UC Merced

UC Merced Previously Published Works

Title

Conceptos y Aplicaciones de Termodinámica

Permalink

https://escholarship.org/uc/item/9qq0g0rf

Author

Diaz, Gerardo

Publication Date

2023-12-13

Peer reviewed

eScholarship.org Powered by the California Digital Library
University of California

LIBROS DE INTERNET

Serie hispanoamericana de ingeniería

Conceptos y Aplicaciones de Termodinámica

Gerardo Diaz
Departamento de Ingeniería Mecánica
Universidad de California
Merced, E.E.U.U.

5 de octubre de 2020

SERIE * HISPANOAMERICANA * DE
INGENIERÍA
* * * *

Serie hispanomericana de ingeniería

Editores

Mihir Sen, *University of Notre Dame, Notre Dame, Indiana, EE.UU.*
Jorge Ramos Grez, *Pontificia Universidad Católica, Santiago, CHILE*
Francisco Javier Solorio Ordaz, *Universidad Nacional Autónoma de México, MÉXICO*

Editor asociado

Rafael Chávez Martínez, *Universidad Nacional Autónoma de México, MÉXICO*

La serie

Libros de internet

Viven en el internet en la forma de pdf, en vez de sobre papel. Lo que tienen que hacer los lectores es bajarlos a una computadora[1], tableta o aún al teléfono celular[2]. Se pueden leer directamente del aparato mismo o imprimir en papel. El libro de internet tiene cierta ventajas sobre el papel entre ellas el envío gratis e inmediato al lector, bajo costo de producción, actualización inmediata (el pdf que al autor produce es el que el lector ve, se puede descargar la última versión sin esperar a la nueva), y búsqueda de palabras (no se necesita el índice alfabético).

Serie de ingeniería

Está escrita específicamente para estudiantes universitarios a nivel de licenciatura[3] en las diversas ramas de ingeniería en escuelas hispanoamericanas y formateado para uniformidad. Los libros de la serie son escritos en español/castellano y no son traducciones. Cada libro es para un curso específico aunque obviamente sirve también para otros. Entre sus características son las siguientes. La longitud es corta ya que por lo general son alrededor de 150 páginas cada uno. Está dividido en 30 a 35 capítulos para que se pueda pensar en cada uno como un período de clase de aproximadamente una hora. De ser posible cada clase contiene un ejemplo resuelto y termina con 3 a 5 problemas no resueltos. Se notará también la ausencia de tablas de propiedades de materiales que hoy en día se ven en el internet. Tiene márgenes amplios con comentarios o espacio blanco para escribir notas.

A veces se usará el espacio en los márgenes para un comentario como éste.

La mayoría de los títulos forma parte de las materias que se enseñan en carreras de ingeniería. Sabiendo que los temarios pueden variar con tiempo estos libros tiene la flexibilidad de que los autores los pueden cambiar y subir fácilmente. El lector debe entonces ver la fecha que aparece en la portada ya que es la indicación de la versión. También el temario puede ser diferente entre escuela y escuela, y por eso puede haber diferentes libros con títulos muy parecidos.

Títulos en esta serie

`http://www.nd.edu/~msen/lishi.html`

[1] Conocido también como computador or ordenador.
[2] Móvil.
[3] Pregrado.

Este libro

Características

Un párrafo descriptivo del contenido del libro.

Autor

Datos del autor.

Prólogo

Este es el prólogo del libro.

Nombre del autor
Dirección

© Nombre del autor, 2020

Índice general

La serie III

Este libro IV

Prólogo V

1. Conceptos Preliminares 1
1.1. Sistema Thermodynámico . . . 1
1.2. Sistemas Cerrados y Abiertos . . . 1
1.3. Propiedades, Estados y Procesos . . . 2
1.3.1. Propiedades Extensivas e Intensivas . . . 3
1.4. Fase, Sustancia pura, y Equilibrio . . . 3
1.5. Presión . . . 3
1.5.1. Variación de presión con la profundidad . . . 5
1.6. Temperatura . . . 5
1.6.1. Ley cero de la termodinámica . . . 6

2. Energía y Primera Ley 7
2.1. Energía Cinética . . . 7
2.2. Energía Potencial . . . 8
2.3. Trabajo . . . 8
2.3.1. Potencia . . . 9
2.3.2. Trabajo de Expansión o Compresión . . . 9
2.4. Energía Interna . . . 9
2.5. Calor . . . 10
2.5.1. Modos de Transferencia de Calor . . . 10
2.5.2. Resumen de la convención de signos . . . 12
2.6. Primera Ley de la Termodinámica (Sistemas Cerrados) . . . 12
2.6.1. Forma Diferencial . . . 12
2.6.2. Forma de Variación en el Tiempo . . . 13
2.7. Proceso Politrópico . . . 13
2.8. Análisis Energético de Ciclos . . . 13

3. Propiedades 15
3.1. Definiciones . . . 15
3.1.1. Principio de Estado . . . 15
3.2. Relación p-v-T . . . 16

3.2.1. Tipos de diagramas . . . 17
3.3. Cambios de fase . . . 17
3.3.1. Calidad . . . 17
3.3.2. Diagrama de fase . . . 18
3.3.3. Estados de saturación . . . 19
3.4. Tablas de vapor y líquido . . . 21
3.4.1. Ejemplo: . . . 21
3.5. Energía interna y entalpía . . . 22
3.6. Calor específico . . . 22
3.7. Aproximación de los valores de propiedad . . . 23
3.7.1. Líquidos que utilizan datos de líquidos saturados . . . 23
3.7.2. Sustancia incompresible . . . 23
3.8. Gas ideal . . . 24
3.8.1. Proceso politrópico (gas ideal) . . . 24

4. Volúmenes de Control **25**
4.1. Balances de masa . . . 25
4.1.1. Flujo másico . . . 25
4.1.2. Conservación de masa en estado estacionario . . . 26
4.2. Conservación de energía para volúmenes de control . . . 26
4.2.1. Estado estacionario . . . 27
4.3. Aplicaciones comunes . . . 27
4.3.1. Boquillas y difusores (estado estacionario) . . . 27
4.3.2. Turbinas y compresores . . . 27
4.3.3. Intercambiadores de calor . . . 27
4.3.4. Dispositivos de regulación (válvulas) . . . 28
4.4. Análisis transitorio . . . 28
4.4.1. Balance de masa . . . 28
4.4.2. Balance energético . . . 28

Capítulo 1

Conceptos Preliminares

Resumen

La termodinámica es la ciencia que se dedica a estudiar las relaciones entre el calor y el trabajo (mecánico, eléctrico o químico), y también estudia las propiedades de la materia relacionadas con el intercambio de energía. El término "termodinámica" proviene de las palabras griegas *therme* y *dynamis* que significan calor y potencia, respectivamente [5]. En general, los análisis termodinámicos se basan en la primera y segunda ley que corresponden a la conservación de energía y balance de entropía, los cuales serán definidos en capítulos posteriores. Sin embargo, antes de poder hacer uso de estas leyes fundamentales, es necesario definir y describir varios *Conceptos Preliminares*. Este capítulo proporciona una definición de estos conceptos.

1.1. Sistema Thermodynámico

Antes de poder realizar un análisis termodinámico, es necesario definir primero el sistema a analizar. Un *sistema termodinámico* está compuesto por un dispositivo o una combinación de dispositivos que contienen la cantidad de materia que se está estudiando [4]. El *entorno* lo constituye todo lo que es externo al sistema y la *frontera* es la interfaz que separa el sistema de su entorno [3]. Es importante señalar que el sistema puede ser pequeño como un microprocesador o grande como una central eléctrica. La materia dentro del sistema puede ser constante o no, y su tamaño puede aumentar, disminuir o mantenerse constante.

