de la presentación	7
Ley cero de la Termodinámica	10
Temperatura	11
Energía	13
Energía interna	15
Principio de conservación de la masa	16
Energías de transferencia	17
Calor	18
Trabajo	19

	Página
Tipos de trabajo	20
Casos especiales del proceso politrópico	29
Primera ley de la termodinámica	36
Calor específico	39
Calor específico a volumen constante	40
Bibliografía	42

Presentación

- La unidad de aprendizaje Termodinámica es obligatoria y se sugiere cursarla en el quinto período. No tiene Unidad de Aprendizaje antecedente.
- El propósito de la Unidad de Aprendizaje es que el discente identifique los procesos termodinámicos para su análisis mediante balances de energía utilizando los conceptos, principios y métodos de la termodinámica.
- Es importante que al final del curso el discente sea capaz de analizar ciclos termodinámicos ya que en la Unidad de Aprendizaje consecuente, Ingeniería Térmica, se analizan ciclos de potencia y refrigeración.

Estructura de la unidad de aprendizaje

1. Propiedades de las sustancias puras.
 - 1.1 Definición de sistemas, estado termodinámico, propiedad, proceso, ciclo, sistema simple compresible.
 - 1.2 Sustancia pura y fases.
 - 1.3 Procesos de cambio de fase en sustancias puras.
 - 1.4 Diagramas de propiedades para procesos de cambio de fase.
 - 1.5 Cálculo de propiedades termodinámicas usando tablas.
 - 1.6 Cálculo de propiedades termodinámicas con el modelo de gas ideal.
 - 1.7 Factor de compresibilidad.
 - 1.8 Ecuaciones de Estado .

- 2. Energía y primera ley de la termodinámica.
 - 2.1 Energía de un sistema .
 - 2.2 Energía transferida mediante trabajo de expansión o compresión.
 - 2.3 Energía transferida por calor.
 - 2.4 Energía interna y entalpía.
 - 2.5 Calores específicos a volumen constante y a presión constante
 - 2.6 Balance de masa y el volumen de control.
 - 2.7 Balance de energía para un volumen de control
 - 2.8 Análisis de energía para volúmenes de control en estado estacionario.
 - 2.9 Análisis de varios dispositivos de interés en ingeniería

3. Segunda Ley de la termodinámica.

3.1 Introducción a la segunda ley de la termodinámica.

3.2 Máquinas térmicas, refrigeradores y bombas de calor.

3.3 Segunda ley de la termodinámica: enunciado de Clausius.

3.4 Segunda ley de la termodinámica: enunciado de Kelvin-Planck

3.5 Procesos reversibles e irreversibles.

3.6 Corolarios de Carnot.

3.7 Escala Kelvin de temperatura

3.8 Rendimiento y ciclo de Carnot.

3.9. Coeficiente de desempeño, el refrigerador de Carnot y la bomba de calor.

4. Entropía.

4.1 Desigualdad de Clausius.

4.2 Principio del incremento de entropía.

4.3 Obtención de valores de entropía en sustancias puras.

4.4 Procesos isoentrópicos.

4.5 Balance de entropía para sistemas cerrados.

4.6 Rendimientos isoentrópicos de turbinas, toberas, compresores y bombas.

4.7. Transferencia de calor y trabajo en procesos de flujo estacionario internamente reversible.

5. Exergía.

5.1 Introducción a la exergía.

5.2 Definición de exergía, trabajo reversible e irreversibilidad.

5.3 Eficiencia exergética (segunda ley).

5.4 Cambio de exergía de un sistema.

5.5 Transferencia de exergía por calor, trabajo y masa.

5.6. Balance de exergía en un sistema cerrado

Contenido de la presentación

- La presentación comprende, del capítulo 2, los incisos 2.1, 2.2, 2.3, 2.4 y parte del 2.5, donde se analiza la primera ley de la termodinámica para sistemas cerrados.
- Inicia con la ley cero de la termodinámica y la temperatura.
- Se da el concepto de energía y se revisan varios tipos de energía, poniendo énfasis en la energía interna.
- Se da el principio de conservación de la masa para sistemas cerrados.
- Se revisa el calor y el trabajo como energías de transferencia.

-
- Se definen algunos tipos de trabajo.
 - Una vez comprendido lo anterior, se analiza la primera ley de la termodinámica para sistemas cerrados.
 - Como una forma de análisis de la energía interna se define el calor específico a volumen constante.
 - Al final se incluye un apartado referencias para que tanto el docente como el discente profundicen en los temas de interés.

