



CORPORACIÓN
UNIVERSITARIA
REMINGTON

ESCUELA DE CIENCIAS DE LA SALUD
Tecnología Agroindustrial
ASIGNATURA: Termodinámica

CORPORACIÓN UNIVERSITARIA REMINGTON
DIRECCIÓN PEDAGÓGICA

Este material es propiedad de la Corporación Universitaria Remington (CUR), para los estudiantes de la CUR en todo el país.

2011

CRÉDITOS



El módulo de estudio de la asignatura Termodinámica del Programa Tecnología Agroindustrial es propiedad de la Corporación Universitaria Remington. Las imágenes fueron tomadas de diferentes fuentes que se relacionan en los derechos de autor y las citas en la bibliografía. El contenido del módulo está protegido por las leyes de derechos de autor que rigen al país.

Este material tiene fines educativos y no puede usarse con propósitos económicos o comerciales.

AUTOR

Oswaldo Muñoz Cuartas Licenciado en Matemáticas y Física de la Universidad Medellín. Diplomado en Didáctica de las matemáticas. Corporación Universitaria Lasallista. Especialista en Gerencia de Informática. Corporación Universitaria Remington, Candidato Maestría en Educación en Ciencias Exactas. Universidad Nacional de Colombia sede Medellín. (Segundo semestres) Docente de la organización Remington desde enero 15 de 2006 hasta la fecha. Docente de matemáticas en educación básica y media en la Institución La Salle de Campoamor en La ciudad de Medellín desde el 16 de enero de 2006 hasta la fecha oswi7@hotmail.com

Nota: el autor certificó (de manera verbal o escrita) No haber incurrido en fraude científico, plagio o vicios de autoría; en caso contrario eximió de toda responsabilidad a la Corporación Universitaria Remington, y se declaró como el único responsable.

RESPONSABLES

Escuela de Ciencias de la Salud

Director Arcadio Maya Elejalde

Decano Dr. Ignacio Ramos Jaramillo

Vicedecana Dra. Diana Lucía Toro

Director Pedagógico

Octavio Toro Chica

dirpedagogica.director@remington.edu.co

Coordinadora de Medios y Mediaciones

Angélica Ricaurte Avendaño

mediaciones.coordinador01@remington.edu.co

GRUPO DE APOYO

Personal de la Unidad de Medios y Mediaciones

EDICIÓN Y MONTAJE

Primera versión. Febrero de 2011.

Derechos Reservados



Esta obra es publicada bajo la licencia Creative Commons. Reconocimiento-No Comercial-Compartir Igual 2.5 Colombia.

TABLA DE CONTENIDO

1.	MAPA DE LA ASIGNATURA.....	9
2.	INTRODUCCIÓN A LA TERMODINÁMICA.....	11
2.1.	Termodinámica Leyes.....	13
2.2.	Sistemas Termodinámicos.....	15
2.3.	Sustancia Pura	17
2.4.	Diagramas termodinámicos	18
2.5.	Tablas de Vapor.....	22
2.6.	Transformaciones de un Sistema	27
2.7.	Procesos Termodinámicos	28
3.	GASES	34
3.1.	Gases Ideales.....	36
3.2.	Gases Reales.....	47
3.3.	Gráficas.....	50
3.4.	Aplicaciones Industriales.....	53
3.5.	Sólidos	54
4.	ENERGÍA Y SUS FORMAS.....	60
4.1.	Calor y Temperatura	63
4.2.	Trabajo y sus Formas Mecánicas.....	70
4.3.	Expresión Matemática de la Primera Ley.....	74
4.4.	Primera Ley: Sistemas Cerrados.....	75
4.5.	Aplicaciones a los Procesos Agroindustriales.....	77
4.6.	Primera Ley: Sistemas Abiertos.....	79
4.7.	Sistemas de Flujo Permanente	82
4.8.	Dispositivos de Flujo Permanente.....	84
4.9.	Sistema de flujo Uniforme.....	89

4.10.	Balances de Masa y Energía	91
4.11.	Aplicaciones a los Proceso Agroindustriales	94
5.	SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA	99
5.1.	Enunciados de la Segunda Ley	101
5.2.	Máquina Térmica	102
5.3.	Entropía Definiciones	104
5.4.	Determinación de la Entropía para Sustancias Puras	107
5.5.	Análisis de la Segunda Ley.....	109
5.6.	Sistemas Cerrados	110
5.7.	Sistemas Abiertos.....	112
5.8.	Eficiencia Adiabática.....	115
5.9.	Eficiencia de la segunda Ley	118
5.10.	Aplicaciones de la Segunda Ley a Procesos Agroindustriales	119
5.11.	Reversibilidad Irreversibilidad Disponibilidad.....	122
5.12.	Análisis Combinado de la Primera y Segunda Ley para Procesos Agroindustriales	124
5.13.	Mezclas no Reactivas	126
5.14.	Vapores y Gases	128
5.15.	Determinación de Propiedades Termodinámicas.....	129
5.16.	Psicometría.....	130
5.17.	Procesos de Acondicionamiento de Aire	133
5.18.	Aplicaciones a la Agroindustria	136
6.	Sistemas Reactivos	140
6.1.	Análisis de la Primera y Segunda Ley (Sistemas Reactivos)	141
6.2.	Combustión y Combustibles.....	144
6.3.	Poder Calorífico	146
6.4.	Ciclo de Vapor	147
6.5.	Ciclo de Gas	154
6.6.	Ciclo de Refrigeración	160
6.7.	Aplicaciones de los Ciclos de Potencia en la Agroindustria	166

6.8. Pistas de Aprendizaje	168
6.9. Glosario	172
6.10. Bibliografía	173

1. MAPA DE LA ASIGNATURA

TERMODINÁMICA



PROPÓSITO GENERAL DEL MÓDULO

Este módulo pretende dar una visión general de lo que es la termodinámica, exponiendo sus principales leyes, sus formas de uso en diferentes procesos termodinámicos, y principalmente, generando conciencia de la necesidad de buscar nuevas formas de energía que armonicen con el medio ambiente.



OBJETIVO GENERAL

Aplicar a casos prácticos de la agroindustria las leyes de la física del calor y las diferentes transformaciones de la energía, evidenciando un perfil profesional que está en la capacidad de nuevas soluciones a diferentes procesos termodinámicos en armonía con el medio ambiente.



OBJETIVO ESPECÍFICOS

- ▶ Describir el comportamiento de sistemas sometidos a procesos termodinámicos, clasificando las posibles transformaciones que se evidencian a través de una sustancia pura, dando utilización a las tablas de vapor.
- ▶ Analizar las leyes de los gases, partiendo de los gases ideales para una comprensión más clara de lo que es un gas real y su importancia en los procesos termodinámicos, elaborando las respectivas gráficas que se determinan a manera de concusión.
- ▶ Comparar las diferentes formas de energía, entendiendo que el calor es una forma principal de energía, para la enunciación de la primera ley de la termodinámica tanto para sistemas abiertos como para sistemas cerrados y expresándola en forma matemática.
- ▶ Analizar las implicaciones de la segunda ley de la termodinámica en diferentes procesos agroindustriales, estableciendo las aplicaciones que permitan la medición de la eficiencia de una máquina térmica.
- ▶ Describir los diferentes ciclos de gases y vapor que hasta el día son vigentes, estableciendo diferencias entre ellos de acuerdo a su utilidad.

UNIDAD 1

Introducción a la Termodinámica
Talleres Experimentales y trabajo colaborativo.
En esta unidad se pretende hacer un acercamiento al concepto de termodinámica y su aporte al desarrollo industrial con el paso del tiempo, asumiendo al calor como una fuente de poder que el hombre ha sabido canalizar.
Los temas a desarrollar son: sistemas termodinámicos. Sustancias puras. Diagramas termodinámicos. Tablas de vapor. Procesos termodinámicos.

UNIDAD 2

Los Gases
Talleres experimentales
Búsqueda de algunas leyes que con el paso del tiempo han llevado a una ley general del gas ideal. Algunas de estas leyes son: ley de Boyle, la ley de Charles, la ley de Gay Lussac. Es sabido que no basta con la ley general del gas ideal; es decir, hay algo más en los gases, motivo por el cual se hace necesario tratar el tema de los gases reales. Al igual se dan algunos enlaces de internet para observar las simulaciones de las leyes de los gases.

UNIDAD 3

Energía y sus Formas
Talleres experimentales
La energía es uno de los aspectos más importantes en termodinámica, de ahí la importancia de tratar la primera ley de la termodinámica como una ley de la conservación de la energía. La presentación actual se limita a los sistemas abiertos o volúmenes de control. Luego se hace un análisis de los dispositivos de flujo. Otro tema a desarrollar son los balances de masa y energía.

UNIDAD 4

Segunda ley de la Termodinámica
Talleres experimentales y trabajo colaborativo.
La segunda ley de la termodinámica ha generado un número de deducciones que, inclusive lo han relacionado con el concepto de la entropía. Con este curso se pretende razonar la importancia de establecer esta ley como un complemento de la primera ley. La presentación actual amplía la segunda ley para sistemas abiertos y sistemas cerrados. También tratar la eficiencia adiabática, mezclas no reactivas, psicometría y acondicionamiento de aire.

UNIDAD 5

Sistemas reactivos
Talleres experimentales y trabajo colaborativo.
En esta unidad estudiaremos el fenómeno de la combustión y los combustibles. El poder calórico. Los ciclos de vapor. Los ciclos de gas y los ciclos de refrigeración, ciclos que en la actualidad siguen vigentes.

2. INTRODUCCIÓN A LA TERMODINÁMICA

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=udrEydSW0t4>

OBJETIVO GENERAL

- ▶ Describir el comportamiento de sistemas sometidos a procesos termodinámicos, clasificando las posibles transformaciones que se evidencian a través de una sustancia pura, dando utilización a las tablas de vapor.

OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- ▶ Confirmar la importancia de la termodinámica en la comprensión de algunos fenómenos físicos relacionados con la energía y sus transformaciones.
- ▶ Definir un sistema termodinámico y su respectiva clasificación.
- ▶ Analizar un diagrama termodinámico de una sustancia pura con la ayuda de las tablas de vapor.
- ▶ Conocer algunos estados de equilibrio de una sustancia a través de diagramas termodinámicos
- ▶ Distinguir las funciones principales que acostumbran a tabularse en las llamadas tablas de vapor.
- ▶ Definir el concepto de transformación de un sistema y clasificar los tipos de transformación.
- ▶ Distinguir los respectivos procesos termodinámicos.

Prueba Inicial

1. La termodinámica se define como la ciencia que estudia las transformaciones de:
 - a. Temperatura en el medio ambiente
 - b. Calor en trabajo eléctrico
 - c. Calor en trabajo mecánico y viceversa
 - d. Temperatura en trabajo cinético
2. Se puede concluir que en un proceso isotérmico:

- a. No hay intercambio de calor entre el sistema y el medio
- b. La temperatura permanece en estado constante
- c. La presión nunca varía
- d. El volumen permanece en estado constante

3. Se puede concluir que en un proceso isobárico:

- a. La temperatura permanece en estado constante
- b. La energía del sistema se conserva
- c. La energía del sistema no se conserva
- d. la presión aumenta de manera constante

4. De los siguientes enunciados, el único que no corresponde a un proceso cíclico es:

- a. El refrigerador de la casa
- b. El motor del automóvil
- c. El teclado de un computador
- d. Las manecillas de un reloj

5. Sobre la definición de sistema en termodinámica se puede concluir que:

- a. En un sistema cerrado no entra ni sale materia
- b. Un sistema en que solo entra materia se puede considerar cerrado
- c. Un sistema no puede ser cerrado en estado estacionario
- d. Un sistema solo permite la transferencia de energía

6. No es una característica de una sustancia pura:

- a. Presenta una composición química variable
- b. Puede ser una mezcla de diferentes elementos o compuestos químicos, siempre que la mezcla sea homogénea
- c. Puede ser la unión de uno o más átomos iguales con interacción química, es decir, que se encuentran enlazados con fuertes lazos químicos, que no es posible separar de manera física
- d. Las sustancias puras tienen propiedades específicas como el color, sabor, la densidad, etc.

7. El paso directo de la fase sólida a la fase de vapor se denomina:

- a. Sobrecalentado.
- b. Sublimación.
- c. Punto de fusión.
- d. Punto crítico.

8. Sólo uno de los siguientes enunciados es falso:

- a. El volumen específico se define como el volumen por unidad de masa y es el inverso de la densidad.
- b. Una sustancia pura puede existir en más de una fase, pero su composición química debe ser la misma en cada fase.
- c. Las propiedades termodinámicas de la mayoría de las sustancias se presentan en tablas llamadas “tablas termodinámicas”. De hecho, se prepara una tabla separada para cada región de interés, como las regiones de vapor sobrecalentado, de líquido comprimido y de saturación.
- d. En un diagrama Temperatura – volumen (T-V) se llama punto crítico el punto en que los estados de líquido saturado y de vapor saturado son diferentes.

2.1. Termodinámica Leyes

<http://www.youtube.com/watch?v=LoBAKwRWFgE&feature=related>

La energía es la fuerza vital de la naturaleza, está presente en todos los procesos químicos, físicos, estructurales, etc., que se dan en nuestro entorno y que permiten el desarrollo de nuestras actividades en las diferentes áreas de trabajo. Esta energía está presente de diversas maneras, una de ellas es en forma de calor, un término que utilizamos indiscriminadamente, a diario y sin tener presente lo importante que este puede resultar al ser involucrado en procesos que nos ayudan en la creación de gran cantidad de elementos que utilizamos en nuestra vida diaria.

La termodinámica es una de las principales ciencias que nos ayuda a entender la importancia de dicha energía en forma de calor, y nos ayuda a clarificar la manera cómo podemos involucrarlo de forma práctica y directa en nuestra vida. Además del calor, también el trabajo y las propiedades de las sustancias están involucrados en todo el conjunto de conceptos que esta encierra.

Frases tomadas del siguiente Link: <http://usuarios.multimania.es/wernercardenas/intro.htm>

Esta ciencia está aplicada en nuestro entorno a un sin fin de procesos ya sea naturales o artificiales; en estos últimos el hombre se ha encargado de hacerlos en la mayoría de los casos útiles y benéficos para la sociedad, incluyéndolos en la industria y en la adecuación de un mejor estilo de vida, ya que están presentes en autos, electrodomésticos, procesos industriales de todo tipo, etc.

De acuerdo al Profesor Manuel Celso Juárez Castillo “la termodinámica es una rama de la física que se ocupa de las transformaciones de los cuerpos en las que se produce transferencia de energía”. Además, “estudia las equivalencias entre las diferentes formas de energía, demostrando

que no todas ellas son equivalentes, y marca las limitaciones de las transformaciones de unos tipos de energía en otros” [1].

[1] Celso Juaréz Castello. Apuntes sobre Principios de termodinámica. Universidad de la Rioja.

Aunque cuando desde la creación del Universo han existido los principios de la termodinámica, ésta no aparece como ciencia sino hasta la construcción de las primeras máquinas atmosféricas de vapor, que fueron operadas con éxito en Inglaterra por Thomas Savery en 1697 y por Thomas Newcomen en 1712. Estas máquinas eran muy lentas e ineficientes, pero abrieron el camino al desarrollo de una nueva ciencia.

La primera y la segunda ley de la termodinámica fueron postuladas en forma simultánea en la década de 1850, principalmente por los trabajos de William Ranking, Rudolph Clausius y Lord Kelvin.

Ejercicio resuelto

Enunciar la ley cero de la termodinámica y determinar en qué casos no es válida dicha ley

Solución

La experiencia muestra que dos cuerpos A y B puestos en contacto, tienden a un estado en el cual cualquier cambio térmico es nulo; se dice que están en equilibrio térmico.

Recíprocamente, si queremos saber si dos cuerpos: A y B se encuentran en equilibrio térmico, se toma un tercer cuerpo C (un termómetro, por ejemplo) y se aplica la ley (o principio) cero de la termodinámica:

Si A y B se encuentran en equilibrio térmico con C, entonces A y B están en equilibrio térmico entre sí.

Esta ley sencilla no es clara. Esta ley es falsa en el siguiente caso: Dos cargas positivas A y B atraen una negativa C, pero no se atraen entre sí, todo lo contrario.

En resumen, la ley cero dice que los cuerpos poseen una propiedad llamada temperatura, que indica si un cuerpo está en equilibrio térmico con otros cuerpos.

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:

<http://www.youtube.com/watch?v=X-WoJmLGJog&feature=related>

Ejercicio

Un oficinista señala que una taza de café frío sobre una mesa se calentó hasta 80°C tomando energía del aire de los alrededores que se encontraba a una temperatura de 25°C .

- a. ¿Hay algo de validez en la afirmación anterior?
- b. ¿Viola alguna ley de la termodinámica el proceso anterior?

2.2. Sistemas Termodinámicos

Se denomina sistema termodinámico a una cierta cantidad de materia limitada o encerrada por una superficie real o ficticia. A esa superficie real o imaginaria se le denomina límite o **frontera** del sistema.

Los sistemas termodinámicos se clasifican según el grado de aislamiento que presentan con su entorno. Aplicando este criterio pueden darse tres clases de sistemas.

- ▶ Sistema aislado que es aquel que no intercambia ni materia ni energía con su entorno.
- ▶ Sistema cerrado (también conocido como masa de control): consiste en una cantidad fija de masa, y nada de ella puede cruzar su frontera. Esto es, ninguna masa puede entrar o abandonar un sistema cerrado.
- ▶ Sistema abierto (también conocido como volumen de control): Es una región seleccionada en el espacio. Por lo común encierra un dispositivo que comprende un flujo masivo como un compresor, una turbina o una tobera. Tanto la masa como la energía pueden cruzar la frontera de un volumen de control.

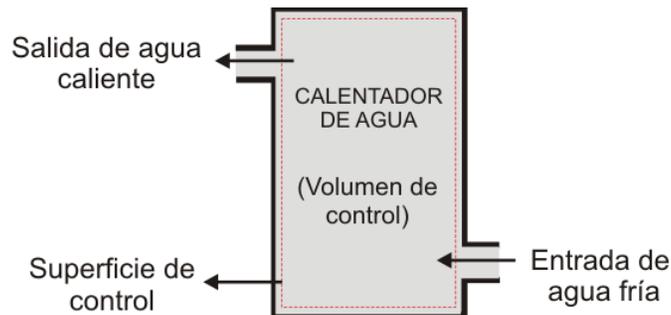
En Termodinámica, los sistemas elegidos para su estudio presentan, usualmente, una especial simplicidad. Los sistemas que se estudian son, generalmente, aquellos cuyo estado queda perfectamente determinado por una terna de variables de estado. Por ejemplo, el estado de un gas puede ser descrito perfectamente con los valores de la presión que hay en el mismo, la temperatura que presenta y el volumen que ocupa. En esta clase de sistemas, las variables no son absolutamente independientes, ya que existen ligaduras entre ellas que pueden ser descritas mediante ecuaciones de estado.

Ejemplo resuelto

Enunciar un ejemplo de un sistema abierto y hacer un análisis de masa – volumen.

Solución

Como un ejemplo de un sistema abierto, se considera al calentador de agua, haciendo un análisis a partir del siguiente gráfico.



Se requiere determinar cuánto calor se debe transferir al agua que está en el tanque para suministrar un flujo estable de agua caliente. Puesto que saldrá agua caliente del tanque y será sustituida por agua fría, no conviene elegir una masa fija como sistema para el análisis. En su lugar, hay que concentrarse en el volumen formado por las superficies interiores del tanque y considerar los flujos de agua caliente y fría como la masa que sale y entra al volumen de control. En este caso la superficie interior del tanque forma la superficie de control, y la masa cruza la superficie de control en dos lugares.

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:

<http://www.youtube.com/watch?v=VuZrltFePMg>

Ejercicio

Una lata de refresco a temperatura ambiente se pone dentro del refrigerador para que se enfríe.

¿Modelaría la lata de refresco como un sistema cerrado o como un sistema abierto? Explicar el proceso detalladamente.

2.3. Sustancia Pura

Se denomina sustancias puras (llamada así para distinguirla de una mezcla) aquel sistema homogéneo que posea un solo componente. Las sustancias puras pueden ser elementos o compuestos si su composición es constante y definida. También se refiere a la unión de uno o más átomos iguales con interacción química, es decir, que se encuentran enlazados con fuertes lazos químicos, que no es posible separar de manera física.

Las sustancias puras tienen propiedades específicas bien definidas. Estas propiedades no varían, aun cuando dicha sustancia pura se encuentre formando parte de una mezcla.

Algunas de estas propiedades son: El color, sabor, la densidad, el olor, la temperatura de fusión y la temperatura de ebullición.

Por ejemplo, el agua líquida tiene una densidad de 1 g/cm^3 , y esta propiedad se mantiene constante, incluso si el agua forma parte de una disolución.

Son sustancias puras el agua, el nitrógeno, el helio y el dióxido de carbono.

Ejemplo resuelto

Explique algunos procesos de cambio de fase de una sustancia pura y definirlos correctamente.

Solución

Algunos procesos de cambio de fase de una sustancia pura son los siguientes:

- a. Líquido comprimido: Es el líquido por debajo del punto de ebullición
- b. Líquido saturado: Es el líquido a punto de evaporarse
- c. Vapor saturado: Vapor a punto de condensarse
- d. Mezcla saturada de líquido – vapor: Es la mezcla en la que coexisten la fase líquida y de vapor
- e. Vapor sobrecalentado: Vapor que no está a punto de condensarse

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:

<http://www.youtube.com/watch?v=VuZrltFePMg>

Ejercicio

- a. ¿El agua congelada se puede considerar como una sustancia pura? ¿por qué?
- b. ¿Hay alguna diferencia entre las propiedades de vapor saturado a una temperatura determinada y el vapor de una mezcla saturada a la misma temperatura?
- c. ¿Es cierto que el agua hierve a mayores temperaturas a presiones más altas? Explique con detalle.

2.4. Diagramas termodinámicos

Los diagramas termodinámicos son una variedad de los gráficos que llamamos "nomogramas". Los nomogramas son gráficos que tienen líneas que muestran soluciones a una serie de ecuaciones. Cada línea del diagrama representa cientos de soluciones para una determinada ecuación. Son una excelente herramienta empleada por los meteorólogos para entender la atmósfera y se emplean esencialmente como una herramienta para predecir el tiempo severo obteniendo parámetros de temperatura y humedad a través de técnicas gráficas. Mediante este tipo de diagramas se pueden conocer las características termodinámicas de la masa de aire, su grado de estabilidad y pronosticar altura de las nubes.

Fuente: http://www.tutiempo.net/silvia_larocca/Temas/Diagramas_termo.htm

A continuación analizaremos a través de un diagrama algunos estados de equilibrio de una sustancia pura cuya ecuación de estado térmica es $F(P, V, T) = 0$

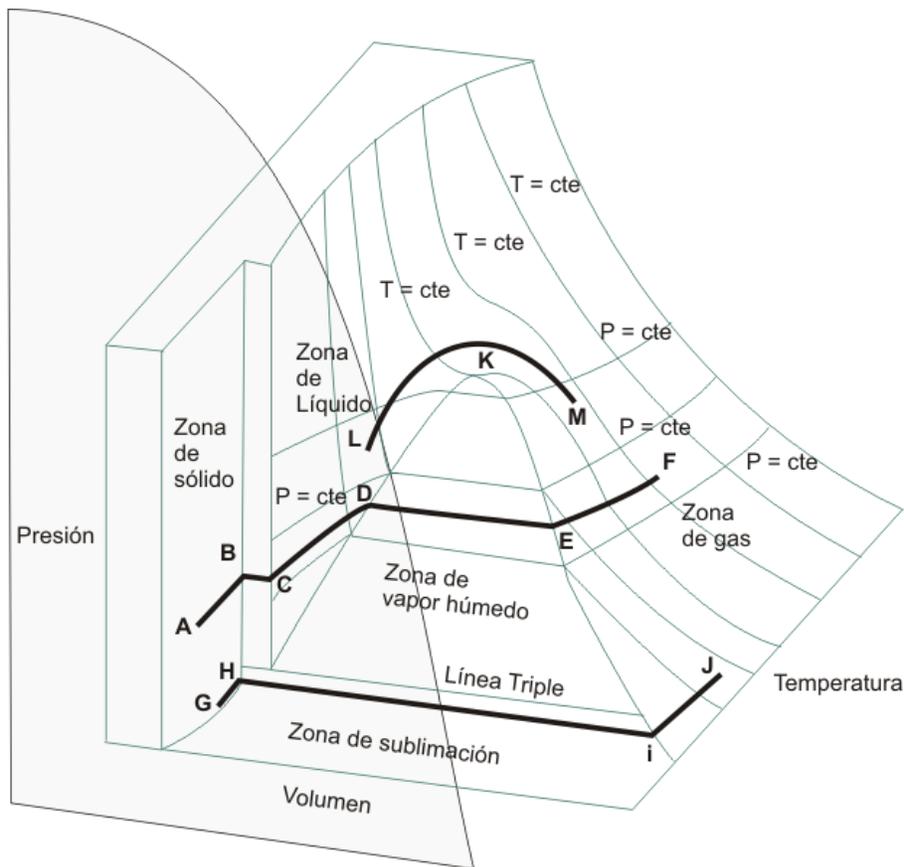


Imagen rediseñada de los Apuntes sobre Principios de termodinámica. Celso Juárez Castello. Universidad de la Rioja.

- ▶ Se demuestra que la temperatura y el volumen específico son prácticamente independientes por lo que la presión puede ponerse en función de ambas. Si representamos esta ecuación en el espacio, obtenemos la superficie de estado de la figura anterior.
- ▶ Se pueden distinguir varias zonas. Las zonas de equilibrio de cada una de las fases: fase de gas, fase líquido y fase sólida; zona en que coexisten dos fases: zona de vapor húmedo (líquido y gas), zona de fusión (Sólido y líquido) y zona de sublimación (Sólido y gas); y la zona en que están en equilibrio las tres fases, **línea triple**.

Tomando un plano horizontal a presión constante, el corte con la superficie de estado nos da la línea AF. Partiendo del punto A en que la sustancia está en fase sólida, al aumentar la temperatura hay muy poca variación de volumen, hasta alcanzar el punto B que pertenece a la línea de fusión, donde el sólido empieza a fundir. Entre B y C estamos en la zona de fusión y la sustancia ya no es homogénea. El punto C pertenece a la **línea de solidificación y en él termine la fusión**. Si seguimos

calentando el líquido alcanzaremos en el punto D la **línea de vaporización**, con el que entramos en la zona de vapor húmedo donde la sustancia es heterogénea y está formado por dos fases, vapor (gas) y líquido. En el punto E desaparece la última gota de líquido, alcanzando la fase de gas (Punto F). El límite entre las zonas de vapor húmedo y de gas es la **línea de saturación**.

- ▶ Las líneas de saturación y vaporización se unen por su extremo superior en el **punto crítico**. La temperatura crítica de una sustancia es la máxima temperatura en la que una sustancia puede estar en las dos fases líquidas y vapor.
- ▶ A la mezcla en estado de equilibrio de líquido y gas se denomina **vapor húmedo**. A un gas cuyo estado se encuentra en la línea de saturación se le denomina vapor saturado, mientras que si el estado de un gas está cerca de dicha línea se le denomina **vapor sobrecalentado**.
- ▶ Si calentamos; ahora, un sólido a presión muy baja, por ejemplo a partir del punto G, el sólido no fundirá, alcanzando la línea de sublimación en el punto H, comenzando a vaporizarse directamente y pasando a la zona de sublimación. Cuando alcanza la zona de sublimación en el punto i está totalmente en fase gaseosa.

Ejemplo Resuelto

Obtener el diagrama de fases o diagrama $p - T$ de una sustancia pura cuya ecuación de estado térmica es $F(P, V, T) = 0$. Hacer su respectivo análisis.

Solución

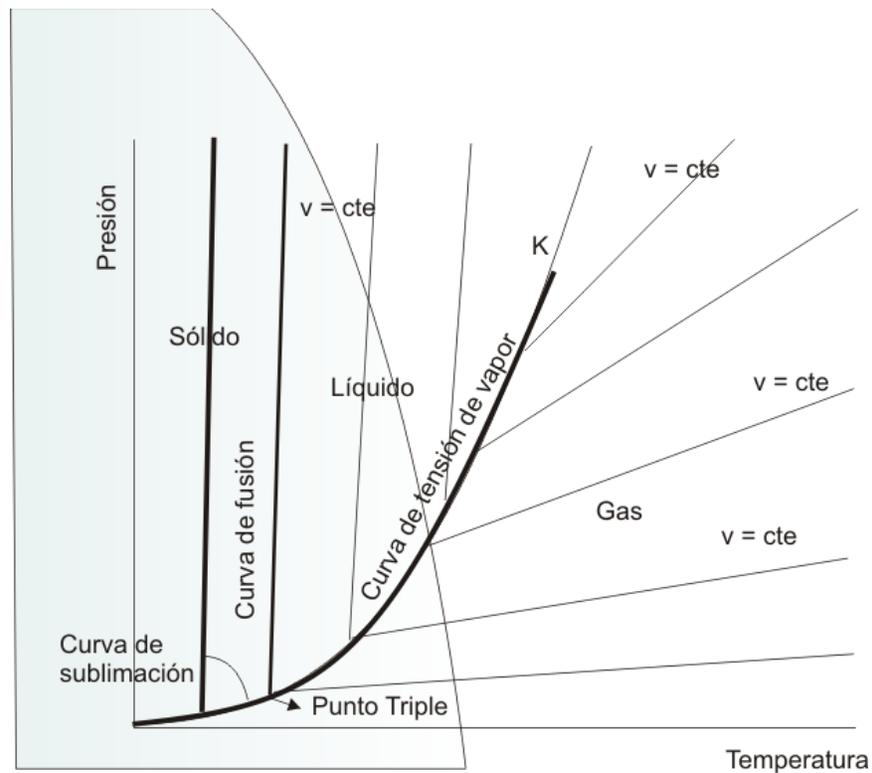


Imagen rediseñada de los Apuntes sobre Principios de termodinámica. Celso Juárez Castello. Universidad de la Rioja.

Obtenemos el diagrama $p - T$, proyectando la superficie de estado sobre el plano p, T .

En él, las regiones bifásicas se convierten en líneas y la región trifásica en un punto. En el diagrama se pueden diferenciar claramente las zonas de las tres fases, sólida, líquida y gaseosa, separada cada una de ellas por **la curva de fusión, la curva de tensión de vapor y la curva de sublimación** por lo que también recibe el nombre de diagramas de fase.

La curva de fusión es la proyección de la zona de fusión. La zona de vapor húmedo coincide con la curva de tensión de vapor y la zona de sublimación con la curva de sublimación.

En el diagrama, las tres curvas coinciden en el llamado **punto triple**, en el que están en equilibrio las tres fases simultáneamente.

Durante la vaporización a presión constante, la temperatura permanece también constante. A cada presión le corresponde una temperatura de ebullición y viceversa. **Esta presión recibe el nombre de presión o tensión de vapor del líquido.** La relación entre la tensión de vapor y su correspondiente temperatura es la ecuación de la curva de tensión de vapor y debe ser

determinada experimentalmente para cada sustancia. La tensión de vapor aumenta rápidamente con la temperatura en cualquier sustancia.

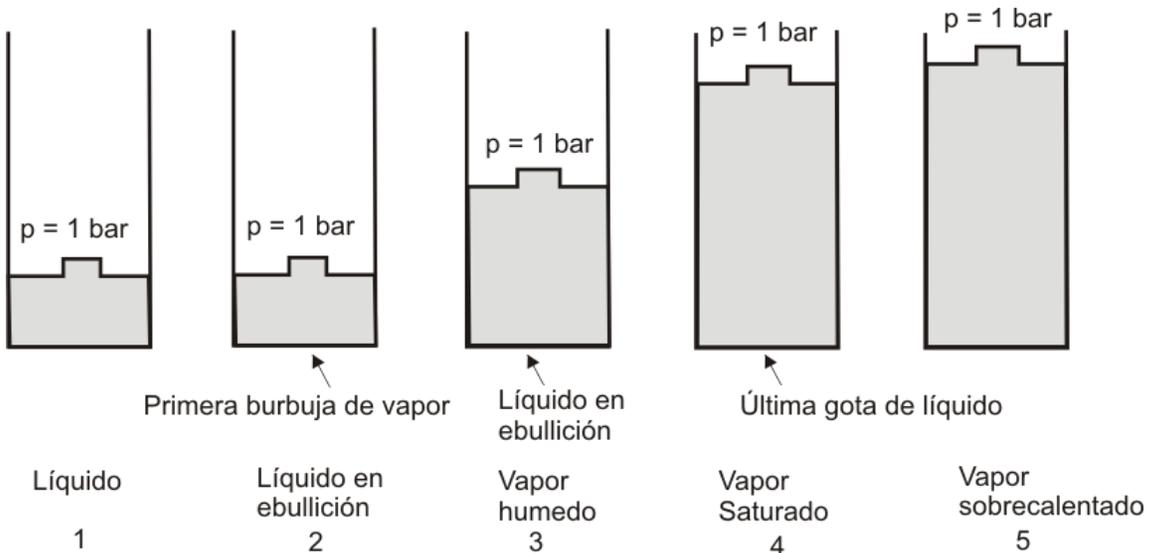
Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=QBuoSvB9us&playnext=1&list=PL4E3866E2132CC912>

Ejercicio

Obtener el diagrama de fases o diagrama $T - V$ de una sustancia pura cuya ecuación de estado térmica es $F(P, V, T) = 0$. Hacer su respectivo análisis.

2.5. Tablas de Vapor

Consideremos el calentamiento de agua a presión constante de 1 bar. En el punto 1, el agua se halla a temperatura ambiente en fase líquida. Al calentarse, va aumentando su volumen específico, hasta llegar al punto 2 en que se forma la primera burbuja de vapor y comienza la ebullición, si seguimos calentando, se forma más vapor, pero la temperatura permanece constante durante la vaporización (estado 3). Cuando se vaporiza la última gota, estamos en el estado 4, de vapor saturado. Si seguimos calentando más allá del estado 4, el volumen aumenta y también la temperatura. El estado es el vapor recalentado.



En la zona de vapor húmedo, el volumen específico no queda determinado por la presión y la temperatura, ya que a cada temperatura le corresponde una tensión de vapor constante. Para

identificar el estado de un vapor húmedo, debemos definir otra variable de estado. Esta variable define la composición de un vapor húmedo y recibe el nombre de título de un vapor húmedo.

$$x = \frac{\text{Masa de vapor saturado}}{\text{Masa de vapor húmedo}}$$

Llamando m' a la masa del líquido en ebullición y m'' a la masa de vapor saturado, el título será:

$$x = \frac{m''}{m' + m''}$$

Cuando el vapor está en la curva de vaporización el título vale cero, ya que no hay vapor. Cuando estamos en la curva de saturación el título vale uno, en este caso, no hay ya líquido.

Si llamamos v' al volumen específico del líquido y v'' al del vapor saturado, el volumen del vapor húmedo será:

$$V = m'v' + m''v''$$

El volumen específico será:

$$v = \frac{V}{m} = \frac{m'}{m' + m''} v' + \frac{m''}{m' + m''} v''$$

Donde $m = m' + m''$

Por lo que teniendo en cuenta la definición de título, se tiene:

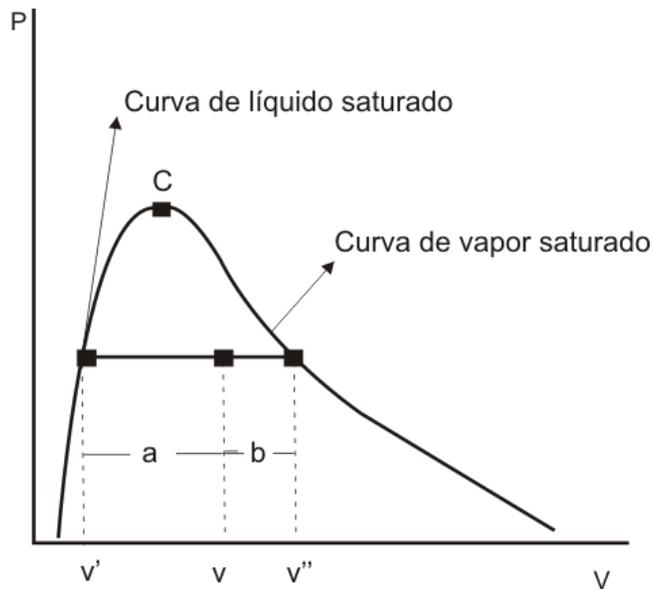
$$v = (1 - x)v' + xv'' = v' + x(v'' - v')$$

Expresión que nos permite, conociendo el título de un valor húmedo, conocer su volumen específico, pues v' y v'' son función de la temperatura o la presión.

Esta última expresión puede expresar también de la siguiente forma:

$$\frac{v - v'}{v'' - v'} = \frac{x}{1 - x} = \frac{m''}{m'}$$

Que tiene un significado geométrico como se muestra en la siguiente figura:



Este significado nos da la ley de Hebel: “El punto que representa el estado de un vapor húmedo, divide al segmento de **isobara** (líneas de presión constante) o **isoterma** (líneas de temperatura constante o lugar de todos los puntos que representan estados en los cuales un sistema está en equilibrio térmico con un estado de otro sistema) en partes proporcionales a las cantidades de vapor saturado y de líquidos existentes”.

Esta ley nos permite trazar en un diagrama p-V o T-V las llamadas curvas de título constante uniendo los puntos que tengan el mismo título. Todas estas curvas pasan por el punto crítico.

De la misma manera que se han calculado los volúmenes específicos, se puede calcular la entalpía (magnitud termodinámica de la energía que un cuerpo cede o absorbe a una presión constante) y entropía específicas de un valor húmedo.

Conocidas la entalpía y la entropía de las curvas de vaporización y saturación, se verificará:

$$\begin{aligned} \text{Entalpía} \quad h &= (1-x)h' + xh'' = h' + x(h'' - h') \\ \text{Energía Interna} \quad u &= (1-x)u' + xu'' = u' + x(u'' - u') \end{aligned}$$

La diferencia de entalpías entre el vapor saturado y el líquido en estado de vaporización a la misma presión y temperatura, recibe el nombre de **entalpía de vaporización** o **calor latente de vaporización**.

Para realizar cálculos con un vapor húmedo es necesario conocer las siguientes funciones: La tensión del vapor $p = p(T)$ y las funciones $v' = v'(T)$ y $h' = h'(T)$ en la curva de vaporización y en la curva de saturación las correspondientes funciones $v'' = v''(T)$ y $h'' = h''(T)$.