1.2. Sistemas Cerrados y Abiertos

Un *sistema cerrado* (o masa de control) es una cantidad fija de materia que está siendo estudiada. Ninguna materia (o masa) puede cruzar la frontera de un sistema cerrado, aunque la composición de la materia dentro del sistema puede cambiar. Por ejemplo, una reacción química podría estar ocurriendo dentro de un recipiente sellado, por lo que en este caso, aunque los reactantes se transforman en productos, ninguna masa cruza la frontera del

sistema. Es importante indicar que un sistema cerrado puede tener pérdidas de calor a través de las paredes del recipiente.

Un *systema abierto* (o volumen de control) es una región en el espacio definida por una frontera que puede ser atravesada por la materia de alguna sustancia. Por ejemplo, parte de la masa de gas propano que cruza el volumen de control alrededor de un soplete para soldar se combina con aire exterior, y debido a la acción de una chispa, se produce la llama de combustión.

1.3. Propiedades, Estados y Procesos

Una *propiedad* es una característica macroscópica de un sistema a la que se le puede asignar un valor sin necesidad de tener conocimiento del historial previo de los cambios del sistema que se está analizando. Algunas de las propiedades termodinámicas más comunes son la masa, temperatura, volumen, presión, etc. La palabra *estado* se refiere a la condición de un sistema tal como se describe mediante sus propiedades macroscópicas observables. Cuando cualquiera de las propiedades de un sistema cambia, el estado también cambia y se dice que un *proceso* a ocurrido en el sistema [2]. Un proceso *isotérmico* corresponde a un cambio de estado que ocurre a temperatura constante, como se muestra en la Fig. 1.1 (a), donde también se han incluido las posiciones de los estados inicial y final. De la misma manera, un proceso a presión constante se denomina proceso *isobárico*, y un proceso a volumen constante se denomina proceso *isocórico*, visto en la Fig. 1.1 (b). Cuando un sistema que comienza en un estado inicial pasa por varios procesos diferentes finalmente regresando a su estado inicial, se dice que el sistema ha cumplido un *ciclo*.

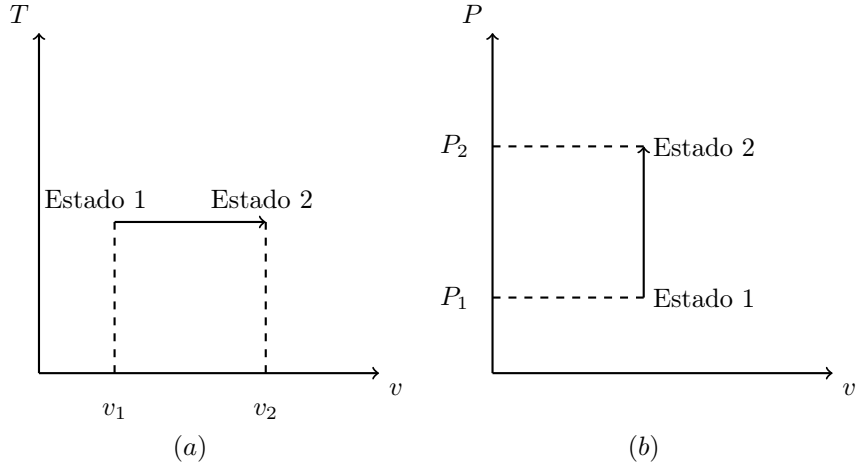

Figura 1.1: Procesos Termodinámicos, (a) Isotérmico, (b) Isocórico

1.3.1. Propiedades Extensivas e Intensivas

Las propiedades termodinámicas se pueden dividir en dos clases: extensivas e intensivas. Una propiedad se denomina *extensiva* si su valor total corresponde a la suma de los valores de todas las partes en las que el sistema se ha subdividido. Por ejemplo, la masa y el volumen son ejemplos de propiedades extensivas. Por otro lado, una propiedad *intensiva* tiene un valor que es independiente del tamaño del sistema, y su valor puede variar de un lugar a otro dentro del sistema. Por ejemplo, la temperatura, la presión o el volumen específico son propiedades intensivas. El término *específico* significa que el valor de una propiedad se divide por la masa del sistema. Por ejemplo, si un sistema tiene un volumen V y una masa m, el *volumen específico*, v, se define de la siguiente manera:

$$v = \frac{V}{m} \tag{1.1}$$

el cual tiene unidades de m^3/kg, y es equivalente al valor inverso de la densidad $v = 1/\rho$. Las tablas de interpolación que serán descritas en capítulos posteriores, describen la variación de propiedades intensivas.

1.4. Fase, Sustancia pura, y Equilibrio

Una *fase* es una cantidad de materia que es homogénea en composición química y estructura física. Por ejemplo, el estado sólido, líquido y el vapor son ejemplos de fases. Una *sustancia pura* es una cantidad de materia uniforme y sin variación en su composición química. Por ejemplo, un vaso de agua líquida con hielo tiene dos fases (sólida y líquida) que correspondend a una misma sustancia (agua).

Un sistema aislado alcanza el *equilibrio termodinámico* cuando no se observa ningún cambio en sus propiedades. De esta forma, para alcanzar el equilibrio termodinámico se deben cumplir las siguientes condiciones:

- Equilibrio térmico: no hay cambios de temperatura dentro del sistema
- Equilibrio mecánico: no hay cambios de presión en el tiempo
- Equilibrio de fase: no hay cambios de masa en cada una de las fases
- Equilibrio químico: no hay reacciones químicas

A menudo el equilibrio se aproxima con el término *cuasiequilibrio*, que es una condició idealizada que indica que su diferencia con el equilibrio termodinámico es de una magnitud infinitesimal.

1.5. Presión

La presión se define como una fuerza dividida por el área perpendicular a la fuerza. Las unidad de presión en el Sistema Internacional es el Pascal (Pa), que equivale a un Newton por metro cuadrado ($\mathrm{N/m^2}$). En muchas situaciones, la magnitud de la presión en Pascales

es demasiado grande, por lo que es común convertir este valor a otras unidades, como el bar, atmósferas o libras por pulgada cuadrada (en el sistema de unidades Inglés).
La presión se clasifica en tres tipos:

- Absoluta
- Manométrica o vacío
- Atmosférica

las que se relacionan de la siguiente manera:

$$P_{man} = P_{abs} - P_{atm} \tag{1.2}$$
$$P_{vac} = P_{atm} - P_{abs} \tag{1.3}$$

Ejemplo: Una persona verifica la presión de un neumático de automóvil, como se muestra en la Fig. 1.2. El manómetro muestra un valor de 2,4 bares. Si la presión barométrica local es 1008,5 mbar, ¿ cuál es la presión absoluta dentro del neumático?

Solución: El manómetro proporciona el valor de $P_{man} = 2.4$ bar. Convirtiendo de la presión barométrica a bar, el resultado es:

$$P_{atm} = 1008.5 \text{ mbar} \times \frac{1\text{bar}}{1000 \text{ mbar}} \tag{1.4}$$
$$= 1.0085 \; bar \tag{1.5}$$

Reorganizando la ecuación 1.2:

$$P_{abs} = P_{man} + P_{atm} = 2.4 + 1.0085 = 3.4085 \; bar \tag{1.6}$$

Figura 1.2: Relación entre diferentes tipos de presión.

1.5.1. Variación de presión con la profundidad

La presión aumenta con la profundidad debido al peso de la columna de líquido desde la superficie, como se observa en la Fig. 1.3. Considerando una densidad (ρ) del líquido y la aceleración de la gravedad (g), la presión a una profundidad (h) viene dada por

$$P_2 = P_{atm} + \rho g h \tag{1.7}$$

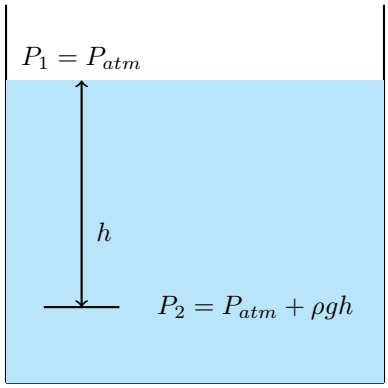

Figura 1.3: Variación de la presión con la profundidad

1.6. Temperatura

La temperatura es una propiedad intensiva de la materia que entrega una valor cuantitativo al calor y el frío. En general, la temperatura se mide con un termómetro, pero otros dispositivos como termopares, termistores o sensores infrarrojos también se pueden calibrar para medir esta propiedad. Las escalas de temperatura se definen en base a estados fácilmente reproducibles como por ejemplo el punto de vapor y el punto triple del agua; este último corresponde al estado de equilibrio entre hielo, agua líquida y vapor de agua a 1 atm. La escala Celsius asigna los valores de 0 °C y 100 °C para el punto de congelación y el punto de ebullición del agua, respectivamente, mientras que la escala Fahrenheit asigna los valores de 32 °F y 212 °F a estos dos puntos, respectivamente.