Termodinámica

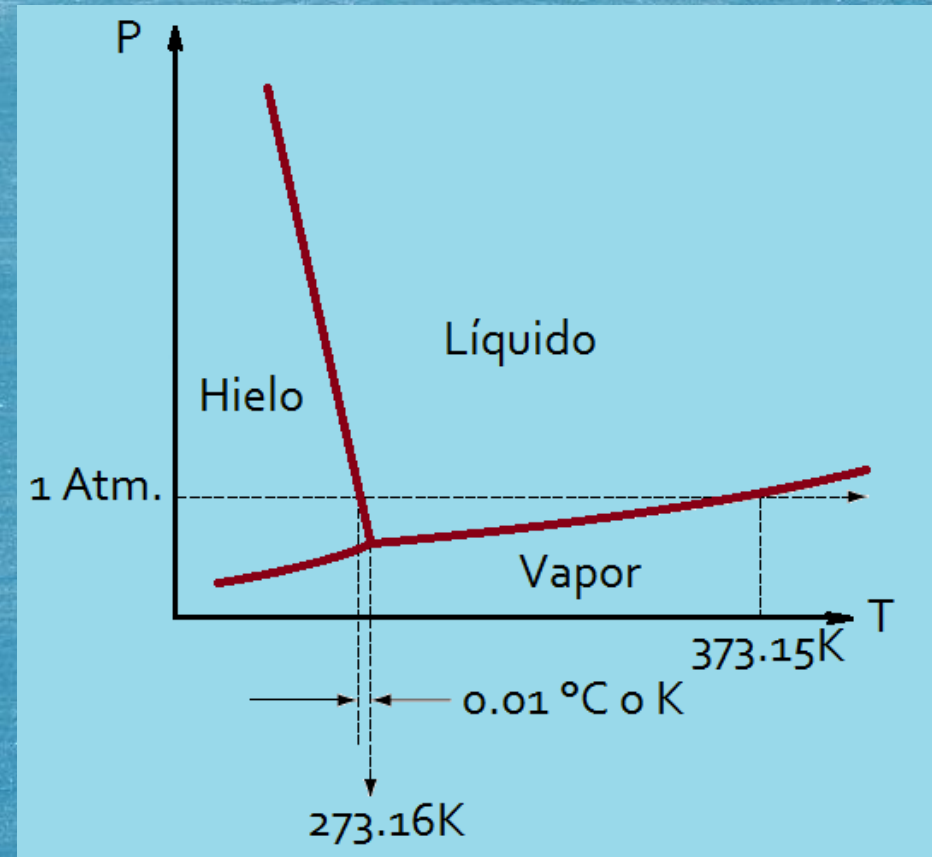
Energía y primera ley de la Termodinámica para sistemas cerrados

Ley cero de la Termodinámica

- La ley cero de la termodinámica establece que cuando dos cuerpos tienen igualdad de temperatura con un tercer cuerpo, a su vez tienen igualdad de temperatura entre sí.
- Esta ley es realmente la base de la medición de la temperatura. Cada vez que un cuerpo tiene igualdad de temperatura con el termómetro, podemos decir que el cuerpo tiene la temperatura que leemos en el termómetro.
- Para relacionar las temperaturas obtenidas en diferentes termómetros y termopares se sugiere una escala estándar para las mediciones de temperatura.

Temperatura (Anderson, 2005)

- La escala kelvin (llamada así por William Thompson, Lord Kelvin) tiene un cero absoluto de 0K y una temperatura de 273.16K en el punto triple donde el líquido, el hielo y el vapor de agua se encuentran en equilibrio.
- El punto de fusión del hielo a presión atmosférica es 0.01 grados menor que 273.15K .



(Anderson, 2005)

- La escala Celsius (llamada así por el astrónomo sueco Anders Celsius) tiene una temperatura de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ en el punto de hielo (273.15 K) y cero absoluto en $-273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- Esto da casi exactamente $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ entre los puntos de congelación y ebullición del agua en una atmósfera.
- La conversión numérica entre las dos escalas es

$$T\text{ K} = T\text{ }^{\circ}\text{C} + 273.15$$

- Todas las ecuaciones en termodinámica usan la escala de temperatura absoluta o kelvin.

Energía (Anderson, 2005)

- Uno de los científicos franceses más eminentes dijo: *"Como no podemos dar una definición general de energía, el principio de conservación de la energía simplemente significa que hay algo que permanece constante"* (Poincaré, 1952, p 166).
- Realizar trabajo no es la única forma de cambiar la energía (E) de algo, y cambiar la energía de algo no siempre produce trabajo.
- Hay muchas maneras de realizar trabajo, porque hay muchos tipos de fuerzas.
- Se debe considerar el trabajo y el calor (en todas sus formas) para obtener una imagen coherente de los cambios de energía.

(Borgnakke & Sonntag, 2013)

- Una cantidad macroscópica de masa puede poseer energía E en forma de energía interna U inherente en su estructura interna, energía cinética EC en su movimiento y energía potencial EP asociada con fuerzas externas que actúan sobre la masa. Esto es