Todas estas funciones acostumbran a tabularse en las llamadas **“Tablas termodinámicas de un vapor”**

También es usual obtener las mismas tablas tomando la presión como variable independiente en un lugar de la temperatura. Es indiferente el uso de una u otras, pues representan exactamente lo mismo.

La siguiente tabla representa un ejemplo de tabla termodinámica en función de la temperatura, en la zona de vapor húmedo.

Tabla termodinámica de un vapor

t (°C)	P bar	v' (dm ³ /kg)	v'' (m ³ /kg)	h' (kj / kg)	h'' (kj / kg)	t (°C)
10	0,01228	1,0004	106,374	42,01	2.519,8	10
20	0.02198	1,0016	61,293	79,77	2.538,1	20
30	0,04246	1,0043	32,894	125,79	2.556,,3	30
40	0.07384	1,0078	19,523	167,57	2.406,1	40
50	0,1235	1,0121	12,032	209,33	2.592,1	50
100	1,014	1,0435	1,673	419,04	2.676,1	100
200	15,54	1,1565	0,1274	852,45	2.793,1	200

Existen, también tablas para los valores anteriores en las zonas de líquido subenfriado y vapor sobrecalentado

Los valores tabulados de la energía interna y de la entalpía están referidos a unos valores concretos de referencia. Estos valores de referencia podrían ser cualquiera, pues lo que verdaderamente interesa no es la energía interna o entalpía sino las variaciones de éstas en un determinado proceso.

Para el agua, el estado de referencia habitual es el estado de líquido saturado a 0,01 °C al que se le da un valor de la energía interna específica igual a cero. El valor de la entalpía específica se calcula mediante:

$$h = u + pv$$

Ejemplo resuelto

Se dispone de un recipiente que contiene agua en estado de líquido saturado. Se enfría el agua hasta llegar a una temperatura de 50 ° C. En estas circunstancias las masas de vapor saturado y

líquido saturado son respectivamente $m' = 1.779,87 \text{ kg}$ y $m'' = 0,13 \text{ kg}$. Hallar el volumen del tanque.

Solución

El título del valor húmedo será:

$$x = \frac{m''}{m' + m''} \rightarrow \frac{0,13 \text{ kg}}{1800 \text{ kg}} = 7,22 \times 10^{-5}$$

Las tablas de vapor de agua nos dan a 50°C los volúmenes específicos del líquido saturado $v' = 1,0121 \times 10^{-3} \text{ m}^3 / \text{kg}$ y de vapor saturado $v'' = 12,032 \text{ m}^3 / \text{kg}$.

Con estos valores calculamos el volumen específico del vapor húmedo:

$$v = v' + x(v'' - v')$$

$$v = 1,0121 \times 10^{-3} \text{ m}^3 / \text{kg} + 7,22 \times 10^{-5} (12,032 \text{ m}^3 / \text{kg} - 1,0121 \times 10^{-3} \text{ m}^3 / \text{kg}) = 1,881 \times 10^{-3} \text{ m}^3 / \text{kg}$$

De la fórmula $v = \frac{V}{m}$ podemos calcular el volumen del depósito, donde $m = m' + m''$

$$V = v \cdot m, \quad V = 1,881 \times 10^{-3} \text{ m}^3 / \text{kg} \cdot (1800 \text{ kg}) = 3,38 \text{ m}^3$$

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:

<http://www.youtube.com/watch?v=f0FveW7qpGU>

Ejercicio

El volumen específico del agua a 100°C en estado de líquido saturado es

$v' = 1,0435 \times 10^{-3} \text{ m}^3 / \text{kg}$ y en estado de vapor saturado $v'' = 1,673 \text{ m}^3 / \text{kg}$. Calcular el título de 10 kilogramos de un vapor de agua húmedo a 100°C en un depósito cuyo volumen es de 4 m^3

2.6. Transformaciones de un Sistema

Se dice que ocurre una transformación en un sistema si, como mínimo, cambia de valor una variable de estado dentro del mismo a lo largo del tiempo.

Si el estado inicial es distinto del estado final, **la transformación es abierta**.

Si los estados inicial y final son iguales, **la transformación es cerrada**.

Si el estado final es muy próximo al estado inicial, **la transformación es infinitesimal**.

El interés de la termodinámica se centra en los estados inicial y final de las transformaciones, independientemente del camino seguido. Eso es posible gracias a las funciones de estado.

Una transformación es reversible si se realiza mediante una sucesión de estados de equilibrio del sistema con su entorno y es posible devolver al sistema y su entorno al estado inicial por el mismo camino. Reversibilidad y equilibrio son equivalentes.

Si una transformación no cumple estas condiciones se llama irreversible.

Equilibrio termodinámico: Las propiedades termodinámicas de un sistema vienen dadas por los atributos físicos macroscópicos observables del sistema, mediante la observación directa o mediante algún instrumento de medida.

Un sistema está en equilibrio termodinámico cuando no se observa ningún cambio en sus propiedades termodinámicas a lo largo del tiempo.

Los estados de equilibrio son, por definición, estados independientes del tiempo.

Un estado de no equilibrio es un estado con intercambios netos de masa o energía y sus parámetros característicos dependen en general de la posición y del tiempo.

Si no dependen del tiempo, necesitan la intervención del entorno para mantener sus valores (estado estacionario fuera del equilibrio).

Ejemplo resuelto

Si bien es cierto, sabemos que en los sistemas cerrados se dan algunas transformaciones. Definir algunas de éstas transformaciones.

Solución

- a. Transformación adiabática: Es aquella en la que el sistema experimenta cambios en sus parámetros (o sea en su estado) sin intercambiar calor con el medio ambiente. En otras palabras, no entra ni sale calor del sistema.
- b. Transformaciones isotérmicas: Es el que se efectúa a temperatura constante. Para ello, todo intercambio de calor con el entorno debe efectuarse con tal lentitud para que se mantenga el equilibrio térmico. En general, ninguna de las cantidades $\Delta U, Q$ o W es cero en un proceso isotérmico.
- c. Transformación isocórico: Es el que se efectúa a volumen constante. Si el volumen de un sistema termodinámico es constante, no efectúa trabajo sobre su entorno.
 $W = 0$ y $U_2 - U_1 = \Delta U = Q$. En un proceso isocórico, toda la energía agregada como calor permanece en el sistema como aumento de energía interna.

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=RWfKv3wN0qE>

Ejercicio

- a. Definir en qué consiste una transformación isobárica.
- b. Consultar en qué consiste la transformación de estrangulación.

2.7. Procesos Termodinámicos

Un sistema experimenta un proceso, cuando se verifica un cambio de estado. El cambio de estado puede conseguirse por distintos procesos.

Proceso cíclico: Cuando el sistema a través de una serie de cambios de estado, finalmente vuelve a su estado inicial.

Proceso cuasiestático: Aquel que se verifica a través de sucesivos estados de equilibrio. Realmente no existe, es ideal o teórico. Puede aproximarse tanto más cuanto la causa o potencial dirigente del proceso varía en cantidades cada vez más pequeñas. Entonces cada nuevo estado producido, puede considerarse de equilibrio y viene definido por sus coordenadas y puede aplicársele las ecuaciones que las ligan. La representación en un diagrama vendrá dada por una curva continua.

Proceso no estático: Cuando no cumple las condiciones anteriores. Son los procesos de igualación.

Proceso reversible: Es un proceso cuasiestático, que puede ser llevado de nuevo al estado inicial pasando por los mismos estados intermedios que el proceso directo, y sin que al final, ni en el sistema ni en el medio rodeante, quede ningún efecto residual que pueda revelar que se ha verificado el proceso. Para que esto último suceda, no debe haber rozamientos ni deformaciones, lo que se llaman efectos disipativos. Por último, adelantaremos, que no habrá degradación de la energía y por ello ninguna generación o producción de entropía.

Proceso irreversible: Son los procesos reales. En ellos siempre habrá degradación de energía y generación de entropía.

Ejemplo resuelto

Un proceso de cuasiestático se considera un proceso lo suficientemente lento, como para permitir al sistema realizar un ajuste interno de manera que las propiedades en una parte del sistema no cambien más rápido que en otras. Muestre tal situación a través de un ejemplo práctico y de fácil comprensión.

Solución

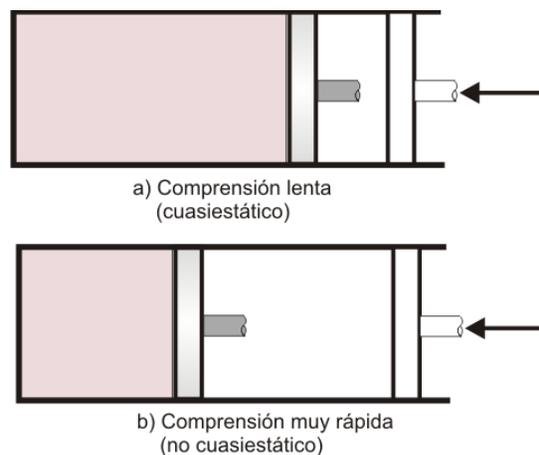


Imagen tomada del texto Termodinámica para Ingenieros. Michael Boles. Ed McGraw-Hill, 2008

Cuando un gas se comprime de manera repentina como se observa en la figura anterior, las moléculas cercanas a la cara del émbolo no tendrán el tiempo suficiente para escapar y se acumularán en una pequeña región enfrente del émbolo, creando así una región de alta presión. Debido a esta diferencia de presión, el sistema ya no está en equilibrio, por lo que todo el proceso tampoco es de cuasiestático. Sin embargo, si el émbolo se mueve con lentitud las moléculas

tendrán tiempo suficiente para distribuirse y no habrá una acumulación de moléculas frente al émbolo. Como resultado, la presión dentro del cilindro siempre será uniforme y aumentará con la misma relación en todos los puntos. Puesto que el equilibrio se mantiene todo el tiempo, es un proceso de cuasiestático.

Para ayudar a la comprensión de otros procesos termodinámicos puede visitar la siguiente página en internet:

<http://www.youtube.com/watch?v=sFlpJQfrcZw>

Ejercicio

- a. En un sistema que se encuentra en equilibrio termodinámico ¿Son iguales la temperatura y la presión en todas partes?
- b. ¿Qué es un proceso con flujo estable y en qué dispositivos las condiciones de flujo estable son muy aproximadas?

Prueba Final

- 1.Cuál de los siguientes enunciados es falso:
 - a. En un sistema abierto tanto la masa como la energía pueden cruzar la frontera.
 - b. En un sistema cerrado sólo una cantidad fija de masa puede atravesar la frontera.
 - c. Se denomina sistema termodinámico a una cierta cantidad de materia limitada o encerrada por una superficie real o ficticia. A esa superficie real o imaginaria se le denomina límite o frontera del sistema.
 - d. Un sistema cerrado en el que no se puede producir un intercambio de energía a través de sus límites se denomina sistema aislado.
2. No es una definición correcta de termodinámica la siguiente:
 - a. Es una rama de la física que se ocupa de las transformaciones de los cuerpos en las que se produce transferencia de energía.
 - b. La termodinámica estudia la equivalencia entre las diversas formas de energía, demostrando que no todas ellas son equivalentes, y marca las limitaciones de las transformaciones de unos tipos de energía en otros.
 - c. La termodinámica en un sentido etimológico, podría decirse que trata del calor y del trabajo, pero por extensión, de todas aquellas propiedades de las sustancias que guardan relación con el calor y el trabajo.

- d. Es la ciencia que estudia las transformaciones del calor en relación con la masa de los cuerpos, teniendo presente únicamente los cambios de estado inicial y final de un proceso.
3. Existen varios tipos de equilibrio termodinámico. Podemos afirmar que hay equilibrio térmico cuando:
 - a. La temperatura es la misma en todo el sistema.
 - b. Cuando la presión es la misma en todo el sistema.
 - c. Cuando las masas de las fases de un sistema no cambian.
 - d. Cuando la composición química no cambia con el tiempo.
 4. Diremos que un proceso es reversible cuando:
 - a. Puede presentar efectos disipantes (rozamiento), deformaciones plásticas, etc.
 - b. No conlleva un cambio de estado cuasiestático.
 - c. En un sistema en el que se ha realizado un proceso, puede llevarse de nuevo a su estado inicial sin que se produzcan variaciones en el espacio exterior al sistema.
 - d. En un sistema en el que se ha realizado un proceso, puede llevarse de nuevo a su estado inicial produciendo variaciones en el espacio exterior al sistema.
 5. De los siguientes enunciados, el único que no es verdadero es:
 - a. En un sistema abierto no se da un estado de equilibrio único para todo el sistema.
 - b. El sistema abierto es conocido como masa de control.
 - c. En un sistema abierto los diferentes estados ocurren simultáneamente en diferentes partes del sistema.
 - d. En un sistema abierto, los estados de equilibrio de cada parte del sistema son diferentes pero deben ser constantes con el tiempo.
 6. No es una propiedad interna termodinámica la siguiente:
 - a. La masa.
 - b. La presión.
 - c. La temperatura.
 - d. La energía cinética y potencial.
 7. En la fase de vapor sobrecalentado la temperatura y la presión no son dependientes. El vapor sobrecalentado se caracteriza por:
 - a. Presiones más bajas ($P < P_{\text{Sat}}$ a una temperatura dada).

- b. Temperaturas más bajas ($T < T_{\text{sat}}$ a una presión dada).
 - c. Volúmenes muy bajos.
 - d. Energías internas muy bajas.
8. En el estado de saturación de un líquido puro (burbuja) y saturación de vapor (rocío), se puede decir:
- a. La presión de burbuja y rocío son las mismas.
 - b. El título o calidad es 100%.
 - c. Ambas están en el punto de ebullición normal.
 - d. Ninguna de las anteriores.

De los siguientes enunciados determinar cuáles son falsas y cuáles son verdaderas.

Explicar las falsas.

- a. () En un diagrama termodinámico presión - volumen el vapor que se encuentra en equilibrio con su líquido (es decir, dentro de la zona de coexistencia de fases) se suele llamar vapor húmedo.
- b. () En un diagrama termodinámico presión volumen, si nos ubicamos en un punto de la curva del líquido saturado lo que tenemos es líquido puro a su temperatura de ebullición. A este líquido se le suele llamar líquido sobre enfriado o comprimido.
- c. () En un diagrama termodinámico presión volumen, si nos encontramos en un punto sobre la curva del líquido saturado, el aumento de presión a volumen constante produce líquido sobre enfriado o comprimido.
- d. () Las variables de estado de un sistema termodinámico son las magnitudes que definen el estado interno del sistema, tales como la masa, el volumen y la presión.
- e. () La descripción del estado de un sistema a partir de unas pocas variables de estado sólo es posible si el sistema se halla en estado de equilibrio; es decir, si las variables de estado que lo definen no son constantes en todo el sistema y varían con el tiempo.

Actividad para investigar

Investiga la solución de los siguientes problemas:

1. Los volúmenes específicos de líquido saturado y vapor saturado del nitrógeno a 100 K son respectivamente $v' = 1,452 \times 10^{-3} \text{ m}^3 / \text{kg}$ y $v'' = 31,31 \times 10^{-3} \text{ m}^3 / \text{kg}$. Calcular el título de 10 kilogramos de nitrógeno en estado de vapor húmedo si ocupa un volumen de $0,15 \text{ m}^3$.

2. Un recipiente de 6 m^3 esta lleno de vapor de agua saturado a 8 bar . Determinar el calor que tiene que ceder para que su presión baje a 2 bar , y la cantidad de líquido y vapor que hay al final.

3. GASES

<http://www.youtube.com/watch?v=Nk8audj7R5A&feature=related>
<http://www.youtube.com/watch?v=VL0Ka5TuSmw&feature=related>

OBJETIVO GENERAL

- ▶ Analizar las leyes de los gases, partiendo de los gases ideales para una comprensión más clara de lo que es un gas real y su importancia en los procesos termodinámicos, elaborando las respectivas gráficas que se determinan a manera de conclusión.

OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- ▶ Explicar el concepto de gas ideal y sus diferentes enunciados.
- ▶ Analizar la importancia de la conceptualización de los gases reales en nuestro medio.
- ▶ Interpretar las gráficas de los gases ideales y los gases reales.
- ▶ Realizar alguna aplicación sobre los gases a procesos industriales.
- ▶ Entender el concepto de sólido, realizando una clasificación en cuanto a la dilatación de los mismos.

Prueba Inicial

1. La correcta definición para ley de Boyle sería la siguiente:
 - a. El volumen de un gas es inversamente proporcional a su presión.
 - b. El volumen de un gas es directamente proporcional a su presión.
 - c. El volumen de un gas es inversamente proporcional a su temperatura.
 - d. El volumen de un gas es directamente proporcional a su presión.

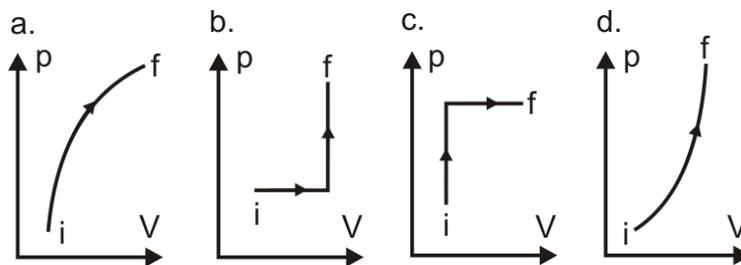
2.Cuál de las siguientes ecuaciones corresponde a una ecuación de estado de gas ideal:

- a. $PV = \frac{mR}{T}$
- b. $\frac{PT}{R} = mV$
- c. $PV = mRT$
- d. $PTm = RV$

3. De los siguientes enunciados el único falso sería:

- a. Con una buena aproximación, el producto de la presión por el volumen de un gas de baja densidad es constante a temperatura constante.
- b. Los gases se comportan de manera igual a una temperatura y presión dada, pero se comportan de forma distinta a temperaturas y presiones normalizadas con respecto a sus temperaturas y presiones críticas.
- c. El resultado experimental de Gay Lussac dice que, la temperatura absoluta de un gas de baja densidad es proporcional a su volumen a presión constante.
- d. La masa de 1 mol de una sustancia se denomina masa molar (M).

4. Para llevar al sistema del estado i al estado f, el trabajo que se debe realizar es mínimo es:



Las preguntas 6 se refieren a la siguiente información: Se tiene un gas ideal encerrado por un pistón como muestra la figura:



El pistón comprime el gas del volumen V_1 a un volumen V_2 a temperatura constante T_0 . De los siguientes enunciados, referentes a este proceso,

- I. La energía interna del gas permanece constante.
 - II. El pistón hace trabajo sobre el gas.
 - III. La presión del gas disminuye, pues la temperatura es constante.
5. Son correctos:
- a. I y III
 - b. I y II
 - c. II y III
 - d. Sólo II

Consultar más ejercicios de este tipo en la página www.icfes.gov.co (Ejemplos preguntas tipo icfes Área física general competencia termodinámica)

3.1. Gases Ideales

En un gas las moléculas individuales están tan distantes entre sí, que las fuerzas de cohesión que existen entre ellas por lo general son pequeñas. Si bien es cierto que la estructura molecular de diferentes gases puede variar en forma considerable, su comportamiento casi no se ve afectado por el tamaño de las moléculas individuales. Se puede decir con bastante seguridad que cuando una cantidad grande de gas está confinada en un volumen reducido, el volumen ocupado por las moléculas todavía resulta ser una fracción minúscula del volumen total.

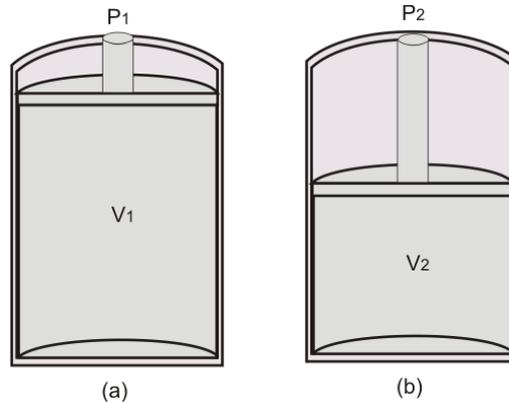
Una de las generalizaciones más útiles respecto de los gases es el concepto de gas ideal, cuyo comportamiento no se ve afectado en lo absoluto por fuerzas de cohesión o volúmenes moleculares. Por supuesto, ningún gas real es ideal, pero en condiciones normales de temperatura y presión, el comportamiento de cualquier gas es muy parecido al comportamiento de un gas ideal. Por consiguiente, las observaciones experimentales de gran número de gases reales pueden conducir a la deducción de leyes físicas generales que rigen su comportamiento térmico.

El grado en el que cualquier gas real obedece estas relaciones está determinado por el grado en que se aproxime al gas ideal.

Las primeras mediciones experimentales del comportamiento térmico de los gases fueron realizadas por Robert Boyle (1627 – 1691), quien llevó a cabo un estudio exhaustivo de los cambios en el volumen de los gases como resultado de cambios en la presión. Todas las demás variables, como la masa y la temperatura, mantienen constantes. En 1660, Boyle demostró que el volumen de un gas es inversamente proporcional a su presión ($V \propto \frac{1}{P}$). En otras palabras, cuando

se duplica el volumen, la presión disminuye a la mitad de su valor original. En la actualidad, este hallazgo recibe el nombre de **ley de Boyle**.

Otra forma de enunciar la ley de Boyle consiste en decir que el producto de la presión P de un gas por su volumen V está constante, en tanto no cambie la temperatura. Consideremos por ejemplo, el caso de un cilindro cerrado provisto de un émbolo móvil, como se muestra en la siguiente figura:



En la figura (a) el estudio inicial del gas se describe por medio de su presión P_1 y de su volumen V_1 . Si el émbolo se presiona hacia abajo hasta que llegue a la nueva posición que aparece en la figura (b), su presión se incrementará a P_2 mientras su volumen disminuye a V_2 . Si el proceso ocurre sin que cambie la temperatura, la ley de Boyle revela que:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad m \text{ y } T \text{ constantes}$$

Mientras **la ley de Charles** se refiere al volumen y la temperatura bajo presión constante. Es decir, mientras la masa y la presión de un gas se mantengan constantes, el volumen de dicho gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta ($V \propto T$).

Si se usa subíndice 1 para referirnos al estado inicial de un gas y el subíndice 2 para referirnos a su estado final, se obtiene el enunciado matemático de la ley de Charles.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad m \text{ y } P \text{ constantes}$$

En esta ecuación, V_1 se refiere al volumen de un gas a la temperatura absoluta T_1 , y V_2 es el volumen final de la misma muestra de gas cuando su temperatura absoluta es T_2 .

La unidad del SI para el volumen es el metro cúbico (m^3) y, desde luego, es la unidad preferida. Sin embargo es común encontrar el litro (L) usado como unidad de volumen, en especial cuando se trabaja con gas. El litro es el volumen contenido en un cubo que mide 10 centímetros por lado.

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

La variación de presión como función de la temperatura se describe en una ley atribuida a **Gay Lussac**.

Esto significa que si se duplica la presión aplicada al gas, su temperatura absoluta se duplicará también. La ley de Gay – Lussac nos dice que la presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura ($P \propto T$)

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{my } V \text{ constantes}$$

Hasta ahora hemos estudiado tres leyes que pueden usarse para describir el comportamiento térmico de los gases. La ley de Boyle, que se aplica a una muestra de gas cuya temperatura no cambia. La ley de Charles, que se aplica a una muestra de gas a presión constante. La ley de Gay – Lussac, que corresponde a una muestra de gas a volumen constante. Por desgracia, generalmente ninguna de estas condiciones se satisface. Lo más común es que un sistema sufra cambios de volumen, de temperatura y de presión como resultado de un proceso térmico. Una relación más general que combina las tres leyes es la siguiente:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad m \text{ constante}$$

Ahora vamos a considerar el efecto de un cambio de masa en el comportamiento de los gases. Si la temperatura y el volumen de un gas confinado se mantienen constantes, al añadir más gas habrá un incremento proporcional en la presión. En forma similar, si la presión y la temperatura se mantienen fijas, al aumentar la masa habrá un aumento proporcional en el volumen del recipiente. Podemos combinar estas observaciones experimentales con la ecuación anterior para obtener la relación general:

$$\frac{P_1 V_1}{m_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{m_2 T_2}$$

Donde m_1 es la masa inicial y m_2 es la masa final.

La ecuación anterior es de carácter general, pues en ella se toman en cuenta las variaciones en la presión, el volumen, la temperatura y la masa de un gas. Sin embargo, lo que en realidad influye en la presión y el volumen no es la masa de un gas, sino el número de moléculas del mismo. De acuerdo con la teoría cinética de los gases, la presión se debe a las colisiones moleculares que se producen contra las paredes del recipiente. Al aumentar el número de moléculas aumentará el número de partículas que chocan por segundo, y, por tanto, la presión del gas será mayor. Si

estamos considerando un proceso térmico que implique cantidades del mismo gas, podemos aplicar con la mayor seguridad la ecuación anterior, puesto que la masa es proporcional al número de moléculas.

Cuando se trabaja con diferentes tipos de gas, como el hidrógeno comparado con el oxígeno, es necesario considerar la igualdad en el número de moléculas, en vez de masas iguales. Cuando se colocan en recipientes similares, 6 gramos de hidrógeno pueden originar una presión mucho mayor que 6 gramos de oxígeno. Para lograr una expresión más general, debemos revisar la ecuación anterior con el fin de tomar en cuenta las diferencias en el número de moléculas de gas en lugar de la diferencia de masa. Primero, debemos desarrollar métodos para relacionar la cantidad de gas con el número de moléculas presentes.

Aun cuando es difícil determinar la masa de los átomos individuales debido a su tamaño, por medio de métodos experimentales se ha logrado medir la masa atómica. Por ejemplo, ahora sabemos que un átomo de helio tiene una masa de 6.65×10^{-24} gramos .

Cuando se trabaja con cantidades macroscópicas como el volumen, la presión y la temperatura, es mucho más adecuado comparar las masas relativas de los átomos individuales.

Las masas atómicas relativas se basan en la masa de un átomo de referencia que se conoce como carbono 12. Al asignar arbitrariamente un valor exacto de 12 unidades de masa atómica (u) a éste átomo, se cuenta con un patrón con el cual se pueden comparar otras masas atómicas.

La masa atómica de un elemento es la masa de un átomo de dicho elemento comparada con la masa de un átomo de carbono tomado como 12 unidades de masa atómica.

Sobre esta base, la masa atómica del hidrógeno es de aproximadamente 1u, y la masa atómica del oxígeno es aproximadamente de 16 u.

Una molécula consiste en una combinación química de dos o más átomos. La definición de masa molecular surge de la definición de masa atómica.

La masa molecular (M) es la suma de las masas atómicas de todos los átomos que componen la molécula.

Por ejemplo, una molécula de oxígeno (O_2) contiene dos átomos de oxígeno. Su masa molecular es de $16u \times 2 = 32 u$. Una molécula de dióxido de carbono (CO_2) contiene un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno. Por lo tanto, la masa molecular de CO_2 es de 44 u:

$$1C = 1 \times 12 = 12u$$

$$2O = 2 \times 16 = 32u$$

$$CO_2 = 44u$$

Al trabajar con gases, notamos que tiene más sentido considerar la cantidad de sustancia en términos del número de moléculas presentes. Esto lleva implícita la creación de una nueva unidad de medida llamada mol.

Una mol es la cantidad de sustancia que contiene el mismo número de partículas que el número de átomos que hay en 12 gramos de carbono 12.

Tomando como base esta definición, 1 mol de carbono debe ser igual a 12 gramos. Puesto que la masa molecular de cualquier sustancia se basa en el carbono 12 como patrón, entonces:

Una mol es la masa en gramos numéricamente igual a la masa molecular de una sustancia.

Por ejemplo, 1 mol de hidrógeno (H_2) es 2 gramos, 1 mol de oxígeno (O_2) es 32 gramos, y 1 mol de dióxido de carbono (CO_2) es 44 gramos. Dicho en otras palabras, 2 gramos de H_2 , 32 gramos de O_2 , y 44 gramos de CO_2 , tienen el mismo número de moléculas. A este número N_A se le conoce como **número de Avogadro**.

La razón del número de moléculas N al número de moles n debe ser igual al número de Avogadro N_A . Simbólicamente,

$$N_A = \frac{N}{n} \quad \text{Moléculas por mol}$$

Hay varios métodos experimentales para determinar el número de Avogadro. El valor aceptado para N_A es:

$$N_A = 6.023 \times 10^{23} \quad \text{Número de Avogadro}$$

La forma más sencilla de determinar el número de moles n contenidas en un gas es dividiendo su masa m en gramos entre su masa molecular M por mol. Por lo tanto,

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{Número de moles}$$

Sigamos adelante con la de una ley más general de los gases. Si se sustituye el número de moles n

para la masa m en la ecuación $\frac{P_1 V_1}{m_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{m_2 T_2}$, podemos escribir:

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

Esta última ecuación representa la forma más útil de una ley general de los gases cuando se conocen todos los parámetros de los estados inicial y final, excepto una sola cantidad.

Una expresión alternativa de la ecuación $\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$ es: $\frac{PV}{nT} = R$

Donde R se conoce como constante universal de los gases. Si es posible evaluar R bajo ciertos valores conocidos de P, V, n, T, la ecuación $\frac{PV}{nT} = R$ se puede usar directamente sin contar con ninguna información acerca de los estados inicial y final. El valor numérico para R, por supuesto, depende de las unidades elegidas para P, V, n, T. En unidades del SI, el valor es:

$$R = 8.314 \text{ J/mol}\cdot\text{K} = 0.0821 \frac{\text{atm}\cdot\text{l}}{\text{mol}\cdot\text{K}} = 1.99 \text{ cal/mol}\cdot\text{K}$$

Si la presión se mide en pascales y el volumen en metros cúbicos, se puede usar para la constante

$$R = 8.314 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$$

Sin embargo, con frecuencia la presión se expresa en atmósferas y el volumen en litros. En lugar de efectuar las conversiones apropiadas, probablemente sea más sencillo usar la expresión

$$R = 0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm/mol}\cdot\text{K}$$

La ecuación $\frac{PV}{nT} = R$ se conoce como ley del gas ideal, y generalmente se escribe en la siguiente forma:

$$PV = nRT$$

Otra forma útil de la ley de los gases ideales se basa en el hecho de que $n = \frac{m}{M}$, por lo que:

$$PV = \frac{m}{M}RT$$

Siempre que la densidad de un gas real es razonablemente baja, la ley del gas ideal es válida para cualquier gas o incluso una mezcla de varios gases en tanto que sus moléculas estén separadas lo suficiente, se puede aplicar la ecuación $PV = nRT$, siendo n el número de moles.

En conclusión, cualquier gas a densidades suficientemente bajas se comporta como un gas ideal.

Además la densidad $\rho = \frac{m}{V}$ nos conlleva a una nueva relación con la ecuación anterior.

$$PV = \frac{\rho V}{M}RT, \quad \rho = \frac{PM}{RT}$$

En cuanto al trabajo efectuado sobre un gas ideal, debemos considerar la siguiente figura:

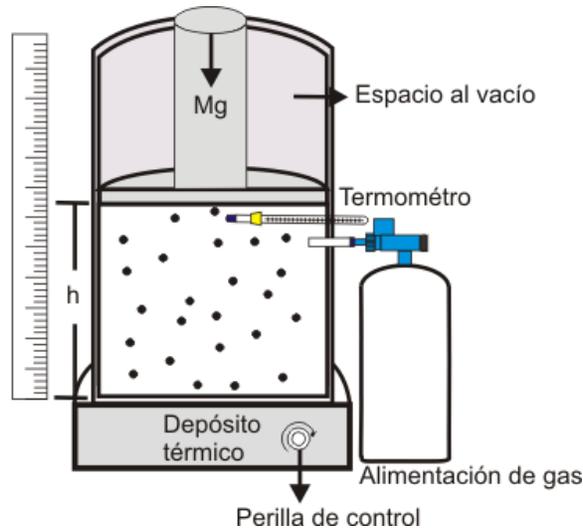


Imagen tomada del libro Física General I. PAUL TIPPENS. Unidad 3 de termodinámica Ed. México. McGraw-Hill, 2008.

Si elevamos la temperatura del gas en el cilindro de la figura anterior, el gas se dilata y eleva el peso y eleva el peso contra la gravedad; el gas efectúa un trabajo (positivo) sobre el peso. La fuerza hacia arriba ejercida por el gas debido a su presión p está dada por pA (presión es igual a fuerza sobre área $p = \frac{F}{A}$), donde A es el área del émbolo. Según la tercera ley de Newton, la fuerza ejercida por el émbolo sobre el gas es igual y opuesta a la fuerza ejercida por el gas sobre el émbolo. Usando la ecuación de trabajo, podemos escribir el trabajo W efectuado sobre el gas como:

$$W = \int Fdx = \int (-pA)dx$$

Aquí dx representa el desplazamiento del émbolo, y el signo menos entra porque la fuerza ejercida por el émbolo sobre el gas está en una dirección opuesta al desplazamiento del émbolo. Si reducimos la temperatura del gas, éste se contrae en lugar de dilatarse; el trabajo efectuado sobre el gas en este caso es positivo. Supongamos que el proceso descrito por la ecuación anterior se

lleva a cabo lentamente, de modo que pueda considerarse que el gas está en equilibrio en todas las etapas intermedias. De otro modo, la presión no estaría claramente definida durante el proceso, y la integral anterior no podría ser evaluada fácilmente.

Podemos escribir la ecuación anterior en una forma más general que viene a ser útil. Si el émbolo se mueve una distancia dx , entonces el volumen del gas cambia en una cantidad $dV = Adx$. Entonces el trabajo efectuado sobre el gas puede escribirse.

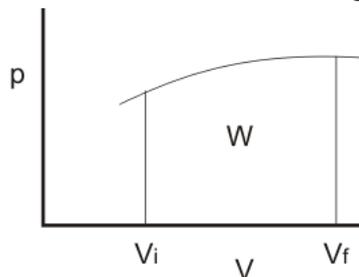
$$W = -\int p dV$$

La integración se lleva a cabo entre el volumen inicial V_1 y el volumen final V_2 . La ecuación anterior es el resultado más general del trabajo efectuado sobre un gas. No hace referencia al agente externo que realiza el trabajo; simplemente establece que el trabajo efectuado sobre el gas puede ser calculado a partir de la presión y el volumen del gas.

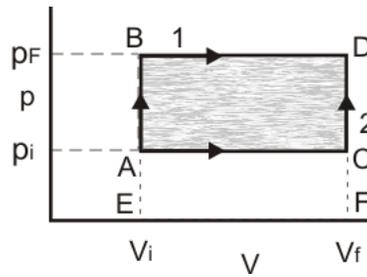
Si el gas se dilata, dV es positivo y W es negativo, siendo p una cantidad escalar que asume valores positivos únicamente. A la inversa, si el gas se contrae, dV es negativo y el trabajo efectuado sobre el gas es positivo.

La siguiente gráfica muestra el trabajo efectuado sobre un gas. ($W = -\int p dV$)

La magnitud del trabajo efectuado sobre el gas es igual al área bajo la curva de presión en un diagrama pV . El signo de W se determina de acuerdo a si $V_f > V_i$, (en cuyo caso W es negativo, como en la figura anterior) o si $V_f < V_i$ (en cuyo caso W es positivo). Una vez más, el trabajo efectuado sobre el gas es negativo si el proceso aumenta el volumen del gas y positivo si el proceso reduce el volumen del gas.



La fuerza de presión es claramente no conservativa, como se ilustra en el siguiente gráfico:



Supongamos que deseamos llevar a nuestro gas ideal de las condiciones inicial V_i y p_i (Punto A) a las condiciones finales V_f y p_f (Punto D). Existen muchas trayectorias diferentes que podemos seguir entre A y D, de las cuales se muestran dos en la figura. A lo largo de la trayectoria 1 (ABD), primero aumentamos la presión desde p_i hasta p_f a volumen constante. (Lo llevaríamos a cabo girando la perilla de control del depósito térmico, aumentando la temperatura del gas, mientras que añadimos simultáneamente la cantidad precisa de peso adicional sobre el émbolo para evitar que se mueva). Luego seguimos la trayectoria BD aumentando la temperatura, pero sin añadir ningún peso adicional sobre el émbolo, de modo que la presión permanezca constante en el valor p_f mientras que el volumen aumenta desde V_i hasta V_f . El trabajo efectuado durante todo este procedimiento es el área del rectángulo BDFE (El área bajo la línea BD).

Podemos hallar W_1 , el trabajo efectuado sobre el gas a lo largo de la trayectoria 1, al considerar el trabajo efectuado a lo largo del segmento AB y BD:

$$W_1 = W_{AB} + W_{BD}$$

Debido a que el volumen es constante a lo largo de AB, se deduce de la ecuación $W = -\int p dV$ que $W_{AB} = 0$. A lo largo de BD, la presión es constante (en el valor p_f) y sale de la integral, el resultado es:

$$W_1 = W_{AB} + W_{BD} = 0 - \int p dV = -p_f \int_{V_i}^{V_f} dV = -p_f (V_f - V_i)$$

Para seguir la trayectoria 2 (ACD), primero aumentamos la temperatura mientras mantenemos la presión constante en p_i (es decir, sin añadir ningún peso adicional al émbolo), de modo que el volumen crece desde V_i hasta V_f . Luego aumentamos la presión desde p_i hasta p_f al volumen constante V_f aumentando la temperatura y añadiendo peso al émbolo para evitar que se mueva. El trabajo efectuado en este caso es el área bajo la línea AC, o sea el rectángulo ACEF. Podemos calcular esto como:

$$W_2 = W_{AC} + W_{CD}$$
$$W_2 = W_{AC} + W_{CD} = -\int pV + 0 = -p_i \int_{V_i}^{V_f} dV = -p_i(V_f - V_i)$$

Claramente $W_1 \neq W_2$, y el trabajo depende de la trayectoria.

El trabajo efectuado a volumen constante es cero en cualquier proceso en que el volumen permanezca constante (Como en los segmentos AB y CD de la figura anterior).

$$W = 0 \quad (V \text{ constante})$$

El trabajo es cero únicamente en trayectorias verticales tales como la AB, que representa un volumen constante.

En el trabajo efectuado a presión constante podemos aplicar fácilmente la ecuación $W = -\int p dV$, porque la constante p sale de la integral.

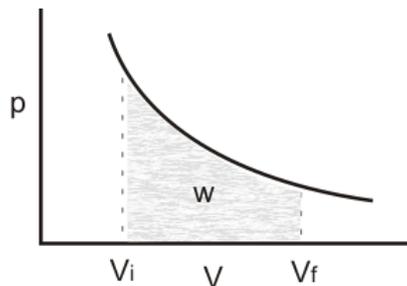
$$W = -p \int dV = -p(V_f - V_i) \quad (p \text{ constante})$$

Los segmentos AC y BD de la figura anterior son ejemplos. Obsérvese que el trabajo efectuado sobre el gas es negativo para ambos segmentos, porque el volumen aumenta en ambos procesos.