La conversión entre grados Celsius a Fahrenheit es:

$$T[°\mathrm{F}] = 1.8\ T[°\mathrm{C}] + 32 \tag{1.8}$$

El cero absoluto es la temperatura a la que un sistema termodinámico tiene su menor energía. En la escala Celsius, el cero absoluto se define como $T = -273.15°\mathrm{C}$. La escala Kelvin es una escala de temperatura termodinámica absoluta que está relacionada con la escala Celsius de la siguiente manera:

$$T[\mathrm{K}] = T[°\mathrm{C}] + 273.15 \tag{1.9}$$

La escala de temperatura absoluta equivalente para la escala Fahrenheit es la escala Rankine.

1.6.1. Ley cero de la termodinámica

Si dos cuerpos están en equilibrio térmico con un tercer cuerpo, entonces también estos también están en equilibrio térmico entre sí.

Capítulo 2

Energía y Primera Ley

Resumen

Generalmente la energía se clasifica en tres categorías. La energía cinética proporciona información sobre la energía de un sistema que tiene una masa que viaja a cierta velocidad. La energía potencial se asocia con el contenido de energía de una masa que se encuentra a una cierta altura con respecto a un nivel de referencia (por ejemplo el suelo). Todas las demás energías que no son cinética o potencial se agrupan en un termino llamado energía interna. Este capítulo describe estos conceptos.

2.1. Energía Cinética

A partir de la ley de Newton, la fuerza es igual a la masa por la aceleración:

$$F = ma \tag{2.1}$$

$$F = m\frac{d\mathcal{V}}{dt} \tag{2.2}$$

donde $\mathcal{V}$ es la velocidad. La ecuación 2.2 se puede reescribir como:

$$F = m\frac{d\mathcal{V}}{ds}\frac{ds}{dt} = m\mathcal{V}\frac{d\mathcal{V}}{ds} \tag{2.3}$$

Al integrar se obtiene:

$$\int_{s1}^{s2} F\mathrm{d}s = \frac{1}{2}m\mathcal{V}^2\Big|_{\mathcal{V}1}^{\mathcal{V}^2} \tag{2.4}$$

La cantidad de la izquierda corresponde al trabajo hecho por la fuerza F y la cantidad de la derecha es el cambio de *energía cinética*. De esta forma, se define el cambio en la energía cinética de la siguiente forma:

$$\boxed{\Delta KE = \frac{1}{2}m(\mathcal{V}_2^2 - \mathcal{V}_1^2)} \tag{2.5}$$

2.2. Energía Potencial

Consideremos ahora una masa a cierta altura de un nivel de referencia, como se muestra en la Fig. 2.1. El cambio de *energía potencial* se define de la siguiente manera:

$$\boxed{\Delta PE = mg(z_2 - z_1)} \tag{2.6}$$

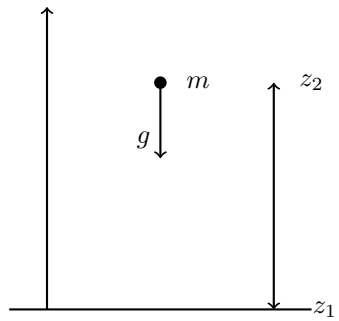

Figura 2.1: Definición de energía potencial

Se observa que tanto KE como PE son propiedades extensivas que tienen unidades de energía como J, kJ o Btu.

2.3. Trabajo

El trabajo se define como el producto escalar entre una fuerza y un desplazamiento:

$$W = \int_{s_1}^{s_2} \vec{F} \cdot \mathrm{d}\vec{s} \tag{2.7}$$

La convención de signos para el trabajo es la siguiente:

- $W > 0$: si el trabajo lo realiza el sistema
- $W < 0$: si se agrega trabajo al sistema

Las unidades típicas de trabajo corresponden a unidades de energía como J, kJ, Btu. Es importante notar que el trabajo depende de la trayectoria del proceso, por lo tanto, no es una propiedad y su forma diferencial se escribe de la siguiente manera:

$$\delta W = \vec{F} \cdot \mathrm{d}\vec{s} \tag{2.8}$$

donde el símbolo δ indica que no es un diferencial exacto.

2.3.1. Potencia

La potencia se define como el producto escalar entre fuerza y la velocidad, o el producto del torque (τ) con la velocidad angular (ω).

$$\dot{W} = \vec{F} \cdot \vec{V} = \tau\omega \tag{2.9}$$

donde la potencia está se relaciona con el trabajo de la siguiente manera:

$$W = \int_{t_1}^{t_2} \dot{W} \mathrm{d}t \tag{2.10}$$

Las unidades de potencia son Watts (W, J/s), kW, hp o Btu/h.

2.3.2. Trabajo de Expansión o Compresión

Consideremos un gas o líquido dentro dentro de una configuración de pistón/cilindro, la cual puede expandirse o comprimirse. Partiendo de la forma diferencial del trabajo en una dimensión:

$$\begin{aligned} \delta W &= F dx && (2.11) \\ \delta W &= p A dx && (2.12) \\ \delta W &= p\ dV && (2.13) \\ & && (2.14) \end{aligned}$$

donde p es la presión, A es el área perpendicular a la fuerza y V es volumen. Al integrar esta expresión, el trabajo de *expansión* o *compresión* se puede calcular como:

$$\boxed{W = \int_{V_1}^{V_2} p\ \mathrm{d}V} \tag{2.15}$$

El trabajo se puede obtener como el área bajo la curva en un diagrama de presión-volumen ($p - V$), como se ve en la Fig. 2.2.

2.4. Energía Interna

Un cambio en *energía interna* corresponde a un cambio en la energía que no se debe ni a un cambio en la energía cinética ni a un cambio en la energía potencial. El símbolo de la energía interna es U y el símbolo de la *energía interna específica* es $u = U/m$. Por lo tanto, el cambio total de energía de un sistema (ΔE) se puede describir de la siguiente manera:

$$\Delta E = \Delta KE + \Delta PE + \Delta U \tag{2.16}$$

que tiene unidades de energía como J, kJ o Btu. Las unidades de energía interna específica son J/kg.

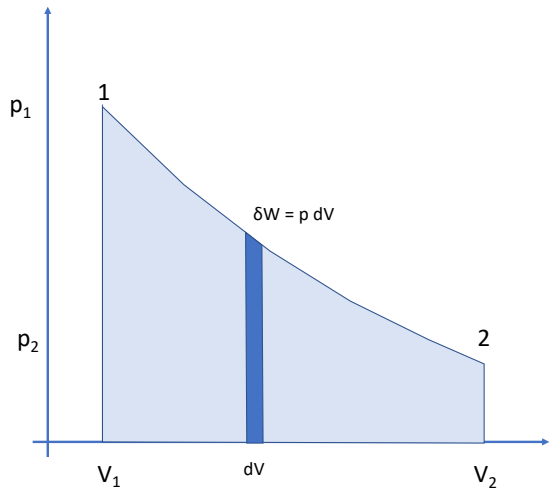

Figura 2.2: Trabajo de Expansión o Compresión.