$$E = \text{Interna} + \text{Cinética} + \text{Potencial} = U + EC + EP$$

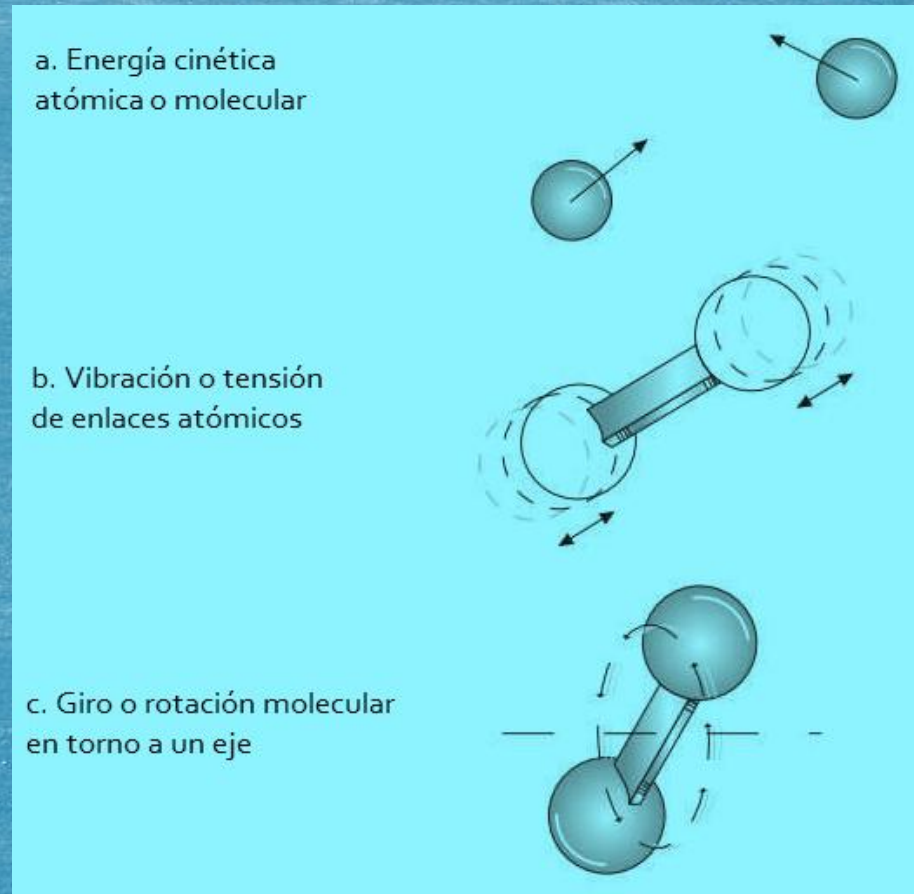
- La energía total específica es

$$E/m = e = u + ec + ep = u + (1/2)C^2 + gz$$

- Donde C es la velocidad de la materia, g la constante de gravedad y z la altura de la materia con respecto a un sistema de referencia fijo.

Energía interna (Rolle, 2006)

- La energía interna se describe como la propiedad que refleja la energía mecánica de las moléculas y los átomos del material:
 - a. Energía cinética de traslación de los átomos o moléculas.
 - b. Energía de vibración de las moléculas individuales, debido al estiramiento de los enlaces atómicos cuando las temperaturas son mayores.
 - c. Energía de rotación de las moléculas, que giran respecto a un eje.



Principio de conservación de la masa

- Las energías cinética y potencial están asociadas con el estado físico y la ubicación de la masa y generalmente se denominan energías mecánicas para distinguirlas de la energía interna.
- Si la masa de control tiene un cambio en la energía, el cambio debe ser debido a una transferencia de energía dentro o fuera de la masa.
- En un sistema cerrado ninguna masa cruza sus fronteras. Por tanto, el principio de conservación de la masa se enuncia así: La masa de un sistema cerrado (masa de control) nunca cambia y se puede expresar matemáticamente como $dm=0$, o, $m = \text{constante}$ (Howell & Buckius, 1990).

Energías de transferencia (Borgnakke & Sonntag, 2013)

- Existen dos formas de energía que se transfieren de diferentes maneras:
 1. El calor (Q) que es la energía que fluye a través de un límite del sistema en respuesta a un gradiente de temperatura.
 2. El trabajo (W) que es la energía que fluye a través de un límite del sistema en respuesta a una fuerza que se mueve a través de una distancia (como sucede cuando un sistema cambia de volumen).
- No son propiedades ya que no es posible especificarlas por el solo conocimiento del estado del sistema. El proceso empleado para calcular el valor del trabajo se basa en la fuerza de los alrededores, la que es igual a la fuerza dentro del sistema para un proceso casi en equilibrio (Howell & Buckius, 1990).

Calor (Howell & Buckius, 1990)

- Una transferencia de energía en forma de calor, Q , se considera como un mecanismo de transferencia desorganizado.
- Es la energía que puede atravesar las fronteras de un sistema debido a la diferencia de temperaturas.
- Ambas transferencias de energía, en forma de calor y de trabajo, no pueden almacenarse en un espacio o en un material. Son energías transitorias.
- La rapidez con que se transfiere la energía recibe el nombre de potencia. De aquí que puede haber potencia mecánica o de trabajo y potencia térmica o de calor.

Trabajo (Howell & Buckius, 1990)

- Es la energía transferida a través de las fronteras de un sistema en forma organizada para mover o elevar un peso.
- Debe especificarse una trayectoria por los estados inicial y final del sistema para calcular el trabajo realizado. En termodinámica se denomina al trabajo una función de trayectoria y en matemáticas representa una cantidad diferencial inexacta, δW .
- Ambas transferencias de energía, en forma de calor y de trabajo, no pueden almacenarse en un espacio o en un material. Son energías transitorias.

Tipos de trabajo

- La fuerza de la gravedad significa que tenemos que trabajar para levantar objetos. Si la masa es m , la aceleración debida a la gravedad es g , y la distancia es dz , el trabajo w es $w = mg \cdot dz$
- La fuerza de tracción se puede usar para estirar un cable. Si la fuerza de tracción es f y el aumento en longitud es dl , $w = f \cdot dl$.
- La fuerza de tracción puede usarse para aumentar el área de una película de jabón. Si la tensión superficial es γ y el aumento en el área de superficie es dA , luego $w = \gamma \cdot dA$.
- La estructura básica de la termodinámica siempre se desarrolla usando calor y el trabajo por expansión y compresión, también conocido como presión-volumen.