En el trabajo efectuado a temperatura constante (Proceso isotérmico), si el gas se dilata o se contrae a temperatura constante, la relación entre p y V , dada por la ley del gas ideal, es:

$$pV = \text{Constante}$$

En un diagrama pV , **la gráfica de la ecuación $pV = \text{Constante}$** es exactamente igual a la gráfica de la ecuación $xy = \text{Constante}$ en un sistema de coordenadas XY : es una hipérbola como se muestra en la siguiente figura:



Un proceso efectuado a temperatura constante se llama isotérmico, y la curva hiperbólica correspondiente del diagrama pV se llama isoterma. Para hallar el trabajo efectuado sobre un gas en un proceso isotérmico usamos la ecuación $W = -\int p dV$. En este caso p varía.

Como p varía usamos la ecuación de estado del gas ideal $p = nRT/V$ tenemos:

$$W = -\int_{V_i}^{V_F} p dV = -\int_{V_i}^{V_F} nRT/V dV = -nRT \int_{V_i}^{V_F} \frac{dV}{V}$$

$$W = -nRT \ln \frac{V_F}{V_i} \quad (T \text{ constante})$$

Obsérvese que éste también es negativo si $V_F > V_i$ ($\ln x$ es positivo para $x > 0$) y positivo si $V_F < V_i$

Ejemplo Resuelto

¿Cuántos gramos de oxígeno ocuparán un volumen de 1.6 m^3 a una presión de 200 kPa y a una temperatura de 27°C ?

Solución

La masa molecular del oxígeno es diatómico; es decir, cada molécula contiene dos átomos de oxígeno. Por lo tanto, hay 32 g/mol ($M = 16u + 16u$). Usando la ley del gas ideal, determinamos la

masa directamente a partir de la formula $PV = \frac{m}{M} RT$

La temperatura absoluta es $27 + 273 = 300 \text{ K}$, $\text{Pa} \cdot \text{m}^3 = \text{J}$

$$PV = \frac{m}{M} RT, \quad m = \frac{MPV}{RT}, \quad m = \frac{(32 \text{ g/mol})(200 \times 10^3 \text{ Pa})(1.6 \text{ m}^3)}{(8.314 \text{ J/mol} \cdot \text{K})(300 \text{ K})} = 4105.5 \text{ g}$$

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=RWfKv3wN0qE>

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=RWfKv3wN0qE>

Ejercicio

1. Un cilindro sin rozamiento se llena con 3 litros de un gas ideal a 24 °C. Un extremo del cilindro está fijo a un pistón movable y el gas puede expandirse a una presión constante hasta que su volumen llega a 3.5 litros. ¿Cuál es la nueva temperatura del gas?
2. Encontrar una expresión matemática para calcular el trabajo producido por un gas en aislamiento térmico; es decir, en un proceso adiabático.

3.2. Gases Reales

Todos los gases reales están sometidos a fuerzas intermoleculares. Sin embargo, a bajas presiones y altas temperaturas, los gases reales se comportan en forma muy similar a un gas ideal. De otra forma, Los gases reales, a presiones y temperaturas cercanas a las ambientales, actúan como gases ideales.

Desgraciadamente, la mayor parte de las sustancias no se comportan como gases ideales, ni tampoco se dispone de tablas como las de vapor de agua para sus propiedades básicas.

La ecuación de estado de los gases ideales sólo puede aplicarse a gases reales en condiciones de baja presión y temperaturas suficientemente alta.

La ecuación de **Van der Waals** constituye el primer esfuerzo realizado para superar las limitaciones de la Ecuación general de los gases ideales. En 1873 Van der Waals propuso una ecuación cúbica (es decir, una ecuación en la que el volumen está elevado a la tercera potencia) apoyada en una teoría elemental de las interacciones entre partículas.

Un buen resumen acerca del trabajo de Van der Waals es realizado por el especialista en termodinámica Jorge A. Rodríguez:

- a) “Existen dos fuerzas de interacción entre moléculas: fuerzas de atracción y fuerzas de repulsión. Las moléculas tienden a atraerse mutuamente a pequeñas distancias, del orden de unos cuantos diámetros de molécula”.
- b) “La medida del tamaño efectivo de las moléculas no es el diámetro, puesto que la acción de repulsión se manifiesta a distancias menores que la de atracción pero mayores que un diámetro. Esto significa que las moléculas no “chocan” físicamente, nunca hay contacto entre ellas porque se repelen antes de entrar en contacto. La primera hipótesis conduce a la idea de una “presión efectiva interna” que habrá que sumar a la presión medida

externamente. Esta es inversamente proporcional al cuadrado del volumen, puesto que Van der Waals supone que esa presión se debe a una fuerza de carácter gravitatorio". [2]

[2] Especialista Jorge A. Rodríguez. Introducción a la termodinámica. Universidad tecnológica Nacional.

$$\left(p + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT$$

Obsérvese que la ecuación anterior se reduce a la ecuación del estado del gas ideal cuando el gas ocupa un volumen grande (esto es, las moléculas están muy separadas entre sí y la densidad del gas es pequeña).

En esta expresión a y b son constantes para cada gas. Su significado físico es que b representa una corrección al volumen del gas debida al volumen finito de las moléculas, y a es una corrección a la presión debida a las fuerzas atractivas entre las moléculas. En realidad esto es cierto, pero sólo en forma aproximada. La ecuación de van der Waals es importante porque reproduce muy bien el comportamiento cualitativo de los gases reales, y que se sepa, no predice comportamientos físicamente absurdos. Sin embargo no es muy exacta cuantitativamente, y para una dada elección de a y b se puede usar sólo sobre una región muy limitada del diagrama pV .

La ecuación $\left(p + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT$ es una ecuación de tercer grado en V que puede escribirse de la siguiente manera:

$$V^3 - \left(b + \frac{RT}{p}\right)V^2 + \frac{a}{p}V - \frac{ab}{p} = 0$$

Esta ecuación muestra que para cada valor de la presión y la temperatura hay una o tres soluciones, dependiendo de dichos valores. El punto crítico ocurre precisamente cuando las tres soluciones coinciden. El volumen crítico V_c satisface obviamente la ecuación:

$$(V - V_c)^3 = V^3 - 3V^2V_c + 3VV_c^2 - V_c^3 = 0$$

Y también satisface la ecuación de Van der Waals con la temperatura crítica y la presión crítica p_c :

$$V^3 - \left(b + \frac{RT_c}{p_c}\right)V^2 + \frac{a}{p_c}V - \frac{ab}{p_c} = 0$$

Estos dos polinomios de tercer grado son esencialmente el mismo, por lo que podemos igualar sus coeficientes, lo que conduce a:

$$-3V_c = -(b + RT_c/p_c), \quad 3V_c^2 = a/p_c, \quad -V_c^3 = -ab/p_c$$

Podemos combinar estas ecuaciones para llegar a los resultados:

$$p_c = \frac{a}{27b}, \quad V_c = 3b, \quad T_c = \frac{8a}{27Rb}$$

Para tratar de obtener una ecuación en los que no aparezcan los parámetros a y b llamamos presión correspondiente (o presión reducida), volumen correspondiente y temperatura correspondiente a los cocientes:

$$p_r = \frac{p}{p_c}, \quad V_r = \frac{V}{V_c}, \quad T_r = \frac{T}{T_c}$$

Estas ecuaciones permiten evaluar el comportamiento de un gas real respecto al del gas ideal, ya que se mide la posición del estado del gas respecto al punto crítico. Así, dos gases se encuentran en estados correspondientes cuando los valores reducidos de sus propiedades toman el mismo valor.

Despejando p, V, T de las ecuaciones anteriores tenemos:

$$p_r p_c = p, \quad V_r V_c = V, \quad T_r T_c = T$$

Sustituyendo $p_c = \frac{a}{27b}$, $V_c = 3b$, $T_c = \frac{8a}{27Rb}$ en las anteriores tenemos:

$$p_r \frac{a}{27b^2} = p, \quad V_r 3b = V, \quad T_r \frac{8a}{27Rb} = T$$

Por último, reemplazamos en la ecuación Van der Waals y con procesos algebraicos obtenemos:

$$\left(p_r + \frac{3}{V_r^2} \right) (3V_r - 1) = 8T_r$$

Ejemplo Resuelto

En un volumen de 5 litros a 27°C , hay tres moles de CO_2 . ¿Cuál es la presión según la ecuación de Van der Waals? Se tiene que

Solución

El amoníaco se supone que obedece a la ecuación de Van der Waals y sus constantes son:

$a = 3,61 \text{ atm} \times \text{l}^2 / \text{mol}^2$ y $b = 4,28 \times 10^{-4} \text{ litro} / \text{mol}$. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{litro} / \text{K} \cdot \text{mol}$

Teniendo en cuenta la ecuación de Van der Waals para (n) moles, tenemos:

$$\left(p + \frac{n^2 a}{V^2} \right) \left(\frac{V}{n} - b \right) = RT$$

Despejando la presión (p) y sustituyendo los valores, obtenemos la presión pedida:

$$p = \frac{RT}{\left(\frac{V}{n} - b\right)} - \frac{n^2 a}{V^2} = 13,85 \text{ atm}$$

Ejercicio

Calcular la presión ejercida por 10,02 gramos de nitrógeno en un recipiente cerrado de 1,05 litros a 25°C, haciendo uso de la ecuación Van der Waals y siendo $a = 1,39 \text{ atm} \times \text{l}^2 / \text{mol}^2$ y $b = 3,92 \times 10^{-2} \text{ l/mol}$

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=d2bJMaF8Sso>

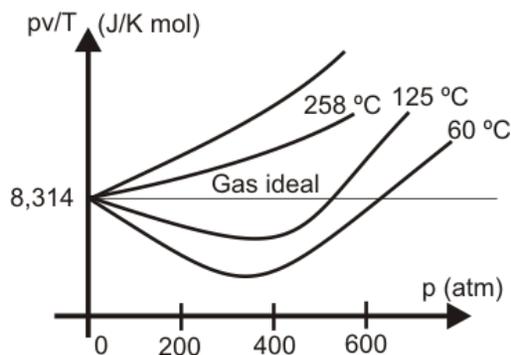
3.3. Gráficas

Hay que tener en cuenta que el gas ideal o perfecto es una aproximación de los gases reales, que cumple las siguientes condiciones:

- ▶ Las moléculas del gas tienen unas dimensiones despreciables.
- ▶ No existe interacción entre estas moléculas.

Existen muchos gases que, a presiones moderadas, se pueden considerar con suficiente aproximación como ideales.

Representando gráficamente el valor de pv/T (v representa el volumen molar; es decir V/n) en función de la presión a la temperatura dada, se obtiene una gráfica como la de la siguiente figura. Repitiendo el proceso con el mismo gas para diferentes temperaturas, se obtienen diferentes gráficas.



En la figura se observa que, aunque las gráficas resultan diferentes para cada temperatura, todas ellas convergen hacia un punto en el eje de coordenadas. Dicho punto ya lo analizamos

anteriormente (Constante universal de los gases ideales: $R = 8.314 \frac{\text{J}}{\text{mol}} \cdot \text{K} = 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$)

Podemos decir de otra manera, que los gases ideales son aquellos que cumplen la relación:

$$\lim_{p \rightarrow 0} \frac{pv}{T} = 1 \quad v \text{ es el volumen específico}$$

Mientras que los gases reales no la cumplen. Se han encontrado ecuaciones como la de Van der Waals y otros, que pueden representar el comportamiento de algunos gases.

Un método general para todos los gases consiste en definir como coeficiente de compresibilidad, la relación adimensional:

$$Z = \frac{pv}{RT}$$

El coeficiente de compresibilidad nos permite evaluar la diferencia en el comportamiento de los

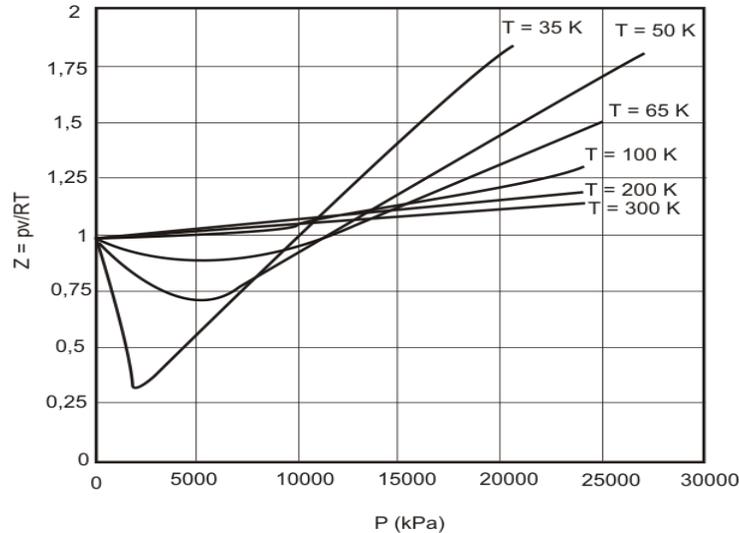
gases ideales y reales. Los gases ideales cumplirán la ecuación $\lim_{p \rightarrow 0} \frac{pv}{RT} = 1$.

Ejemplo resuelto

Realizar un gráfico que represente el coeficiente de compresibilidad del hidrogeno para diferentes temperaturas.

Solución

Una gráfica que ilustre tal situación es la siguiente:



Cuando se estudian estas gráficas para diferentes gases se observa que la forma es la misma, variando únicamente las escalas. Utilizando los valores reducidos de la presión y la temperatura, las gráficas coinciden. Por lo que podemos obtener **una gráfica** de factor generalizado de compresibilidad para gases diferentes.

Ejercicio

El volumen de un gas biatómico es de 4 litros, la presión 2 atm y la temperatura es de 300 Kelvin. En primer lugar el gas se expande a presión constante hasta duplicar su volumen inicial; después se comprime isotérmicamente hasta su volumen inicial y finalmente se enfría a volumen constante hasta su presión inicial. Se pide:

- Representar el proceso en un gráfico $p - V$
- Calcular la temperatura durante la compresión isotérmica
- Calcular el trabajo realizado por el gas durante la expansión

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:

<http://www.youtube.com/watch?v=Oqy4DnPg1C0&feature=related>

3.4. Aplicaciones Industriales

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:

<http://www.youtube.com/watch?v=Oqy4DnPg1C0&feature=related>

Dentro del mundo de los gases encontramos innumerables aplicaciones. No es posible decir que, el estudio de los gases ya se terminó; al contrario, hay mucho tema por analizar, hay demasiadas preguntas para responder; y sobre todo, la investigación es un pilar fundamental para llegar a nuevas conclusiones que ayuden al desarrollo industrial de nuestra era. Por ahora, es oportuno y necesario sacarle el máximo provecho a este fascinante tema.

Ejemplo resuelto

Un volumen $V_1 = 1 \text{ m}^3$ de hidrogeno se expansiona mediante una politrópica de exponente $n = 1,3$ desde un estado inicial $p_1 = 10 \text{ atm}$ y $t_1 = 120^\circ \text{C}$ hasta el triple de su volumen inicial.

Calcular:

- La presión y la temperatura final.
- El trabajo del gas.

Solución

- La temperatura final y la presión final se calculan mediante:

$$p_1 V_1^n = p_2 V_2^n$$

$$T_1 V_1^{n-1} = T_2 V_2^{n-1}$$

Para la temperatura $T_1 = 120 + 273 = 393 \text{ K}$ tenemos entonces:

$$p_2 = 2,397 \text{ atm} \quad \text{y} \quad T_2 = 282,654 \text{ K}$$

- El trabajo del gas viene dado por:

$$W_{12} = \frac{p_1 V_1 - p_2 V_2}{n-1}$$

Teniendo presente que $\frac{101.325 \text{ kPa(kJ)}}{\text{kPa}}$ y $1 \text{ atm} = 101.325 \text{ kPa}$ tenemos:

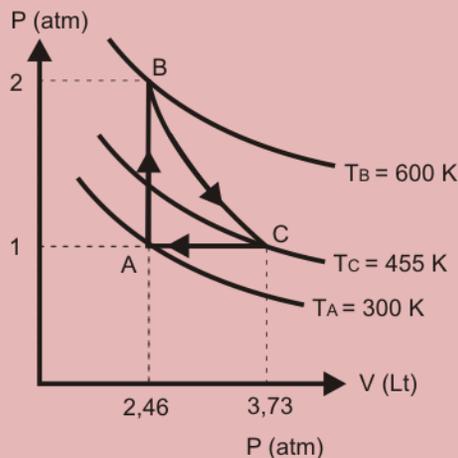
$$W_{12} = \frac{(10 \text{ atm})(1 \text{ m}^3) - (2,397 \text{ atm})(3 \text{ m}^3)}{1,3 - 1} = \frac{2.809}{0.3} \times \frac{101.325 \text{ kPa(kJ)}}{\text{kPa}} = 948,5 \text{ kJ}$$

Para tomar conciencia del daño que algunos gases industriales hacen al medio ambiente miremos el siguiente enlace:

<http://www.youtube.com/watch?v=mzor66plhIY&feature=related>

Ejercicio

0,11 mol de un gas ideal recorre el ciclo de la figura. El proceso BC es adiabático. Si se sabe que $\gamma = 5/3$, Calcular el trabajo realizado para cada proceso



3.5. Sólidos

Salvo pocas excepciones el volumen de los cuerpos aumenta al elevarse su temperatura, si permanece constante la presión ejercida sobre ellos. Cuando se eleva su temperatura aumenta la agitación térmica de sus moléculas, y por lo tanto es de esperar que el cuerpo se dilate.

Experimentalmente se ha demostrado que los cuerpos sufren un aumento en sus dimensiones que es proporcional al incremento de la temperatura.

En este caso nos interesa conocer algo de la dilatación de los sólidos:

a. Dilatación lineal: para la dilatación lineal tenemos la siguiente expresión:

$$L_F = L_0(1 + \alpha \Delta T)$$

α = coeficiente de dilatación. α Aluminio = $8 \cdot 10^{-5} \text{ K}^{-1}$ y α Platino = $2'7 \cdot 10^{-5} \text{ K}^{-1}$

b. Dilatación superficial: para la dilatación superficial tenemos la siguiente expresión:

$$S_F = S_0(1 + 2\alpha \Delta T)$$

c. Dilatación cúbica: para la dilatación superficial tenemos la siguiente expresión:

$$V_F = V_0(1 + 3\alpha \Delta T)$$

Ejemplo resuelto

Una barra de latón $\alpha_l = (20 \times 10^{-6} \text{ }^\circ\text{C}^{-1})$ a 20°C tiene la misma longitud que una de acero $\alpha_a = (10 \times 10^{-6} \text{ }^\circ\text{C}^{-1})$ a 10°C . ¿A qué temperatura, las dos barras tendrán la misma longitud?

Solución

A una cierta temperatura t las dos barras son iguales; por lo tanto:

$$L = L_0(1 + \alpha_l \Delta t) = L_0(1 + \alpha_a \Delta t')$$

Aquí $\Delta T = t - 20$ y $\Delta T' = t - 10$. Reemplazando los datos tenemos:

$$L = L_0(1 + \alpha_l (t - 20)) = L_0(1 + \alpha_a (t - 10))$$

Simplificando llegamos a lo siguiente:

$$20 \times 10^{-6} (t - 20) = 10 \times 10^{-6} (t - 10), \quad 2t - 40 = t - 10, \quad t = 30^\circ\text{C}$$

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:

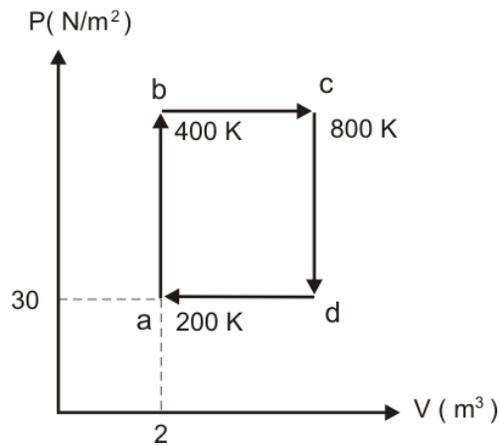
<http://www.youtube.com/watch?v=u3pmPhVSE7k>

Ejercicio

Los rieles de acero (coeficiente de dilatación lineal $10 \times 10^{-6} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$ tiene una longitud de 6 metros. Si se prevé una variación de temperatura de $100 \text{ } ^\circ\text{C}$ ¿Cuál debe ser el espacio entre dos rieles consecutivos?

Prueba Final

Las preguntas 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 y 8 se refieren a la siguiente información: Un gas perfecto se somete a las transformaciones representadas en la siguiente figura:

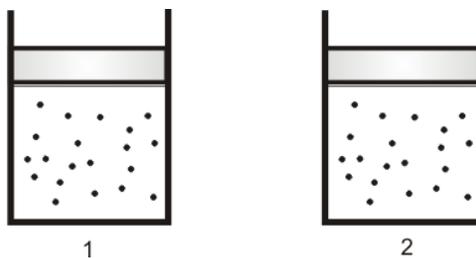


- De acuerdo al gráfico podemos decir que el valor de V_b en el punto b es:
a. 2m^3 b. 30m^3 c. 15m^3 d. 400m^3
- De acuerdo al gráfico podemos decir que el valor de T_b en el punto b es:
a. 800K b. 200 K c. 300 K d. 400K
- De acuerdo a la ley de los gases perfectos podemos decir que el valor de p_b en el punto b es :
a. 40 N/m^2 b. 80 N/m^2 c. 60 N/m^2 d. 100 N/m^2
- De acuerdo a la ley de los gases perfectos podemos decir que el valor de V_c en el punto c es :

- a. 2m^3 b. 4m^3 c. 10m^3 d. 20m^3
5. De acuerdo al gráfico podemos decir que el valor de p_d en el punto d es:
- a. 30 N/m^2 b. 40 N/m^2 c. 50 N/m^2 d. 60 N/m^2
6. De acuerdo a la ley de los gases perfectos podemos decir que el valor de T_d en el punto d es :
- a. 800K b. 200 K c. 300 K d. 400K
7. El trabajo que realiza el gas cuando va desde d hasta a es igual a:
- a. 80 J b. 60 J c. -80 J d. -60 J
8. El trabajo neto que realiza el gas cuando recorre todo el ciclo es:
- a. 80 J b. 60 J c. -80 J d. -60 J

Tomado del libro física Fundamental

Las preguntas 9 y 10 se refieren a la siguiente información: En dos recipientes de iguales volúmenes se tienen gases ideales.



La masa de cada molécula del gas del primer recipiente es m_1 y la rapidez promedio de esas moléculas es v_1 . Para el gas del recipiente 2 estas magnitudes correspondientes valen m_2 y v_2 , cumpliéndose que $m_1 > m_2$ y $v_1 > v_2$. Los recipientes contienen iguales cantidades de moléculas.

1. Acerca de las presiones y temperaturas de estos gases se puede afirmar:

- a. Las presiones son iguales pero T_1 es mayor que T_2
 - b. Las presiones son iguales pero T_1 es menor que T_2
 - c. P_1 es mayor que P_2 y T_1 es mayor que T_2
 - d. P_1 es menor que P_2 y T_1 es menor que T_2
2. Se pasa el gas del recipiente 1 al recipiente 2, manteniendo constante el volumen de éste (V_2) Para esta situación final es válido afirmar que:
- a. Su presión y temperatura son iguales a las del gas 2 antes de la mezcla.
 - b. Su presión es igual a la del gas 2 antes de la mezcla, pero su temperatura es mayor que la del gas 2.
 - c. Su presión es igual a la del gas 2 antes de la mezcla, pero su presión es mayor que la del gas 2.
 - d. Su temperatura y su presión serán mayores que la del gas 2 antes de la mezcla.

Consultar más ejercicios de este tipo en la página www.icfes.gov.co (Ejemplos preguntas tipo icfes Área física general competencia termodinámica)

Actividades

Investiga la solución de los siguientes planteamientos:

1. Un mol de un gas ideal realiza un ciclo cerrado que consta de 3 procesos:
 - ▶ Una expansión Isotérmica a 300K variando su presión desde 5 atm hasta 1 atm
 - ▶ Una compresión Isobárica
 - ▶ Un proceso isocórico volviendo al estado inicial
- a. Elabore un diagrama pV del ciclo (Indique las direcciones).
- b. Calcule el volumen máximo y el volumen mínimo alcanzado por el gas en el ciclo.
- c. Calcule el trabajo realizado en cada proceso y el trabajo total del ciclo, indicando en cada caso si es realizado por el gas o sobre él.

2. Dos salones de igual tamaño se comunican a través de una puerta abierta. Sin embargo, las temperaturas medias en los dos salones se mantienen en valores diferentes. ¿En cuál de los dos salones hay más aire?

3. Si el aire caliente se eleva ¿Por qué es más frío en la cima de una montaña que cerca del nivel del mar?

4. ENERGÍA Y SUS FORMAS

<http://www.youtube.com/watch?v=zPVF0iilvfc>

<http://www.youtube.com/watch?v=KsHp6uYjFbk&feature=related>

OBJETIVO GENERAL

- ▶ Comparar las diferentes formas de energía, entendiendo que el calor es una forma principal de energía, para la enunciación de la primera ley de la termodinámica tanto para sistemas abiertos como para sistemas cerrados y expresándola en forma matemática.

OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- ▶ Definir los conceptos de temperatura y calor.
- ▶ Confirmar el concepto de trabajo en aplicaciones que involucren la primera ley de la termodinámica.
- ▶ Elaborar una expresión matemática de la primera ley.
- ▶ Definir la primera ley de la termodinámica para sistemas cerrados.
- ▶ Ilustrar mediante un ejemplo una aplicación de la primera ley de la termodinámica.
- ▶ Definir la primera ley de la termodinámica para sistemas abiertos.
- ▶ Explicar en qué consiste un sistema de flujo permanente.
- ▶ Analizar los diferentes dispositivos de flujo en procesos industriales.
- ▶ Analizar en qué caso se presenta un sistema de flujo uniforme.
- ▶ Comprender los conceptos de balance de masa y de energía.
- ▶ Estudiar algún caso que muestre la aplicación de los sistemas de flujo a procesos agroindustriales.

Prueba Inicial

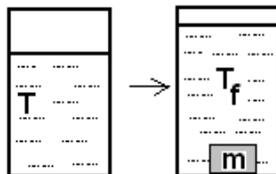
De acuerdo a tus consultas previas responde:

- Se calientan 5g de agua de 15° C a 19° C. Si el calor específico del agua es 1 cal/g°C, el calor cedido al agua en el proceso es:
 - 75 calorías
 - 20 calorías
 - 95 calorías
 - 5 calorías
- Indique cuál de las siguientes afirmaciones es la única verdadera:
 - La energía interna de cualquier sistema termodinámico es sólo función de la temperatura.
 - La energía interna de un gas ideal es sólo función de la temperatura.
 - En una evolución isotérmica el sistema no intercambia calor.
 - En un proceso adiabático el sistema no varía la temperatura.
 - Si un sistema no varía su volumen, entonces no realiza ni recibe trabajo.
- De las siguientes temperaturas de 1 litro de agua a presión de 1 bar, la menor es:
 - 273 K
 - 32 °C
 - 5° C
 - 250 K

Responda las preguntas 3 y 4 de acuerdo con la siguiente información:

El calor específico de una sustancia está definido por la expresión $c = \frac{Q}{m \times \Delta T}$ en donde Q es el calor que es necesario suministrar a la unidad de masa de esa sustancia para que su temperatura aumente en una unidad.

Se tiene un calorímetro (recipiente construido para aislar térmicamente su contenido del exterior) de masa despreciable, con una masa de agua M a temperatura T.

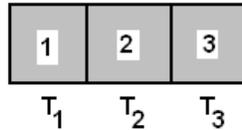


1. Se introduce un cuerpo de masa m a temperatura T_0 . Si $T_0 > T$, la temperatura T_f , a la cual llegará el sistema al alcanzar el equilibrio térmico, es:
 - a. T
 - b. T
 - c. menor que T
 - d. menor que T_0 pero mayor que T
2. Si T_f es la temperatura final del conjunto y c_1 es el calor específico del agua y c_2 el del cuerpo de masa m , el calor ganado por la masa de agua M es:
 - a. $Mc_2(T_0 - T_f)$
 - b. $mc_2(T_0 - T_f)$
 - c. $Mc_1(T_f - T)$
 - d. $mc_1(T_f - T)$

Responda las preguntas 5 y 6 de acuerdo con la siguiente información:

Se tienen tres cuerpos iguales aislados del medio ambiente, a temperatura T_1 , T_2 y T_3 tales que $T_1 > T_3 > T_2$.

Se ponen en contacto como lo muestra la figura.



3. Inicialmente es correcto afirmar que:
 - a. 1 cede calor a 2, y 2 cede calor a 3
 - b. 1 cede calor a 2 y 3 cede calor a 2
 - c. 2 cede calor a 1 y 3 cede calor a 2
 - d. 2 cede calor a 1 y 2 cede calor a 3
4. Si la capacidad calorífica del cuerpo 1 es C , el calor que éste cede al cuerpo 2 hasta alcanzar la temperatura de equilibrio T_f vale.

- a. $C (T_3 - T_2)$
- b. $C (T_f - T_2)$
- c. $C (T_1 - T_f - T_3)$
- d. $C (T_1 - T_f)$

Consultar más ejercicios de este tipo en la página www.icfes.gov.co (Ejemplos preguntas tipo icfes Área física genera I- competencia termodinámica)

4.1. Calor y Temperatura

Las nociones de calor y temperatura aceptadas científicamente se apoyan en las sensaciones que nos da nuestro cuerpo a través de algunos de nuestros sentidos. Así, por ejemplo, la sensación fisiológica revelada por el tacto, permite poder clasificar a los cuerpos en fríos y calientes, dando lugar a la noción aceptada de temperatura y por extensión a la de calor. Sin embargo, la física persigue nociones que vayan más lejos en la cual estas cantidades puedan ser cuantificadas, es decir, representadas por una cantidad numérica. Cuando una taza llena de café acabado de servir, se toca con los dedos se tiene la sensación que se describe diciendo que la taza está caliente, o que es alta su temperatura. Si se toca una copa llena de helado se tiene una sensación de frío y se dice que la copa se encuentra a baja temperatura. Un cuerpo tibio o templado es aquel que no se siente ni frío ni caliente, porque su temperatura es parecida a la de nuestro cuerpo.

Existe una propiedad que poseen todos los cuerpos o sistemas, que al ponerse en contacto con otros, nos asegura que nos da la misma sensación térmica. Llamamos a esta propiedad temperatura.

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:

<http://www.youtube.com/watch?v=u3pmPhVSE7k>

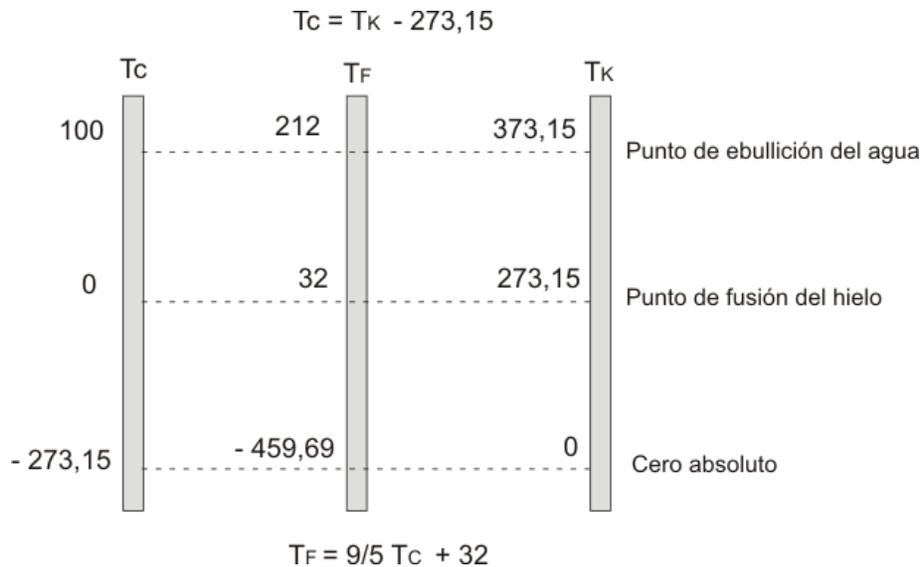
Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:

<http://www.youtube.com/watch?v=quqN2GERiNE&feature=related>

Los experimentos, independientes entre sí, de James Prescott Joule (1818-1889) en Inglaterra, Julius Robert von Mayer (1814-1878) en Heilbronn, Hermann von Helmholtz (1821-1894) en Alemania y L. A. Colding (1815-1888) en Dinamarca sobre la conservación de la energía, apuntaban fuertemente hacia el calor como una forma más de energía. En particular Joule, demostró experimentalmente que cada vez que una cantidad dada de energía mecánica se convierte en calor, se desarrolla la misma cantidad de calor. En esta forma se estableció de manera definitiva la equivalencia del calor y el trabajo mecánico como dos formas de energía. El calor no sólo es capaz de aumentar la temperatura o modificar el estado físico de los cuerpos, sino

que además puede moverlos y realizar un trabajo. Las máquinas de vapor que tan espectacular desarrollo tuvieron a finales del siglo XVIII y comienzos del XIX son una buena muestra de ello. Desde entonces las nociones de calor y energía quedaron unidas y el progreso de la física permitió, a mediados del siglo pasado, encontrar una explicación detallada para la naturaleza de esa nueva forma de energía, que se pone de manifiesto en los fenómenos caloríficos.

Se le atribuye el perfeccionamiento de las escalas de temperatura a Kelvin, Celsius y Fahrenheit.



Podemos cambiar el estado de un cuerpo intercambiando energía en la forma de calor, o en forma de trabajo. Una propiedad de un cuerpo que puede cambiar en tal proceso es su temperatura T . el cambio de temperatura ΔT que corresponde a la transferencia de una cantidad de energía calorífica Q en particular dependerá de las circunstancias bajo las cuales se transfiere el calor. Por ejemplo, en el caso de un gas confinado en un cilindro con un émbolo móvil, podemos añadir calor y mantener fijo al émbolo (por lo tanto manteniendo el volumen constante), o podemos añadir calor y permitir que el émbolo se mueva pero se mantenga constante la fuerza sobre el émbolo (por lo tanto manteniendo al gas bajo presión constante). Incluso podemos cambiar la temperatura efectuando un trabajo sobre un sistema, como al frotar entre sí a dos objetos que entre uno y otro ejerzan fuerzas de fricción; en este caso, no es necesario que ocurra una transferencia de calor.

Se define la **capacidad calorífica** C' de un cuerpo como la razón entre la cantidad de calor Q suministrada al cuerpo durante cualquier proceso y su cambio de temperatura ΔT ; esto es:

$$C' = \frac{Q}{\Delta T}$$

La capacidad calorífica por unidad de masa de un cuerpo, llamada capacidad calorífica específica, o simplemente **calor específico**, como es lo usual, es característica del material de que está compuesto el cuerpo:

$$c = \frac{C'}{m} = \frac{Q}{m\Delta T}$$

La capacidad calorífica es característica de un objeto en particular, pero el calor específico caracteriza a una sustancia.

La capacidad calorífica y el calor específico dependen de la temperatura (y posiblemente de otras variables como la presión).

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:

<http://www.youtube.com/watch?v=5C6pOOpVsQQ&feature=related>

El calor específico de una sustancia es el calor que se debe suministrar a la unidad de masa, para que su temperatura se eleve en un grado. Habitualmente las unidades de calor específico son

$$\left[\frac{\text{cal}}{\text{gr}} \cdot ^\circ\text{C} \right].$$

Para conocer el calor específico de agua puede visitar la siguiente página en internet:

<http://www.youtube.com/watch?v=yDbTV51a3yl&feature=related>

El calor específico es diferente para cada sustancia y estrictamente hablando no es una constante. Esta depende de la localización del intervalo de temperaturas tratadas. Por consiguiente, las ecuaciones previas consideran solamente los valores medios para esta cantidad en el intervalo de temperaturas de ΔT . Note que para el caso del agua, de acuerdo a la definición de caloría

$$c_{\text{Agua}} = 1 \left[\frac{\text{cal}}{\text{gr}} \cdot ^\circ\text{C} \right]$$

Fue precisamente Joule quien por primera vez midió cuidadosamente el equivalente de energía mecánica a energía calorífica, este es el número de [J] equivalentes a 1 [cal], encontrando

$$1 [\text{cal}] = 4,186 \text{ J}$$

Esto es, cuando se convierten 4,186 J de energía mecánica en calor, se eleva 1°C la temperatura de 1 gr de agua.

Por consiguiente, la energía de cualquier índole ya sea esta potencial gravitatoria, potencial elástica, cinética o alguna otra, puede ser expresada en unidades de [cal] lo mismo que en unidades de [J].

De la ecuación $c = \frac{C'}{m} = \frac{Q}{m\Delta T}$ podemos deducir fácilmente $Q = mc(T_f - T_i)$

En cuanto a la capacidad calorífica de un **gas ideal** a volumen constante supongamos que introduzcamos cierta cantidad de energía como calor Q en un gas que esté confinado dentro de un cilindro equipado con un émbolo. El gas puede entonces:

1. almacenar la energía en forma de energía cinética al azar de sus moléculas (energía interna).
2. usar la energía para efectuar un trabajo sobre el entorno (tal como elevando una pesa sobre el émbolo).