2.5. Calor

El calor corresponde a una transferencia de energía que viaja espotáneamente de altas a bajas temperaturas. La transferencia de calor depende de la trayectoria del proceso, por lo que no es una propiedad. El calor se puede calcular de la siguientes maneras:

$$Q = \int_1^2 \delta Q \tag{2.17}$$

$$Q = \int_{t_1}^{t_2} \dot{Q}\ \mathrm{d}t \tag{2.18}$$

$$\tag{2.19}$$

Las unidades de calor son J, kJ o Btu. La *tasa de transferencia de calor* corresponde a la tasa de cambio de calor por unidad de tiempo que se denota con $\dot{Q}$, que tiene unidades de W, kW, Btu/h.

La convención de signos para el calor es:

- $Q > 0$: para transferencia de calor al sistema.
- $Q < 0$: para transferencia de calor desde el sistema.

Definimos un *proceso adiabático* como un proceso en el que no existe transferencia de calor.

2.5.1. Modos de Transferencia de Calor

Existen tres modos diferentes de transferencia de calor: conducción, convección y radiación.

Conducción de Calor

La conducción de calor ocurre a escala molecular por medio de la vibración y rotación de las moléculas. A nivel macroscópico, la conducción de calor está representada por la Ley de Fourier, la cual en una dimensión se expresa de la siguiente manera:

$$\dot{Q} = -kA\frac{dT}{dx} \tag{2.20}$$

donde $\dot{Q}$ es la tasa de transferencia de calor, k es la conductividad térmica, A es el área perpendicular al flujo de calor, T es la temperatura y x tiene dimensiones de distancia.

Convección de Calor

La convección de calor se produce entre una superficie y un fluido en movimiento. Este modo de transferencia de calor se caracteriza por la Ley de Newton:

$$\dot{Q} = hA(T_b - T_f) \tag{2.21}$$

donde $\dot{Q}$ es la tasa de transferencia de calor, h es el coeficiente de transferencia de calor, A es el área de transferencia de calor, T_b es la temperatura de la superficie del sólido (por ejemplo la temperatura de la superficie de una pared), y T_f es la temperatura del fluido.

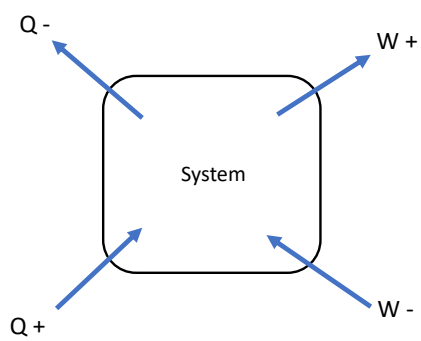

Figura 2.3: Sign convention for heat and work.

Radiación de Calor

La transferencia de calor por radiación se produce debido al intercambio de energía por ondas electromagnéticas. La radiación de calor se caracteriza por la ley de Stefan-Boltzmann:

$$\dot{Q} = \epsilon\sigma A(T_b^4 - T_s^4) \tag{2.22}$$

donde $\dot{Q}$ es la tasa de transferencia de calor, ϵ es la emisividad, $\sigma = 5.6703 \times 10^{-8}$ es la constante de Stefan-Boltzmann en W / m^2 K^4, T_b es la temperatura de la superficie del

sólido y T_s es la temperatura del entorno. En este modo de transferencia de calor, sólo se utilizan escalas de temperatura absoluta, como Kelvin.

2.5.2. Resumen de la convención de signos

En la Fig. 2.3 se muestra un resumen de las convenciones de signos para el calor y el trabajo, donde el trabajo realizado por el sistema es positivo, el trabajo añadido al el sistema es negativo, la transferencia de calor desde el sistema es negativa y la transferencia de calor al sistema es positiva.

2.6. Primera Ley de la Termodinámica (Sistemas Cerrados)

La *Primera Ley de la Termodinámica* se refiere a la conservación de energía en sistemas térmicos. El cambio en la energía total del sistema es igual a la energía que ingresa al sistema menos la energía que sale del sistema.

Cambio en la energía total del sistema	=	Energía total que ingresa al sistema	−	Energía total que sale del sistema

Esta expresión se llama balance de energía y también se puede escribir en términos del cambio de energía total, el calor y el trabajo. Basado en nuestra convención de signos, la primera ley se puede escribir de la siguiente forma:

$$E_2 - E_1 = Q - W \tag{2.23}$$

la que también se puede escribir como[2]:

$$\boxed{\Delta KE + \Delta PE + \Delta U = Q - W} \tag{2.24}$$

2.6.1. Forma Diferencial

La forma diferencial de la primera ley de la termodinámica para sistemas cerrados se puede expresar como la Ecuación 2.25:

$$\boxed{dE = \delta Q - \delta W} \tag{2.25}$$

donde los símbolos δ para el calor y el trabajo indican que éstas cantidades no son propiedades y, por lo tanto, no tienen diferenciales exactos.

2.6.2. Forma de Variación en el Tiempo

La forma de la primera ley considerando varación en el tiempo viene dada por la expresión:

$$\boxed{\frac{dE}{dt} = \dot{Q} - \dot{W}} \tag{2.26}$$

2.7. Proceso Politrópico

Un proceso politrópico corresponde a una familia de procesos donde el producto entre la presión (p) y el volumen elevado a una cierta potencia (V^n) es constante.

$$pV^n = \text{constante} \tag{2.27}$$

El trabajo realizado durante un proceso politrópico se puede calcular de la siguiente manera:

$$W = \int_{V_1}^{V_2} p \; dV \tag{2.28}$$

Integrando:

$$W = \frac{p_2V_2 - p_1V_1}{1-n}, \quad \text{cuando } n \neq 1 \tag{2.29}$$

$$W = p_1V_1 \ln \frac{V_2}{V_1}, \quad \text{cuando } n = 1 \tag{2.30}$$

$$\tag{2.31}$$

2.8. Análisis Energético de Ciclos

Hay dos tipos de ciclos: los ciclos de potencia y los de refrigeración. Los *ciclos de potencia* convierten parte del calor proveniente de un cuerpo a alta temperatura en trabajo, como se muestra en la Fig. 2.4(a), mientras que los *ciclos de refrigeración* utilizan energía en forma de trabajo para mover el calor de un cuerpo frío a un cuerpo caliente, como se observa en la Fig. 2.4(b).

El balance de energía para un ciclo de potencia es:

$$\boxed{W_{cycle} = Q_{in} - Q_{out}} \tag{2.32}$$

donde la eficiencia térmica de estos ciclos se calcula de la siguiente forma:

$$\eta = \frac{W_{cycle}}{Q_{in}} \tag{2.33}$$

Por otro lado, el balance energético de un ciclo de refrigeración está dado por la expresión:

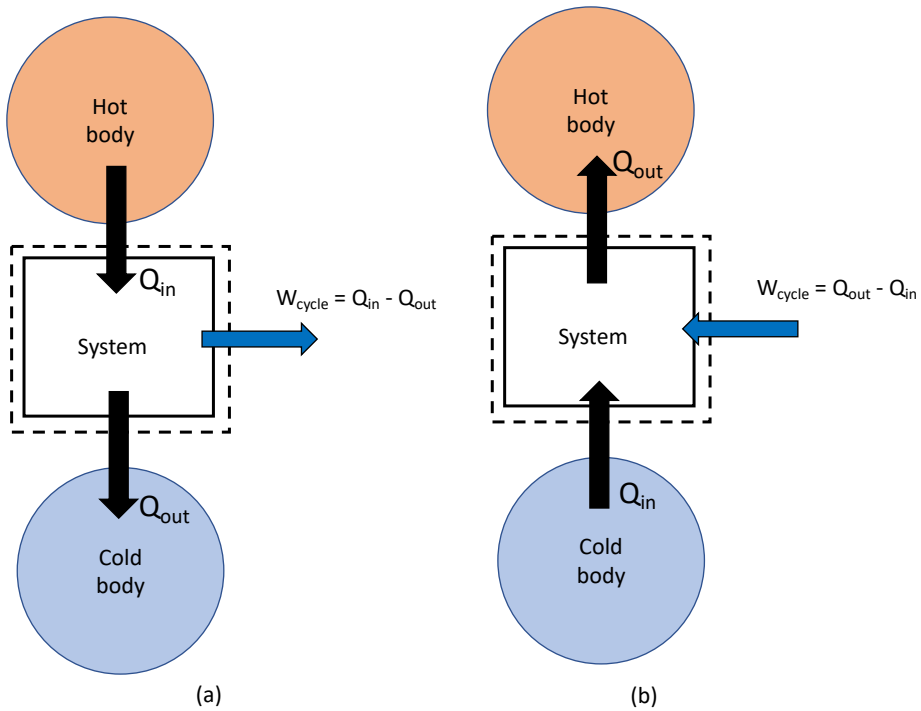

Figura 2.4: Cycles. (a) Power cycle, (b) Refrigeration cycle.