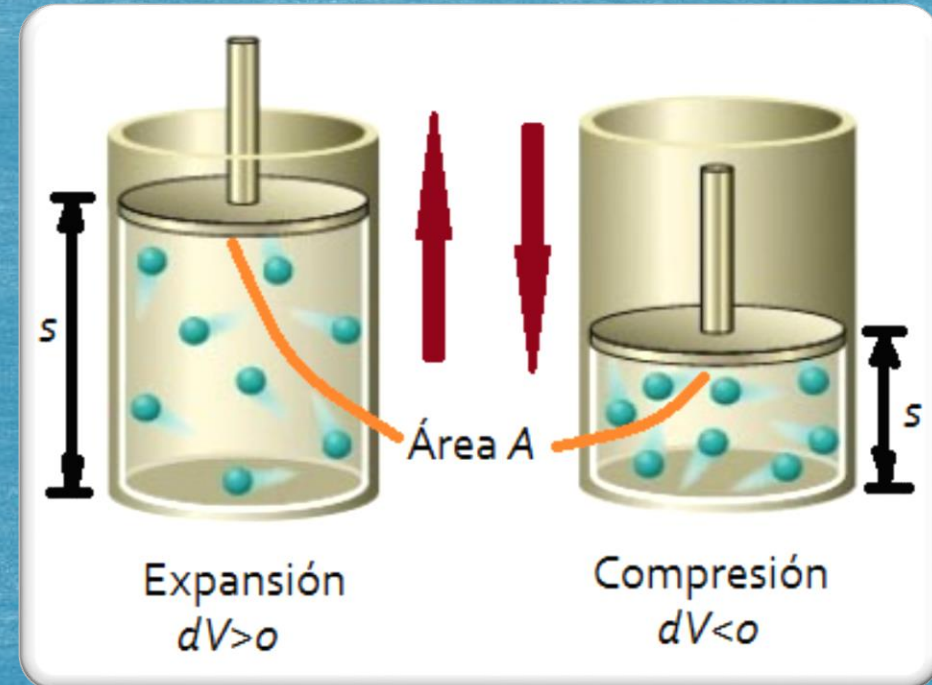
Trabajo por expansión o compresión (Cengel & Boles, 2009)

- En el trabajo desarrollado por la expansión o compresión de un gas en un dispositivo émbolo cilindro, parte de la frontera (la cara interna del émbolo) se mueve en vaivén; por lo tanto, el trabajo de expansión y compresión suele llamarse trabajo de frontera móvil.
- Sea un gas encerrado en un dispositivo émbolo cilindro a una presión inicial P y volumen total V , y el área constante de la sección transversal del émbolo A . Si se permite al émbolo moverse una distancia ds de modo que se mantenga el cuasiequilibrio, el trabajo diferencial hecho durante este proceso es

$$\delta W = F \cdot ds = P \cdot A \cdot ds = P \cdot dV$$

(Cengel & Boles, 2009)

- Donde P es la presión absoluta, siempre positiva.
- El cambio de volumen dV puede ser positivo durante un proceso de expansión (incremento de volumen) y negativo durante uno de compresión (disminución de volumen).



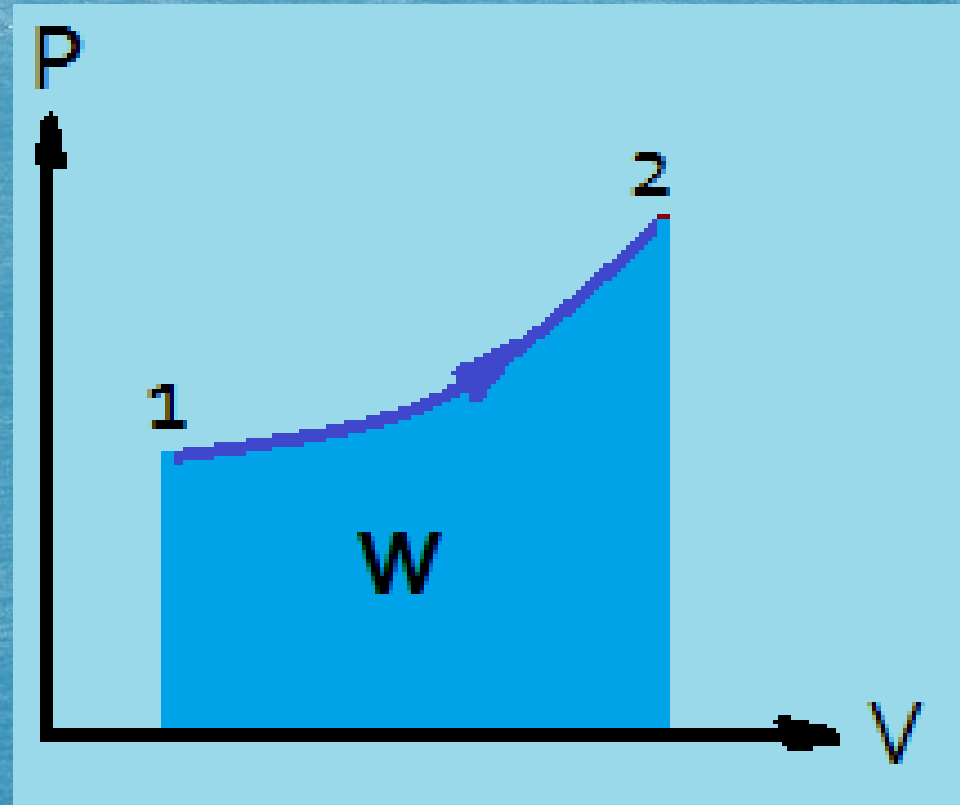
(Isis1987, 2014)

(Cengel & Boles, 2009)

- El trabajo de frontera durante el proceso completo se obtiene sumando los trabajos diferenciales desde los estados inicial hasta el final.