Consideremos el caso en que el émbolo esté fijo, de modo que el volumen del gas permanezca constante, y no se efectúe ningún trabajo externo. En este caso toda la energía térmica se convierte en energía interna.

$$Q = \Delta E_{int}$$

Sea C_v la capacidad calorífica molar a volumen constante, de modo que la ecuación:

$$C = \frac{C'}{n} = \frac{Q}{n\Delta T}, \quad C_v = \frac{\Delta E_{int}}{n\Delta T}$$

Pero sabemos que para un gas ideal monoatómico $\Delta E_{int} = \frac{3}{2}nR\Delta T$ tenemos entonces:

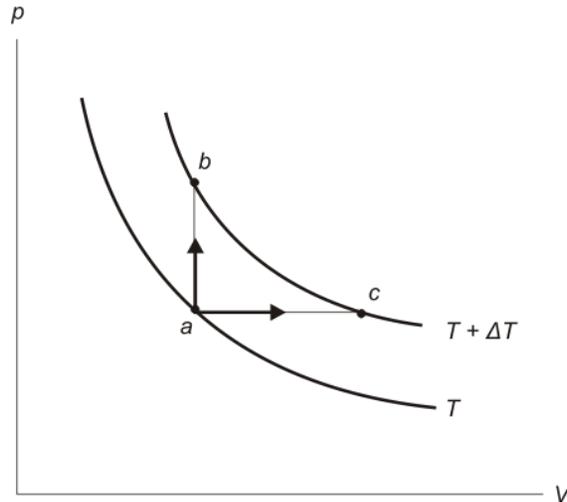
$$C_v = \frac{\Delta E_{int}}{n\Delta T} = \frac{\frac{3}{2}nR\Delta T}{n\Delta T}, \quad C_v = \frac{3}{2}R = 12.5 \text{ J/mol} \times K \quad (\text{Gas monoatómico})$$

De manera similar podemos obtener:

$$C_v = \frac{5}{2}R = 20.8 \text{ J/mol} \times K \quad (\text{Gas diatómico})$$

$$C_v = 3R = 24.18 \text{ J/mol} \times K \quad (\text{Gas poliatómico})$$

La siguiente figura muestra dos isotermas del gas ideal que difieren en temperatura ΔT . La trayectoria ab es el proceso a volumen constante considerado previamente. La trayectoria ac es un proceso a presión constante que conecta a las mismas dos isotermas.



Anteriormente decíamos que la energía interna de un gas ideal depende únicamente de la temperatura. Para todas las trayectorias que conecten las dos isotermas, el cambio de energía interna tiene el mismo valor, porque todas las trayectorias corresponden al mismo cambio de temperatura. En particular, el cambio en la energía interna es el mismo para las trayectorias ab y ac

$$\Delta E_{\text{int},ab} = \Delta E_{\text{int},ac}$$

Existen dos contribuciones al cambio de la energía interna a lo largo de la trayectoria ac : el calor Q transferido al gas y el trabajo W efectuado sobre el gas.

$$\Delta E_{\text{int},ac} = Q + W$$

Se considera que el calor transferido desde el entorno es positivo y tiende a incrementar la energía interna. Si el volumen disminuye, el trabajo efectuado sobre el gas por el entorno es positivo, lo cual tiende a aumentar la energía interna. Si el volumen aumenta ($W < 0$), el gas efectúa un trabajo sobre el entorno, lo cual tiende a disminuir la energía interna del gas. Usando la ecuación

$C = \frac{C'}{n} = \frac{Q}{n\Delta T}$, el calor transferido en un proceso a presión constante puede escribirse así:

$$Q = nC_p\Delta T$$

Donde C_p es la capacidad calorífica molar a presión constante. La ecuación $W = -p\Delta V$ que ya vimos anteriormente, da el trabajo a lo largo de la trayectoria ac . Teniendo en cuenta la ley general de los gases ideales $PV = nRT$, $P = \frac{nR\Delta T}{\Delta V}$, tenemos entonces:

$$W = -p\Delta V = -\frac{nR\Delta T}{\Delta V}\Delta V, \quad W = -nR\Delta T$$

Usando la ecuación $C_v = \frac{\Delta E_{int}}{n\Delta T}$ para obtener el cambio en la energía interna a lo largo de la trayectoria ab : $\Delta E_{int} = n\Delta TC_v$ e igualando con $\Delta E_{int,ac} = Q + W$ tenemos:

$$n\Delta TC_v = Q + W$$

Sustituyendo los valores de Q y W llegamos a lo siguiente:

$$n\Delta TC_v = nC_p\Delta T + (-nRT), \quad C_v = C_p - R, \quad C_p = C_v + R$$

De la ecuación anterior podemos hallar las capacidades caloríficas molares a presión constante:

Gas monoatómico: $C_p = C_v + R$, $C_p = \frac{3}{2}R + R$, $C_p = \frac{5}{2}R = 20.8 \text{ J/mol}\times K$

Gas diatómico: $C_p = C_v + R$, $C_p = \frac{5}{2}R + R$, $C_p = \frac{7}{2}R = 29.1 \text{ J/mol}\times K$

Gas poliatómico $C_p = C_v + R$, $C_p = 3R + R$, $C_p = 4R = 33.3 \text{ J/mol}\times K$

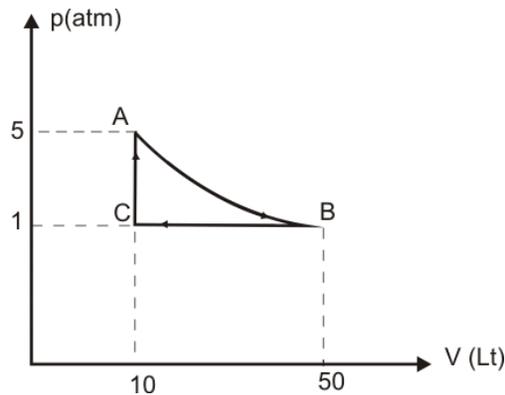
Otro parámetro de interés que puede medirse de manera directa, independientemente de los valores C_p y C_v , es la razón de las capacidades caloríficas molares γ , definido como:

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

Ejemplo resuelto

Un mol de un gas ideal monoatómico ($\gamma = 1.4$) se lleva a través del ciclo ABCA de la figura, donde AB es una expansión isotérmica reversible. Determinar:

- El trabajo neto hecho por el gas.
- El calor absorbido por el gas.
- El calor cedido por el gas



Solución

1. El trabajo realizado en el proceso isotérmico AB es:

$$W_{AB} = PV \ln \frac{V_B}{V_A} = (5 \text{ atm}) \times (10 \text{ Lt}) \ln \frac{50 \text{ Lt}}{10 \text{ Lt}} = 80.472 \text{ atm} \times \text{Lt}$$

El trabajo realizado en el proceso isotérmico BC es:

$$W_{BC} = P(V_C - V_B) = 1 \text{ atm} \times (10 \text{ Lt} - 50 \text{ Lt}) = -40 \text{ atm} \times \text{Lt}$$

El trabajo realizado en el proceso isotérmico CA es CERO.

En el ciclo se tiene: $W_{ABCA} = 80.472 \text{ Lt} + (-40 \text{ atm} \times \text{Lt}) = 40.472 \text{ atm} \times \text{Lt}$

2. El calor cedido por el gas es:

$$Q_{CA} = nC_V(T_A - T_C) = n \times (2.5R) \left(\frac{P_A V_A}{nR} - \frac{P_C V_C}{nR} \right) = 2.5(P_A V_A - P_C V_C)$$

$$Q_{CA} = 2.5(5 \text{ atm} \times 10 \text{ Lt} - 1 \text{ atm} \times 10 \text{ Lt}) = 100 \text{ atm} \times \text{Lt}$$

$$Q_{AB} = W_{AB} = 80.472 \text{ atm} \times \text{Lt}$$

Calor absorbido por el gas: $Q_{CA} + Q_{AB} = 180.472 \text{ atm} \times \text{Lt}$

- a. Para el calor cedido por el gas tenemos:

$$C_p = C_v \gamma$$

$$C_p = C_v + R, \quad C_v \gamma = C_v + R, \quad C_v = \frac{R}{(\gamma - 1)} = \frac{R}{(1.4 - 1)} = 2.5R$$

$$C_p = C_v + R = 2.5R + R = 3.5R$$

Luego, el calor cedido por el gas es:

$$Q_{BC} = nC_p \times (T_C - T_B) = n(3.5R) \left(\frac{P_C V_C}{nR} - \frac{P_B V_B}{nR} \right)$$

$$Q_{BC} = 3.5(P_C V_C - P_B V_B) = 3.5 \times (1 \text{ atm} \times 10 \text{ lt} - 1 \text{ atm} \times 50 \text{ lt}) = -140 \text{ atm} \times \text{lt}$$

Ejercicio

Dos moles de gas oxígeno se calientan desde una temperatura de 20° C y una presión de 1 atm a una temperatura de 100 ° C. Suponer que el oxígeno es un gas ideal.

- Cuánto calor debe suministrarse si el volumen se mantiene constante durante el calentamiento.
- Cuánto calor debe suministrarse si la presión permanece constante.

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=B6ZGiABzZAU&feature=related>

4.2. Trabajo y sus Formas Mecánicas

Cuando las moléculas alcanzan una pared sólida limítrofe y chocan con ella se genera una presión, que entendemos como la consecuencia de los impactos. Si calentamos la superficie las partículas que la integran comunican su energía vibracional a las del gas. Asociamos el aumento de temperatura con el aumento de la cantidad de energía almacenada como energía cinética. En los gases el modo predominante de almacenar energía cinética es el traslacional, ya que las partículas tienen libertad de movimiento, de manera que casi todo el aumento de temperatura se traduce en un aumento de energía cinética que se manifiesta por una mayor frecuencia de impactos con las paredes del recipiente o conducto y por ende en un aumento de presión. Como se ve, es difícil establecer categorías definidas de modos o maneras de manifestarse la energía, ya que en cierto sentido el aumento de temperatura nos dice que podremos transferir calor con mayor facilidad, ya que el flujo de calor depende de los gradientes térmicos, pero también el aumento de presión se puede usar para producir un trabajo externo. Aquí tenemos ya instalada la noción de que tanto trabajo como calor son formas de transferir energía o dicho en otras palabras, energía en tránsito.

Para mayor comodidad vamos a englobar los términos energía cinética y potencial de partículas en un término que llamaremos U y es **la energía interna**.

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=CXaO-u4XEW8>

¿De qué variables de estado depende la energía interna? Por lo que hemos comentado, es claro que las variaciones de presión y temperatura afectan la energía interna, de modo que podemos afirmar sin temor a equivocarnos que U probablemente depende de P y T.

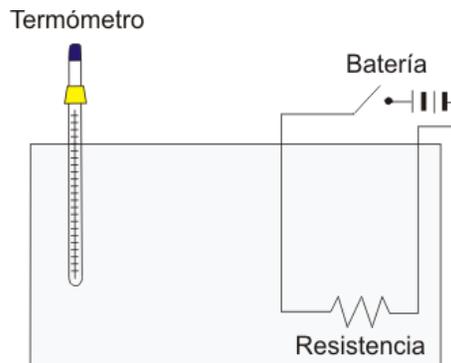
Si además de la energía interna consideramos los modos macroscópicos de manifestarse la energía (Potencial y cinética del conjunto, ya no de sus partículas) tenemos la siguiente identidad:

$$\left[\begin{array}{c} \text{Energía} \\ \text{total} \end{array} \right] = \left[\begin{array}{c} \text{Energía potencial} \\ \text{macroscópica} \end{array} \right] + \left[\begin{array}{c} \text{Energía cinética} \\ \text{macroscópica} \end{array} \right] + \left[\begin{array}{c} \text{Energía} \\ \text{Interna} \end{array} \right], \quad E = E_p + E_c + U$$

En este apartado tratamos el trabajo desarrollado sobre o por los sistemas cerrados. Cuando un sistema sufre una transformación, esta puede provocar cambios en el medio ambiente. Si tales cambios implican una variación de las fuerzas que ejerce el medio ambiente sobre el sistema, o más precisamente sobre la frontera entre el sistema y el medio ambiente, entonces ha habido producción de trabajo. Dependiendo del origen físico de las fuerzas aplicadas al sistema o producidas por él se distinguen diferentes formas de trabajo realizado. Podemos distinguir tres clases de trabajo:

Trabajo mecánico: A los efectos de precisar el análisis y tipificar con exactitud lo que entiende la Termodinámica por trabajo mecánico se lo clasifica en dos categorías. Se puede encontrar trabajo mecánico de expansión (o de compresión, que es el proceso inverso) cuando el sistema contiene un gas que entrega trabajo al medio externo por efecto de su propia fuerza elástica. Si el trabajo es de compresión algún agente externo al sistema (medio ambiente) debe proveer la energía necesaria para vencer la fuerza elástica del gas.

Trabajo eléctrico: El trabajo eléctrico es producido por o contra fuerzas de origen eléctrico, como en el croquis adjunto.



Aquí el sistema se compone de un recipiente lleno de fluido, un termómetro y una resistencia eléctrica conectada a una batería que proporciona un voltaje constante V mediante unos conductores lo suficientemente finos para mantener el sistema térmicamente aislado de la batería. La carga que puede proporcionar la batería es un parámetro externo. El trabajo eléctrico realizado por la batería sobre el sistema se puede calcular como el producto de la carga por el voltaje. La resistencia juega aquí un papel completamente análogo a la rueda de paletas del caso anterior, de modo que ambos son simplemente aparatos adecuados sobre los que puede realizarse trabajo.

Trabajo químico: Decimos que hay trabajo químico cuando una transformación que involucra un cambio de composición en el sistema se libera energía capaz de producir trabajo, o cuando como consecuencia de la entrega de una determinada cantidad de energía al sistema, este experimenta una transformación que involucra un cambio de composición. Desde este punto de vista, todos los procesos de combustión involucran la transferencia de trabajo químico. Este se produce como consecuencia del cambio irreversible de la composición del sistema, que libera una gran cantidad de energía interna.

Por último, recordamos la fórmula asociada al trabajo por una fuerza a lo largo de una distancia. Dos requisitos: debe haber una fuerza que actúe sobre la frontera y la frontera debe moverse.

$$W = \int_1^2 \vec{F} \times d\vec{S}$$

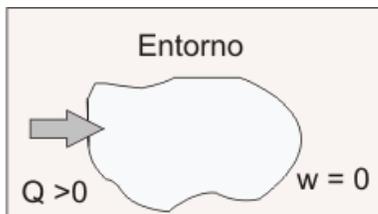
Ya anteriormente, se explicó el trabajo efectuado sobre un gas ideal.

Ejemplo resuelto

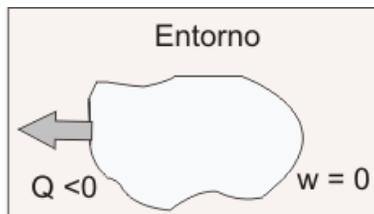
Realizar un gráfico que nos ayude a describir las relaciones de energía de cualquier proceso termodinámico en términos de la cantidad de calor Q agregada al sistema y el trabajo W realizado por él.

Solución

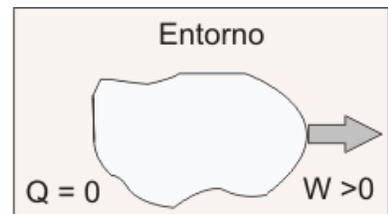
Un valor positivo de Q representa flujo de calor al sistema, con un suministro de energía correspondiente; un Q negativo representa flujo de calor hacia fuera del sistema (expulsado). Un valor positivo de W representa trabajo realizado por el sistema contra el entorno, como el de un gas en expansión, y por lo tanto corresponde a la energía que sale del sistema. Un W negativo, como el realizado durante la compresión de un gas, cuando el entorno realiza trabajo sobre el gas, representa energía que entra en el sistema.



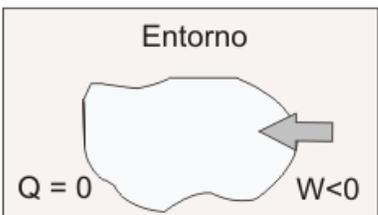
(a) Si se agrega calor al sistema, Q es positivo.



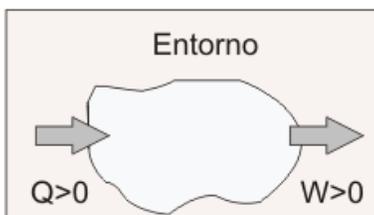
(b) Si sale calor del sistema, Q es negativo.



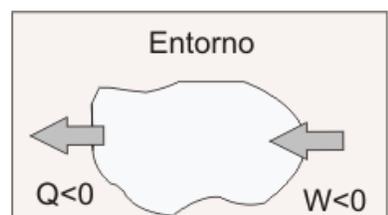
(c) Si el sistema realiza trabajo, W es positivo.



(d) Si se realiza trabajo sobre el sistema, W es negativo.



(e) Se agrega calor al sistema y éste efectúa trabajo.



(f) Sale calor del sistema y se realiza trabajo sobre el sistema.

Imagen tomada del libro Física Universitaria I. Sears Zemasky. Unidad 17 de termodinámica Ed. Pearson, 2009.

Ejercicio

Un gas cuyo volumen inicial es 2 m^3 se expande, a presión constante de 2 N/m^2 , hasta ocupar un volumen de 6 m^3 . ¿Cuál es el trabajo que realiza el gas?

4.3. Expresión Matemática de la Primera Ley

Recordemos que en general la energía total (**ET**) de un sistema puede descomponerse en energía de masa E_m , energía cinética E_k , energía potencial E_p , y energía interna U ; es decir:

$$ET = E_m + E_k + E_p + U$$

Donde $E_m = mc^2$ y $E_k = \frac{1}{2}mV^2$

La energía potencial depende de los campos externos a los que está sometido el sistema y viene dada por una función de la posición, y la energía interna U que considera la energía de las partículas que constituyen el sistema y sus interacciones a corta distancia.

En realidad, esta descomposición permite distinguir entre las formas de energía 'mecánica' (E_m , E_k y E_p) y una forma de energía 'termodinámica' (U) que tiene sentido para un sistema estadístico constituido por un gran número de partículas.

El cambio de energía total del sistema equivale a:

$$DET = DE_k + DE_p + DU$$

Donde DE_k y DE_p representan el cambio de su energía **externa**, cinética y potencial respectivamente, y DU representa el cambio de su energía **interna**, dada por la energía cinética y potencial de las moléculas, átomos y partículas subatómicas que constituyen el sistema.

La energía interna de un sistema, U , tiene la forma de energía cinética y potencial de las moléculas, átomos y partículas subatómicas que constituyen el sistema, es decir,

$$U = E_{c \text{ int}} + E_{p \text{ int}}$$

Donde la energía cinética interna es la suma de la energía cinética de todas las partículas del sistema. Y la energía potencial interna es la suma de la energía potencial debida a la interacción de todas las partículas entre sí.

Ejemplo resuelto

¿Por qué se dice que la primera ley de la termodinámica es una ley de conservación de la energía?

Solución

Porque en cualquier proceso que podemos imaginar, la energía en juego es siempre la misma. Si ganamos energía, debe ser a costa de algo o alguien, y si la perdemos, debe ir a algún sitio. No podemos obtener energía de la nada, o como dice el dicho popular, «de donde no hay, no se puede sacar».

Ejercicio

¿Es el calor lo mismo que energía interna? Si no, dé un ejemplo en el que la energía interna de un sistema cambie sin haber un flujo de calor a través de la frontera del sistema.

4.4. Primera Ley: Sistemas Cerrados

Para un sistema cerrado (de masa constante) la primera ley de la termodinámica se expresa matemáticamente por medio de:

$$\Delta E = Q - W$$

Donde ΔE es el cambio total de energía del sistema, Q es el calor agregado al sistema y W el trabajo realizado por el sistema.

La primera ley de la termodinámica expresa que el cambio total de energía de un sistema cerrado es igual al calor transferido al sistema, menos el trabajo efectuado por el sistema.

Si se expande ΔE en la expresión de la primera ley, se obtiene la ecuación:

$$\Delta E_k + \Delta E_p + \Delta U = Q - W$$

En el caso frecuente donde las energías potencial y cinética (energía externa) del sistema no cambian, esta ecuación se convierte en:

$$\Delta U = Q - W . \text{ En forma diferencial tenemos: } dU = dQ - dW$$

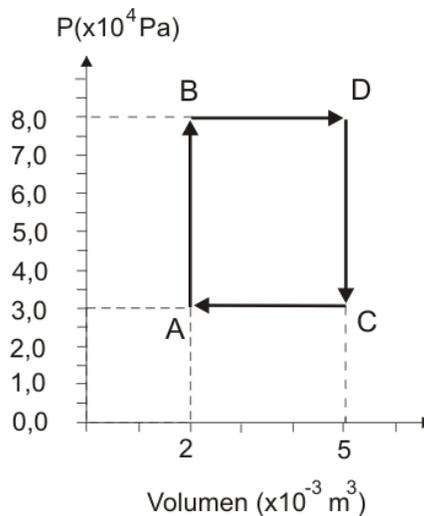
Y todo el intercambio de energía con el entorno sirve para cambiar sólo la energía interna.

Recordemos que para sistemas cerrados, el intercambio de energía sistema-entorno sólo puede ocurrir en dos formas: **calor** y **trabajo**.

Ejemplo resuelto

La figura representa un proceso termodinámico. En el proceso AB se suministran 600J de calor, y en el BD 200J. Hallar:

- La variación de la energía interna en el proceso AB.
- La variación de la energía interna en el proceso ABD.
- El calor total intercambiado con el ambiente en el ciclo.



Solución

$$a. \quad \Delta U_{AB} = \Delta Q_{AB} - W_{AB} = (600 + 0)J = 600J \quad (\text{área bajo } W_{AB} = 0, \quad P(V_{fA} - V_{iA}) = 0)$$

$$b. \quad \Delta U_{ABD} = (\Delta Q_{AB} + \Delta Q_{BD}) - (W_{AB} + W_{BD}) = (\Delta Q_{AB} + \Delta Q_{BD}) - (W_{AB} + P(V_f - V_i))$$

$$\Delta U_{ABD} = (600 + 200) - (0 + 8 \times 10^4 (5 \times 10^{-3} - 2 \times 10^{-3})) = 800J - 240J = 560J$$

$$c. \quad \Delta Q_{\text{ciclo}} = \Delta U_{\text{ciclo}} + W_{\text{ciclo}} = 0 + W_{\text{ciclo}} \quad (\text{ya que en un ciclo completo } \Delta U = 0 \text{ (} U_{\text{inicial}} = U_{\text{final}}))$$

$$\Delta Q_{\text{ciclo}} = W_{\text{ciclo}} = W_{AB} + W_{BD} + W_{DC} + W_{CA}$$

$$\Delta Q_{\text{ciclo}} = 0 + 8 \times 10^4 (5 \times 10^{-3} - 2 \times 10^{-3}) + 0 - 3 \times 10^4 (5 \times 10^{-3} - 2 \times 10^{-3}) = 240J - 90J = 150J$$

Ejercicio

- a. Cuando 20 calorías de calor son absorbidas por un gas, éste realiza 30 J de trabajo. ¿Cuál es la variación de energía interna del gas?
- b. Si se adicionan 400 kcal a un gas que se expande y realiza 800 KJ de trabajo ¿Cuál es la variación de energía interna del gas?

4.5. Aplicaciones a los Procesos Agroindustriales

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:

<http://www.youtube.com/watch?v=dasZZ1X6TP4&NR=1>

Dentro de las aplicaciones de la primera ley encontramos algunos procesos como: los procesos cíclicos, proceso isócoro, proceso isobárico, proceso adiabático, proceso isotérmico y proceso de estrangulación.

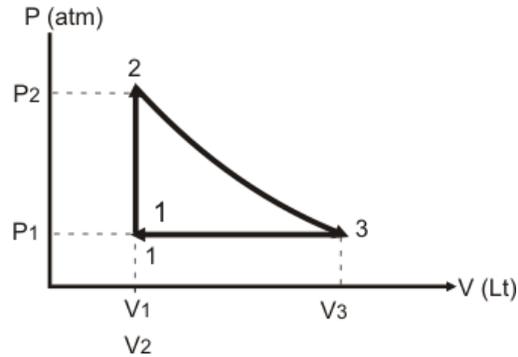
Ejemplo resuelto

Un mol de gas ideal ($\gamma = 1,4$; $C_V = \frac{5}{2}R$) se encuentra inicialmente a $T_1 = 0^\circ\text{C}$ de temperatura y 1 atm de presión (entonces $V_1 = 22,4$ litros). El gas se calienta a volumen constante hasta $T_2 = 150^\circ\text{C}$ y luego se expande adiabáticamente hasta que su presión vuelve a ser la inicial. Después se comprime a presión constante hasta su estado original.

- a. Representar el ciclo en un diagrama PV.
- b. Calcular la presión p_2 .
- c. Calcular la temperatura T_3 después de la expansión adiabática.
- d. Calcular el calor absorbido o cedido por el sistema durante cada proceso.

Solución

a. El gráfico correspondiente sería:



b. De la ley de los gases, con V constante entre los estados 1 y 2, con temperatura en Kelvin:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}, \quad p_2 = \frac{T_2 p_1}{T_1} = \frac{(423\text{k}) \times (1\text{atm})}{273\text{k}} = 1,55\text{atm}$$

c. Entre los estados 2 y 3 existe un proceso adiabático, cumpliéndose:

$$p_2 V_2^\gamma = p_3 V_3^\gamma$$

$$V_3^\gamma = \left(\frac{p_2}{p_3}\right) V_2^\gamma, \quad V_3 = \left(\frac{p_2}{p_3}\right)^{\frac{1}{\gamma}} V_2, \quad V_3 = \left(\frac{1,55\text{atm}}{1\text{atm}}\right)^{\frac{1}{1,4}} (22,4\text{litros}) = 30,63\text{litros}$$

d. Entre los estados 2 y 3 existe un proceso adiabático, cumpliéndose:

$$T_2 V_2^{\gamma-1} = T_3 V_3^{\gamma-1}$$

$$T_3 = \left(\frac{V_2}{V_3}\right)^{\gamma-1} T_2, \quad T_3 = \left(\frac{22,4\text{atm}}{30,63\text{atm}}\right)^{1,4-1} \times (423\text{K}) = 373,23\text{K}$$

e. Para el calor absorbido o cedido por el sistema durante el proceso tenemos:

$$Q_{1-2} = nC_V(T_2 - T_1)$$

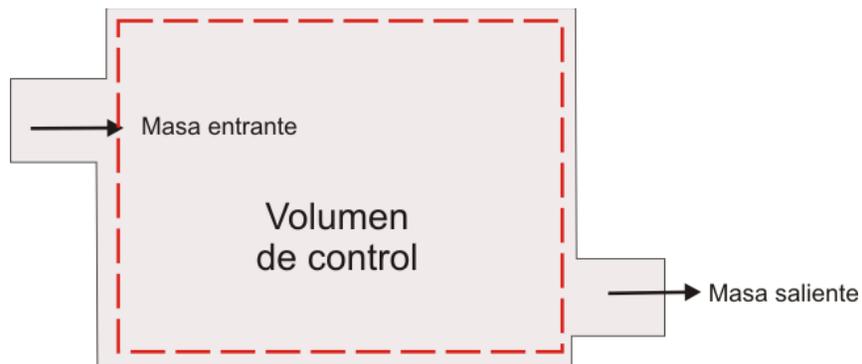
$$Q_{1-2} = 1\text{mol} \times \frac{5}{2} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{l}}{\text{mol} \times \text{K}} \times (423\text{K} - 273\text{K}) = 30,75\text{atm} \times \text{l}$$

Ejercicio

El proceso de estrangulación ocurre cuando un fluido, a presión elevada constante, se expande a través de una pequeña abertura a una región de presión inferior constante, sin intercambio de calor con el exterior. Consultar una expresión matemática para calcular el trabajo neto en un proceso de estrangulación.

4.6. Primera Ley: Sistemas Abiertos

Un gran número de problemas en ingeniería implican un flujo de masa hacia y desde un sistema y, en consecuencia, se modelan como sistemas abiertos o volúmenes de control. Un volumen de control tiene un tamaño y forma fijos, pero también puede incluir una frontera móvil. Miremos este asunto a través de un gráfico:



El Principio de conservación de la masa en sistemas abiertos nos dice que:

$$\left[\begin{array}{l} \text{Masa total que} \\ \text{entra en el sistema} \end{array} \right] - \left[\begin{array}{l} \text{Masa total que} \\ \text{sale del sistema} \end{array} \right] = \left[\begin{array}{l} \text{Cambio neto en la} \\ \text{masa del sistema} \end{array} \right]$$

$$\sum m_{en} - \sum m_{sal} = \Delta m_{vc}$$

También puede expresarse en forma de tasa como.

$$\dot{m}_{entra} - \dot{m}_{sale} = \frac{dm_{sistema}}{dt}$$

La cantidad de masa que fluye en una sección transversal por unidad de tiempo se denomina **relación de flujo** de masa, \dot{m} .

La relación de flujo de masa de un fluido que circula a través de una tubería viene dada por:

$$\dot{m} = \int_A \rho v_n dA$$

Donde A es el área de la sección transversal de la tubería, ρ es la densidad y v_n es la componente normal de la velocidad. Si podemos suponer que las propiedades del fluido, como la densidad y la velocidad, son casi constantes a lo largo de la sección transversal, entonces la relación de flujo adopta una forma mucho más sencilla:

$$\dot{m} = \rho v_{pro} A$$

El volumen del fluido que circula a través de una sección transversal por unidad de tiempo se llama **relación de flujo de volumen** y está dada por:

$$\dot{V} = \int_A v_n dA \approx v_{pro} A$$

Las relaciones de flujo de masa y de volumen se relacionan por:

$$\dot{m} = \rho \dot{V} = \frac{\dot{V}}{v}$$

Mientras que el principio de la conservación de la energía para sistemas abiertos nos dice:

$$\left[\begin{array}{l} \text{Energía total que} \\ \text{cruza la frontera} \\ \text{como calor y trabajo} \end{array} \right] + \left[\begin{array}{l} \text{Energía total de} \\ \text{la masa que entra} \\ \text{en el sistema} \end{array} \right] - \left[\begin{array}{l} \text{Energía total de} \\ \text{la masa que sale} \\ \text{del sistema} \end{array} \right] = \left[\begin{array}{l} \text{Cambio neto} \\ \text{de la energía} \\ \text{del sistema} \end{array} \right]$$

$$Q - W + \sum E_{en} - \sum E_{sal} = \Delta E_{VC}$$

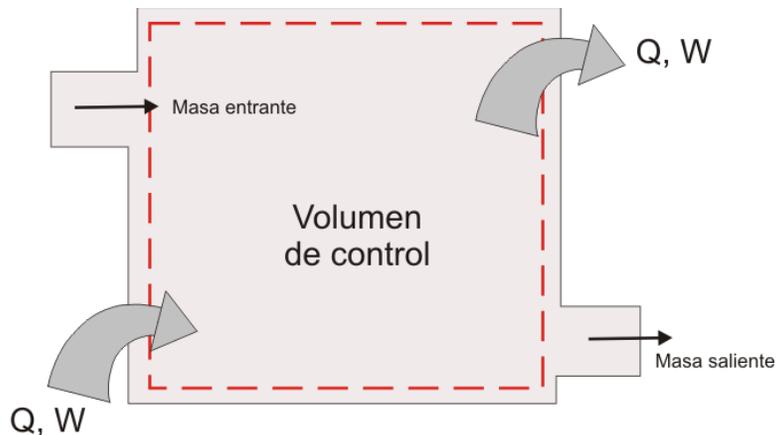


Imagen tomada del texto Termodinámica para Ingenieros. Michael Boles. Ed McGraw-Hill, 2008

Ejercicio resuelto

Un depósito tiene una entrada y una salida. En la entrada el flujo masivo es constante.

$\dot{m}_e = 100 \text{ kg/h}$, y en la salida es variable e igual a:

$$\dot{m}_s = 100 \left[1 - e^{-2t} \right] \text{ kg/h}$$

Sabiendo que, inicialmente, hay 100 kilogramos en el volumen de control, determinar la masa que habrá en el volumen de control al cabo de 2 horas.

Solución

Sabemos que la ecuación de balance de masas en el depósito es:

$$\frac{dm_{VC}}{dt} = \sum_e \dot{m}_e - \sum_s \dot{m}_s$$

Sustituyendo en esta ecuación los flujos máximos de entrada y de salida dados, y despejando la masa del volumen de control tenemos:

$$m_{VC} = \int (\dot{m}_e - \dot{m}_s) dt = \int (100 - (100 [1 - e^{-2t}])) dt = \int 100e^{-2t} dt = -50e^{-2t} + C$$

Sustituyendo, en esta ecuación, las condiciones iniciales, obtenemos:

$$f. \quad 100 = -50e^{-2(0)} + C, \quad 100 = -50e^0 + C, \quad 150 = C$$

Reemplazando el valor de C obtenemos:

$$m_{VC} = -50e^{-2t} + 150$$

Que en particular para $t = 2$ horas, resulta:

$$m_{VC} = -50e^{-2t} + 150, \quad m_{VC} = -50e^{-2(2)} + 150, \quad m_{VC} = 149,08 \text{ kg}$$

Ejercicio

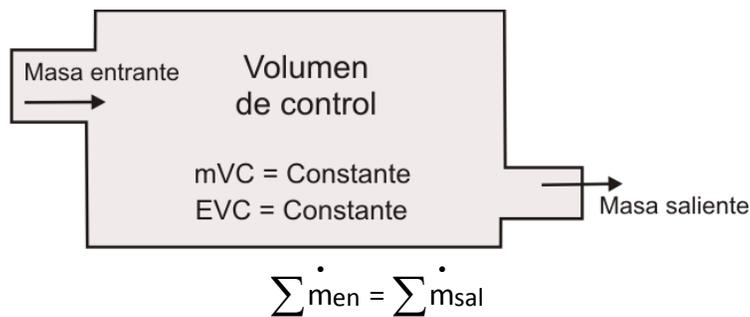
1. Considere un dispositivo con una entrada y una salida. ¿Si las tasas de flujo volumétrico en la entrada y en la salida son las mismas, es necesariamente estable el flujo a través de este dispositivo?
2. ¿Debe ser igual la cantidad de masa que entra a un volumen de control a la cantidad de masa que sale, durante un proceso de flujo estable?

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=46cZaV3goFE>

4.7. Sistemas de Flujo Permanente

Un gran número de dispositivos de ingeniería como turbinas, compresor y toberas operan durante largos períodos de tiempo bajo las mismas condiciones y se clasifican como dispositivos de flujo permanente. Los procesos que tienen lugar en estos dispositivos se conocen como procesos de flujo permanente.

El principio de conservación de la masa para flujo permanente nos dice que la cantidad total de masa dentro del volumen de control no cambia con el tiempo ($m_{VC} = \text{cte}$)



En cuanto a la conservación de la energía en un proceso de flujo permanente, la energía del volumen de control no cambia. Entonces, en un proceso de flujo permanente la cantidad de energía que entra en un volumen de control en todas sus formas (calor, trabajo, transferencia de masa) debe ser igual a la cantidad de energía que sale de él:

$$\dot{Q} = \dot{W} = \sum \dot{m}_{sal} \theta_{sal} - \sum \dot{m}_{en} \theta_{en}$$

$$\dot{Q} = \dot{W} = \sum \dot{m}_{sal} \left(h_{sal} + \frac{V_{sal}^2}{2} + gz_{sal} \right) - \sum \dot{m}_{en} \left(h_{en} + \frac{V_{en}^2}{2} + gz_{en} \right)$$

En sistemas de una sola corriente tenemos:

$$\dot{m}_1 = \dot{m}_2 = \dot{m}. \text{ También } \rho_1 V_1 A_1 = \rho_2 V_2 A_2 \text{ (}\dot{m} \text{ es la tasa de flujo másico)}$$

Dónde: ρ es la densidad, V es la velocidad promedio de flujo en la dirección del flujo y A es el área de la sección transversal normal a la dirección de flujo.

$$\dot{Q} = \dot{W} = \dot{m} \left(h_2 - h_1 + \frac{V_2^2 - V_1^2}{2} + g(z_2 - z_1) \right)$$

A la expresión anterior también se le conoce como la primera ley de termodinámica para sistemas abiertos, y se puede copiar de la siguiente manera:

$$Q - W = H_2 - H_1 + \Delta E_c + \Delta E_p$$

Dónde:

\dot{Q} = Es la tasa de transferencia de calor entre el volumen de control y sus alrededores. Cuando el volumen de control pierde calor (como en el caso del calentador de agua), \dot{Q} es negativa. Si el volumen de control está bien aislado (es decir, es adiabático), entonces $\dot{Q} = 0$.

\dot{W} = Potencia. Muchos dispositivos de flujo permanente como turbinas, compresores y bombas, transmiten potencia por medio de un eje y \dot{W} se convierte entonces en la potencia del eje en esos dispositivos.

H es la Entalpía: $H = U + pV$

La anterior se puede enunciar diciendo que la diferencia entre el calor aportado al sistema y el trabajo técnico obtenido del sistema es igual a la suma de las variaciones de entalpía, de energía cinética y de energía potencial.

Ejercicio resuelto

De manera permanente entra aire a 10°C y 80 kPa , a un difusor de una máquina de propulsión a chorro con una velocidad de 200 m/s . El área de entrada del difusor es 0.4 m^2 . El aire abandona el difusor con una velocidad que es muy pequeña comparada con la velocidad de entrada. Determine la tasa de flujo del aire.

Solución

Para determinar la tasa de flujo primero es necesario encontrar el volumen específico del aire, el cual se determina por la relación del gas ideal en las condiciones de entrada:

$$v_1 = \frac{RT_1}{P_1} = \frac{(0.287 \text{ kPa} \times \text{m}^3 / \text{kg} \times \text{K})(273 + 10 \text{ K})}{80 \text{ kPa}} = 1.015 \text{ m}^3 / \text{kg}$$

Para calcular la tasa de flujo del aire tenemos la expresión:

$$\dot{m} = \rho_1 V_1 A_1 = \frac{1}{v_1} V_1 A_1 = \frac{1}{1.015 \text{ m}^3 / \text{kg}} (200 \text{ m/s})(0.4 \text{ m}^2) = 78.8 \text{ kg/s}$$

Como el flujo es permanente, la tasa de flujo por todo el difusor se mantendrá constante en este valor.

Ejercicio

Sabemos que las propiedades del fluido en la entrada y en la salida permanecen constantes durante un proceso con flujo permanente. No obstante, las propiedades pueden ser diferentes en las distintas entradas y salidas. Incluso pueden variar a través de la sección transversal de una entrada o una salida. Pero todas las propiedades, incluso la velocidad y la elevación, deben permanecer constantes con el tiempo en un punto fijo en una entrada o salida. En base a lo anterior mencione tres características que se cumplen en un proceso de flujo permanente.

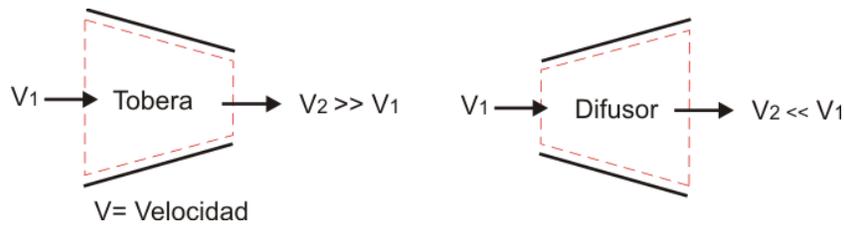
4.8. Dispositivos de Flujo Permanente

Muchos dispositivos operan bajo las mismas condiciones durante largos períodos. Por ejemplo, los componentes de una central eléctrica de vapor (turbinas, compresores, intercambiadores de calor y bombas) operan sin parar durante meses antes de que el sistema se saque de servicio para mantenimiento.