$$\boxed{W_{cycle} = Q_{out} - Q_{in}} \tag{2.34}$$

El propósito de un ciclo de refrigeración es usar energía externa para bajar la temperatura de un cuerpo frío. El coeficiente de rendimiento de un ciclo de refrigeración está dado por:

$$\beta = \frac{Q_{in}}{W_{cycle}} \tag{2.35}$$

El propósito de un ciclo de bomba de calor es usar energía externa para aumentar la temperatura de un cuerpo caliente. El coeficiente de rendimiento para un ciclo de bomba de calor viene dado por:

$$\gamma = \frac{Q_{out}}{W_{cycle}} \tag{2.36}$$

Capítulo 3

Propiedades

Resumen

Este capítulo describe la relación entre las variables de diferentes sustancias tales como sólidos, líquidos y gases. Se describen varias aproximaciones y además se presenta la aplicación de procesos politrópicos para gases ideales.

3.1. Definiciones

Fase: Cantidad de materia que es homogénea tanto en composición química como en estructura física (sólida, líquida o vapor).

Dos fases coexisten en cambios de fase en los siguientes procesos:

- vaporización: cambio de líquido a vapor
- fusión: cambia de sólido a líquido
- sublimación: cambio de sólido a vapor

Sustancia pura: Cantidad de materia que tiene una composición química uniforme.

Regla de fase de Gibbs:
F = C-P + 2,
F = Variables independientes, C = Componentes químicos, P = Número de fases

3.1.1. Principio de Estado

El estado de un sistema cerrado en equilibrio se describe mediante el valor de las propiedades termodinámicas. El principio de estado indica cuántas variables se necesitan para describir un sistema.

Sistema compresible simple: Estos son sistemas de sustancias puras comunes, tales como: agua, mezclas uniformes de gases sin reacciones químicas, etc.

Principio de estado: El número de propiedades intensivas independientes necesarias describir un sistema compresible simple es *dos*.

3.2. Relación p-v-T

Las propiedades de las sustancias se han medido y tabulado sistemáticamente en la literatura,. La combinación de propiedades como la temperatura, presión y el volumen se puede representar en superficies tridimensionales, como se ve en la Fig. 3.1. En la práctica, las proyecciones de estas superficies generan diagramas bidimensionales muy útiles como el diagrama de fase $(p - T)$ o el diagrama $p - v$.

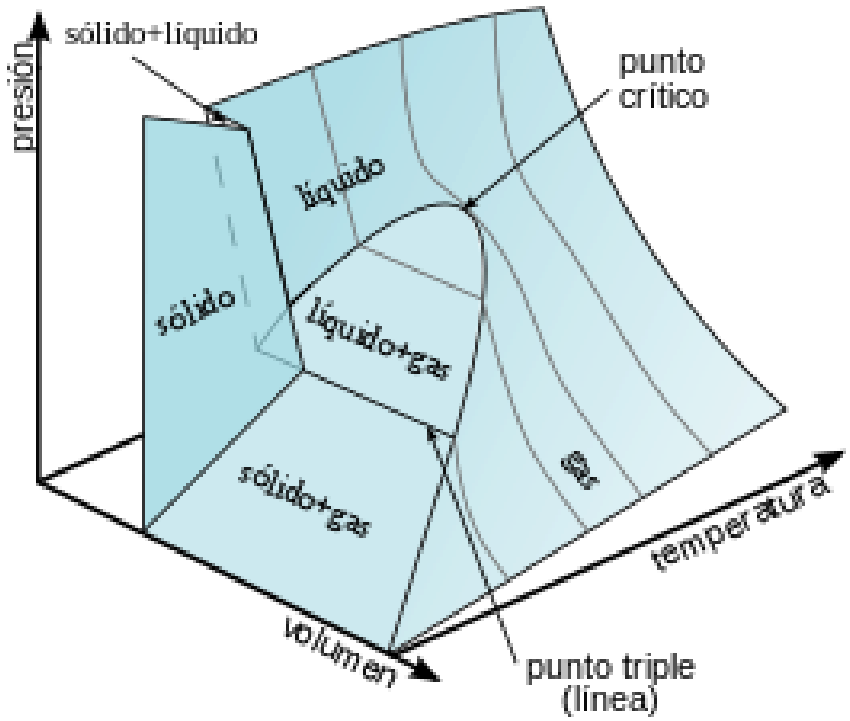

Figura 3.1: Superficie de Presión-Volumen y Temperatura[1]

[1] https://es.wikipedia.org/wiki/Diagrama_PVT

3.2.1. Tipos de diagramas

- Diagrama de fase: proyección sobre el plano presión-temperatura
- Diagrama $p - v$: proyección sobre el plano de volumen específico y presión
- Diagrama $T - v$: proyección sobre el plano de volumen específico y temperatura

3.3. Cambios de fase

A continuación se describe un proceso de cambio de fase que ocurre en un conjunto de pistón / cilindro lleno de agua, donde inicialmente, toda el agua está en fase líquida como se muestra en la Fig. 3.2 (a) y que es representada en un diagrama de temperatura vs. volumen específico ($T - v$) como el estado "l", mostrado en la Fig. 3.3. A medida que se agrega calor, la temperatura del agua líquida aumenta hasta que alcanza el estado "f" en la Fig. 3.3, que corresponde a agua en estado de *líquido saturado* . En este estado, el 100 % del agua está en estado líquido. A medida que se continúa agregando calor, parte del agua líquida comienza a transformarse en vapor a lo largo de la línea "$f - g$" a medida que el volumen específico continúa aumentando, como se observa en la Fig. 3.3. Durante este proceso, el conjunto de pistón / cilindro se llena con una mezcla de dos fases de agua líquida y vapor, donde la temperatura y la presión permanecen constantes. Se dice que este proceso ocurre dentro del *domo de dos fases*. A medida que se continúa agregando calor, más agua líquida se evapora formando una fracción de vapor más grande, como se muestra en la Fig. 3.2 (b). Una vez que toda el agua líquida se ha evaporado, el conjunto de pistón/cilindro está completamente lleno de vapor saturado, como se muestra en la Fig. 3.2 (c), que corresponde al estado "g", mostrado en la Fig. 3.3. Si se agrega más calor, el vapor de agua (ahora una sustancia en una sola fase) continúa aumentando su temperatura isobáricamente siempre que se permita que el volumen aumente, como lo representa el estado "s" en la Fig. 3.3.