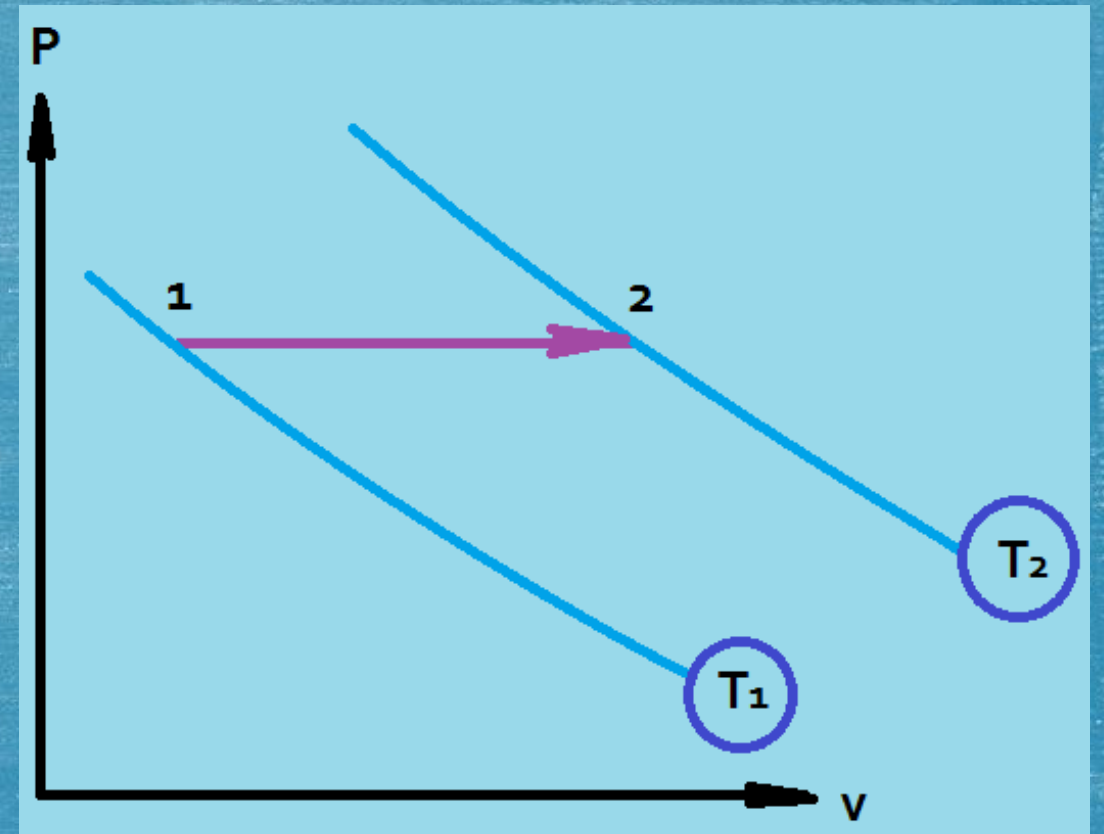
$$W = \int_1^2 P dV$$

- La integral da el área bajo la curva de un proceso en un diagrama PV y es igual a la magnitud del trabajo hecho en cuasiequilibrio.



Trabajo para proceso isobárico

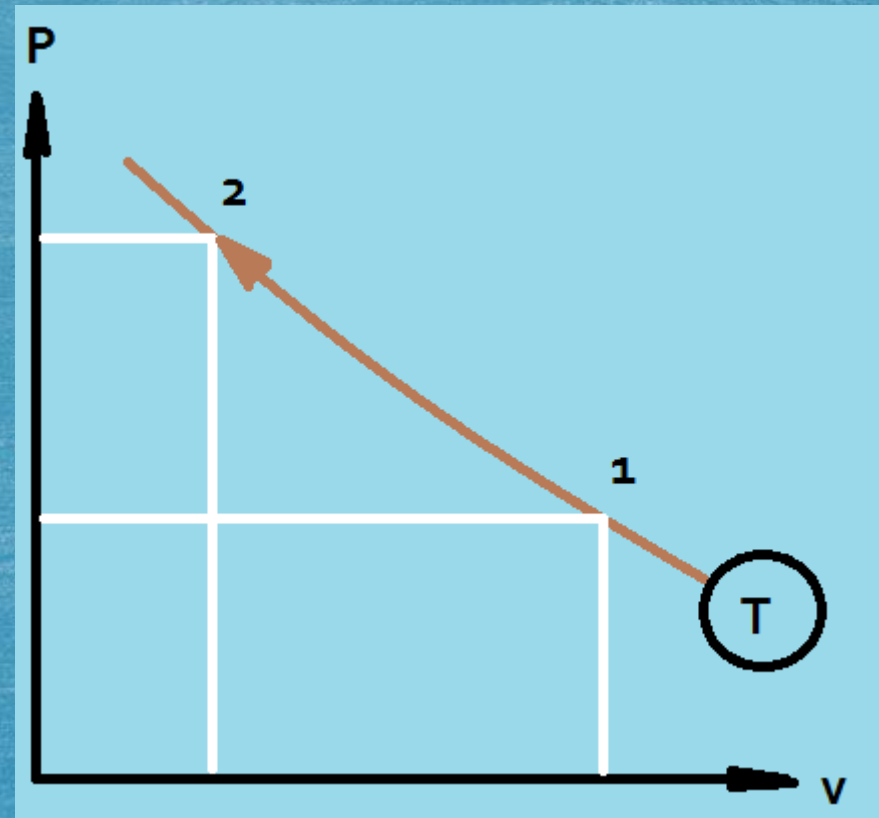
- El proceso isobárico o a presión constante puede realizarse para expansión (1 a 2) o para compresión (2 a 1).
- Al integrar el trabajo se tiene
- $W = \int_1^2 P dV = P \int_1^2 dV$
- $W = P(V_2 - V_1)$
- Si se considera gas ideal
- $W = R(T_2 - T_1)$