Miremos algunos dispositivos de flujo permanente.

Toberas y difusores

Se utilizan en máquinas de chorro, cohetes, naves espaciales e incluso mangueras de jardín. Una tobera es un dispositivo que aumenta la velocidad de un fluido a expensas de la presión. Un difusor aumenta la presión de un fluido retardándolo.

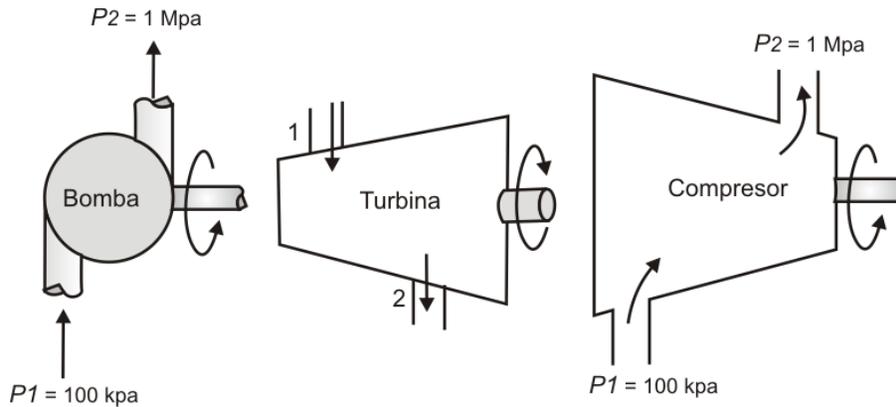


$$\dot{Q} \approx 0; \dot{W} \approx 0; \Delta ec \neq 0; \Delta ep \approx 0, \quad 0 = \Delta h + \Delta ec$$

$$0 = (h_2 - h_1) + \frac{1}{2}(V_2^2 - V_1^2)$$

Turbinas y compresores

En las centrales de potencia de vapor, gas o hidroeléctricas, el dispositivo que acciona el generador eléctrico es la turbina. Cuando un fluido pasa por la turbina ejerce un trabajo sobre los álabes que están unidos al eje. Los compresores, así como las bombas y los ventiladores, sirven para aumentar la presión de un fluido.



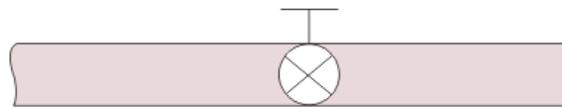
$$\dot{Q} \approx 0; \dot{W} \neq 0; \Delta ec \approx 0; \Delta ep \approx 0, \quad q - w = \Delta h$$

$$q - w = (h_2 - h_1)$$

Imagen tomada del texto Termodinámica para Ingenieros. Michael Boles. Ed McGraw-Hill, 2008

Válvulas de estrangulamiento

Son cualquier tipo de restricción de flujo que ocasione un descenso significativo en la presión del fluido, que a menudo va acompañada de un descenso de la temperatura. Algunos ejemplos son las válvulas ajustables ordinarias, los tubos capilares y los obturadores porosos.



a) Válvula ajustable



b) Un obturador poroso



c) Un tubo capilar

$$\dot{Q} \approx 0; \dot{W} \approx 0; \Delta e_c \approx 0; \Delta e_p \approx 0, \quad \Delta h = 0, \quad h_2 = h_1$$

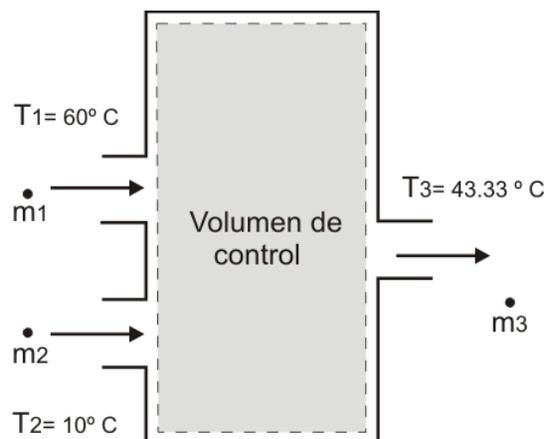
$$u_1 + P_1 v_1 = u_2 + P_2 v_2$$

Ejemplo resuelto

En aplicaciones de ingeniería, la mezcla de dos corrientes fluidas es muy frecuente. La sección donde sucede el proceso de mezcla se denomina cámara de mezcla. Un ordinario codo en T o uno en Y en una regadera sirve como cámara de mezcla para las corrientes de agua caliente y fría. Elaborar un gráfico que ilustre este dispositivo con su respectivo análisis.

Solución

Las cámaras de mezclado casi siempre están bien aisladas ($q \cong 0$) y no involucran ningún tipo de trabajo ($w \cong 0$). Además, las energías cinética y potencial de las corrientes de fluido suelen ser despreciables ($e_c \cong 0; e_p \cong 0$). En consecuencia, todo lo que queda en el balance de energía corresponde a las energías totales de las corrientes entrantes y de la mezcla saliente. El principio de la conservación de la energía requiere que estas dos sean iguales entre sí.



$$\dot{Q} \approx 0; \dot{W} \approx 0; \Delta e_c \approx 0; \Delta e_p \approx 0$$

$$\sum \dot{m}_{en} = \sum \dot{m}_{sal}, \quad \sum \dot{m}_{en} h_{en} = \sum \dot{m}_{sal} h_{sal}$$

Ejercicio

Los dispositivos de calor son dispositivos donde dos corrientes fluidas intercambian calor sin mezclarse. Los intercambiadores de calor se emplean en diversas industrias y presentan numerosos diseños. Mediante una ilustración muestre este comportamiento y cómo se puede analizar este dispositivo.

Para mirar una aplicación realizada con una válvula de estrangulamiento visitar la siguiente página en internet:

<http://www.youtube.com/watch?v=Uwqeu8vwcJ4>

Ejemplo resuelto

Entra vapor de manera estable a 250 psia (1psia = 1441bf / ft² = 6.894757kPa) y 700° F a una tobera cuya área de entrada es 0.2 ft². La tasa de flujo másico del vapor a través de la tobera es 10lbm/s. El vapor sale de la tobera a 200 psia con una velocidad de 900 ft/s (1 m/s = 3.2808 ft/s). Se estima que las pérdidas de calor de la tobera por unidad de masa de vapor serán de 1.2 Btu/lbm. Determinar a) La velocidad de entrada y b) la temperatura de salida del vapor.

Solución

Éste es un volumen de control ya que la masa atraviesa las fronteras del sistema durante el proceso. Se observa que sólo existe una entrada y una salida y por lo tanto $\dot{m}_1 = \dot{m}_2 = \dot{m}$. Es un proceso de flujo estable puesto que no existe cambio con respecto al tiempo, por lo tanto $\Delta m_{vc} = 0$ y $\Delta E_{vc} = 0$. No existen interacciones de trabajo. Además, $\Delta E_p = 0$

- a. De acuerdo a las tablas de las propiedades de vapor (Página 782. Termodinámica de Michael A. Boles. Editorial Mc Graw Hill. 4ta edición) tenemos lo siguiente:

$P_1 = 250 \text{ psia}$	$v_1 = 2.688 \text{ ft}^3 / \text{lbm}$
$T_1 = 700^\circ \text{F}$	$h_1 = 1371.1 \text{ Btu} / \text{lbm}$

Tenemos entonces:

$$\dot{m} = \frac{1}{v_1} V_1 A_1, \quad 10 \text{ lbm/s} = \frac{1}{2.688 \text{ ft}^3 / \text{lbm}} (V_1)(0.2 \text{ ft}^2), \quad V_1 = 134.4 \text{ ft/s}$$

- b. Bajo el análisis establecido, es posible expresar el balance de energía para este sistema de flujo estable, en forma de tasa como:

$$\dot{E}_{\text{entra}} - \dot{E}_{\text{sale}} = \Delta \dot{E}_{\text{sistema}} = 0, \quad \dot{E}_{\text{entra}} = \dot{E}_{\text{sale}}$$

$$\dot{m} \left(h_1 + \frac{V_1^2}{2} \right) = \dot{Q}_{\text{sale}} + \dot{m} \left(h_2 + \frac{V_2^2}{2} \right) \quad (\text{puesto que } \dot{W} = 0 \text{ y } \Delta e_p \cong 0)$$

Al dividir entre la tasa de flujo másico \dot{m} y sustituyéndolo, se determina h_2 como:

$$h_2 = h_1 - q_{\text{sale}} - \frac{V_2^2 - V_1^2}{2}$$

$$h_2 = (1371.1 - 1.2) \text{ Btu/lbm} - \frac{(900 \text{ ft/s})^2 - (134.4 \text{ ft/s})^2}{2} \left(\frac{1 \text{ Btu/lbm}}{25037 \text{ ft}^2/\text{s}^2} \right) = 1354.1 \text{ Btu/lbm}$$

Volviendo a las tablas de las propiedades, para $P_2 = 200 \text{ psia}$ y $h_2 = 1354.1 \text{ Btu/lbm}$ tenemos $T_2 = 661.9^\circ \text{F}$.

Por lo tanto, la temperatura del vapor descenderá 38.1°F cuando fluya por la tobera. Este descenso en la temperatura se debe principalmente a la conversión de la energía interna en energía cinética.

Ejercicio

Los dispositivos de calor son dispositivos donde dos corrientes fluidas intercambian calor sin mezclarse. Los intercambiadores de calor se emplean en diversas industrias y presentan numerosos diseños. Mediante una ilustración muestre este comportamiento y cómo se puede analizar este dispositivo.

4.9. Sistema de flujo Uniforme

Anteriormente se identificó al flujo permanente como la condición de un sistema abierto en el que su masa permanece constante, y las entradas son exactamente iguales a las salidas. Pero hay casos en los que las entradas y las salidas no son iguales entre sí, y el volumen de control, si bien cambia su cantidad de masa, tendrá una densidad y estado uniforme en cualquier instante. A esta condición se le llamará flujo uniforme, y la conservación de la masa se determinará con la ecuación:

$$\dot{m}_{entra} - \dot{m}_{sale} = \dot{m}_{sistema}$$

Si el sistema abierto no tiene masa que salga de él (es decir, no tiene salida), el cambio de la masa del sistema es igual a las entradas, y se escribe:

$$\dot{m}_{entra} = \dot{m}_{sistema}$$

Teniendo presente la definición de rapidez de cambio de la masa en el sistema, es posible escribir la ecuación anterior como:

$$\dot{m}_{entra} = \frac{\delta m_{sistema}}{\delta t}$$

Y el cambio de la masa del sistema, durante un período δt , sería:

$$(\dot{m}_{entra})\delta t = \delta m_{sistema}$$

Si se desea conocer el cambio en la masa del sistema durante un período finito Δt , la ecuación anterior se transforma en:

$$\sum (\dot{m}_{entra})\delta t = m_2 - m_1$$

Donde m_2 es la masa del sistema después de terminar el proceso de llenado, y m_1 es la masa del sistema justo antes de comenzar. Por lo general, en muchos problemas se supone que el sistema está vacío antes de empezar, y entonces m_1 es cero.

Para los casos en que la relación reflujo de masa es constante durante determinado período, la ecuación anterior se reduce a:

$$\dot{m}_{entra}\Delta t = m_{sistema}$$

En caso en donde no hay flujo de entrada al sistema, sino únicamente masa que fluye saliendo, se llama proceso de vaciado, y la conservación de la masa para el sistema se vuelve:

$$-(\dot{m}_{\text{salida}}) = \dot{m}_{\text{sistema}}$$

Para flujo uniforme, el cambio de masa del sistema es:

$$\sum \dot{m}_{\text{salida}} \delta t = m_1 - m_2$$

Para el caso en el que el flujo de masa que sale es constante, la ecuación anterior se convierte en:

$$\dot{m}_{\text{salida}} \Delta t = m_1 - m_2$$

Ejemplo resuelto

Un carro tanque se debe llenar con amoníaco líquido, a una relación de 10 kg / s . Si el carro tanque tiene 25 metros de longitud y 4 metros de diámetro, calcular el tiempo necesario para llenarlo, si al principio está vacío y el amoníaco tiene una densidad de 715kg / m³

Solución

En este caso el flujo es constante. Podemos usar la ecuación $\dot{m}_{\text{entra}} \Delta t = m_{\text{sistema}}$ para condiciones de flujo uniforme.

$$\text{Volumen} = \pi(\text{radio})^2(\text{longitud}), \quad V = \pi(2\text{m})^2(25\text{m}) = 314.16\text{m}^3$$

Pero sabemos que masa es igual a densidad por volumen.

$$m = \rho V = (314.16\text{m}^3)(715\text{kg} / \text{m}^3) = 224.624\text{kg}$$

Por consiguiente, según la ecuación $\dot{m}_{\text{entra}} \Delta t = m_{\text{sistema}}$, el tiempo de llenado Δt es:

$$\Delta t = \frac{m}{\dot{m}_{\text{entrada}}} = \frac{224.624\text{kg}}{10\text{kg} / \text{s}} = 6.2\text{horas}$$

Ejercicio

Por una válvula de alivio sale vapor de agua, con una relación de 25kg/s. Determinar la cantidad de vapor que escapa durante un período de 20 minutos.

4.10. Balances de Masa y Energía

A diferencia de los procesos de flujo permanente, la cantidad de masa dentro del volumen de control durante un proceso de flujo no permanente cambia con el tiempo. La magnitud de cambio depende de la cantidad de masa que entra y sale del volumen de control durante el proceso. Es posible expresar el balance de masa para un sistema que experimenta cualquier proceso.

$$\text{Balance de masa: } m_{\text{entra}} - m_{\text{sale}} = \Delta m_{\text{sistema}} \quad (\text{kg})$$

Donde $\Delta m_{\text{sistema}} = m_{\text{final}} - m_{\text{inicial}}$ es el cambio en la masa del sistema durante el proceso. También es posible expresar el balance de masa para un volumen de control de forma más explícita como:

$$\sum m_e - \sum m_s = (m_2 - m_1)_{\text{sistema}}$$

Donde e = entrada; s = salida, 1 = estado inicial, 2 = estado final del volumen de control; y los signos de sumatoria se usan para enfatizar que todas las entradas y salidas se toman en cuenta.

En cuanto al balance de energía, el contenido de energía de un volumen de control cambia con el tiempo durante un proceso de flujo no permanente. La magnitud de cambio depende de la

cantidad de transferencia de energía a través de las fronteras del sistema como calor y trabajo, así como de la cantidad de energía transportada hacia dentro y hacia fuera del volumen de control mediante la masa durante el proceso. Cuando se analice un proceso de flujo no permanente, se debe seguir de cerca el contenido de energía del volumen de control, así como las energías de las corrientes entrante y saliente.

El balance general de energía dado anteriormente se expresa así:

$$E_{\text{entra}} - E_{\text{sale}} = \Delta E_{\text{sistema}} \quad (\text{kJ})$$

Cuando los cambios de energía cinética y potencial asociados con el volumen de control y las corrientes de fluido son despreciables, la relación de energía se simplifica a:

$$(Q_{\text{entra}} + W_{\text{entra}} + \sum m_e h_e) - (Q_{\text{sale}} + W_{\text{sale}} + \sum m_s h_s) = (m_2 u_2 - m_1 u_1)_{\text{sistema}}$$

Se recomienda que la forma general del balance de energía $E_{\text{entra}} - E_{\text{sale}} = \Delta E_{\text{sistema}}$ se utilice en todos los problemas y se simplifique para problemas prácticos en lugar de usar las relaciones específicas establecidas anteriormente para los distintos procesos.

Ejercicio resuelto

Un tanque rígido y aislado que está inicialmente vacío se conecta por medio de una válvula a una línea de alimentación que conduce vapor a 1Mpa y con 300° C. Luego, al abrir la válvula, el vapor fluye lentamente al interior del tanque hasta que la presión alcanza 1Mpa, al punto en el que se cierra la válvula. Determine la temperatura final del vapor en el tanque.

Solución

Se considera la siguiente figura:

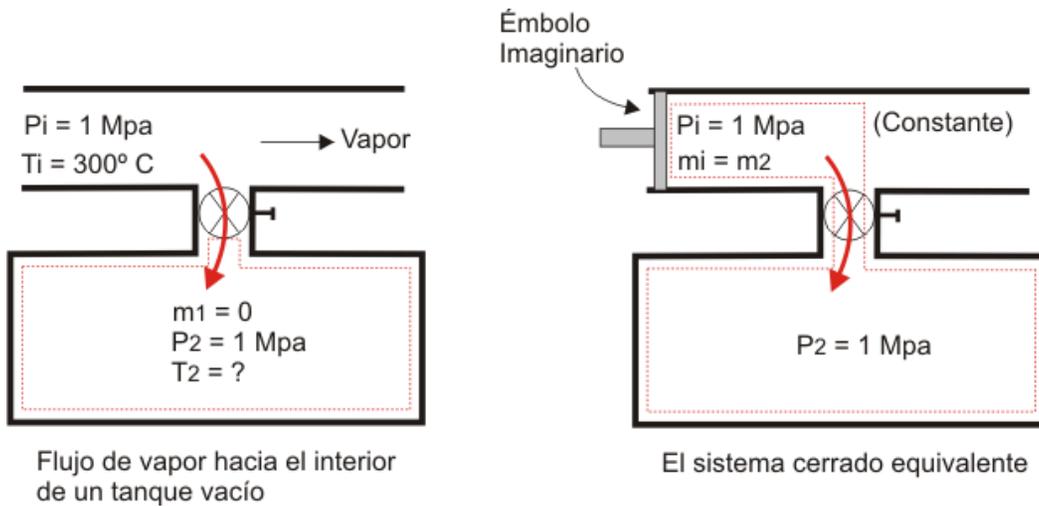


Imagen tomada del texto Termodinámica para Ingenieros. Michael Boles. Ed McGraw-Hill, 2008

Se trata de un volumen de control puesto que la masa atraviesa las fronteras del sistema durante el proceso. Es un proceso con flujo no permanente ya que ocurren cambios dentro del volumen de control. El volumen de control se encuentra inicialmente vacío y por lo tanto $m_1 = 0$ y $m_1 u_1 = 0$. Además, existe solamente una entrada y no hay salidas para el flujo másico.

Este proceso puede analizarse como un proceso de flujo uniforme, ya que las propiedades del vapor que entra al volumen de control permanecen constantes durante todo el proceso. Las energías cinéticas y potencial de las corrientes son despreciables ($ec \cong ep \cong 0$), el tanque se encuentra estacionario y por lo tanto sus cambios de energía cinética y potencial son cero, esto es $\Delta EC = \Delta EP = 0$ y $\Delta E_{\text{sistema}} = \Delta U_{\text{sistema}}$. No hay interacciones de trabajo de frontera, eléctrico o de eje. El tanque se encuentra bien aislado y por lo tanto no hay transferencia de calor. Teniendo presente que las energías microscópicas de los fluidos en movimiento y en reposo están representadas por la entalpía (h) y por la energía interna (u). Para este ejercicio $m_s = 0$ (ya que no hay masa que abandone el volumen de control durante el proceso). Los balances de masa y energía para este sistema con flujo uniforme se expresan como:

Balace de masa: $m_e - m_s = \Delta m_{\text{sistema}}$, $m_e = m_2 - m_1$, $m_e = m_2$ ($m_1 = 0$)

Balace de energía:

$$(Q_{\text{entra}} + W_{\text{entra}} + \sum m_e h_e) - (Q_{\text{sale}} + W_{\text{sale}} + \sum m_s h_s) = (m_2 u_2 - m_1 u_1)_{\text{sistema}}$$

De donde $m_e h_e = m_2 u_2$ (ya que $W = Q = 0$, $ec \cong ep \cong 0$, $m_1 = 0$) reemplazando $m_e = m_2$ tenemos:

$$m_2 h_e = m_2 u_2, \quad h_e = u_2$$

Sí, la energía interna final de vapor en el tanque es igual a la entalpía del vapor que entra al tanque. La entalpía del vapor en el estado de entrada es:

$P_e = 1 \text{ Mpa}$, $T_e = 300^\circ\text{C}$, que de acuerdo a las tablas de vapor le corresponde un valor de $h_e = 3051.2 \text{ kJ/kg}$

Ejercicio

Un tanque rígido aislado está vacío al principio. Al abrir una válvula ingresa aire atmosférico a 95 kPa y 17°C hasta que la presión en el tanque llega a 95 kPa , punto en que se cierra la válvula. Determine la temperatura final del aire en el tanque. Suponga calores específicos constantes.

4.11. Aplicaciones a los Proceso Agroindustriales

Una olla de presión es un utensilio que cuece alimentos mucho más rápido que las ollas ordinarias al mantener una presión y una temperatura más alta. La presión dentro de la olla es controlada por medio de un regulador de presión (válvula) que la mantiene en un nivel constante al dejar que periódicamente escape cierta cantidad de vapor; de ese modo evita cualquier incremento excesivo de presión. Por lo general, las ollas de presión mantienen dentro una presión manométrica de 2 atm (o 3 atm absoluta). Por lo tanto, estas ollas trabajan a temperaturas alrededor de 120°C (o 250°F) en lugar de a 100°C (o 212°F), reduciendo el tiempo de cocción tanto como 70% mientras minimiza la pérdida de nutrientes. Las ollas de presión más modernas usan una válvula de resorte ajustada para varias presiones más que un peso sobre la tapa. Por ejemplo, para determinar por ejemplo, la cantidad de agua que queda en la olla de presión al final del proceso se hace necesario expresar los balances de masa y energía en el sistema de flujo uniforme.

Ejercicio

Consultar en Internet otros ejemplos prácticos donde se hace necesario expresar el balance de masa y energía, estableciendo un análisis detallado de todo el proceso.

Prueba Inicial

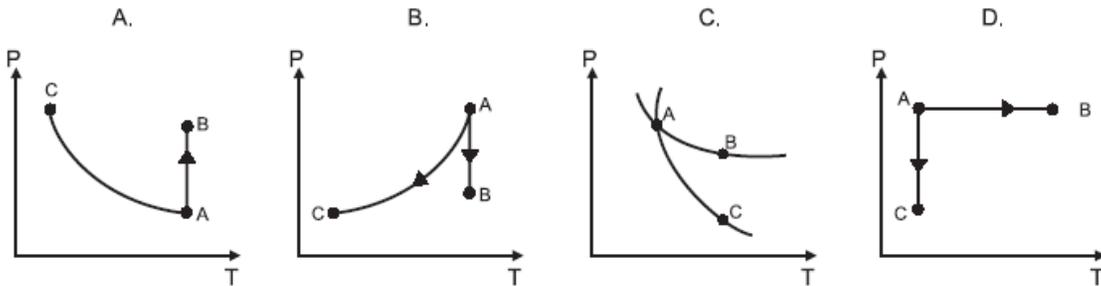
Teniendo presente los conocimientos aprendidos en esta unidad responda correctamente.

Responda las preguntas 1 y 2 de acuerdo con la siguiente información.

1. Teniendo en cuenta que W representa el trabajo hecho por el CO_2 y Q el calor absorbido por el CO_2 , se puede afirmar que:

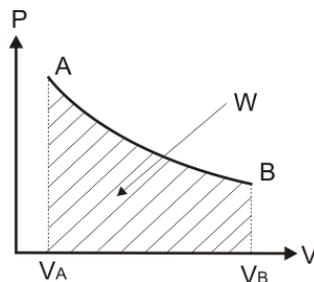
- a. $W_{A \rightarrow B} = W_{A \rightarrow C}$
- b. $Q_{AC} = Q_{AB}$
- c. $W_{A \rightarrow B} > W_{A \rightarrow C}$
- d. $Q_{AC} > Q_{AB}$

2. La gráfica P contra T de los procesos $A \rightarrow B$ y $A \rightarrow C$ de las respectivas muestras es:



Responda las preguntas 1 y 2 de acuerdo con la siguiente información.

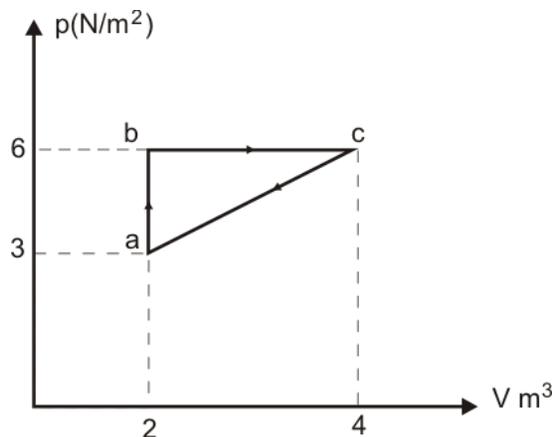
El trabajo realizado por un gas, cuando pasa del estado A al estado B, en una gráfica presión contra volumen equivale al área bajo la curva como se indica en la figura.



La primera ley de la termodinámica establece que la variación de la energía interna de un sistema es igual al calor que recibe o cede el sistema menos el trabajo realizado sobre o por el sistema: $\Delta U = Q - W$. La energía interna de un gas perfecto depende sólo de la temperatura.

1. Cuando el sistema vuelve a su estado inicial A, tenemos que la variación de energía interna fue:
 - a. Mayor que cero
 - b. Igual a cero
 - c. Igual al calor recibido
 - d. Menor que cero
2. Si el gas ideal es sometido a un proceso a temperatura constante tenemos que $Q = W$, porque:
 - a. El sistema ha efectuado un ciclo
 - b. La energía interna no varía
 - c. El sistema está aislado térmicamente
 - d. No hay flujo de calor hacia el sistema
3. Si el gas ideal pasa de un estado "1" a un estado "2", estando aislado térmicamente, tenemos que:
 - a. $\Delta U = -W$
 - b. $\Delta U = Q$
 - c. $W = -Q$
 - d. $W = Q$

Las preguntas 6, 7, 8, 9, 10 y 11 se responden de acuerdo al siguiente gráfico:



1. La figura representa en un diagrama p - V , el ciclo que experimenta un gas. La energía interna en a se tomará $U_a = 0$. Se suministra al gas, durante el proceso ab, 40J de calor. ¿Cuál es la energía interna del gas en b?

- a. 40J b. 80J c. - 40J d. 0J
2. De b a c se suministran 60J de calor al gas. ¿Cuál es la energía interna del gas en c?
- a. 40J b. 88J c. - 40J d. 0J
3. ¿Cuál es el trabajo que realiza el gas durante el proceso Ca?
- a. - 40J b. 20J c. - 9J d. 0J
4. ¿Cuál es el calor suministrado al gas durante el proceso Ca?
- a. 40J b. 20J c. - 80J d. - 97J
5. ¿Cuál es el trabajo neto que realiza el gas en este ciclo?
- a. 3J b. 9J c. - 10J d. - 3J
6. ¿Cuál es el rendimiento térmico de este ciclo?
- a. 1.0 b. 0.09 c. 0.03 d. 0.5

Ejercicio tomado de la unidad de termodinámica. Física General. Michel Valero. Editorial Norma

Actividades para consultar

Investiga la solución de los siguientes problemas.

1. El aire entra en una tobera adiabática que trabaja en régimen permanente a 3bar, 197°C y 30 m/s y sale a 1bar y 8 m/s . Sabiendo que el área de entrada de la tobera es de 80 cm² , calcular:
 - a. El flujo masivo a través de la tobera
 - b. La temperatura de salida del aire
 - c. El área de salida de la tobera
2. Un flujo masivo de 5,5kg /s de aire a 80kPa, 27°C y 220 m/s entra en un difusor que trabaja en régimen permanente y sale a 47°C por una sección de salida de 400 cm² . El aire pierde calor a través del difusor a razón de 20kJ/s durante el proceso. Calcular la velocidad y la presión de salida del aire.

3. Se reduce la presión de un sistema mientras el volumen se mantiene constante. Si fluye calor hacia el sistema durante este proceso ¿la energía interna del sistema aumenta o disminuye? ¿explique su razonamiento?

5. SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA

<http://www.youtube.com/watch?v=aX18xLyClcw>

<http://www.youtube.com/watch?v=veFLTN13PGo>

OBJETIVO GENERAL

- ▶ Analizar las implicaciones de la segunda ley de la termodinámica en diferentes procesos agroindustriales, estableciendo las aplicaciones que permitan la medición de la eficiencia de una máquina térmica.

OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- ▶ Comparar los diferentes enunciados de la segunda ley de termodinámica.
- ▶ Razonar el funcionamiento de una máquina térmica y su rendimiento.
- ▶ Explorar el concepto de entropía y sus alcances en el contexto real.
- ▶ Determinar el cambio de entropía para una sustancia pura.
- ▶ Realizar un análisis de la importancia de la segunda ley de la termodinámica.
- ▶ Estudiar la segunda ley de la termodinámica para sistemas cerrados.
- ▶ Estudiar la segunda ley de la termodinámica para sistemas abiertos.
- ▶ Explicar el concepto de eficiencia adiabática en algunos dispositivos.
- ▶ Exponer el concepto de eficiencia de la segunda ley en diferentes procesos.
- ▶ Mostrar en qué contextos agroindustriales es posible la aplicación de la segunda ley de la termodinámica.
- ▶ Hacer una distinción entre reversibilidad, irreversibilidad y disponibilidad.
- ▶ Mostrar qué resultados pueden ser evidenciados partiendo de la combinación de la primera y la segunda ley de la termodinámica.
- ▶ Explicar la importancia de las mezclas no reactivas en procesos industriales.

- ▶ Hacer una distinción entre los conceptos de vapor y gas.
- ▶ Analizar la forma de determinación de las relaciones en las propiedades termodinámicas de algunas sustancias.
- ▶ Estudiar el concepto de Psicometría en la termodinámica.
- ▶ Explicar el proceso de acondicionamiento de aire y las acciones que éste involucra.
- ▶ Analizar las aplicaciones agroindustriales de los procesos de acondicionamiento de aire.

Prueba Inicial

1. Existen dos enunciados clásicos para la segunda ley de termodinámica. Consultar cuáles son.
2. Piensa en algunos procesos que obedezcan la primera ley de termodinámica, pero que, si sucedieran en realidad, violaran otra ley. ¿Cuál sería esa ley?
3. ¿Se puede afirmar que la primera ley y la segunda ley de la termodinámica son experimentales?
4. Se dice que la entropía es «la energía no aprovechable» para realizar un trabajo. Es decir, una energía que está ahí, pero que no podemos utilizar. Piensa en un ejemplo para confirmar dicha situación.
5. Cuáles son los principios de una máquina térmica. Cuáles son las más comunes.
6. Consultar que se entiende por volumen de control, volumen de control fijo.
7. Qué se entiende por procesos reversibles e irreversibles y su importancia en la segunda ley de la termodinámica.

5.1. Enunciados de la Segunda Ley

Hay dos enunciados clásicos de la segunda ley: el enunciado de Kelvin Planck y el enunciado de Clausius.

Enunciado de Clausius: Es imposible construir un dispositivo que funcione en un ciclo y cuyo único efecto sea producir la transferencia de calor de un cuerpo de temperatura más baja a un cuerpo de temperatura más alta.

Enunciado de Kelvin: Es imposible para cualquier dispositivo que funcione en un ciclo recibir calor de un solo depósito y producir una cantidad neta de trabajo.

Ejercicio resuelto

Supongamos tener un pistón lleno de gas en ciertas condiciones P-V-T al que se lo calienta entregándole calor Q . El gas se expande isotérmicamente y el calor entregado se convierte totalmente en trabajo mecánico W . ¿Podemos decir que este caso contradice el enunciado de Planck Kelvin?

Solución

Este caso es perfectamente posible y no contradice el enunciado de Planck Kelvin porque no constituye un proceso cíclico.

Ejercicio

Consultar en Internet otros ejemplos prácticos donde se hace necesario expresar el balance de masa y energía, estableciendo un análisis detallado de todo el proceso.

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=deD1snymrct>

5.2. Máquina Térmica

Toda máquina térmica utilizada como motor absorbe una cantidad de calor Q_c de un foco caliente a la temperatura T_c (Caldera, horno, etc.) y por medio de “una sustancia que trabaja” (agua, vapor, gasolina, etc.) efectúa un trabajo W y cede una cantidad de calor Q_f a un foco frío a la temperatura más baja T_f (condensador, ambiente, etc.). Es claro que las palabras: caliente y frío son relativas. El siguiente gráfico ilustra tal situación.

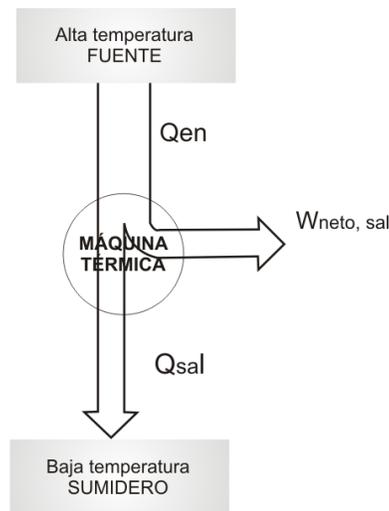


Imagen tomada del texto Fundamentos de Termodinámica. Howard Shapiro. Ed Wiley, 2006

En cuanto al rendimiento de una máquina, el calor que se puede transformar en una máquina es $Q = Q_c - Q_f$

En la ecuación anterior, Q_c y Q_f son cantidades positivas. Si la máquina efectúa un ciclo, el estado inicial y final de la “sustancia que trabaja” son los mismos y, por lo tanto, no hay variación de la energía interna, y tenemos, según la primera ley de la termodinámica:

$$\Delta U = 0 = Q - W, \quad W = Q$$

Es decir, que el calor neto (calor suministrado – calor expulsado) que se transforma en una máquina en un proceso cíclico es igual al trabajo realizado por la máquina.

Se definirá rendimiento o eficiencia térmica de una máquina a la razón del trabajo realizado al calor suministrado por el foco caliente, o sea:

$$R = \frac{W}{Q_c}; R = \frac{Q_c - Q_f}{Q_c} = 1 - \frac{Q_f}{Q_c}$$

Por lo tanto, podemos afirmar que el rendimiento de una máquina es siempre menor que el rendimiento térmico.

Se debe agregar que aunque ciertas máquinas térmicas reales no hacen recorrer un ciclo a la sustancia que trabaja, siempre se pueden estudiar mediante procesos cíclicos que se aproximan a su verdadero funcionamiento.

Ejemplo resuelto

Se encontró que la eficiencia de una máquina es del 30% y que además realiza un trabajo de 600 calorías.

- a. ¿Cuánto calor absorbe en cada ciclo?
- b. ¿Cuánto calor cede?

Solución

a. Empleando la fórmula $R = \frac{W}{Q_c}$ tenemos:

$$Q_c = \frac{W}{R}, \quad Q_c = \frac{600 \text{ cal}}{0.3} = 2000 \text{ cal} \quad (\text{Calor absorbido})$$

b. Para hallar el calor que cede hacemos lo siguiente:

$$W = Q_c - Q_f, \quad Q_f = Q_c - W, \quad Q_f = 2000 \text{ cal} - 600 \text{ cal} = 1400 \text{ cal}$$

Ejercicio

1. Una máquina absorbe 110 calorías y cede 55 calorías en cada ciclo. ¿Qué trabajo en Julios realiza? ¿Cuál es su rendimiento?
- 2.Cuál es la eficiencia de una máquina térmica que absorbe de la fuente caliente 400 calorías y cede a la fuente más fría 100 calorías.

5.3. Entropía Definiciones

El concepto de entropía fue introducido por primera vez por R. J. Clausius a mediados del siglo XIX. Clausius, ingeniero francés, también formuló un principio para la Segunda ley: "No es posible proceso alguno cuyo único resultado sea la transferencia de calor desde un cuerpo frío a otro más caliente". En base a este principio, Clausius introdujo el concepto de entropía, la cual es una medición de la cantidad de restricciones que existen para que un proceso se lleve a cabo y nos determina también la dirección de dicho proceso.

Vamos a imaginar que tenemos una caja con tres divisiones; dentro de la caja y en cada división se encuentran tres tipos diferentes de canicas: azules, amarillas y rojas, respectivamente. Las divisiones son movibles así que me decido a quitar la primera de ellas, la que separa a las canicas azules de las amarillas. Lo que estoy haciendo dentro del punto de vista de la entropía es quitar un grado o índice de restricción a mi sistema; antes de que yo quitara la primera división, las canicas se encontraban separadas y ordenadas en colores: en la primera división las azules, en la segunda las amarillas y en la tercera las rojas, estaban restringidas a un cierto orden.

Al quitar la segunda división, estoy quitando también otro grado de restricción. Las canicas se han mezclados unas con otras de tal manera que ahora no las puedo tener ordenas pues las barreras que les restringían han sido quitadas.

La entropía de este sistema ha aumentado al ir quitando las restricciones pues inicialmente había un orden establecido y al final del proceso (el proceso es en este caso el quitar las divisiones de la caja) no existe orden alguno dentro de la caja.

La entropía es en este caso una medida del orden (o desorden) de un sistema o de la falta de grados de restricción; la manera de utilizarla es medirla en nuestro sistema inicial, es decir, antes de remover alguna restricción, y volverla a medir al final del proceso que sufrió el sistema.

Es importante señalar que la entropía no está definida como una cantidad absoluta S (símbolo de la entropía), sino lo que se puede medir es la diferencia entre la entropía inicial de un sistema y la entropía final del mismo. No tiene sentido hablar de entropía sino en términos de un cambio en las condiciones de un sistema.

Una expresión matemática sencilla para la entropía sería la siguiente:

$$ds = \frac{dQ_{rev}}{T}$$

Donde dQ_{rev} es la energía en forma de calor que debe transferirse al sistema en un proceso reversible (Llamamos proceso reversible al que se puede invertir y dejar a nuestro sistema en las mismas condiciones iniciales) para llevarlo del estado inicial al estado final. Si se extrae calor del sistema, dQ_{rev} es negativo y también lo es la variación de entropía del mismo.

De igual manera, para la entropía de un gas ideal tenemos la siguiente expresión:

$$\Delta S = \int \frac{dQ_{rev}}{T} = C_V \ln \frac{T_2}{T_1} + nR \ln \frac{V_2}{V_1}$$

La anterior ecuación nos da la variación de entropía de un gas ideal que experimenta una expansión reversible desde un estado inicial de volumen V_1 y temperatura T_1 a un estado final de volumen V_2 y su temperatura T_2

Ejemplo resuelto

Determinar la variación de entropía que tiene lugar en la expansión libre de 0,75 moles de un gas ideal de $V_1 = 1,5L$ a $V_2 = 3L$

Solución

En la expansión libre de un gas ideal las temperaturas inicial y final son las mismas. Por lo tanto, la variación de entropía ΔS en este proceso irreversible es equivalente a la que tiene lugar en un proceso isoterma de V_1 a V_2 en forma reversible. Para el proceso isoterma $\Delta U = 0$. Luego $Q = W$

Debemos calcular primero Q y después $\Delta s = \frac{Q}{T}$.