3.3.1. Calidad

Es conveniente poder determinar la fracción de vapor en una mezcla de dos fases dentro de un componente thermodinámico. Esto se hace definiendo la propiedad intensiva *calidad* de la siguiente forma:

$$\boxed{x = \frac{m_{vapor}}{m_{liquid} + m_{vapor}}} \tag{3.1}$$

La calidad toma valores entre 0 y 1, de tal forma que:

- Estados líquidos saturados: $x = 0$
- Estados de vapor saturado: $x = 1$
- Mezcla de dos fases: $0 < x < 1$

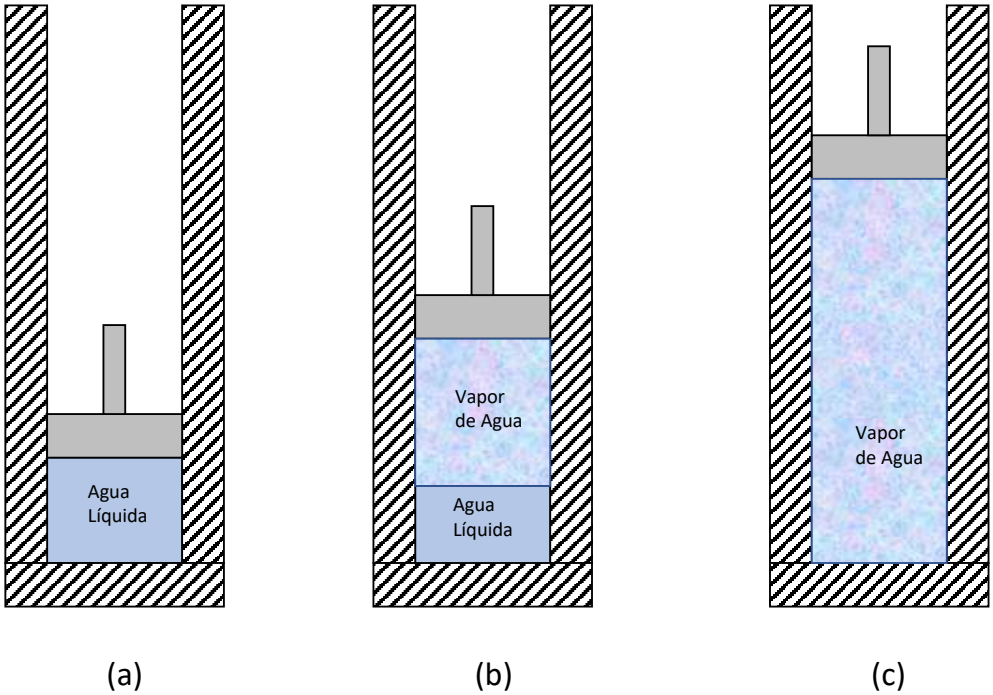

Figura 3.2: Two-phase description.

3.3.2. Diagrama de fase

El diagrama Presión-Temperatura también se conoce como el *diagrama de fase* porque muestra las regiones ocupadas por las diferentes fases de una sustancia: sólido, líquido y vapor. También muestra límites importantes donde ocurren los procesos de dos fases, tales como: fusión, vaporización/condensación o sublimación. El diagrama de fase muestra el punto donde coexisten las tres fases (sólida, líquida y vapor), que se llama el *punto triple* y también muestra la ubicación del *punto crítico* por encima del cual, no existen más mezclas de líquido y vapor.

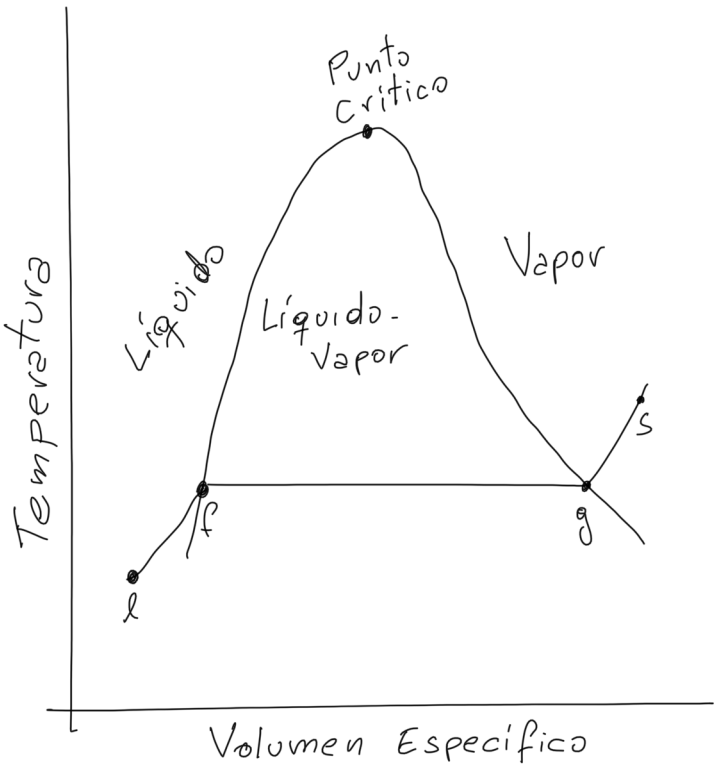

Figura 3.3: Temperature-specific volume diagram [2].

3.3.3. Estados de saturación

La *línea de líquido saturado* corresponde a la línea que denota el estado de líquido saturado de una sustancia y que se encuentra en el límite izquierdo del domo de dos fases partiendo desde del punto crítico, como se aprecia en la Fig. 3.3. La *línea de vapor saturado* corresponde a la línea que denota el límite del domo de dos fases que se encuentra a la *derecha* del punto crítico, como se ve en la Fig. 3.3.
El valor de una propiedad, como v, u, etc., durante un proceso de dos fases se puede obtener utilizando la definición de calidad. Por ejemplo, para la propiedad $Volume$, podemos escribir:

$$V = V_{liq} + V_{vap} \tag{3.2}$$

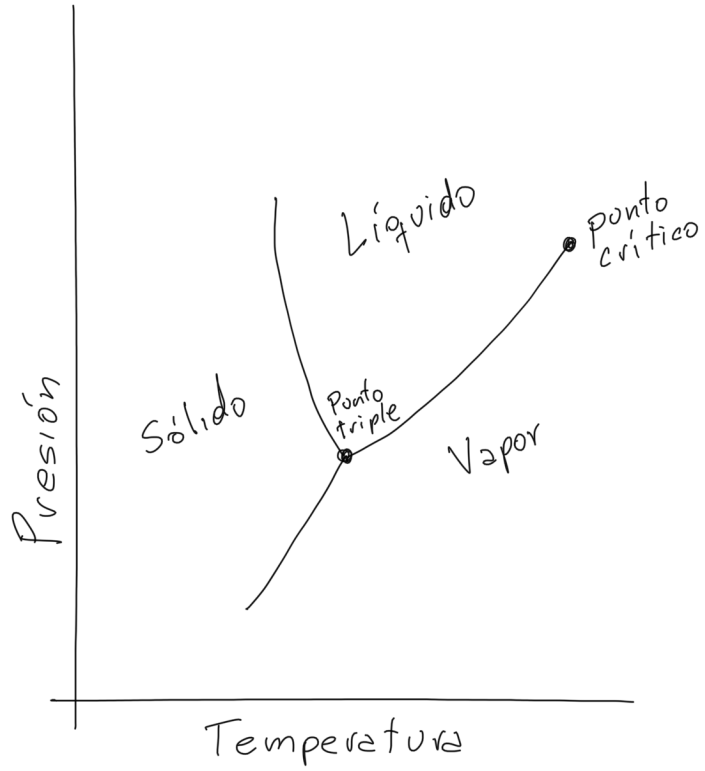

Figura 3.4: Phase diagram.

Dividiendo por la masa total de la mezcla de dos fases (m):

$$v = \frac{V}{m} = \frac{V_{liq}}{m} + \frac{V_{vap}}{m} \tag{3.3}$$

Usando la definición del volumen específico:

$$V_{liq} = m_{liq} v_f \ ; \ V_{vap} = m_{vap} v_g \tag{3.4}$$

Por lo tanto::

$$v = \frac{m_{liq}}{m} + \frac{m_{vap}}{m} \tag{3.5}$$

Usando la definición de calidad:

$$\frac{m_{vap}}{m} = x \ ; \ \frac{m_{liq}}{m} = 1 - x \tag{3.6}$$

Por lo tanto, el valor del volumen específico dentro del domo de dos fases se puede obtener con la expresión:

$$v = (1 - x)v_f + xv_g \tag{3.7}$$

o de forma equivalente:

$$\boxed{v = v_f + xv_{fg}} \tag{3.8}$$

donde $v_{fg} = v_g - v_f$ corresponde al cambio de volumen específico entre los estados de vapor y líquido saturados.