Trabajo para proceso isotérmico

- El proceso isotérmico o a temperatura constante puede ser compresión (1 a 2) o expansión (2 a 1).
- Para integrar el trabajo, se debe dejar la presión en función del volumen ya que la integral está en función del cambio de volumen. Considerando gas ideal

$$P = \frac{RT}{v}$$



- Ya que la constante del gas como la temperatura son constantes, salen de la integral.

$$w_{1-2} = \int_1^2 P dv = \int_1^2 \frac{RT}{v} dv = RT \int_1^2 \frac{dv}{v} = RT \ln v \Big|_1^2$$

$$w_{1-2} = RT (\ln v_2 - \ln v_1) = RT \ln \left(\frac{v_2}{v_1} \right)$$

- La relación de volúmenes se puede cambiar a relación de presiones con la ecuación de gas ideal

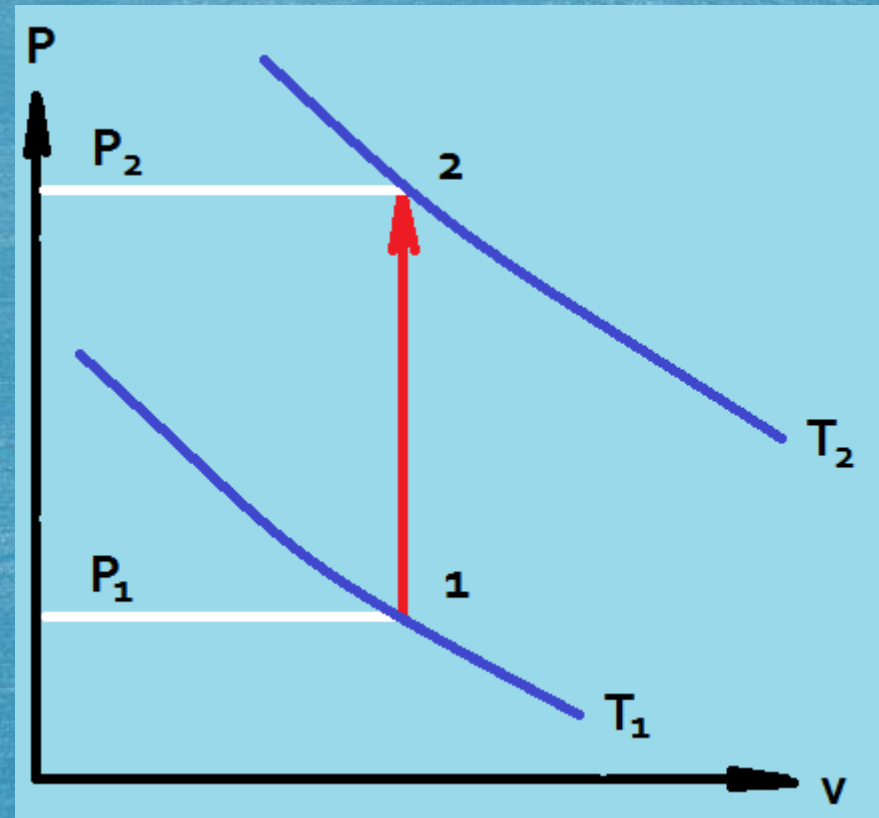
$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{RT_2/P_2}{RT_1/P_1} = \frac{\text{constante}/P_2}{\text{constante}/P_1} = \frac{P_1}{P_2}$$

- Por tanto

$$w_{1-2} = RT \ln \left(\frac{P_1}{P_2} \right)$$

Proceso isocórico

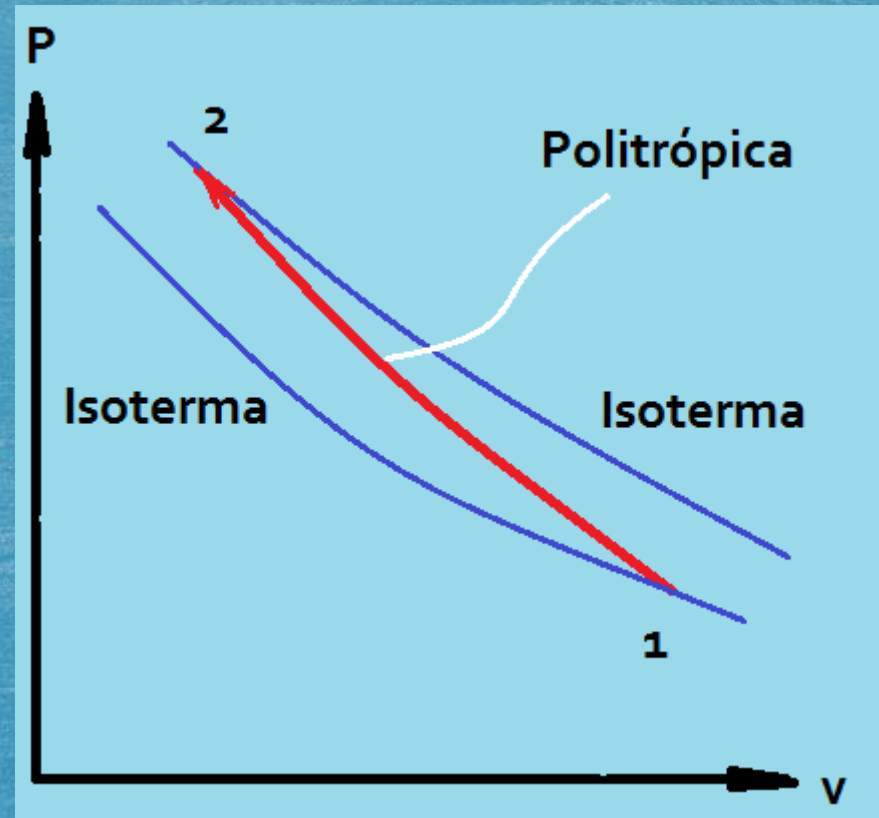
- El proceso isocórico, isométrico o a volumen constante, tiene incremento de presión y temperatura (1 a 2) o decremento de las mismas (2 a 1).
- Como la integral del trabajo está en función del cambio de volumen, entonces el trabajo isocórico es cero para un sistema cerrado.