El calor Q que absorbería el gas en la expansión isoterma a la temperatura T es igual al trabajo realizado por el gas durante la expansión.

$$Q = W = nRT \ln \frac{V_2}{V_1}, \text{ pero } \Delta s = \frac{Q}{T} = \frac{nRT \ln \frac{V_2}{V_1}}{T}, \quad \Delta s = nR \ln \frac{V_2}{V_1}$$
$$\Delta s = nR \ln \frac{V_2}{V_1} = (0,75 \text{ mol})(8,31 \text{ J/mol} \times \text{K}) \ln 2 = 4,32 \text{ J/K}$$

Ejercicio

Un mol de un gas ideal sufre en primer lugar una expansión libre desde $V_1 = 12,3 \text{ L}$ y $T_1 = 300 \text{ K}$ a $V_2 = 24,6 \text{ L}$ y $T_2 = 300 \text{ K}$. Luego se comprime isotérmica y cuasiestáticamente, volviendo a su estado original.

1. ¿Cuál es la variación de entropía del universo en el ciclo completo?
2. ¿Cuánto trabajo se desperdicia en este ciclo

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=r-lxlggBxY>

5.4. Determinación de la Entropía para Sustancias Puras

El cambio de entropía para una sustancia pura puede expresarse en términos de otras propiedades. Pero, en general, estas relaciones son muy complicadas y no son prácticas para usarse en cálculos manuales. Por lo tanto, utilizando un estado apropiado de referencia, las entropías de las sustancias se evalúan a partir de datos medibles de propiedades por medio de cálculos bastantes complicados, y los resultados se tabulan de la misma manera que otras propiedades tales como v , u y h . Los valores de entropía en las tablas de propiedades se dan respecto de un estado de referencia arbitrario. En las tablas de vapor a la entropía de líquido saturado S_f a 0.01°C se le asigna el valor de cero. Los valores de la entropía se vuelven negativos a temperaturas por debajo del valor de referencia.

El valor de la entropía en un estado específico se determina del mismo modo que cualquier propiedad. En las regiones del líquido comprimido y de vapor sobrecalentado, los valores se obtienen directamente de las tablas en el estado especificado. En la región de mezcla saturada, se determina de la siguiente manera:

$$S = S_f + xS_{fg} \quad (\text{kJ/kg} \times \text{K})$$

Donde x es la calidad y los valores S_f y S_{fg} se presentan en las tablas de saturación. Cuando se carece de datos de líquido comprimido, la entropía del líquido comprimido se calcula por medio de la entropía de líquido saturado a la temperatura dada:

$$S_{@p,T} \cong S_{f@T} \quad (\text{kJ/kg} \cdot \text{K})$$

El cambio de entropía de una masa determinada m (como en un sistema cerrado) durante un proceso es sencillamente:

$$\Delta S = m\Delta S = m(S_2 - S_1) \quad (\text{kJ/K})$$

Que es la diferencia entre los valores de entropía de los estados inicial y final.

Ejemplo resuelto

La entropía de una sustancia pura se determina a partir de tablas, del mismo modo que con cualquier otra propiedad. Realizar un esquema del diagrama T-s para el agua.

Solución

Cuando se estudian los aspectos de la segunda ley en los procesos, la entropía comúnmente se utiliza como coordenada en diagramas tales como el diagrama T-s. Observe que las líneas de volumen constante son más precipitadas que las líneas de presión constante y que las líneas de presión constante son paralelas a las líneas de temperatura constante en la región de mezcla saturada de líquido-vapor. También, las líneas de presión constante casi coinciden con la línea de líquido saturado en la región de líquido comprimido.

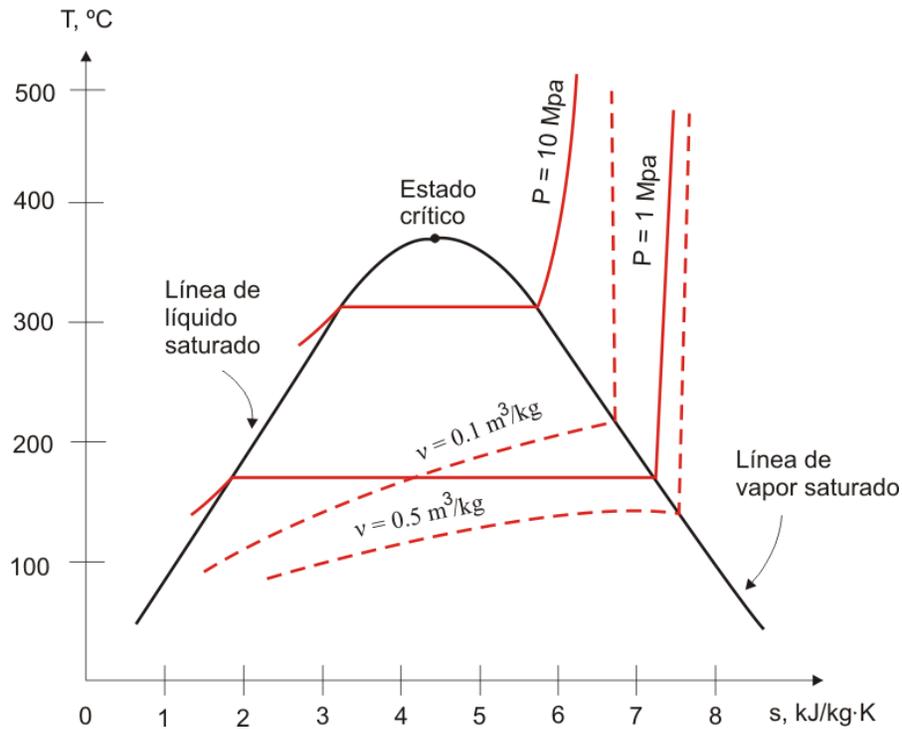


Imagen tomada del texto Fundamentos de Termodinámica. Howard Shapiro. Ed Wiley, 2006

Ejercicio

El diagrama h-s en la variación de entropía de una sustancia pura, presenta una serie de ventajas prácticas, pues la diferencia de entalpías se puede medir directamente, lo que es de gran importancia en sistemas abiertos. Realizar el respectivo diagrama h -s y hacer su respectivo análisis.

5.5. Análisis de la Segunda Ley

El análisis de la segunda ley de la termodinámica nos da a entender el segundo paso hacia el estudio de los procesos termodinámicos que comenzó con la ley cero y la primera ley las cuales solo hacen el estudio solo a procesos reversible que no toman en cuenta factores como la fricción, la transferencia de calor y la mezcla de dos sustancias diferentes, y que al tratar de invertir el proceso no hay cambios ni en el sistema ni el entorno cosa que no sucede en la vida real en donde la mayoría de los procesos son irreversibles. La particularidad de esta segunda ley son sus dos postulados principales que hacen referencia directamente al funcionamiento de máquinas térmicas, así como el enunciado de Carnot que plantea una Máquina térmica reversible con una eficiencia muy alta.

Ejercicio resuelto

Es necesario plantear una segunda ley porque la primera ley no es suficiente para explicar las observaciones. Existen en la naturaleza una variedad de procesos en que los que se cumple la primera ley, pero que ocurren en una sola dirección, o sea, que no se dan en el sentido “inverso” al observado. Por ejemplo, un cubo de hielo que se derrite al colocarse en una taza de agua caliente. Citar algunas de las utilidades de la segunda ley.

Solución

Algunas de las utilidades de la segunda ley serían:

- ▶ Predecir la “dirección” de los procesos.
- ▶ Establecer las condiciones de equilibrio.
- ▶ Determinar las mejores prestaciones teóricas de ciclos y motores térmicos.
- ▶ Cuantificar el alejamiento al caso óptimo en máquinas reales.
- ▶ Definir una escala absoluta de temperatura (independiente de la sustancia termométrica).

Ejercicio

Enunciar varios ejemplos de procesos en donde no se cumple la segunda ley de la termodinámica, ya que ocurren claramente en una sola dirección.

5.6. Sistemas Cerrados

Bien sabido es que, el segundo principio de la termodinámica nos lleva a una nueva definición, la entropía, que es una propiedad un tanto abstracta y de difícil descripción física. Sabemos que la entropía es una variable que no se conserva, o sea que hay variación de entropía en los diferentes procesos.

Es posible hacer una formulación cuantitativa del segundo principio mediante la entropía: Todo sistema termodinámico posee una variable de estado S denominada entropía, cuya diferencial viene dada por:

$$ds = \frac{dU + pdV}{T}$$

Pero $H = U + pV$, $dH = dU + pdV + Vdp$, $dU = dH - pdV - Vdp$

$$ds = \frac{dH - pdV - Vdp + pdV}{T}, \quad ds = \frac{dH - Vdp}{T}$$

Donde T es la temperatura termodinámica absoluta.

Un sistema cerrado no involucra flujo másico por sus fronteras, y su cambio de entropía es simplemente la diferencia entre las entropías inicial y final del sistema. El cambio de entropía de un sistema cerrado se debe a la transferencia de entropía que acompaña a la transferencia de calor y a la generación de entropía dentro de las fronteras del sistema. Tomando la dirección positiva de la transferencia de calor hacia el sistema, la relación general de balance de entropía:

$$\underbrace{S_{entra} - S_{sale}}_{\text{Transferencia neta de entropía por calor y masa}} + \underbrace{S_{gen}}_{\text{Generación de entropía}} = \underbrace{\Delta S_{sistema}}_{\text{Cambio de entropía}} \quad (\text{kJ/K})$$

O, en la forma de masa:

$$\underbrace{\dot{S}_{entra} - \dot{S}_{sale}}_{\text{Tasa de transferencia neta de entropía por calor y masa}} + \underbrace{\dot{S}_{gen}}_{\text{Tasa de generación de entropía}} = \underbrace{\Delta \dot{S}_{sistema}}_{\text{Tasa de cambio de entropía}} \quad (\text{kJ/k})$$

Puede expresarse para un **sistema cerrado** como:

$$\sum \frac{Q_k}{T_k} + S_{gen} = \Delta S_{sistema} = S_2 - S_1 \quad (\text{kJ/K})$$

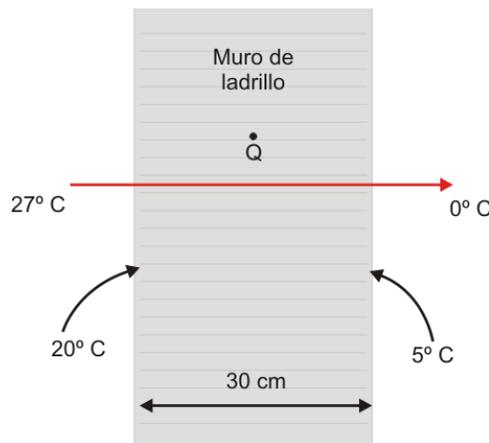
La relación anterior del balance de entropía expresa que el cambio de entropía de un sistema cerrado durante un proceso es igual a la suma de la entropía transferida neta por la frontera del sistema mediante la transferencia de calor, y de la entropía generada dentro de las fronteras del sistema.

Ejemplo resuelto

Considere la transferencia estable de calor a través del muro de 5 metros x 6 metros de una casa, que tiene un espesor de 30 centímetros. En un día cuando la temperatura exterior es de 0° C, la casa es mantenida a 27° C. Las temperaturas de las paredes interior y exterior del muro son medidas con avaluos de 20° C y 5° C, respectivamente, y la tasa de transferencia de calor a través del muro es de 1035 W. Determine la tasa de generación de entropía en el muro.

Solución

Consideremos el siguiente gráfico para ilustrar la situación.



Es un sistema cerrado ya que ninguna masa cruza la frontera del sistema durante el proceso. Note que el cambio de entropía del muro es cero durante este proceso ya que el estado y por lo tanto la

entropía del muro no cambia en ninguna parte del muro. El calor y la entropía entran de un lado del muro y salen por el otro lado.

Se puede suponer que el proceso es estable y por lo tanto la tasa de transferencia de calor a través del muro es constante. La transferencia de calor a través del muro es monodimensional. Luego la tasa del balance de entropía para el muro se simplifica a:

$$\underbrace{\dot{S}_{entra} - \dot{S}_{sale}}_{\text{Tasa de transferencia neta de entropía por calor y masa}} + \underbrace{\dot{S}_{gen}}_{\text{Tasa de generación de entropía}} = \underbrace{\Delta \dot{S}_{sistema}}_{\text{Tasa de cambio de entropía}}, \text{ donde } \underbrace{\Delta \dot{S}_{sistema}}_{\text{Tasa de cambio de entropía}} = 0$$

$$\left(\frac{\dot{Q}}{T} \right)_{entra} - \left(\frac{\dot{Q}}{T} \right)_{sale} + \dot{S}_{gen} = 0, \quad \frac{1035 \text{ W}}{273 \text{ K} + 20 \text{ K}} - \frac{1035 \text{ W}}{273 \text{ K} + 5 \text{ K}} + \dot{S}_{gen} = 0$$

Despejando \dot{S}_{gen} tenemos la tasa de generación de entropía en el muro.

$$\dot{S}_{gen, muro} = 0.191 \text{ W / K}$$

Ejercicio

Se debe condensar vapor en el condensador de una planta eléctrica de vapor a una temperatura de 50° C con agua de enfriamiento de un lago cercano, que entra a los tubos del condensador a 18° C a una tasa de 101 kg/s y sale a 27° C. Suponiendo que el condensador está perfectamente aislado, determine:

1. La tasa de condensación del vapor.
2. La tasa de generación de entropía en el condensador.

5.7. Sistemas Abiertos

Las relaciones del balance de entropía para volúmenes de control difieren de las que se dieron para sistemas cerrados, pero en este caso se debe considerar un mecanismo más de intercambio de entropía: el flujo másico a través de las fronteras. Como ya se mencionó, la masa posee entropía así como energía, y las cantidades de estas dos propiedades extensivas son proporcionales a la cantidad de masa.

Tomando la dirección positiva de la transferencia de calor hacia el sistema, las relaciones generales de balance de entropía pueden expresarse para volúmenes de control como:

$$\sum \frac{Q_k}{T_k} + \sum \dot{m}_i s_i - \sum \dot{m}_e s_e + S_{gen} = (S_2 - S_1) \text{ (kJ/K)}$$

O, en la forma de tasa, como:

$$\sum \frac{\dot{Q}_k}{T_k} + \sum \dot{m}_i s_i - \sum \dot{m}_e s_e + \dot{S}_{gen} = \Delta \dot{S}_{VC} \text{ (kJ/K)}$$

La mayoría de los volúmenes de control encontrados en la práctica tales como turbinas, compresores, toberas, difusores, intercambiadores de calor, tuberías y ductos operan establemente, y por lo tanto no experimentan cambio en su entropía. Por lo tanto, la relación de balance de entropía para un proceso general con flujo estable puede obtenerse haciendo

$\Delta \dot{S}_{VC} = 0$ en la ecuación anterior:

$$\dot{S}_{gen} = \sum \dot{m}_e s_e - \sum \dot{m}_i s_i - \sum \frac{\dot{Q}_k}{T_k} \text{ (flujo estable)}$$

Para dispositivo de flujo estable con un solo flujo (una entrada y una salida), la relación de balance de entropía se simplifica a:

$$\dot{S}_{gen} = \dot{m}_i (s_e - s_i) - \sum \frac{\dot{Q}_k}{T_k}$$

Ejemplo resuelto

En una válvula se estrangula vapor a 7 Mpa y 450° C hasta una presión de 3 Mpa durante un proceso de flujo estable. Determine la generación de entropía para este proceso y verifique si se satisface el principio del incremento de entropía.

Solución

Se trata de un volumen de control ya que la masa cruza la frontera del sistema durante el proceso.

Note que sólo ha una entrada y una salida y por lo tanto $\dot{m}_1 = \dot{m}_2 = \dot{m}$

También, la entalpía del fluido permanece casi constante durante el proceso de estrangulación y así. $h_2 \cong h_1$

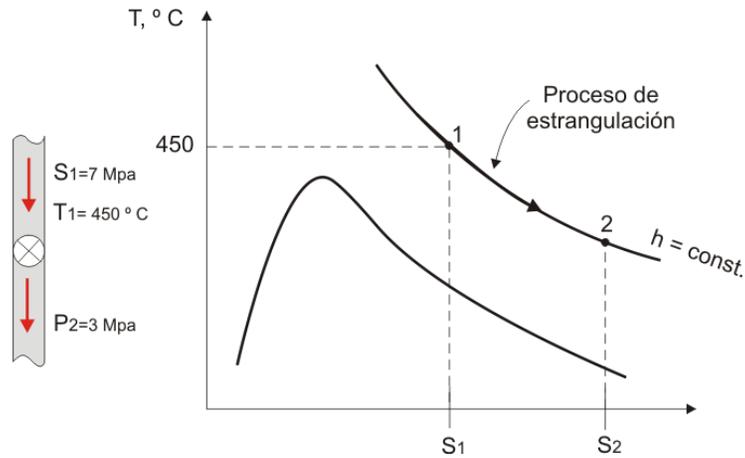


Imagen tomada del texto Termodinámica para Ingenieros. Merle Potter. Ed Schaum, 1995

Se trata de un proceso de flujo estable, ya que no hay cambio con el tiempo en ningún punto y por lo tanto $\Delta m_{VC} = 0$, $\Delta E_{VC} = 0$ y $\Delta S_{VC} = 0$. La transferencia de calor desde o hacia la válvula es despreciable. Los cambios energía cinética y potencial son despreciables, $\Delta ec = \Delta ep = 0$

Notando que $h_2 = h_1$, la entropía del vapor en los estados de entrada y de salida está determinada de las tablas de vapor como:

$$\text{Estado 1: } \begin{cases} p_1 = 7 \text{ MPa} & h_1 = 3287.1 \text{ kJ/kg} \\ T_1 = 450 \text{ °C} & s_1 = 6.6327 \text{ kJ/kg}\times\text{K} \end{cases}$$

$$\text{Estado 2: } \begin{cases} p_2 = 3 \text{ MPa} & s_2 = 7.0018 \text{ kJ/kg}\times\text{K} \\ h_2 = h_1 \end{cases}$$

Entonces la generación de entropía por unidad de masa de vapor es determinante a partir del balance de entropía aplicando a la válvula de estrangulación:

$$\underbrace{\dot{S}_{entra} - \dot{S}_{sale}}_{\text{Tasa de transferencia neta de entropía por calor y masa}} + \underbrace{\dot{S}_{gen}}_{\text{Tasa de generación de entropía}} = \underbrace{\Delta \dot{S}_{sistema}}_{\text{Tasa de cambio de entropía}}, \text{ donde } \underbrace{\Delta \dot{S}_{sistema}}_{\text{Tasa de cambio de entropía}} = 0$$

$$\dot{m}S_1 - \dot{m}S_2 + \dot{S}_{gen} = 0; \quad \dot{S}_{gen} = \dot{m}(S_2 - S_1)$$

Dividiendo por la tasa de flujo másico y sustituyendo nos da:

$$S_{\text{gen}} = S_2 - S_1 = 7.0018 - 6.6327 = 0.3691 \text{ kJ / kg} \times \text{K}$$

Ejercicio

Una plancha de 1000 W es dejada sobre la tabla de planchar con su base expuesta al aire a 20°C . Si la temperatura de la superficie es de 400°C , determine:

La tasa de generación de entropía durante este proceso en operación estable.
Cuánta de esta generación de entropía ocurre dentro de la plancha.

5.8. Eficiencia Adiabática

En muchas ocasiones es deseable tener un parámetro que exprese cuantitativamente cuán eficiente es el acercamiento de un dispositivo real a uno idealizado. Este parámetro es la eficiencia isoentrópica o adiabática, que es una medida de la desviación que tienen del proceso real los idealizados correspondientes.

Las eficiencias adiabáticas se definen de manera diferente para distintos dispositivos, porque cada uno de ellos se concibe para efectuar tareas distintas.

Eficiencia isoentrópica de turbinas: la salida deseada de una turbina es el trabajo producido, y la eficiencia isoentrópica de una turbina se define como la relación entre la salida de trabajo real de la turbina y la salida de trabajo que habría alcanzado si el proceso entre el estado de entrada y la presión de salida fuera isoentrópica.

$$\eta_T = \frac{\text{Trabajo real de la turbina}}{\text{Trabajo isoentrópico de la turbina}} = \frac{W_a}{W_s}$$

Casi siempre los cambios en las energías cinética y potencial asociados con una corriente de fluido que circula por una turbina son pequeños en comparación con el cambio en la entalpía y pueden omitirse. Entonces, la salida de trabajo de una turbina adiabática viene a ser solamente el cambio en la entalpía, y la relación anterior para este caso se expresa como:

$$\eta_T \cong \frac{h_1 - h_{2a}}{h_1 - h_{2s}}$$

Donde h_{2a} y h_{2s} son los valores de la entalpía en el estado de salida para los procesos real e isoentrópica, respectivamente. El valor de η_T depende en gran medida del diseño de los componentes individuales que integran la turbina.

Eficiencia isoentrópica de compresores y bombas: es definida como la relación entre el trabajo de entrada requerido para elevar la presión de un gas a un valor específico de una manera isoentrópica y el trabajo de entrada real:

$$\eta_c = \frac{\text{Trabajo isoentrópico del compresor}}{\text{Trabajo real del compresor}} = \frac{W_s}{W_a}$$

Cuando los cambios en la energía cinética y potencial son despreciables, el trabajo de entrada para un compresor adiabático se vuelve igual al cambio en la entalpía, en este caso tenemos entonces:

$$\eta_c \cong \frac{h_{2s} - h_1}{h_{2a} - h_1}$$

Cuando los cambios en las energías potencial y cinética de un líquido pueden ignorarse, la eficiencia isoentrópica de una bomba se define como:

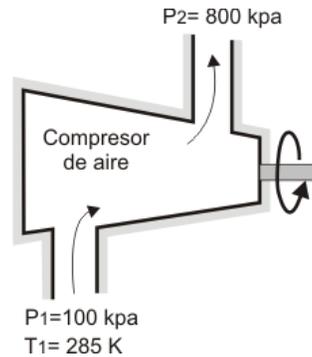
$$\eta_p = \frac{W_s}{W_a} = \frac{v(P_2 - P_1)}{h_{2a} - h_1}$$

Ejemplo resuelto

Mediante un compresor adiabático se comprime aire de 100 kPa y 12°C a una presión de 800kPa a una determinada tasa estable. Si la eficiencia adiabática del compresor es 80%, determine la temperatura de salida del aire.

Solución

Un bosquejo del sistema y el diagrama T-s del proceso se muestra en la siguiente figura.



Algunas suposiciones: Existen condiciones estables de operación. El aire es un gas ideal. Los cambios en energía cinética y potencial son despreciables. El compresor es adiabático.

Sólo se conoce una propiedad (La presión) en el estado de salida y es necesario conocer una más para fijar el estado y determinar así la temperatura de salida. En este caso la propiedad que puede determinarse con mínimo esfuerzo es h_{2a} pues se proporciona la eficiencia isoentrópica del compresor. A la salida del compresor.

Mirando las tablas de las propiedades del gas ideal (Termodinámica de Michael A. Boles. Cuarta Edición. Mc Graw Hill. Página 747: A.17) tenemos:

$$T_1 = 285 \text{ K}, \quad (h_1 = 285.14 \text{ kJ/kg y } P_{r1} = 1.1584)$$

La entalpía del aire al final del proceso isoentrópico de compresión se determina usando una de las relaciones isoentrópicas de gases ideales.

$$P_{r2} = P_{r1} \left(\frac{P_2}{P_1} \right) = 1.1584 \left(\frac{800 \text{ kPa}}{100 \text{ kPa}} \right) = 9.2672$$

$$P_{r2} = 9.2672, \quad h_{2s} = 517.05 \text{ kJ/kg (Ver Tabla A.17 Termodinámica Michael)}$$

Al sustituir las cantidades conocidas en la relación de eficiencia isoentrópica, se tiene:

$$\eta_c \cong \frac{h_{2s} - h_1}{h_{2a} - h_1}, \quad 0.80 = \frac{(517.05 - 285.14) \text{ kJ/kg}}{(h_{2a} - 285.14) \text{ kJ/kg}}, \quad h_{2a} = 575.03 \text{ kJ/kg}$$

$$h_{2a} = 575.03 \text{ kJ/kg}, \quad T_{2a} = 569.5 \text{ K (Ver Tabla A.17 termodinámica Michael)}$$

Ejercicio

En una turbina adiabática entra gas argón a 800°C y 1.5 MPa a una relación de 80 kg/min y sale a 200 kPa . Si la potencia de salida de la turbina es de 370 kW , determine la eficiencia adiabática de la misma.

5.9. Eficiencia de la segunda Ley

Considere dos máquinas térmicas, ambas con una eficiencia térmica de 30%. Una de las máquinas (A) se alimenta con calor de una fuente a 600 K y la otra (B) de una fuente a 1000 K . Ambas desechan calor en un medio a 300 K . A primera vista parece que las dos convierten la misma fracción de calor que reciben en trabajo; de manera que se desempeñan igualmente bien. No obstante, si se observa con mayor detalle y a la luz de segunda ley de la termodinámica se verá una imagen totalmente diferente. Estas máquinas, en el mejor de los casos, pueden desempeñarse como máquinas reversibles en cuyo caso sus eficiencias serían:

$$\eta_{\text{rev,A}} = \left(1 - \frac{T_L}{T_H}\right) = 1 - \frac{300\text{ K}}{600\text{ K}} = 50\%$$
$$\eta_{\text{rev,B}} = \left(1 - \frac{T_L}{T_H}\right) = 1 - \frac{300\text{ K}}{1000\text{ K}} = 70\%$$

La máquina B tiene disponible un potencial de trabajo más grande y por ello debe desempeñarse muchísimo mejor que la máquina A, aun cuando ambas tienen la misma eficiencia térmica. Es obvio, por este ejemplo, que la eficiencia de la primera ley no es suficiente para medir el valor real del desempeño de dispositivos en ingeniería. Para superar esta deficiencia, es necesario definir una eficiencia de la segunda ley η_{II} , como la relación entre la eficiencia térmica real y la eficiencia térmica máxima posible (reversible) en las mismas condiciones.

$$\eta_{II} = \frac{\eta_t}{\eta_{t,\text{rev}}} \quad (\text{Máquina térmica})$$

Ejercicio resuelto

Con base en la definición de la eficiencia de la segunda ley, determinar las eficiencias de las dos máquinas A y B estudiadas anteriormente.

Solución

Aplicando la definición $\eta_{II} = \frac{\eta_t}{\eta_{t,rev}}$ (Máquina térmica) tenemos para ambas máquinas la

eficiencia:

$$\eta_{II,A} = \frac{0.30}{0.50} = 0.60 \quad \text{y} \quad \eta_{II,B} = \frac{0.30}{0.70} = 0.43$$

La máquina A convierte 60% del potencial de trabajo disponible en trabajo útil. Esta proporción es sólo de 43% para la máquina B.

La eficiencia de la segunda ley también puede expresarse como la relación entre la salida de trabajo útil y la salida de trabajo máximo posible (reversible).

$$\eta_{II} = \frac{W_u}{W_{rev}} \quad (\text{Dispositivos productores de trabajo})$$

$$\eta_{II} = \frac{W_{rev}}{W_u} \quad (\text{Dispositivos que consumen trabajo})$$

Ejercicio

Un refrigerador tiene una eficiencia de segunda ley de 45%, y se extrae calor del espacio refrigerado a una tasa de 200 Btu/min. Si el espacio se mantiene a 35°F en tanto que la temperatura del aire de los alrededores es de 75°F, determine la entrada de potencial al refrigerador.

5.10. Aplicaciones de la Segunda Ley a Procesos Agroindustriales

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:

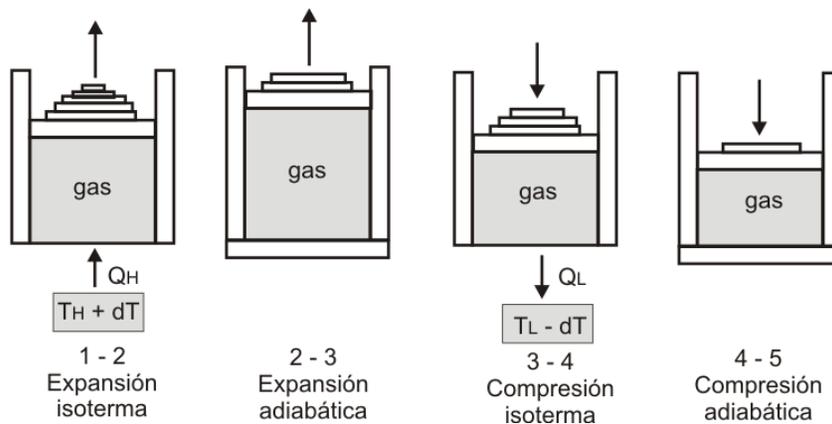
<http://www.youtube.com/watch?v=XgfusQNae4o>

En muchos lugares del mundo encontramos grandes empresas que sacan ventaja de los principios de la segunda ley; por ejemplo: Central Eléctrica en Wairakei (Nueva Zelanda), que transforma la energía geotérmica en electricidad. La energía solar se concentra y recoge individualmente para producir electricidad mediante helióstatos que se están probando en el Sandia National Laboratory (Estados Unidos).

De acuerdo con el segundo principio de la termodinámica, es imposible que una máquina térmica que funcione entre dos focos térmicos tenga un rendimiento del 100%.

Entonces ¿Cuál es el rendimiento máximo posible para esta máquina? Esta cuestión fue contestada por un joven ingeniero francés en 1824. Sadi Carnot, antes de que se hubiera establecido el primer principio o el segundo principio de la termodinámica. Carnot dedujo que una máquina reversible es la máquina más eficiente que puede operar entre dos focos térmicos determinados. Este resultado se conoce como el Teorema de Carnot.

Para comprender más en ciclo de Carnot consideremos un cilindro ajustado por un pistón. El proceso se realiza en cuatro etapas, dos adiabáticas y dos isotermas.

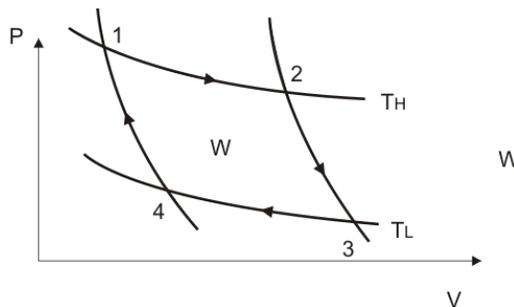


Ejercicio resuelto

Teniendo presente el proceso del ciclo de la máquina de Carnot, mostrar que la eficiencia térmica está dada por la formula $\eta = 1 - \frac{Q_L}{Q_H} = 1 - \frac{T_L}{T_H}$

Solución

El diagrama del ciclo PV es el siguiente:



El ciclo se puede describir en base al esquema general de una máquina térmica. Supongamos que la sustancia es un gas ideal. Es fácil calcular los calores intercambiados. En las etapas isotermas:

$$\Delta U_{12} = Q_H - W_{12} = 0, \quad Q_H = W_{12} = RT_H \ln \left(\frac{v_2}{v_1} \right)$$

$$\Delta U_{34} = Q_L - W_L = 0, \quad Q_L = W_{34} = RT_L \ln \left(\frac{v_4}{v_3} \right)$$

Y en las etapas adiabáticas se cumple, con $\gamma = c^p / c^v$

$$T_H v_2^{\gamma-1} = T_L v_3^{\gamma-1}$$

$$T_H v_1^{\gamma-1} = T_L v_4^{\gamma-1}$$

De las dos relaciones anteriores se deduce que $\frac{v_2}{v_1} = \frac{v_3}{v_4}$

En combinación con las otras relaciones llegamos a la siguiente conclusión:

$$\frac{Q_H}{Q_L} = \frac{T_H}{T_L}$$

Y la eficiencia térmica resulta:

$$\eta = 1 - \frac{Q_L}{Q_H} = 1 - \frac{T_L}{T_H}$$

Ejercicio

Una máquina térmica realiza 200J de trabajo en cada ciclo y tiene una eficiencia de 30%. Para cada ciclo de operación.

- ¿cuánto calor se absorbe?
- ¿cuánto calor se libera?

5.11.Reversibilidad Irreversibilidad Disponibilidad

Si un sistema en el que se ha realizado un proceso, puede llevarse de nuevo a su estado inicial sin que se produzcan variaciones en el espacio exterior al sistema, diremos que este es un proceso reversible. En caso contrario el proceso se denomina irreversible.

Todo proceso reversible conlleva un cambio de estado cuasiestático. Todo proceso reversible debe estar libre de efectos disipantes: rozamientos, deformaciones plásticas, etc. Todo proceso natural es irreversible. Son irreversibles, también, todos los procesos de igualación, pues espontáneamente van siempre en una sola dirección: hacia el estado de equilibrio. Su inversión sólo es posible mediante una acción desde el exterior.

Un proceso termodinámico es reversible cuando el sistema pasa de su estado inicial a su estado final a través de infinitos estados de equilibrio, por lo que, en todo momento, podemos realizar la transformación en sentido inverso. Este tipo de procesos debe ser necesariamente infinitamente lento, para que el sistema tenga tiempo de alcanzar el equilibrio. Aunque, en la práctica esto es imposible, hay procesos que, siendo suficientemente lentos, se pueden aproximar a un proceso reversible.

En un proceso irreversible es imposible invertir su sentido y solamente son de equilibrio los estados inicial y final. En estos procesos se degrada una energía que es imposible recuperar.

Un proceso es irreversible si, una vez realizado, es imposible devolver el sistema y su entorno a su situación inicial. A un sistema que ha realizado un proceso irreversible no le es imposible volver a su estado inicial, pero, si lo hiciera, sería imposible devolver a su estado inicial al entorno del sistema, es decir, se ha tenido que modificar el entorno para devolver el sistema a su estado inicial.

Disponibilidad: Una consideración importante en los análisis de ingeniería corresponde al trabajo máximo disponible a partir de un estado definido de una sustancia particular. Si se dispone de vapor de agua en un estado dado, ¿cuál es el trabajo máximo que se puede obtener al emplear este fluido? Un sistema de almacenamiento de aire comprimido contiene el aire en un estado de presión elevada, ¿cuál es el trabajo máximo que se puede obtener del aire en ese estado? Existen numerosas preguntas de este tipo, las cuales se han generalizado como: ¿cuál es la energía máxima disponible para realizar un trabajo, que se encuentra contenida en una sustancia en un estado especificado?

La energía máxima disponible en un estado particular se puede emplear para realizar un trabajo en tanto que el estado no se encuentre en las condiciones ambientales estándar. Un estado en equilibrio con el ambiente no puede emplearse para obtener trabajo.

Por lo tanto, a las condiciones ambientales de $T_0 = 25^\circ\text{C} = 77^\circ\text{F}$ y $P_0 = 1\text{atm}$, se les conoce como estado muerto. Una sustancia tiene una energía máxima disponible en cualquier estado que no esté en equilibrio termodinámico con el estado muerto.

Ejercicio resuelto

Mencionar algunos ejemplos de procesos reversibles y procesos irreversibles.

Solución

Ejemplos de procesos reversibles:

- ▶ Expansión o compresión controlada.
- ▶ Movimiento sin fricción.
- ▶ Deformación elástica de un sólido.
- ▶ Circuitos eléctricos de resistencia cero.
- ▶ Efectos de polarización y magnetización.
- ▶ Descarga controlada de una pila.

Ejemplos de procesos irreversibles:

- ▶ Resistencia eléctrica.
- ▶ Deformación inelástica.
- ▶ Ondas de choque.
- ▶ Efectos de histéresis.
- ▶ Flujo viscoso de un fluido.
- ▶ Amortiguamiento interno de un sistema en vibración.
- ▶ Fricción sólido-sólido.
- ▶ Expansión sin restricciones de un fluido.
- ▶ Flujo de fluidos a través de válvulas y filtros porosos (laminado o estrangulamiento).
- ▶ Reacciones químicas espontáneas.
- ▶ Mezcla de fluidos diferentes.

Ejercicio

1. ¿Cómo se podría enunciar el segundo principio de la termodinámica como principio de la irreversibilidad?
2. ¿Por qué la fricción es la irreversibilidad más común en los procesos en los que aparecen cuerpos en movimiento?
- 3.Cuál sería una expresión matemática para calcular la disponibilidad por unidad de masa.

5.12. Análisis Combinado de la Primera y Segunda Ley para Procesos Agroindustriales

Uno de los resultados más relevantes en la combinación de dichas leyes, es conocida como la Ecuación de GIBBS.

La primera ley escrita siempre en una forma verdadera: $dU = dQ - dW$

Sólo para procesos reversibles, el trabajo y el calor se pueden escribir como:

$$dW = PdV \quad \text{y} \quad dQ = TdS$$

La sustitución de estos términos nos dirige a encontrar otras formas de la primera ley válida únicamente para procesos reversibles.

$$dU = dQ - PdV$$

Donde se ha sustituido dW por la condición reversible PdV : $dU = TdS - dW$

Donde se ha sustituido dQ por la condición reversible TdS . Cabe indicar que si la sustancia tiene otras formas de trabajo, podemos escribir:

$$dU = dQ - PdV - XdY$$

Donde X es la fuerza generalizada, (Una fuerza semejante a la presión). Y es el desplazamiento generalizado (Una cantidad semejante al volumen).

Sustituyendo tanto dW como dQ en términos de la variable de estado:

$$dU = TdS - PdV$$

Que es siempre válida, ya que esta es una relación entre propiedades y ahora es independiente del proceso.

En términos de cantidades específicas: $du = Tds - Pdv$

Que es la Ecuación de GIBBS o la primera y segunda ley combinadas, y que tiene mucha importancia en los procesos agroindustriales.

Ejercicio

La expresión de la primera y segunda ley combinada es a veces más útil escribirla en términos de la entalpía o entalpía específica. Cómo se puede expresar la Ecuación de GIBBS en términos de entalpía.