3.4. Tablas de vapor y líquido

Las tablas para una serie de sustancias se pueden encontrar en la parte posterior de varios textos de termodinámica, como [2, 4, 1], o en tablas de vapor, o en varios software de termodinámica como Engineering Equation Solver (EES) [2] or RefProp by NIST. [3]

En el libro de texto [2], las tablas para el agua corresponden a:

- Agua saturada: Tablas A-2, A-2E
- Vapor sobrecalentado: Tablas A-4, A-4E
- Líquido comprimido: Tablas A-5, A-5E

3.4.1. Ejemplo:

Calcule el volumen específico v de vapor de agua a $p = 10$ bar, $T = 215°$C. El primer

paso es averiguar si la sustancia se encuentra en un estado de una o dos fases. Por lo general, esto se hace comparando valores con los estados saturados de una tabla. Usando la tabla de estado saturado (A-3), la temperatura saturada a $p = 10$ bares es $T_{sat} = 179.9°$C. La temperatura solicitada $T > T_{sat}$, por lo tanto, el estado está en la región sobrecalentada.

Usando la tabla de agua sobrecalentada (A-4) at a pressure $p = 10$ bar

$p = 10$ bar	
T °C	v m^3/kg
200	0.2060
240	0.2275

La interpolación se puede obtener escribiendo:

$$\frac{v - 0.2060}{0.2275 - 0.2060} = \frac{215 - 200}{240 - 200} \tag{3.9}$$

[2] http://fchartsoftware.com/ees/
[3] https://www.nist.gov/srd/refprop

la que da un volumen específico, $v = 0.21406$ m^3/kg.

Se pueden obtener resultados similares con el software de NIST con $\rho = 4.6668$ kg/m^3.

$$v = \frac{1}{\rho} = 0.21427 \text{ m}^3/\text{kg} \tag{3.10}$$

o de manera equivalente, utilizando Engineering Equation Solver (EES)

$\rho =$ density(steam, T=215, p=1000) $\rightarrow v = \frac{1}{\rho} = 0.2142$ m^3/kg

3.5. Energía interna y entalpía

El término $U + pV$ aparece con mucha frecuencia en Termodinámica. Definimos it Enthalpy como:

$$H = U + pV \tag{3.11}$$

que es una propiedad extensiva con unidades de energía, pero si se divide por la masa, se puede transformar en una propiedad intensiva con unidades de energía por unidad de masa como:

$$\boxed{h = u + pv} \tag{3.12}$$

o en base molar $\overline{h} = \overline{u} + p\overline{v}$
Las siguientes expresiones se pueden usar para calcular la energía interna y la entalpía de una tabla para estados dentro del domo de dos fases:

$$u = u_f + x(u_g - u_f) \tag{3.13}$$
$$h = h_f + x(h_g - h_f) \tag{3.14}$$
$$\tag{3.15}$$

3.6. Calor específico

Para sustancias compresibles puras y simples, definimos el *calor específico* como:

$$c_v = \left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_v \text{ volumenconstante} \tag{3.16}$$
$$c_p = \left(\frac{\partial h}{\partial T}\right)_p \text{ pressinconstante} \tag{3.17}$$
$$\tag{3.18}$$

que tiene unidades de kJ/kg-K y donde la *razón de calor específico* se define como:

$$k = \frac{c_p}{c_v} \tag{3.19}$$

En determinadas condiciones, el calor específico se puede interpretar como la cantidad de energía necesaria para aumentar la temperatura de un kg de un material en un Kelvin.

3.7. Aproximación de los valores de propiedad

Las propiedades se pueden obtener de diferentes fuentes, i.e., tablas, software, modelos matemáticos, etc. Sin embargo, en ciertos casos, las propiedades de los sólidos, líquidos o gases pueden aproximarse con muy buena precisión y en una forma más rápida. En esta sección se describen algunas aproximaciones comunes.

3.7.1. Líquidos que utilizan datos de líquidos saturados

Las propiedades de las sustancias en estado líquido comprimido se pueden aproximar por el valor de la propiedad en estado líquido saturado a la misma temperatura. Esto es posible porque los valores de v y u varían muy poco en la región del líquido comprimido a temperatura constante. Por lo tanto:

$$v(T,p) \approx v_f(T) \tag{3.20}$$
$$u(T,p) \approx u_f(T) \tag{3.21}$$
$$\tag{3.22}$$

Para la entalpía, la aproximación se puede escribir como:

$$h = u + pv \tag{3.23}$$
$$h(T,p) \approx u_f(T) + pv_f(T) \tag{3.24}$$
$$h(T,p) \approx h_f(T) + v_f(T)[p - p_{sat}(T)] \tag{3.25}$$

El segundo término de la ecuación 3.25 suele ser muy pequeño, de modo que la entalpía también se puede aproximar como:

$$h(T,p) \approx h_f(T) \tag{3.26}$$

3.7.2. Sustancia incompresible

Cuando las sustancias pueden aproximarse como incompresibles, el volumen v es constante y $u = u(T)$. Por lo tanto, en lugar de derivadas parciales, podemos escribir:

$$\boxed{c_p = \frac{du}{dT}} \text{ (incompressible)} \tag{3.27}$$

Como $h(T,p) = u(T) + pv$ para fluido incompresible,

$$\left.\frac{\partial h}{\partial T}\right|_p = \frac{du}{dT} \tag{3.28}$$

Luego,

$$\boxed{c_p = c_v = c} \text{ (incompressible)} \tag{3.29}$$

side calc:
$dh = du + d(pv)$,
$dh = du + pdv + vdp$,
incompressible
$\rightarrow dv = 0$
$dh = du + vdp$

el cambio en la energía interna y la entalpía se puede calcular como:

$$u_2 - u_1 = \int_{T_1}^{T_2} c(T)\ dT \tag{3.30}$$

$$h_2 - h_1 = \int_{T_1}^{T_2} c(T)\ dT + v(p_2 - p_1) \tag{3.31}$$

3.8. Gas ideal

Los gases ideales se comportan según el siguiente modelo:

$$pv = RT \tag{3.32}$$

que también se puede escribir como:

$$pV = mRT \tag{3.33}$$

$$pV = n\overline{R}T \tag{3.34}$$

donde $\overline{R} = 8.314$ kJ / kmol-K es la constante universal de gases y $R = \overline{R}/M$ es la constante de un gas en particular, donde M es el peso molecular.

Se puede demostrar que las siguientes expresiones son válidas para **gas ideal**:

$$u = u(T) \tag{3.35}$$

$$h(T) = h(T) + RT \tag{3.36}$$

$$c_v(T) = \frac{du}{dT} \rightarrow du = c_v(T)dT \tag{3.37}$$

$$c_p(T) = \frac{dh}{dT} \rightarrow dh = c_p(T)dT \tag{3.38}$$

$$c_p = c_v + R \tag{3.39}$$

$$c_v = \frac{R}{k-1} \tag{3.40}$$

$$c_p = \frac{kR}{k-1} \tag{3.41}$$

$$\tag{3.42}$$

donde $k = c_p/c_v$ es la razón de los calores específicos.

3.8.1. Proceso politrópico (gas ideal)

Para procesos politrópicos de gas ideal, $pV^n = constante$, las siguientes expresiones son válidas:

$$\frac{p_2}{p_1} = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^n \tag{3.43}$$

$$W = \frac{mR(T_2 - T_1)}{1-n} \text{ for } n \neq 1 \tag{3.44}$$

$$W = mRT_1 \mathrm{Ln}\left(\frac{V_2}{V_1}\right) \text{ for } n = 1 \tag{3.45}$$

Capítulo 4

Volúmenes de Control

Resumen

Este capítulo describe el uso de la primera ley para el análisis de sistemas termodinánicos del tipo: *volúmenes de control*, también llamados *sistemas abiertos*. Los volúmenes de control describen sistemas en los que se permite que la masa cruce su frontera. Adicionalmente, se describen aplicaciones a boquillas, difusores, intercambiadores de calor y válvulas.