Trabajo politrópico

- Un proceso general donde puede haber variación de todas las propiedades se conoce como politrópico y puede ser para compresión (1 a 2) o para expansión (2 a 1).
- Los procesos isobárico, isotérmico e isocórico representan casos especiales del politrópico. Su relación es

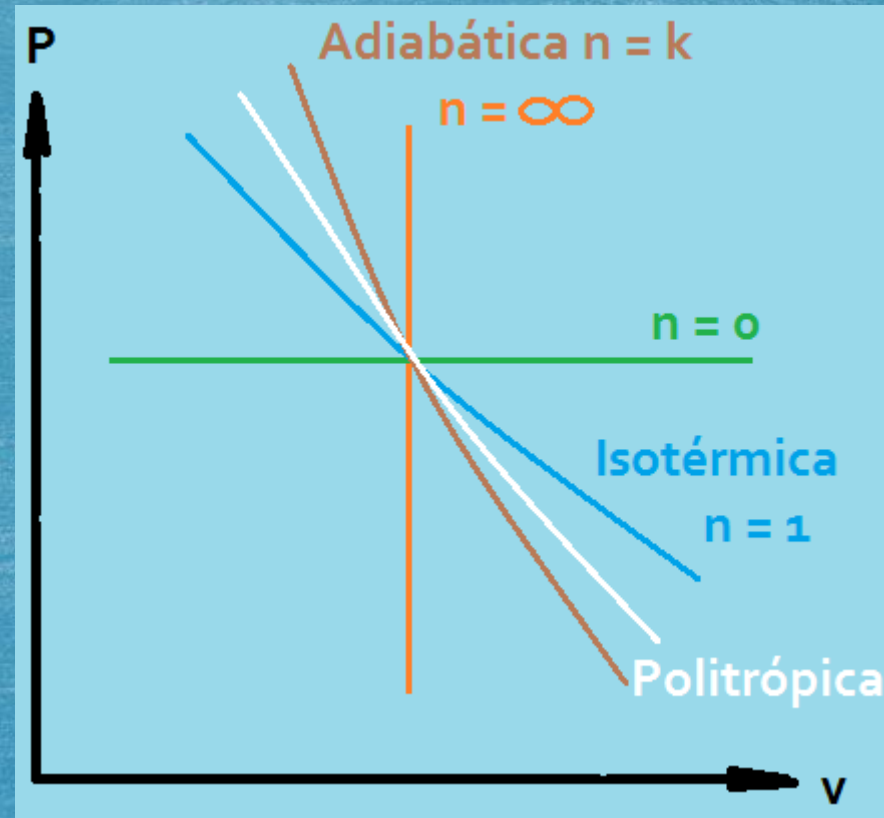
$$Pv^n = C$$



Casos especiales del proceso politrópico

- Donde P es la presión, v el volumen, n es exponente con valor constante y depende del proceso como se muestra en la figura, C es una constante.
- El proceso adiabático (sin transferencia de calor) tiene un valor de $n = k$. La k se conoce como constante adiabática y se relaciona con los calores específicos

$$k = \frac{c_p}{c_v}$$



- El trabajo para un proceso politrópico se obtiene de la integral para sistemas cerrados.

$$w_{1-2} = \int_1^2 p dv$$

- Para dejar la integral en función del volumen se despeja la presión de la relación politrópica

$$P v^n = C$$

$$P = C v^{-n}$$

- Integrando se tiene

$$w_{1-2} = \int_1^2 \frac{C}{v^n} dv = C \int_1^2 \frac{dv}{v^n} = \frac{C}{1-n} v^{1-n} \Big|_1^2$$

$$w_{1-2} = \frac{C}{1-n} (v_2^{1-n} - v_1^{1-n})$$

- La constante puede tomar los valores de $p_1 v_1^n$ o $p_2 v_2^n$ según convenga en la ecuación

$$w_{1-2} = \frac{p_2 v_2^n \cdot v_2^{1-n} - p_1 v_1^n \cdot v_1^{1-n}}{1 - n}$$

$$w_{1-2} = \frac{p_2 \cdot v_2^{n+1-n} - p_1 \cdot v_1^{n+1-n}}{1 - n}$$

$$w_{1-2} = \frac{p_2 v_2 - p_1 v_1}{1 - n}$$

- Si se considera el fluido gas ideal, entonces $pv = RT$

$$w_{1-2} = \frac{R(T_2 - T_1)}{1 - n} = \frac{R(T_1 - T_2)}{n - 1}$$

- Dejando como factor común T_1

$$w_{1-2} = \frac{RT_1}{n-1} \left(1 - \frac{T_2}{T_1} \right)$$

- Como es una relación politrópica

$$\frac{P_2}{P_1} = \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^n$$

- Si el fluido es un gas ideal

$$\frac{P_2}{P_1} = \left(\frac{RT_1/P_1}{RT_2/P_2} \right)^n = \left(\frac{T_1 P_2}{T_2 P_1} \right)^n$$

- Considerando términos comunes

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

- Finalmente, despejando la relación de temperaturas

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

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

$$\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{P_2}{P_1}\right)^{(n-1)/n}$$