Solución

Sabemos que: $h = u + Pv$ tal que:

$$\begin{aligned}dh &= (du) + Pdv + vdP \\dh &= (Tds - Pdv) + Pdv + vdP \\dh &= Tds + vdP\end{aligned}$$

O bien, considerando: $v = \frac{1}{\rho}$ tenemos:

$$dh = Tds + \frac{dP}{\rho}$$

Que es otra representación de la Ecuación GIBBS o la primera y segunda ley combinada en términos de la entalpía específica o bien en términos de la entalpía:

$$dH = TdS + VdP$$

Ejercicio

Las ecuaciones que relacionan las derivadas parciales de P , v , T y s de un sistema comprensible simple entre si se conoce como relaciones de Maxwell. Se obtienen a partir de las cuatro ecuaciones de GIBBS y se basan en las propiedades de las diferenciales exactas. Son de mucha utilidad ya que permiten obtener de manera indirecta, es decir, sin la necesidad de medir experimentalmente, algunas propiedades termodinámicas. Deducir las relaciones de Maxwell.

5.13. Mezclas no Reactivas

Una de las mezclas de gases no reactivas que más se utiliza en la Ingeniería es la mezcla aire-agua-vapor, es decir, mezcla de aire con agua pero cerca de la zona de condensación del agua.

El aire es una mezcla de nitrógeno, oxígeno y pequeñas cantidades de otros gases. Normalmente el aire en la atmósfera contiene cierta cantidad de vapor de agua (o humedad) y se conoce como aire atmosférico. En contraste, al aire que no contiene vapor de agua se le llama aire seco. Es conveniente tratar al aire como una mezcla de vapor de agua y de aire seco, porque la composición de aire seco permanece relativamente constante, pero la cantidad de vapor de agua cambia por la condensación y evaporación de los océanos, lagos, ríos, duchas e incluso del agua del cuerpo humano.

La temperatura del aire en aplicaciones de acondicionamiento de aire varía de 10 a cerca de 50 °C. En este intervalo el aire seco puede tratarse como un gas ideal con un valor C_p constante de $1.005 \text{ kJ}/(\text{kg} \times \text{K})$ [$0.240 \text{ Btu}/(\text{lbm} \times \text{R})$] con un error despreciable (menor a 0.2 %). Si se toma como temperatura de referencia los 0 °C, la entalpía y el cambio de entalpía de aire seco se determina por:

$$h_{\text{aire seco}} = C_p T = (1.005 \text{ kJ}/\text{kg} \times ^\circ\text{C})T \quad (\text{kJ}/\text{kg}) \quad y$$

$$\Delta h_{\text{aire seco}} = C_p \Delta T = (1.005 \text{ kJ}/\text{kg} \times ^\circ\text{C})\Delta T \quad (\text{kJ}/\text{kg})$$

Donde T es la temperatura del aire en °C y ΔT es el cambio en la temperatura. En procesos de acondicionamiento de aire interesan los cambios en la entalpía Δh , los cuales son independientes del punto de referencia elegido.

Por supuesto, sería conveniente tratar al vapor de agua en el aire como un gas ideal. A 50 °C, la presión de saturación del agua es 12.3kPa . A presiones por debajo de este valor, el vapor de agua puede tratarse como un gas ideal con un error despreciable (menor a 0.2%), incluso cuando es un vapor saturado. Por lo tanto, el vapor de agua en el aire se comporta como si existiera solo y obedece la relación de gas ideal $P_v = RT$. En este caso el aire atmosférico se trata como una mezcla de gases ideales cuya presión es la suma de la presión parcial del aire seco P_a y la del vapor de agua P_v :

$$P = P_v + P_a \text{ (kPa)}$$

Ejercicio Resuelto

Si se puede considerar el vapor de agua como un gas ideal, entonces que se puede decir acerca la entalpía de vapor de agua en función exclusiva de la temperatura $h = h(T)$.

Solución

La entalpía del vapor de agua en el aire puede tomarse igual a la entalpía del vapor saturado a la misma temperatura. Es decir:

$$h_v(T, P_{baja}) \cong h_g(T)$$

La entalpía del vapor de agua a 0°C es 2501.3 kJ/kg . El valor C_p promedio del vapor de agua en el intervalo de temperatura de -10 a 50°C puede considerarse igual a 1.82 kJ/kg×°C . Por lo tanto la entalpía del vapor de agua se determina aproximadamente a partir de:

$$\begin{aligned} h_g(T) &\cong 2501.3 + 1.82T && \text{(kJ/kg)} \quad T \text{ en } ^\circ\text{C} \\ h_g(T) &\cong 1061.5 + 0.4335T && \text{(Btu/lbm)} \quad T \text{ en } ^\circ\text{F} \end{aligned}$$

En el intervalo de temperatura de -10 a 50°C (o de 15 a 120°F , con un error despreciable.

Ejercicio

¿Es posible obtener aire saturado de aire no saturado sin agregar nada de humedad? Explique las razones.

5.14. Vapores y Gases

Las palabras vapor y gas tienen un significado similar. Usamos la palabra vapor cuando estamos cerca de la zona de condensación, mientras que utilizamos la palabra gas cuando estamos lejos de dicha zona. En la práctica existen muchas aplicaciones en ingeniería en las que se usa un fluido que, aun siendo condensable, trabajará lejos de la zona de condensación.

Dentro de este tema es posible hablar de los estados de líquido saturado y de vapor saturado, de la mezcla saturada de líquido vapor, vapor saturado y líquido comprimido.

En la región a la derecha de la línea de vapor saturado y a temperatura por encima de la temperatura en el punto crítico, una sustancia existe como vapor sobrecalentado. Puesto que la región sobrecalentada es de una sola fase (sólo la fase de vapor), la temperatura y la presión ya no son propiedades dependientes y pueden usarse convenientemente como dos propiedades independientes en las tablas.

Ejercicio resuelto

El vapor sobrecalentado tiene algunas características que son de gran utilidad en los sistemas de fase. Mencione algunas características del vapor sobrecalentado.

Solución

Algunas características son:

Presiones menores ($P < P_{\text{Sat}}$ a una T dada)

Temperaturas mayores ($T > T_{\text{Sat}}$ a una P dada)

Volúmenes específicos mayores ($v > v_g$ a una P o T dadas)

Energías internas mayores ($u > u_g$ a una P o T dadas)

Entalpías mayores ($h > h_g$ a una P o T dadas)

Ejercicio

Es sabido que el aire caliente sube en un medio ambiente más frío. Si se considera una mezcla tibia de aire y gasolina en la parte superior de una lata abierta que contiene gasolina ¿es posible que la mezcla gaseosa ascienda en un medio más frío?

5.15. Determinación de Propiedades Termodinámicas

Las relaciones entre las propiedades termodinámicas de la mayoría de las sustancias son demasiado complejas para expresarse por medio de ecuaciones sencillas. Por ejemplo, las propiedades termodinámicas de fluidos de interés técnico (en nuestro caso, el agua y los fluidos empleados en sistemas de refrigeración) suelen presentarse de tres modos: en forma gráfica (diagramas), en forma algebraica (ecuaciones de estado), o bien en forma de tablas.

Los fluidos de interés técnico son eso, fluidos: es decir, sustancias líquidas o gaseosas; por tanto, hay tres regiones de interés: la de gases o vapores, la región bifásica líquido – vapor, y la región de líquidos. El límite inferior en que una sustancia es líquida es el punto triple. La temperatura del punto triple es el límite de seguridad para trabajar con una sustancia como fluido. En el caso del agua, es de 0,01 °C; para el CO₂, es de 56,6 °C; el resto de fluidos de interés técnico tienen puntos triples de temperatura mucho más baja. Existen dos tipos de tablas de propiedades: tablas de saturación (para las propiedades de la región bifásica líquido – vapor) y tablas de líquidos y vapores (para las propiedades de las regiones monofásicas de líquido y vapor).

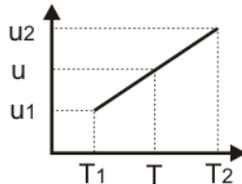
Ejercicio resuelto

Tenemos 1 kilogramo de agua en fase líquida y en condiciones de saturación a 20 °C. Determinar la variación de energía interna y entalpía que experimenta dicho sistema cuando lo llevamos a estado de vapor sobrecalentado a 250 °C y 0,02 Mpa .

Solución

Tenemos las condiciones iniciales: Tabla de líquido saturado.

$$T_1 = 20\text{ °C} \rightarrow P_1 = 0,02339\text{ bar}, \quad v_1 = 1,0018 \cdot 10^{-3}\text{ m}^3/\text{kg}, \quad u_1 = 83,95\text{ kJ/kg}, \quad h_1 = 83,96\text{ kJ/kg}$$



$$u = mT + b_1; \quad m = \frac{u_2 - u_1}{T_2 - T_1}; \quad b = u_1 - mT_1, \quad u = (u_2 - u_1) \frac{T - T_1}{T_2 - T_1} + u_1$$

Tenemos las condiciones finales: Tabla de vapor sobrecalentado.

$$T_2 = 250\text{ °C}; \quad P_2 = 0,02\text{ Mpa}$$

Interpolación doble

T (°C) ↓ P (Mpa) →	0,006 (1)	0,02	0,035 (2)
240 u [kJ/kg] (1) h [kJ/kg]	2 721,0	2 720,66	2 720,3
u [kJ/kg] 250 h [kJ/kg]		2 735,80 2 977,09	
280 u [kJ/kg] (2) h [kJ/kg]	2 781,5 3 036,8	2 781,21 3 036,41	2 780,9 3 036,0

Finalmente: $\Delta u = 2651,85 \text{ kJ}$ y $\Delta h = 2893,13 \text{ kJ}$

Ejercicio

Si no se cuenta con tablas de líquido comprimido ¿cómo se determina el volumen específico de un líquido comprimido a P y T dadas?

5.16. Psicometría

En este tema se estudia el Aire húmedo, estudio que se conoce como Psicometría, Se denomina aire húmedo a la mezcla de aire seco y vapor de agua, en la que el aire se considera como una sustancia pura. La temperatura del aire en la mayor parte de las aplicaciones está comprendida entre $-10 \text{ }^\circ\text{C}$ y $50 \text{ }^\circ\text{C}$ y en ella, el aire puede considerarse como gas ideal. Por otra parte, la presión de saturación del agua en este intervalo es muy pequeña, por lo que también podemos considerar al vapor de agua como gas ideal. Por tanto, los componentes de dicha mezcla denominada aire húmedo se comportan de forma ideal, y por tanto la mezcla se comporta de manera ideal. Supongamos un sistema cerrado que contiene aire húmedo. Si se comporta de forma ideal la presión en el sistema será igual a:

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{mRT}{MV}$$

Cada componente de la mezcla definida como aire húmedo se comporta como si existiera sólo en el volumen V_a temperatura T y ejerciera sólo una parte de la presión. Según la Ley de Dalton la presión total p es la suma de las presiones parciales ejercidas del aire seco p_a y del vapor de agua p_v , de tal forma que:

$$p_a = \frac{n_a RT}{V} = \frac{m_a RT}{M_a V}, \quad p_v = \frac{n_v RT}{V} = \frac{m_v RT}{M_v V}$$

Por lo tanto, la presión total será: $p = p_a + p_v$

Como la masa de vapor de agua, m_v contenida en el aire húmedo es muy pequeña, también lo es la presión parcial ejercida por él, p_v conocida como presión de vapor. El estado termodinámico característico del vapor de agua contenido en el aire húmedo es un vapor a muy bajas presiones y en estado de vapor sobrecalentado.

Se define humedad absoluta como la relación que hay entre la masa de vapor de agua y la masa de vapor de aire seco.

$$\omega = \frac{m_v}{m_a} \quad (\text{kg vapor de agua / kg aire seco})$$

La humedad absoluta o específica se puede expresar en función de las presiones parciales de vapor de agua y la presión total de la mezcla o presión atmosférica:

$$\omega = \frac{m_v}{m_a} = \frac{\frac{M_v p_v V}{RT}}{\frac{M_a p_a V}{RT}} = \frac{M_v p_v}{M_a p_a}; \quad \omega = 0,622 \frac{p_v}{p - p_v}$$

Donde P es la presión total. Sabiendo que la relación entre los pesos moleculares del vapor de agua y del aire $\frac{M_v}{M_a} = 18 / 28,97 = 0,622$.

La humedad relativa es el cociente entre el contenido de vapor de agua de una mezcla y el contenido de vapor de agua si la mezcla estuviese saturada a la misma temperatura. También se puede expresar en función de las presiones parciales de forma que la humedad relativa es la presión parcial del vapor de agua contenido en una mezcla entre la presión parcial del vapor de agua si la mezcla estuviese saturada:

$$j = \frac{m_v}{m_{v\text{sat}}} \times 100 = \frac{\frac{M_v p_v V}{RT}}{\frac{M_v p_{v\text{sat}} V}{RT}} \times 100 = \frac{p_v}{p_{v\text{sat}}} \times 100$$

La humedad relativa se expresa en tanto por ciento. De tal forma que si una mezcla se encuentra saturada, el valor de la humedad relativa sería del 100%.

Los valores de H, S y U de la mezcla pueden obtenerse a partir de los valores de cada componente de la mezcla. Por ejemplo la entalpía de una mezcla de aire seco y vapor de agua:

$$H = H_a + H_v = m_a h_a + m_v h_v$$

Habitualmente se emplea la entalpía específica o entalpía de la mezcla por unidad de masa de aire seco:

$$\frac{H}{m_a} = h_a + \frac{m_v}{m_a} h_v = h_a + \omega h_v = h_a + \omega h''$$

Como el valor de la entalpía del vapor de agua sobrecalentado, h_v a bajas presiones es muy próximo al de vapor saturado a la temperatura T de la mezcla, h'' , se admite entonces que $h_v \approx h''$. La entalpía de la mezcla viene dada en kJ/kg de aire seco.

Ejemplo resuelto

Una habitación de 5m×5m×3m contiene aire a 25°C y 100kPa, a una humedad relativa de 75%. Determine la presión parcial del aire seco y la humedad específica.

Solución

Tanto el aire como el vapor llenan toda la habitación y, en consecuencia, el volumen de cada gas es igual al volumen del cuarto. Suponemos el aire seco y el vapor de agua en el cuarto como gases ideales.

De la ecuación $p = p_a + p_v$ puede obtenerse la presión parcial del aire seco. $p_a = p - p_v$

Donde $p_v = \phi p_g = \phi p_{\text{sat}@25^\circ\text{C}} = (0.75)(3.169\text{kPa}) = 2.38\text{kPa}$

Por lo tanto:

$$p_a = (100 - 2.38)\text{kPa} = 97.62 \text{ kPa}$$

Para obtener la humedad específica usamos la ecuación:

$$\omega = 0,622 \frac{p_v}{p - p_v} = \frac{(0.622)(2.38 \text{ kPa})}{(100 - 2.38) \text{ kPa}} = 0.0152 \text{ kg H}_2\text{O / kg aire seco}$$

Ejercicio

1. Una habitación contiene aire a 20° C y 98 kPa, y una humedad relativa de 85%. Determinar la presión parcial del aire seco, la humedad específica del aire y la entalpía por unidad de masa del aire seco.
2. En qué consiste la temperatura de punto de rocío, y la temperatura de saturación adiabática y bulbo húmedo.

5.17. Procesos de Acondicionamiento de Aire

La ASHRAE (American Society of Heating, Refrigerating and Air Conditioning Engineers) define el acondicionamiento del aire como: "El proceso de tratar el aire, de tal manera, que se controle simultáneamente su temperatura, humedad, limpieza y distribución, para que cumpla con los requisitos del espacio acondicionado".

Como se indica en la definición, las acciones importantes involucradas en la operación de un sistema de aire acondicionado son:

- ▶ Control de la temperatura.
- ▶ Control de la humedad.
- ▶ Filtración, limpieza y purificación del aire.
- ▶ Circulación y movimiento del aire.

El acondicionamiento de aire en casas, edificios o en industrias, se hace por dos razones principales: proporcionar confort al humano, y para un control más completo del proceso de manufactura; el control de la temperatura y la humedad, mejora la calidad del producto terminado.

Dentro de los procesos de acondicionamiento de aire tenemos: Enfriamiento, calentamiento, humidificación, deshumidificación, enfriamiento y deshumidificación, calentamiento y deshumidificación.

La mayor parte de los procesos de acondicionamiento de aire pueden modelarse como procesos de flujo estable y, por lo tanto, la relación balance de masa $\dot{m}_{en} = \dot{m}_{salen}$ se expresa para el aire seco y el agua como:

$$\text{Balance de masa de aire seco: } \sum \dot{m}_{a,e} = \sum \dot{m}_{a,s} \quad (\text{kg/s})$$

$$\text{Balance de masa de agua: } \sum \dot{m}_{w,e} = \sum \dot{m}_{w,s} \quad \text{o} \quad \sum \dot{m}_{a,e} \omega_e = \sum \dot{m}_{a,s} \omega_s$$

Los subíndices e y s denotan los estados de entrada y salida, respectivamente. Se supone que los cambios en las energías cinéticas y potencial serán despreciables. La relación del balance de energía de flujo estacionario $\dot{E}_{en} = \dot{E}_{sal}$ se expresa en este caso como:

$$\dot{Q}_{en} + \dot{W}_{en} + \sum \dot{m}_i h_i = \dot{Q}_{sal} + \dot{W}_{sal} + \sum \dot{m}_e h_e$$

El término trabajo por lo general consiste en el trabajo del ventilador, que es muy pequeño respecto de otros términos de la ecuación de la energía.

Los problemas de falta de comodidad asociados a una humedad relativa baja se resuelven humidificando el aire calentado. La instalación se muestra en la figura:

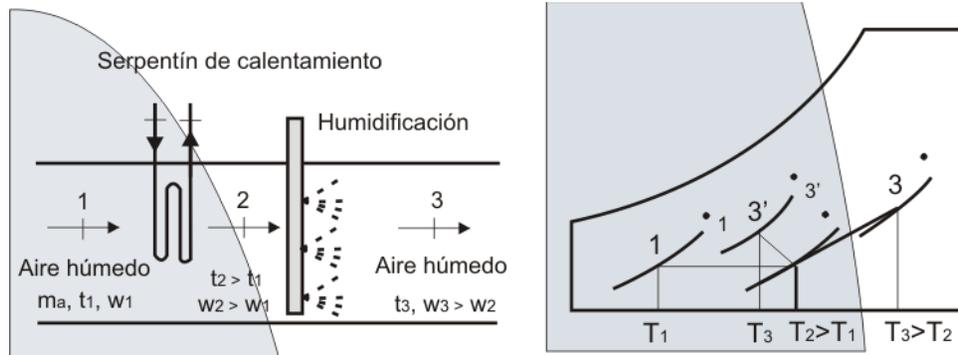


Imagen tomada del texto Termodinámica para Ingenieros. Merle Potter. Ed Schaum, 1995

La humidificación puede llevarse a cabo bien inyectando vapor de agua en el humidificador o incorporando a la corriente agua líquida atomizada. Si se introduce vapor de agua, se produce una humidificación con un calentamiento adicional ($T_3 > T_2$) mientras que si se introduce agua líquida, ésta se vaporizará absorbiendo parte del calor del aire lo que produce un enfriamiento de la corriente de aire ($T_3 < T_2$).

Ejercicio resuelto

En el diagrama anterior se representan los procesos psicrométricos del calentamiento con humidificación.

1. Explicar cada proceso.
2. Establecer las ecuaciones de balance de masa.
3. Ecuaciones de balance de energía

Solución

- a. El proceso 1-2 es un calentamiento simple, mientras que el proceso 2-3 es de humidificación. Pueden observarse las dos posibilidades del punto 3 mencionadas anteriormente: proceso 2-3, humidificación con vapor de agua; proceso 2-3', humidificación con agua líquida.

- b. Las ecuaciones del balance de masas son:

$$\dot{m}_{a1} = \dot{m}_{a2} = \dot{m}_{a3} = \dot{m}_a$$

$$\dot{m}_{v1} = \dot{m}_{v2}; \dot{m}_{v3} = \dot{m}_{v2} + \dot{m}_w$$

Donde \dot{m}_w es la masa de agua o vapor introducida por el humidificador.

- c. Las ecuaciones del balance de energía se obtienen aplicando el Primer Principio para sistemas abiertos, despreciando las variaciones de energía cinética, sin variación de energía potencial y sin intercambio de trabajo. En cada proceso tenemos:

$$\dot{Q}_{VC} = (\dot{m}_a h_a + \dot{m}_v h_v)_2 - (\dot{m}_a h_a + \dot{m}_v h_v)_1$$

$$\dot{m}_w h_w = (\dot{m}_a h_a + \dot{m}_v h_v)_3 - (\dot{m}_a h_a + \dot{m}_v h_v)_2$$

Donde h_w es la entalpía del agua o vapor aportado por el humidificador. El balance global será:

$$\dot{Q}_{VC} = (\dot{m}_a h_a + \dot{m}_v h_v)_3 - (\dot{m}_a h_a + \dot{m}_v h_v)_1 - \dot{m}_w h_w$$

Donde \dot{Q}_{VC} es el calor absorbido o cedido por el sistema. En magnitudes específicas, y sustituyendo las ecuaciones del balance de masas:

$$q_{VC} = (h_{a3} + w_3 h_3'') - (h_{a1} + w_1 h_1'') - (w_3 - w_1) h_w$$

Donde q_{vC} es igual a la diferencia de entalpías por unidad de masa de aire seco a la salida y a la entrada del dispositivo menos la entalpía del agua o vapor aportada por el humidificador.

Ejercicio

1. ¿Qué es el metabolismo? ¿Cuál es el rango de la tasa metabólica para un hombre promedio? ¿Por qué estamos interesados en la tasa metabólica de los ocupantes de un edificio cuando tratamos con calefacción y acondicionamiento de aire?
2. En una sección de calentamiento entra aire a 95kPa, 15 °C y 30% de humedad relativa a una tasa de 4 m³ / min y sale a 25 °C. Determine la relación de transferencia de calor en la sección de calentamiento y la humedad relativa de salida.

5.18. Aplicaciones a la Agroindustria

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=b7UQLMqr1y8>

Dentro de las aplicaciones a los procesos de acondicionamiento de aire tenemos las famosas torres de refrigeración.

Una torre de refrigeración puede considerarse como un intercambiador de calor donde se produce una transferencia de masa y energía entre una corriente de aire y una corriente de agua. El sentido de circulación de ambas corrientes puede ser en equicorriente o en contracorriente.

Las torres de refrigeración se utilizan con frecuencia en las instalaciones de centrales térmicas para disipar a la atmósfera el calor del agua del circuito de refrigeración del condensador, sobre todo en aquellos casos en los que no exista una gran masa de agua líquida en las proximidades de la central (río, lago o mar). Son también empleadas para disipar el calor del condensador de centrales frigoríficas y en general para enfriar corrientes de agua líquida disipando calor al aire.

Ejemplo resuelto

Realice un esquema básico de una torre de refrigeración donde puedan ilustrarse los elementos básicos de la misma, dando explicación de cada proceso.

Solución

El siguiente croquis muestra el esquema básico de una torre de refrigeración:

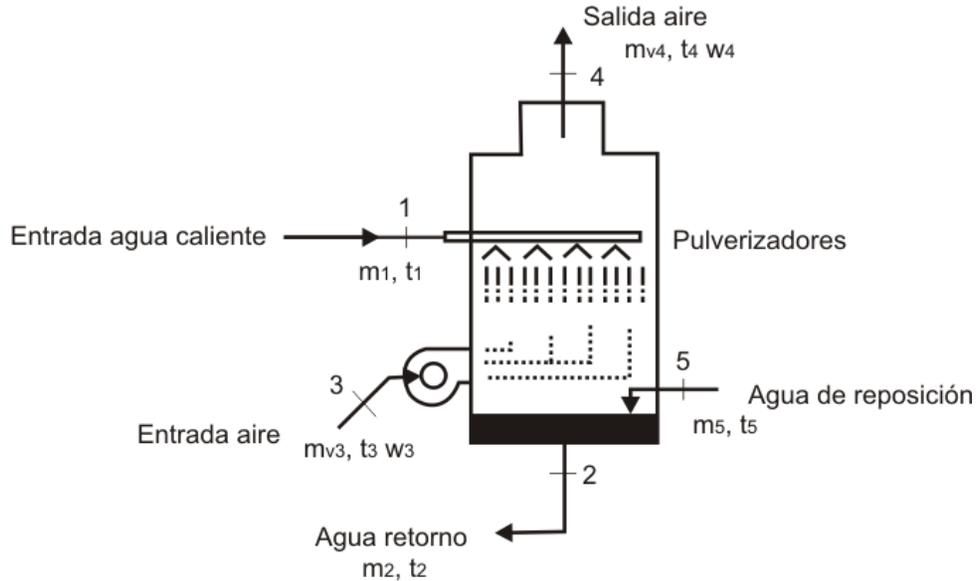


Imagen tomada del texto Fundamentos de Termodinámica. Howard Shapiro. Ed Wiley, 2006

Una corriente de aire húmedo entra al dispositivo por 3 y circula en sentido ascendente hasta que sale por la parte superior en el punto 4. En su recorrido, la corriente de aire se encuentra en contacto con una corriente de agua que circula en sentido contrario. De esta forma, parte del agua que circula, se evapora y se incorpora a la corriente de aire. El calor de cambio de estado se absorbe de la corriente de agua líquida de forma que ésta se enfría y cae al fondo de la torre con una temperatura menor, mientras que el aire sale con un mayor contenido de vapor de agua. Por otro lado se añade una cierta cantidad de agua de reposición en 5, para mantener un nivel de agua constante en la instalación.

Para el estudio de este dispositivo planteamos el balance de masas en régimen estacionario:

$$\dot{m}_{a3} = \dot{m}_{a4} = \dot{m}_a$$

$$\dot{m}_1 + \dot{m}_{v3} + \dot{m}_5 = \dot{m}_2 + \dot{m}_{v4}$$

Como $\dot{m}_1 = \dot{m}_2$, $\dot{m}_{v3} = w_3 \dot{m}_a$ y $\dot{m}_{v4} = w_4 \dot{m}_a$, la expresión anterior queda de la forma:

$$\dot{m}_5 = \dot{m}_a(w_4 - w_3)$$

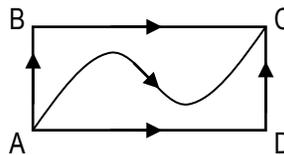
Por otro lado el balance de energías, aplicando el Primer Principio a sistemas abiertos suponiendo despreciable el intercambio de calor al entorno, nulo el trabajo desarrollado y despreciable las variaciones de energías cinética y potencial se puede expresar como:

$$0 = \dot{m}_2 h_2 + (\dot{m}_a h_a + \dot{m}_v h_v)_4 - \dot{m}_5 h_5 - (\dot{m}_a h_a + \dot{m}_v h_v)_3 - \dot{m}_1 h_1$$

A partir de las ecuaciones anteriores, y en función de los datos disponibles, es posible realizar el estudio psicrométrico para las torres de refrigeración.

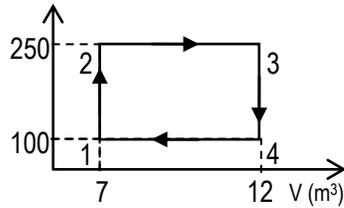
Prueba Final

1. Se realiza sobre un sistema un trabajo de compresión de 100 J, suministrándole a la vez 20 J de calor. Calcular el cambio de energía interna del sistema (en J)
2. a) 100 b) 150 c) 200 d) 250 e) 300
 Calcular la máxima eficiencia de una máquina de vapor, si el vapor de entrada está a 175 °C y el de escape está a 75 °C.
 13,1% b) 22,3% c) 29,8% d) 35,1% e) 40,2%
3. Una máquina térmica de Carnot trabaja normalmente con un foco caliente de 127 °C. ¿En cuántos °C debe disminuir la temperatura del foco frío tal que su eficiencia aumente en 2%?
4. a) 6 b) 7 c) 8 d) 9 e) 12
 Cuando un sistema pasa del estado A al estado C, a lo largo de la trayectoria ABC recibe 20 Kcal y realiza 7,5 Kcal de trabajo; ¿cuánto de calor recibe el sistema en el proceso ADC, si el trabajo es de 2,5 Kcal? (En Kcal)



- a) 8,5 b) 12 c) 13 d) 15 e) 18

1. En el ciclo mostrado, en el proceso 123 se recibe 1500 J de calor. Calcular la eficiencia del ciclo.



- a) 45%
 - b) 50%
 - c) 56%
 - d) 60%
 - e) 62%
2. ¿Es posible considerar al ser humano como un ejemplo de máquina térmica?
 3. ¿es posible encontrar ejemplos de procesos irreversibles en la naturaleza? ¿cuál sería uno de ellos?
 4. ¿es posible encontrar ejemplos de procesos reversibles en la naturaleza? ¿cuál sería uno de ellos?

Actividad de consulta

De una habitación que está inicialmente a 25 °C, 12 bar y un 60% de humedad relativa, tomamos una muestra de 0,5 kilogramos y la enfriamos hasta 3 °C manteniendo constante la presión. Hallar: La temperatura a la que comenzará a condensar el agua (temperatura de rocío)

6. SISTEMAS REACTIVOS

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:

http://www.youtube.com/watch?v=9d7_M6W_Ig&feature=related

OBJETIVO GENERAL

- ▶ Describir los diferentes ciclos de gases y vapor que hasta el día son vigentes, estableciendo diferencias entre ellos de acuerdo a su utilidad.

OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- ▶ Realizar un análisis de la primera y segunda ley de la termodinámica para sistemas reactivos.
- ▶ Definir el concepto de combustible, clasificando los más usados en nuestro medio.
- ▶ Analizar la relación entre el poder calorífico y el proceso de combustión de un combustible.
- ▶ Estudiar los principios termodinámicos sobre los cuales están basadas las plantas prácticas de vapor para la producción de energía.
- ▶ Estudiar los ciclos estándar de gas, que permiten la comparación del rendimiento real de los motores.
- ▶ Explicar los ciclos de refrigeración, determinando la manera de una medición en la efectividad de este sistema.
- ▶ Analizar las aplicaciones de los ciclos de potencia en procesos agroindustriales.

Prueba Inicial

1. ¿Por qué es importante el rendimiento de una máquina térmica?
2. Menciona los diversos ciclos estudiados al momento, y sus características
3. Esquematiza una planta de vapor (ciclo Rankine)
4. ¿Qué indica una capacidad calorífica “alta” en una sustancia?
5. ¿Qué pérdidas (irreversibilidades) se presentan en las diversas plantas prácticas de Vapor?
6. Consulta en qué consiste un ciclo Stirling ideal

6.1. Análisis de la Primera y Segunda Ley (Sistemas Reactivos)

El balance de energía (o primera ley) son aplicables tanto a sistemas reactivos como no reactivos. Sin embargo, los sistemas químicamente reactivos implican cambios en su energía química y, en consecuencia, resulta más conveniente reescribir las relaciones de balance de energía de modo que los cambios en las energías químicas se expresen de modo explícito. Primero para sistemas de flujo estable y luego para sistemas cerrados.

En los sistemas de flujo estable, es necesario expresar la entalpía de un componente en una forma adecuada para usarla en sistemas reactivos. Es decir, se necesita expresar la entalpía tal como es relativa al estado de referencia estándar y al término de la energía química que aparece explícitamente. Cuando se expresa de manera adecuada, el término entalpía debe reducirse a la entalpía de formación \bar{h}_f^0 en el estado de referencia estándar. Con esta idea, se expresa la entalpía de un componente en una base de mol unitaria:

$$\text{Entalpía} = \bar{h}_f^0 + (\bar{h} - \bar{h}^0) \quad (\text{kJ/Kmol})$$

Donde el término entre paréntesis representa la entalpía sensible relativa al estado de referencia estándar, que es la diferencia entre \bar{h} (la entalpía sensible en el estado especificado) y \bar{h}^0 (la entalpía sensible en el estado de referencia estándar de 25°C y 1atm).

Cuando los cambios en las energías cinéticas y potencial son despreciables, la relación de balance de energía para un sistema de flujo estable $\dot{E}_{en} = \dot{E}_{sal}$ se puede expresar para un sistema de flujo estable químicamente reactivo más explícitamente como:

$$\underbrace{\dot{Q}_{en} + \dot{W}_{en} + \sum \dot{n}_r (\bar{h}_f^0 + \bar{h} - \bar{h}^0)}_r = \underbrace{\dot{Q}_{sal} + \dot{W}_{sal} + \sum \dot{n}_p (\bar{h}_f^0 + \bar{h} - \bar{h}^0)}_p$$

Tasa de transferencia de energía neta de entrada mediante calor, trabajo y masa Tasa de transferencia de energía neta de salida mediante calor, trabajo y masa

Donde \dot{n}_r y \dot{n}_p representan las relaciones de flujo molares del producto p y el reactivo r, respectivamente.

En el análisis de combustión conviene más trabajar con cantidades expresadas por **mol** de combustible:

$$\underbrace{Q_{en} + W_{en} + \sum N_r (\bar{h}_f^0 + \bar{h} - \bar{h}^0)}_r = \underbrace{Q_{sal} + W_{sal} + \sum N_p (\bar{h}_f^0 + \bar{h} - \bar{h}^0)}_p$$

Transferencia de energía de entrada por mol de combustible mediante calor, trabajo y masa Transferencia de energía de salida por mol de combustible mediante calor, trabajo y masa

Donde N_r y N_p representan el número de moles del reactivo r y el producto p, respectivamente, por mol de combustible.

Considerando la transferencia de calor hacia el sistema y el trabajo realizado por el sistema como cantidades positivas, la relación de balance de energía anterior se expresa de una manera más compacta como:

$$Q + W = \sum N_p (\bar{h}_f^0 + \bar{h} - \bar{h}^0)_p - \sum N_r (\bar{h}_f^0 + \bar{h} - \bar{h}^0)_r$$

O como:

$$Q - W = H_{prod} - H_{react} \quad (\text{kJ / kmol combustible})$$

Dónde:

$$H_{prod} = \sum N_p (\bar{h}_f^0 + \bar{h} - \bar{h}^0)_p \quad (\text{kJ / kmol combustible})$$

$$H_{react} = \sum N_r (\bar{h}_f^0 + \bar{h} - \bar{h}^0)_r \quad (\text{kJ / kmol combustible})$$

Si se dispone de la entalpía de combustión \bar{h}_c^0 para una reacción particular, la ecuación de energía de flujo estable por **mol** de combustible se expresa como:

$$Q - w = \bar{h}_c^0 + \sum N_p (\bar{h} - \bar{h}^0)_p - \sum N_r (\bar{h} - \bar{h}^0)_r \quad (\text{kJ/mol})$$

Una cámara de combustión por lo general involucra salida de calor pero no entrada de calor. Entonces el balance de energía para un proceso típico de combustión de flujo estable se convierte en:

$$Q_{\text{sal}} = \underbrace{\sum N_r (\bar{h}_f^0 + \bar{h} - \bar{h}^0)_r}_{\text{Energía de entrada mediante masa por mol de combustible}} - \underbrace{\sum N_p (\bar{h}_f^0 + \bar{h} - \bar{h}^0)_p}_{\text{Energía de salida mediante masa por mol de combustible}}$$

Ejercicio resuelto

Cómo se puede expresar la relación de energía para un sistema cerrado ($E_{\text{en}} - E_{\text{sal}} = \Delta E_{\text{sistema}}$) químicamente reactivo estacionario y en términos de entalpía como se puede expresar.

Solución

Químicamente reactivo se puede expresar así:

$$(Q_{\text{en}} - Q_{\text{sal}}) + (W_{\text{en}} - W_{\text{sal}}) = U_{\text{prod}} - U_{\text{react}} \quad (\text{kJ/kmol combustible})$$

Donde U_{prod} representa la energía interna de los productos y U_{react} la energía interna de los reactivos. En términos de la entalpía tenemos la siguiente expresión:

$$Q - w = \sum N_p (\bar{h}_f^0 + \bar{h} - \bar{h}^0 - p\bar{v})_p - \sum N_r (\bar{h}_f^0 + \bar{h} - \bar{h}^0 - p\bar{v})_r$$

Se ha utilizado la definición de entalpía:

$$\bar{u} = \bar{h} - p\bar{v} \quad \text{o} \quad \bar{u}_f^0 + \bar{u} - \bar{u}^0 = \bar{u}_f^0 + \bar{h} - \bar{h}^0 - p\bar{v}$$

Ejercicio

Considere un proceso de combustión completa durante el cual tanto los reactivos como los productos se mantienen en el mismo estado. La combustión se alcanza con a) 100% de aire teórico, b) 200% de aire teórico y c) la cantidad químicamente correcta de oxígeno puro. ¿En cuál caso la cantidad de transferencia de calor será la más baja? Explique.

6.2. Combustión y Combustibles

Cualquier material que pueda quemarse para liberar energía recibe el nombre de combustible. La mayoría de los combustibles conocidos se componen principalmente de hidrógeno y carbono.

Reciben el nombre de combustibles hidrocarburos y se denotan por la fórmula general C_nH_m . Los combustibles hidrocarburos existen en todas las fases, y algunos ejemplos son el carbón, la gasolina y el gas natural.

Los combustibles usados pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos. El tipo de combustible depende en gran medida del consumo y de la disponibilidad en el lugar. También condicionan la elección las disposiciones estatales referentes a niveles y calidades tolerables de contaminación emitida en los humos. Los combustibles sólidos naturales son los carbones, la leña y los residuos tales como astillas de madera, cáscara de girasol, etc.

La mayor parte de estos combustibles son inclasificables. Se puede intentar una clasificación de los carbones, según el grado de mineralización alcanzada en el proceso natural que genera el carbón, llamado carbonización. Se los suele clasificar a grandes rasgos en cinco tipos. A pesar de ello es difícil establecer los límites que separan una clase de otra, debido a que no es una clasificación basada en una escala cuantitativa sino en propiedades más o menos difíciles de precisar. Los cinco tipos son, de mayor a menor antigüedad: la turba, el lignito, la hulla, la antracita y el grafito. Este último no se usa como combustible debido a que tiene más valor como material para la fabricación de electrodos y otros usos diversos.

Los combustibles líquidos se obtienen a partir del petróleo. Este es una mezcla de muchos hidrocarburos cuya composición depende de su origen.

Los procesos de rectificación y refinación separan estos hidrocarburos en fracciones o cortes que tienen nombres de uso cotidiano tales como nafta o gasolina, fuel oil, etc. Las naftas por lo general no se usan como combustible industrial debido a su costo. El gas oil es un corte de la destilación del petróleo situado por su curva de puntos de ebullición entre el keroseno y los aceites lubricantes.

Los combustibles gaseosos provienen casi exclusivamente de pozos naturales, aunque en lugares ricos en carbón también se pueden obtener por gasificación de la hulla. Este no es el caso de la Argentina, que es un país rico en gas natural y pobre en carbón.