4.1. Balances de masa

El análisis de sistemas abiertos incluye el concepto de conservación de masa. El balance requiere que el término de acumulación debe ser igual a la masa que ingresa al volumen de control menos la masa que lo abandona.

$$\frac{dm_{CV}}{dt} = \sum_i \dot{m}_i - \sum_e \dot{m}_e \tag{4.1}$$

para sistemas con una sola entrada y una sola salida, se puede escribir:

$$\frac{dm_{CV}}{dt} = \dot{m}_i - \dot{m}_e \tag{4.2}$$

4.1.1. Flujo másico

La expresión general para el flujo másico se puede escribir de la siguiente forma:

$$\dot{m} = \int_A \rho \mathcal{V} dA \tag{4.3}$$

donde para un sistema unidimensional la expresión se puede simplificar así:

$$\boxed{\dot{m} = \rho A \mathcal{V} = \frac{A\mathcal{V}}{v}} \tag{4.4}$$

4.1.2. Conservación de masa en estado estacionario

El estado estacionario significa que no hay variaciones de las variables con respecto al tiempo. De esta forma el término de acumulación se puede desechar, dejando una igualdad entre flujos másicos de entrada y salida.

$$\boxed{\sum_i \dot{m}_i = \sum_e \dot{m}_e} \tag{4.5}$$

4.2. Conservación de energía para volúmenes de control

La conservación de energía para volúmenes de control se puede expresar de la forma:

$$\frac{dE_{CV}}{dt} = \dot{Q} - \dot{W} + \dot{m}_i\Big(u_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i\Big) - \dot{m}_e\Big(u_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e\Big) \tag{4.6}$$

Separando la contribución del trabajo en dos partes:

- Trabajo asociado con la presión del fluido

- $\dot{W}_{CV}$ todo lo demás (eje giratorio, eléctrico, desplazamiento, etc.)

el trabajo por unidad de tiempo ($\dot{W}_{CV}$) se puede expresar así:

$$\dot{W} = \dot{W}_{CV} + (p_e A_e)\mathcal{V}_e - (p_i A_i)\mathcal{V}_i \tag{4.7}$$

Se observa que: $A\mathcal{V} = \dot{m}v$

Por lo que de esta forma:

$$\dot{W} = \dot{W}_{CV} + \dot{m}_e(p_e v_e) - \dot{m}_i(p_i v_i) \tag{4.8}$$

Sustituyendo en la Ecuación 4.6:

$$\frac{dE_{CV}}{dt} = \dot{Q}_{CV} - \dot{W}_{CV} + \dot{m}_i\Big(u_i + p_i v_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i\Big) - \dot{m}_e\Big(u_e + p_e v_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e\Big) \tag{4.9}$$

Reconociendo que la entalpía se define como: $h = u + pv$, la conservación de energía para el volumen de control se puede escribir de la forma:

$$\boxed{\frac{dE_{CV}}{dt} = \dot{Q}_{CV} - \dot{W}_{CV} + \dot{m}_i\Big(h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i\Big) - \dot{m}_e\Big(h_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e\Big)} \tag{4.10}$$

4.2.1. Estado estacionario

La ecuación 4.10 se puede simplificar para estados estacionarios eliminando el término transiente dado por la derivada de la energia total del sistema de control con respecto al tiempo:

$$\cancel{\frac{dE_{CV}}{dt}} = 0 = \frac{\dot{Q}_{CV}}{\dot{m}} - \frac{\dot{W}_{CV}}{\dot{m}} + (h_i - h_e) + \frac{1}{2}(V_i^2 - V_e^2) + g(z_i - z_e) \tag{4.11}$$

donde $\dot{m} = \dot{m}_i = \dot{m}_e$

4.3. Aplicaciones comunes

La conservación de energía para volúmenes de control se puede simplificar para aplicaciones y dispositivos que se encuentran comúnmente en el análisis termodinámico.

4.3.1. Boquillas y difusores (estado estacionario)

$$\cancel{\frac{dm_{CV}}{dt}} = \sum_i \dot{m}_i - \sum_e \dot{m}_e \tag{4.12}$$

$$\cancel{\frac{dE_{CV}}{dt}} = \dot{Q}_{CV} - \cancel{\dot{W}_{CV}} + \dot{m}_i\left(h_i + \frac{V_i^2}{2} + g\cancel{z_i}\right) - \dot{m}_e\left(h_e + \frac{V_e^2}{2} + g\cancel{z_e}\right) \tag{4.13}$$

$$\boxed{0 = \frac{\dot{Q}_{CV}}{\dot{m}} + (h_i - h_e) + \frac{1}{2}(V_i^2 - V_e^2)} \tag{4.14}$$

4.3.2. Turbinas y compresores

$$\boxed{\frac{\dot{W}_{CV}}{\dot{m}} = (h_i - h_e) + \frac{1}{2}(V_i^2 - V_e^2) + g(z_i - z_e)} \tag{4.15}$$

4.3.3. Intercambiadores de calor

Para intercambiadores de calor donde el volumen de control incluye solo uno de los fluídos, la ecuación de la energía se puede escribir de la forma:

$$\boxed{0 = \dot{Q}_{CV} + \sum_i \dot{m}_i h_i - \sum_e \dot{m}_e h_e} \tag{4.16}$$

Para intercambiadores de calor donde el volumen de control incluye los dos fluídos que intercambian calor entre ellos, la ecuación de la energía se puede escribir :

$$\boxed{0 = \sum_i \dot{m}_i h_i - \sum_e \dot{m}_e h_e} \tag{4.17}$$

4.3.4. Dispositivos de regulación (válvulas)

Para válvulas or dispositivos que producen una caída de presión significativa, de esta forma restringiendo el flujo másico, el balance de energía es simplificado para dar:

$$\boxed{h_e = h_i}, \qquad p_e < p_i \tag{4.18}$$

4.4. Análisis transitorio

En ciertas ocaciones es necesario desarrollar el análisis termodinámico en procesos donde el transcurso del tiempo debe ser incluído.

4.4.1. Balance de masa

Partiendo de la ecuación diferencial que describe la conservación de masa:

$$\frac{dm_{CV}}{dt} = \sum_i \dot{m}_i - \sum_e \dot{m}_e \tag{4.19}$$

Integrando:

$$\int_0^t \frac{dm_{CV}}{dt} dt = \sum_i \int_0^t \dot{m}_i dt - \sum_e \int_0^t \dot{m}_e dt \tag{4.20}$$

$$\boxed{m_{CV}(t) - m_{CV}(0) = \sum_i m_i - \sum_e m_e} \tag{4.21}$$

4.4.2. Balance energético

De manera análoga al balance de masa e ignorando los efectos de energía cinética y potencial, la integración del balance de energía para un volumen de control da la siguiente expresión:

$$\boxed{U_{CV}(t) - U_{CV}(0) = Q_{CV} - W_{CV} + \sum_i m_i h_i - \sum_e m_e h_e} \tag{4.22}$$

Bibliografía

[1] Y.A. Çengel and M.A. Boles. *Thermodynamics : An Engineering Approach*. McGraw-Hill Higher Education, 8 edition, 2015.

[2] M. J. Moran, H. N. Shapiro, D. D. Boettner, and M. B. Bailey. *Fundamentals of engineering thermodynamics*. Wiley, 9 edition, 2018.

[3] J.M. Powers. *Lecture notes on Thermodynamics*. 2018.

[4] R.E. Sonntag, C. Borgnakke, and W.G.J. Van Wylen. *Fundamentals of thermodynamics*. Wiley, 6 edition, 1998.

[5] W. Thomson. An account of Carnot's theory of the motive power of heat; with numerical results deduced from Regnault's experiments on steam. *Transactions of the Royal Society of Edinburgh*, 16:541–574, 1849.