- Sustituyendo en la ecuación del trabajo politrópico

$$w_{1-2} = \frac{RT_1}{n-1} \left(1 - \left[\frac{P_2}{P_1} \right]^{(n-1)/n} \right)$$

Trabajo para proceso adiabático

- El proceso adiabático para un sistema cerrado obedece a la relación $pv^k = C$, donde $k = \frac{c_p}{c_v}$ es la constante adiabática del fluido de trabajo (para el aire $k = 1.4$ a una temperatura de 300 K). El trabajo se obtiene de la integral para sistemas cerrados.

$$w_{1-2} = \int_1^2 p dv = \int_1^2 \frac{C}{v^k} dv = C \int_1^2 \frac{dv}{v^k} = \frac{C}{1-k} v^{1-k} \Big|_1^2$$

$$w_{1-2} = \frac{C}{1-k} (v_2^{1-k} - v_1^{1-k})$$

- La constante puede tomar los valores de $p_1 v_1^k$ o $p_2 v_2^k$ según convenga en la ecuación

$$w_{1-2} = \frac{p_2 v_2^k \cdot v_2^{1-k} - p_1 v_1^k \cdot v_1^{1-k}}{1 - k} = \frac{p_2 v_2 - p_1 v_1}{1 - k}$$

- Si se considera el fluido gas ideal, entonces

$$w_{1-2} = \frac{R(T_2 - T_1)}{1 - k}$$

- Desarrollando la ecuación en función de presiones

$$w_{1-2} = \frac{RT_1}{k - 1} \left(1 - \left[\frac{P_2}{P_1} \right]^{(k-1)/k} \right)$$

Primera ley de la termodinámica (Howell & Buckius, 1990)

- La primera ley de la termodinámica, también conocida como ley de conservación de la energía, establece que un cambio de la energía total (cinética, potencial e interna) es igual al trabajo realizado por o sobre la masa de control más el calor transferido a o desde dicha masa.

$$dE = \delta W - \delta Q$$

- Se puede expresar la ecuación anterior en forma específica o por unidad de masa

$$\begin{aligned}dme &= \delta mw - \delta mq \\de &= \delta w - \delta q\end{aligned}$$

(Howell & Buckius, 1990)

- Cuando la masa de control realiza un ciclo completo la ecuación se escribe

$$\oint dE = \oint \delta W - \oint \delta Q$$

- Ya que la energía total es una propiedad entonces $dE = 0$ y

$$\oint \delta W = \oint \delta Q$$

- Por lo tanto, la transferencia neta de calor a una masa de control en un proceso cíclico es igual al trabajo neto realizado.

Formas de representar la primera ley (Cengel & Boles, 2009)

- General $Q - W = \Delta E$
- Sistemas permanentes $Q - W = \Delta U$
- Por cada unidad de masa $q - w = \Delta e$
- Ecuación diferencial $\delta q - \delta w = de$

Calor específico (Cengel & Boles, 2009)

- Se requieren distintas cantidades de energía para elevar en un grado la temperatura de masas idénticas pertenecientes a sustancias diferentes.
- Es deseable tener una propiedad que permita comparar la capacidad de almacenamiento de energía de varias sustancias. Esta propiedad es el calor específico
- El calor específico se define como la energía requerida para elevar la temperatura de una unidad de masa de una sustancia en un grado. Esta energía depende de cómo se ejecuta el proceso.
- La unidad para los calores específicos es $\text{kJ}/(\text{kg} \cdot ^\circ\text{C})$ o $\text{kJ}/(\text{kg} \cdot \text{K})$. En base molar es $\text{kJ}/(\text{kmol} \cdot ^\circ\text{C})$ o $\text{kJ}/(\text{kmol} \cdot \text{K})$.

Calor específico a volumen constante

(Borgnakke & Sonntag, 2013)

- El calor específico a volumen constante es la cantidad de calor requerida por unidad de masa para elevar la temperatura de un material en un grado, a volumen constante.
- Despreciando los cambios en las energías cinética y potencial, asumiendo una sustancia simple compresible y un proceso de cuasiequilibrio, el balance de energía para sistemas cerrados está dado por

$$\delta Q = dU + \delta W = dU + PdV$$

- El calor específico a volumen constante es

$$c_v = \frac{1}{m} \left(\frac{\delta Q}{\delta T} \right)_v = \frac{1}{m} \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_v + \frac{P}{m} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_v = \frac{1}{m} \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_v = \left(\frac{\partial u}{\partial T} \right)_v$$

(Borgnakke & Sonntag, 2013)

- La relación entre la energía interna u y la temperatura puede establecerse usando la definición de calor específico a volumen constante

$$c_v = \left(\frac{\partial u}{\partial T} \right)_v$$

- Como la energía interna de un gas ideal no es función del volumen específico, entonces

$$c_v = \frac{du}{dT}$$

$$du = c_v dT$$

Bibliografía

- Anderson, G. (2005). *Thermodynamics of natural systems*. New York: Cambridge University Press.
- Borgnakke, C., & Sonntag, R. E. (2013). *Thermodynamics*. New Jersey: John Wiley & Sons, Inc.
- Cengel, Y. A., & Boles, M. A. (2009). *Termodinámica*. México: McGraw-Hill.
- Howell, J. R., & Buckius, R. O. (1990). *Principios de termodinámica para ingeniería*. México: McGraw-Hill.
- Isis1987. (24 de Junio de 2014). *Propiedades de los gases*. Obtenido de Descubra. Compartilhe. Aprenda.: <https://pt.slideshare.net/>
- Rolle, K. C. (2006). *Termodinámica*. México: Prentice Hall, Inc