Su composición varía con el origen, pero siempre contiene los hidrocarburos más livianos, nitrógeno, vapor de agua, muy poco azufre y trazas de otros elementos. En lo sucesivo hablaremos del gas como sinónimo de gas de pozo, es decir proveniente de yacimientos. El gas se suele clasificar en gas natural y gas licuado de petróleo (GLP).

Ejercicio resuelto

1. Ya sabemos que la combustión es una reacción de oxidación muy rápida que libera gran cantidad de calor. ¿Qué expresión matemática nos relaciona la cantidad de energía liberada?
2. ¿En la actualidad que combustibles se suelen utilizar más?

Solución

1. La cantidad de energía liberada es:

$$\delta Q_p = dU + PdV = dU + PdV + VdP = dU + Pd(PV) = dH \rightarrow Q_p = H_2 - H_1$$

Dónde: H_2 = entalpía de los elementos o sustancias antes de la reacción, y H_1 = entalpía de los elementos o sustancias después de la reacción. Llamando ΔH a la diferencia de entalpías, $\Delta H = H_2 - H_1$. Si $\Delta H < 0$ la reacción libera calor (es exotérmica). $\Delta H > 0$ La reacción consume calor, es endotérmica.

2. En la actualidad se tiende a usar combustibles gaseosos por su menor cantidad de impurezas. El gas natural se puede considerar integrado casi exclusivamente por metano, que se quema totalmente para dar agua y anhídrido carbónico. Si se usa un combustible sólido o impurificado con otros elementos se corre el peligro de incluir cantidades significativas de sustancias contaminantes en los gases de la chimenea.

Ejercicio

1. ¿Cuáles son las composiciones químicas aproximadas de la gasolina, el diesel y el gas natural?
2. ¿Cómo afecta la presencia de humedad en el aire al resultado de un proceso de combustión?

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
http://www.youtube.com/watch?v=NSvy_Lqoq38&feature=related

6.3. Poder Calorífico

Otro término empleado en conjunción con la combustión de combustibles es el poder calorífico del combustible, que se define como la cantidad de energía liberada cuando un combustible se quema por completo en un proceso de flujo estable y los productos vuelven al estado de los reactivos. En otras palabras, el poder calorífico de un combustible es igual al valor absoluto de la entalpía de combustión del combustible. Es decir:

$$\text{Poder calorífico} = |h_c| \quad (\text{kJ/kg combustible})$$

El poder calorífico depende de la fase del H_2O en los productos. El poder calorífico recibe el nombre de poder calorífico superior (PCS) cuando el H_2O en los productos está en la forma líquida y se llama poder calorífico inferior (PCI) cuando el H_2O en los productos está en forma de vapor. Los dos poderes caloríficos se relacionan por medio de:

$$\text{PCS} = \text{PCI} + (mh_{fg})_{\text{H}_2\text{O}} \quad (\text{kJ/kg combustible})$$

Donde m es la masa de H_2O en los productos por unidad de masa de combustible y h_{fg} es la entalpía de vaporización del agua a la temperatura específica.

Ejemplo resuelto

Se ha quemado una tonelada de carbón cuyo poder calorífico es de 8200 kcal, ¿qué energía en Joule habrá brindado?

Solución

Tenemos la siguiente información: Poder calorífico = 8200 kcal / ton = 8200000 cal / ton
Establecemos una simple regla de tres simple:

$$\begin{aligned} 1 \text{ cal} &\rightarrow 4,184 \text{ J} \\ 8200000 \text{ cal} &\rightarrow P = (4,184 \text{ J}) \cdot (8200000 \text{ cal}) / (1 \text{ cal}) \end{aligned}$$

Obteniendo el resultado: $E = 34308800 \text{ J}$

Ejercicio

Un motor consume 25 dm^3 de combustible cuyo poder calorífico es de 8000 kcal / dm^3 . Si el rendimiento es del 25 %, ¿qué trabajo en $\text{kW} \cdot \text{h}$ se habrá obtenido?

Para visualizar un quemador a gas de alto poder calorífico puede visitar la siguiente página en internet:

<http://www.youtube.com/watch?v=KzipcQnyWFc&feature=related>

6.4. Ciclo de Vapor

<http://www.youtube.com/watch?v=GEVivetJzGI&feature=related>

<http://www.youtube.com/watch?v=aV-LJBMCG1Q&feature=related>

El objetivo es exponer los conceptos termodinámicos en que se basa un ciclo a vapor para transformar el calor, proporcionado por la combustión de un combustible, en trabajo en un eje. Sabemos que no toda la energía está disponible para ser transformada en trabajo eje; además que la disponibilidad de la energía disminuye con las irreversibilidades de los procesos en que esta energía se transforma. Se hará balances cualitativos de una planta a vapor para establecer las ecuaciones de balance en cuanto a la cantidad y a la calidad.

Acto seguido, para no confundirnos y detectar donde realmente se tiene las irreversibilidades es que analizaremos una planta lo más simple e ideal posible, en que los rendimientos térmicos de los equipos, que hacen los procesos y el ciclo, son 100%.

Veremos que este ciclo tiene un rendimiento térmico que por supuesto no es 100%, como Carnot lo estipula. Usaremos este modelo ideal para identificar cuáles son los procesos que inciden realmente en la pérdida de energía disponible.

Hecho este análisis se aplicarán los procedimientos usados en la práctica para disminuir las irreversibilidades y se constatará su incidencia en el rendimiento del ciclo.

Una central a vapor es una máquina térmica que permite transformar en trabajo mecánico parte del poder calorífico de un combustible. Los motores de combustión interna realizan esta transformación directamente, en que el fluido de trabajo son los productos de la combustión; la

central a vapor lo hace a través de un ciclo auxiliar en que el fluido que lo recorre es agua en dos fases, por lo que una central es un motor de combustión externa.

El combustible, que puede ser carbón, petróleo o gas, es quemado en el hogar H con el oxígeno del aire ambiente. La combustión se realiza a la presión atmosférica; los humos producidos por la combustión están a alta temperatura. Los humos entregarán el calor al agua que circula en la caldera, que, una vez fríos, serán expulsados al ambiente por la chimenea CH como muestra la siguiente figura:

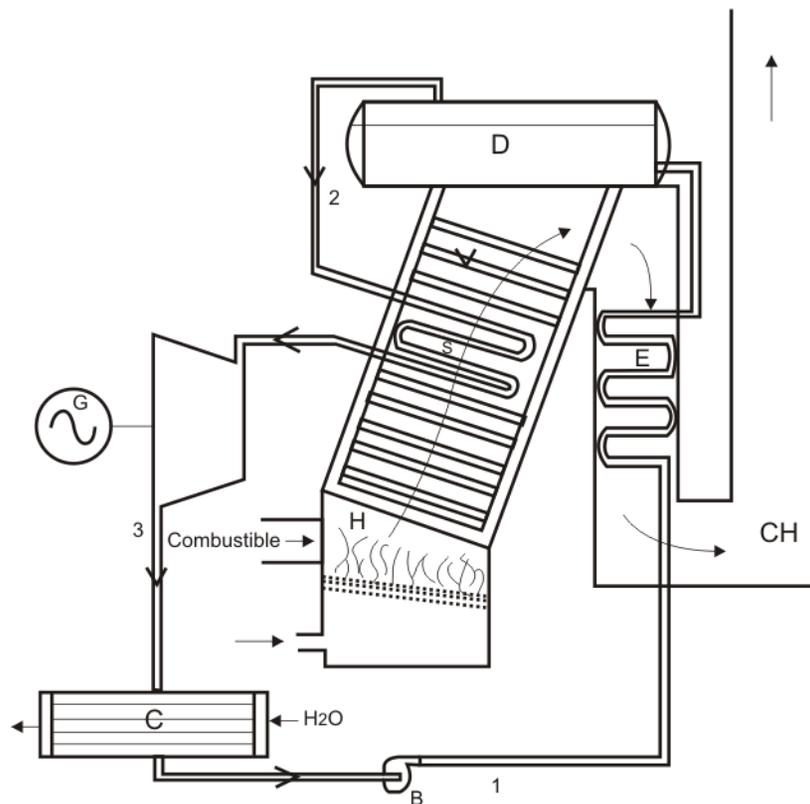


Imagen rediseñada del texto Fundamentos de Termodinámica. Howard Shapiro. Ed Wiley, 2006

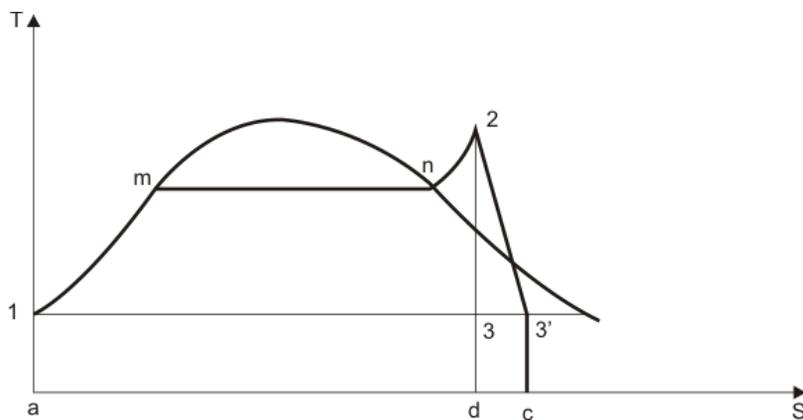
El agua es comprimida por el sistema de bombeo B, se precalienta en el economizador E, se introduce a la caldera en el domo D, se evapora en los tubos evaporadores y se sobrecalienta en el sobrecalentador S. Estas operaciones se realizan a una presión elevada.

Seguidamente el vapor se expande en una turbina T, hasta la presión del condensador. En la turbina se obtiene trabajo mecánico en el eje, que se transforma en energía eléctrica en el generador G.

El vapor de baja presión, a la salida de la turbina, se condensa en el condensador C, y el calor de condensación es absorbido por una importante circulación de agua a la temperatura ambiente, que es el agua de refrigeración. El condensado es comprimido nuevamente por la bomba de alimentación, con lo que comienza nuevamente el ciclo. El agua de refrigeración se obtiene de un río, lago, mar, o bien se recircula pasando por torres de enfriamiento.

De las turbinas se puede extraer vapor para precalentar en un intercambiador el agua que alimentará la caldera.

El ciclo básico de referencia de una central a vapor es **el ciclo de Rankine**, que está compuesto por los cuatro procesos siguientes (figura):



1. Proceso (1-2): calentamiento, evaporación y sobrecalentamiento del fluido de trabajo en la caldera a presión alta y constante, de modo que el calor aceptado por el ciclo es:
 $q_A = h_2 - h_1$
2. Proceso (2-3): expansión del vapor en la turbina. Si el proceso se considera adiabático reversible, el trabajo eje de la turbina es $\tau = h_2 - h_3$, y si el proceso es adiabático irreversible, $\tau = h_2 - h_3'$.
3. Proceso (3-4): donde se rechaza la energía no disponible por condensación del vapor a baja presión constante en el condensador. El calor rechazado es $q_R = h_3 - h_4$ Para una turbina adiabática reversible; y $q_R = h_3' - h_4$ para una turbina adiabática.
4. Proceso (4-1): compresión del condensado en la bomba de alimentación. El trabajo eje entregado a la bomba es $\int_4^1 v dp = \frac{p_4 - p_1}{\gamma}$

5. Dado que $v = \frac{1}{\gamma}$ del agua es constante, y considerando variaciones de energía cinética y potencial despreciables.

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=S3sf67nTijQ>

Recordemos que el ciclo ideal sobre el cual están basadas las plantas prácticas de vapor para la producción de energía es el ciclo de Rankine. Un esquema más resumido de dicho esquema es:

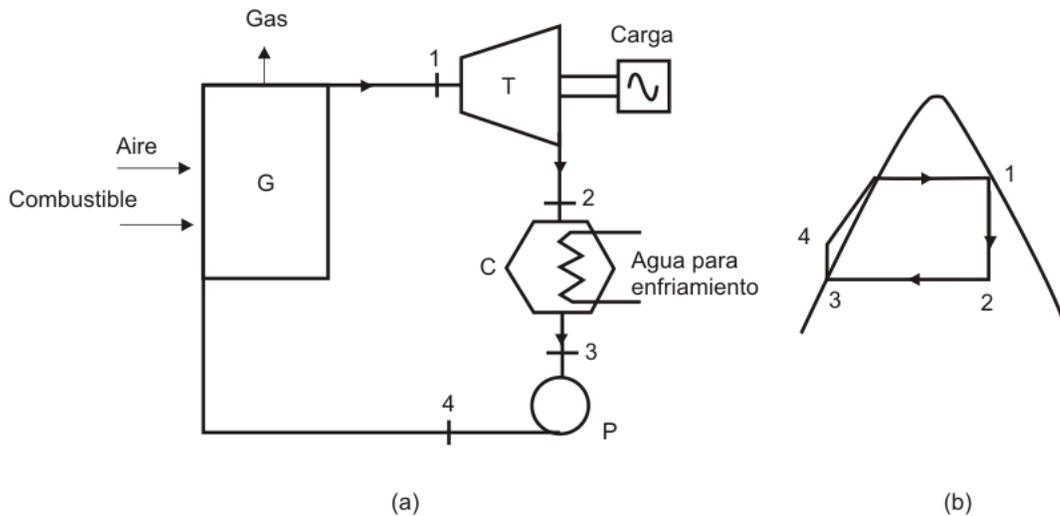


Imagen rediseñada del texto Fundamentos de Termodinámica. Howard Shapiro. Ed Wiley, 2006

G = generador de vapor; T = turbina; C = condensador; P = bomba de alimentación
Para el diagrama anterior se toman las siguientes suposiciones:

- La expansión de la turbina es isentrópica.
- El vapor que ingresa a la turbina es sólo vapor saturado.
- El mismo fluido vuelve a circular en forma continua.
- La bomba de alimentación es pequeña, pero puede ser de importancia.

Este ciclo proporciona un ejemplo clásico del uso de la entropía; sin ésta no se puede determinar el estado 2, pues normalmente sólo se especifica la presión en 2.

${}_1w_2 = h_1 - h_2$: Salida de trabajo positivo, sin tomar en cuenta la energía cinética ni la energía potencial.

${}_3w_4 = h_3 - h_4$: Entrada de trabajo negativo a la bomba de alimentación

${}_4q_1 = h_1 - h_4$: Energía positiva añadida al ciclo por el combustible en G

${}_2q_3 = h_2 - h_3$: Energía negativa desprendida al agua de enfriamiento en C

$$\eta_{\text{térmico}} = \frac{{}_1w_2 + {}_3w_4}{{}_4q_1} = \frac{(h_1 - h_2) + (h_3 - h_4)}{h_1 - h_4} = \frac{(h_1 - h_2) + (h_3 - h_4)}{(h_1 - h_3) + (h_3 - h_4)}$$

$$\eta_{\text{térmico}} (\text{aprox}) = \frac{{}_1w_2}{{}_3q_1} \text{ (Sin tomar en cuenta el trabajo de la bomba de alimentación)}$$

Lo anterior muestra las cuatro aplicaciones sucesivas de la ecuación de energía de flujo estable a cada uno de los componentes de la planta, T, P, G y C, respectivamente.

Limitaciones prácticas:

- ▶ El escape de la turbina debe estar razonablemente seco para evitar el desgaste de las aspas
- ▶ La expansión no es isentrópica pero se puede tomar como adiabática ($\eta_T = 0.8 - 0.9$ aproximadamente).
- ▶ La expansión en la turbina comienza con vapor sobrecalentado con el fin de que la calidad de salida del vapor no descienda a menos de 0.9 para evitar problemas de desgaste de las aspas.

El siguiente es el esquema del ciclo modificado de Rankine con vapor sobrecalentado en la boca de admisión de la turbina y expansión irreversible:

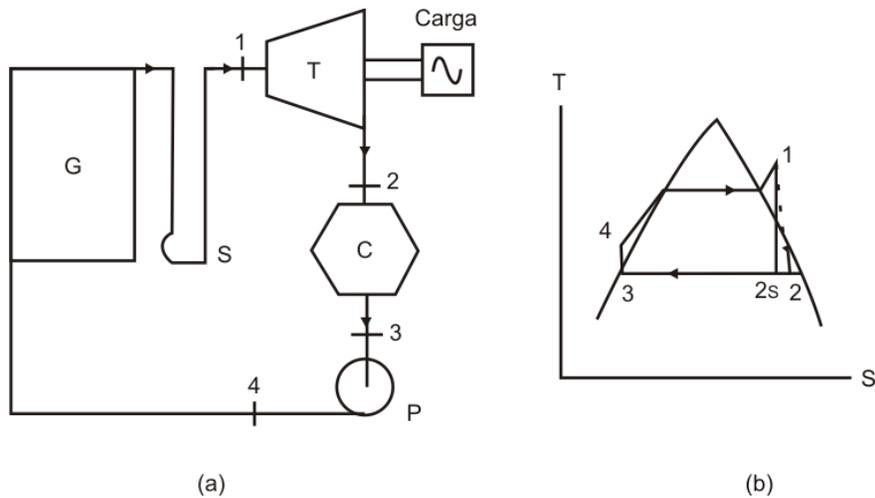


Imagen rediseñada del texto Fundamentos de Termodinámica. Howard Shapiro. Ed Wiley, 2006

Mejoras adicionales. En una planta moderna de vapor para la producción de energía es necesario incrementar la inversión con el objeto de mejorar los costos de operación, por medio de:

- ▶ Recalentamiento del vapor de la turbina después de la expansión parcial.
- ▶ Calentamiento regenerativo de suministro del agua que vuelve al generador de Vapor mediante una purga parcial del vapor que resulta de la expansión en la turbina.

Es común tener hasta nueve etapas de calentamiento de alimentadores, pues el fluido descende en cascada en la escala de presión de una caldera a la siguiente y, finalmente, al condensador. Miremos los criterios de rendimiento:

$$a. \text{ Eficiencia térmica } \eta_{th} = \frac{\text{Transferencia neta de trabajo en el ciclo}}{\text{Calor positivo proporcionado}}$$

$$b. \text{ (b) Proporción de trabajo } r_w = \frac{\text{Transferencia neta de trabajo}}{\text{Transferencia bruta de trabajo}}$$

$$c. \text{ (c) Consumo específico de vapor} = \frac{\text{Velocidad de flujo de masa}}{\text{Potencia generada}}$$

Ejemplo resuelto

Se alimenta líquido saturado (H_2O) a una caldera, evaporado a una temperatura constante de $212.4^{\circ}C$, expandido en una turbina adiabática y condensado a una temperatura constante de

93.5°C. Luego, el líquido saturado que sale del condensador se comprime, se calienta a presión constante y se envía de vuelta a la caldera como vapor saturado a 212.4 °C.

La energía desprendida en el condensador es de 1870 KJ/Kg, y la capacidad media de calor específico del líquido en la gama de temperaturas de 93.5°C - 212.4 °C es de 4.33 KJ / (KgK). Sin usar las tablas de propiedades, determine la razón

Cambio de entalpía en la turbina

Cambio en la entalpía en el calentamiento del líquido + cambio en la entalpía en la evaporación

Lo que se conoce como eficiencia térmica del ciclo.

Solución

Supóngase que todos los procesos son reversibles. No se tengan en cuenta los cambios en la energía cinética ni potencial, ni la pequeña diferencia entre la entalpía del líquido comprimido y la entalpía de saturación a 93.5°C. Debe pasarse por alto el trabajo de la bomba de alimentación en este caso.

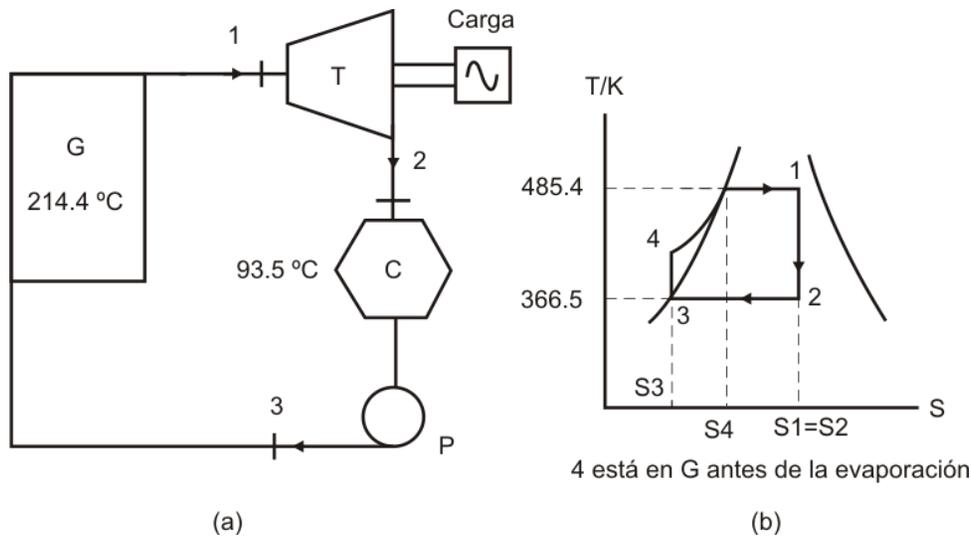


Imagen rediseñada del texto Fundamentos de Termodinámica. Howard Shapiro. Ed Wiley, 2006

$${}_2Q_3 = \text{área bajo la línea 2-3 en el diagrama } T-s = \int_2^3 T ds$$

$$T_2(s_3 - s_2) = 366.5K(s_3 - s_2) = -1870 \text{ KJ/Kg}, \quad s_2 - s_3 = 1870 / 366.5 = 5.1023 \text{ KJ}/(\text{Kkg})$$

$$s_4 - s_3 = \int_3^4 \frac{dQ_R}{T} = \int_3^4 \frac{Cp dT}{T} = Cp \int_3^4 \frac{dT}{T} = Cp \ln \frac{T_4}{T_3} = 4.33 \frac{\text{KJ}}{\text{kgK}} \ln \frac{485.4}{366.5} = 1.2166 \frac{\text{KJ}}{\text{Kkg}}$$

También podemos afirmar que: $s_1 - s_4 = (s_2 - s_3) - (s_4 - s_3)$

$$s_1 - s_4 = (s_2 - s_3) - (s_4 - s_3), \text{ ya que } s_1 = s_2, \quad 5.1023 - 1.2166 = 3.8857 \text{ KJ}/(\text{Kkg})$$

$${}_3Q_4 = Cp(T_4 - T_3) = 4.33 \frac{\text{KJ}}{\text{kgK}} (485.4 - 366.5) \text{K} = 514.8 \frac{\text{KJ}}{\text{kg}}$$

$${}_4Q_1 = T_4(s_1 - s_4) = 488.4 \text{K} \left(3.8857 \frac{\text{KJ}}{\text{Kkg}} \right) = 1897.8 \frac{\text{KJ}}{\text{kg}}$$

El cambio de entalpía en la turbina es:

$${}_1W_2 = {}_3Q_4 + {}_4Q_1 + {}_2Q_3 \quad (\Sigma Q = 0 \text{ en ciclo}) = 514.8 + 1897.8 - 1870 = 542.6 \text{ KJ}/\text{kg}$$

$$\eta_{th} = \frac{{}_1W_2}{{}_3Q_4 + {}_4Q_1} = \frac{542.6 \text{ KJ}/\text{kg}}{514.8 \text{ KJ}/\text{kg} + 1897.8 \text{ KJ}/\text{kg}} = 0.22$$

Ejercicio

¿Por qué el agua es el fluido más utilizado para trabajar en plantas de energía de vapor?

6.5. Ciclo de Gas

Los ciclos de gas se caracterizan porque, a diferencia de los ciclos de vapor, el fluido de trabajo no experimenta cambios de fase. Se implementan en motores que pueden ser de combustión interna o externa, según donde ocurra esta. Cuando se produce en el interior del recinto de expansión se dice que es interna.

En 1856 el francés Beau de Rochas sugiere y discute un ciclo de motor de combustión interna pero no lo construye. Recién en 1860 aparece el primer motor de combustión interna de cierto éxito comercial, pero duró poco debido a la aparición de una máquina a pistón libre debida a Otto y Langen desarrollada en 1867 cuyo rendimiento era superior. Posteriormente en 1876 aparece el motor “silencioso” de ciclo Otto, cuya denominación se justificaba no porque fuera precisamente insonoro, sino porque comparado con el diseño de pistón libre era menos ruidoso.

Un poco antes el ingeniero sueco (posteriormente nacionalizado norteamericano) Ericsson construyó en Inglaterra un motor de aire de combustión externa que no tuvo aceptación debido a la falta de materiales capaces de resistir eficazmente las altas temperaturas desarrolladas, y eso

fue el fin del motor de gas de combustión externa por un tiempo. Hoy despierta interés por su baja contaminación y mejor rendimiento.

En todo el resto del siglo XIX hasta la aparición del motor Diesel no se habló más de motores de combustión interna. A partir de la aparición del motor Diesel la máquina de vapor estuvo condenada a desaparecer. Si la segunda mitad del siglo XVIII y todo el siglo XIX son la era del vapor y del carbón, el siglo XX es la era del motor de combustión interna y del petróleo, que origina la agudización de la lucha por el predominio económico y político cuya crisis se evidencia en la cadena de conflictos armados desde 1914 en adelante.

Las razones del éxito del motor de combustión interna sobre la máquina de vapor son varias: la máquina de vapor como planta de potencia portable es más grande por ser más ineficaz, ya que requiere una cámara de combustión desde donde se transfiere calor al agua que se vaporiza y luego se transporta a la cámara de expansión donde se realiza trabajo útil. El motor de combustión interna, en cambio, tiene estos dos elementos sintetizados en uno solo ya que el combustible al quemarse constituye el fluido de trabajo. La combustión se realiza en el mismo recinto donde ocurre la expansión, eliminando la transferencia de calor, con su carácter fuertemente irreversible y por lo tanto nefasto para el rendimiento. Por ejemplo, una máquina alternativa de vapor es demasiado voluminosa para ser portátil, ya que pesa en promedio unos cincuenta kilos por caballo de potencia generada. Semejante peso no podría ser soportado por ningún vehículo aéreo, de modo que no es posible construir aviones o helicópteros impulsados por vapor. Tampoco es posible tener embarcaciones chicas de vapor.

En la actualidad hay dos versiones de motor de combustión interna, que responden a grandes rasgos a las características originales de los motores Otto y Diesel, pero también hay muchos diseños intermedios que están, por decirlo así, en la frontera entre ambas categorías, por ejemplo los motores de ciclo Otto con inyección de combustible.

Existe también un ciclo debido a Brayton, un norteamericano que construyó un motor con dos pistones al-rededor de 1873, pero siguiendo un ciclo ya sugerido por Joule, por lo que también se lo denomina ciclo Joule. El motor de Brayton era muy inferior al Otto, que lo desplazó, pero actualmente se emplea el ciclo Brayton en plantas de energía eléctrica a turbina de gas, y en vehículos terrestres y aviones, pero no con pistones sino con turbina, razón por la cual también se lo denomina ciclo de turbina de gas.

Entonces tenemos las dos clases principales de ciclo de combustión interna alternativos: el tipo Otto o de encendido a chispa y el tipo Diesel o de auto ignición.

En la descripción de los ciclos de encendido a chispa se pueden encontrar dos versiones: de dos y cuatro tiempos. Se denomina tiempos a los desplazamientos del pistón que se requieren para completar un ciclo. Miremos el motor de dos tiempos:

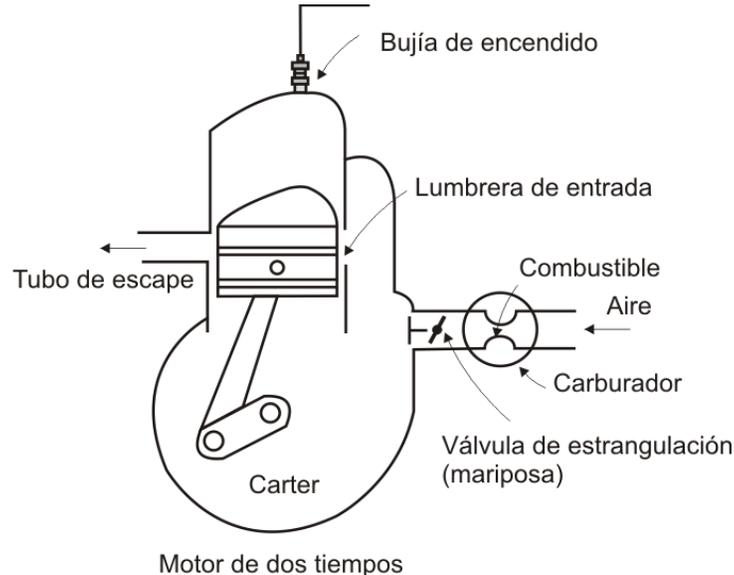


Imagen rediseñada del texto Fundamentos de Termodinámica. Howard Shapiro. Ed Wiley, 2006

En el motor de dos tiempos la mezcla ingresa al cilindro a través de las lumbreras de admisión. Una vez producida la chispa ocurre la ignición de la mezcla de vapor de combustible y aire (comburente) y simultáneamente la expansión de los gases (tiempo de expansión o embolada de potencia). Finalizada esta, se produce la admisión de la mezcla que desaloja los gases exhaustos, debido a que en el cárter el pistón al bajar durante el tiempo de expansión comprime algo los gases frescos lo que los fuerza a entrar cuando se abren las lumbreras de admisión. Note que la forma trapezoidal de la culata facilita la expulsión.

Luego se inicia el tiempo de compresión. El pistón sube tapando las lumbreras de admisión y escape y lleva la mezcla fresca a la presión adecuada para la explosión. Durante este tiempo el pistón produce al subir una depresión en el cárter y absorbe mezcla fresca del carburador. El motor de dos tiempos tiene una elevada relación de peso sobre la potencia del motor comparado al de cuatro tiempos porque da una embolada de potencia por cada revolución. Pero como no tiene válvulas de escape es imposible impedir las pérdidas de mezcla fresca en la etapa de admisión cuando esta desplaza a los gases exhaustos, lo que inevitablemente hace bajar el rendimiento del combustible y causa el típico olor de estos motores. No obstante, es un motor barato y sencillo, pequeño e ideal para vehículos livianos.

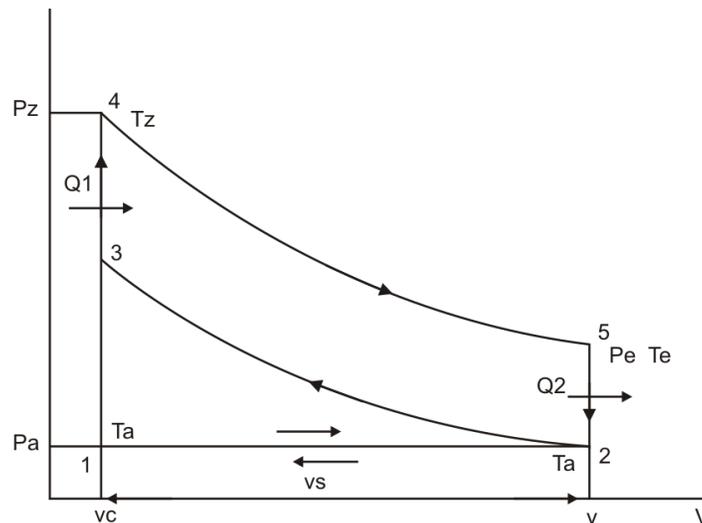
Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=e9-kRh1s18Y>

El motor de cuatro tiempos tiene los siguientes movimientos: En el tiempo de aspiración el pistón se desplaza hacia abajo con la válvula de admisión abierta y la de escape cerrada. Luego se invierte la dirección y comienza el tiempo de compresión, un poco antes de llegar al punto muerto inferior se cierra la válvula de admisión y la de escape permanece cerrada, quedando así durante el tiempo o carrera de compresión. Un poco antes del punto muerto superior se produce la ignición (salta la chispa, en un instante determinado por el distribuidor de acuerdo a la velocidad del motor) y comienza el tiempo de expansión. Al aproximarse el pistón al punto muerto inferior se abre la válvula de escape y se iguala la presión con la externa. Es entonces cuando se inicia la etapa o tiempo de expulsión al retornar el pistón hacia el punto muerto superior evacuando los gases exhaustos a través de la válvula de escape cuya posición viene determinada por un mecanismo de sincronización (árbol de levas) y así se completa el ciclo.

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:

<http://www.youtube.com/watch?v=segzLXBXOFA&feature=related>

La potencia y velocidad se regulan con una válvula estranguladora tipo mariposa ubicada en el carburador. Los motores modernos de ciclo Otto usan inyección directa de combustible en cada cilindro, lo que elimina el carburador. La mezcla se produce en el propio cilindro, característica que comparten con los motores Diesel.



Las válvulas de admisión y escape están comandadas por levas solidarias al cigüeñal, al igual que el disyuntor (llamado "platino") y el distribuidor. Estos últimos son los encargados de producir pulsos de corriente eléctrica (cuyo voltaje es elevado por una bobina) que producen la chispa, y de dirigirla a las distintas bujías, que son los electrodos entre los que salta la chispa que inflama la mezcla. A la izquierda vemos un esquema del ciclo Otto ideal de cuatro tiempos. La aspiración de la mezcla de aire y combustible ocurre de 1 a 2 en forma isobárica e isotérmica. V_c = es el

volumen inicial de la cámara de combustión. V_s = es el volumen de una embolada o cilindrada.
 $V = V_c + V_s$ = volumen total.

De 2 a 3 ocurre la compresión que suponemos adiabática. En realidad es politrópica con exponente $k = 1.34$ a 1.35 dependiendo de la mezcla. De 3 a 4 se produce la compresión a volumen constante. En 3 se produce el encendido e ingresa calor Q_1 como consecuencia de la combustión. De 4 a 5 e produce la expansión que es la única embolada de potencia del ciclo (una en cuatro); la suponemos también adiabática. En 5 se abre la válvula de escape y de 5 a 2 a 1 sale (espontáneamente de 5 a 2 y por acción del pistón de 2 a 1) el gas quemado exhausto. De 2 a 3 tenemos:

$$P_a V^\gamma = P_c V_c^\gamma, \quad P_c = P_a \left(\frac{V}{V_c} \right)^\gamma \quad \text{y} \quad T_c V_c^{\gamma-1} = T_a V^{\gamma-1}, \quad T_c = T_a \left(\frac{V}{V_c} \right)^{\gamma-1}$$

Advertencia: No confundir T_c con la temperatura crítica. En este caso solo se refiere a la temperatura del punto 3. De 3 a 4 tenemos: $Q_1 = C_v(T_z - T_c)$

De 4 a 5 tenemos:

$$P_z V_c^k = P_e V^k, \quad P_e = P_z \left(\frac{V_c}{V} \right)^k \quad \text{y} \quad T_e V^{k-1} = T_z V_c^{k-1}, \quad T_e = T_z \left(\frac{V_c}{V} \right)^{k-1}$$

De 5 a 2 tenemos: $Q_2 = C_v(T_e - T_a)$

El rendimiento termodinámico del ciclo viene dado por:

$$\eta = \frac{W}{Q_1} \quad \text{siendo} \quad W = Q_1 - Q_2$$

De las ecuaciones $Q_1 = C_v(T_z - T_c)$ y $Q_2 = C_v(T_e - T_a)$ tenemos que:

$$\eta = \frac{C_v(T_z - T_c) - C_v(T_e - T_a)}{C_v(T_z - T_c)} = \frac{(T_z - T_c) - (T_e - T_a)}{(T_z - T_c)} = 1 - \frac{T_e - T_a}{T_z - T_c}$$

De la ecuación $T_c = T_a \left(\frac{V}{V_c} \right)^{\gamma-1}$ y de la ecuación $T_e = T_z \left(\frac{V_c}{V} \right)^{k-1}$ llamando r al cociente

(V/V_c) (Relación de compresión volumétrica) y suponiendo $\gamma = k$ tenemos:

$$\eta = 1 - \frac{\frac{T_z}{r^{k-1}} - T_a}{T_z - T_a r^{k-1}} = 1 - \frac{1}{r^{k-1}} \frac{T_z - r^{k-1} T_a}{T_z - T_a r^{k-1}} = 1 - \frac{1}{r^{k-1}}$$

De la ecuación anterior se deduce que para el ciclo Otto de cuatro tiempos el rendimiento sólo depende de la relación de compresión volumétrica y del coeficiente politrópico de la curva de expansión. Para muchos motores r varía de 5 a 7; en motores de auto se tienen relaciones aún mayores. Tomando k de 1.3 a 1.4 se pueden calcular valores de rendimiento que no superan 0.55. Estos valores no son muy altos y en la realidad son aún menores, pero constituyen una mejora enorme sobre los rendimientos de ciclos de vapor que en vehículos raramente superan el 15%.

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=6-udN4cZ6HU&feature=related>

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=8TduyjTpWdw&feature=related>

Ejemplo resuelto

En un motor de ciclo Otto la temperatura de la mezcla de aire-combustible es de 28°C la temperatura al final de la compresión es de 290°C . Asumiendo $k = 1.4$ determinar r y el rendimiento

Solución

Refiriéndonos a la figura anterior y empleando la misma notación:

$$\frac{T_c}{T_a} = r^{k-1}; \quad T_c = 273 + 290 = 563^\circ\text{K}; \quad T_a = 273 + 28 = 301^\circ\text{K}$$

$$r = \left(\frac{T_c}{T_a} \right)^{\frac{1}{k-1}} = \left(\frac{563}{301} \right)^{\frac{1}{1.4-1}} = 4.785$$

$$\eta = 1 - \frac{1}{r^{k-1}} = 1 - \frac{1}{4.785^{0.4}} = 0.465 = 46.5\%$$

Ejercicio

Consultar en qué consiste el ciclo de diesel y cómo se puede calcular el rendimiento del ciclo.
¿Qué ventajas y desventajas presenta este ciclo?

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=v4XNKDqKVt0&feature=related>

6.6. Ciclo de Refrigeración

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:

<http://www.youtube.com/watch?v=Oqy4DnPg1C0&feature=related>

Para ayudar a la comprensión de este tema puede visitar la siguiente página en internet:
<http://www.youtube.com/watch?v=t7648LMJacA&feature=related>

Los enunciados de la segunda ley de la termodinámica hacen referencia explícita a los ciclos de potencia y a las bombas de calor, ambos trabajan según un ciclo. Para el caso del ciclo de potencia, este recibe calor de una fuente térmica a temperatura T , entrega una cierta cantidad de trabajo eje y rechaza calor a una fuente térmica a T_0 , en que

$T > T_0$. Si este ciclo de potencia lo “hacemos” en sentido inverso, estaremos entregándole trabajo en el eje, aceptando un calor desde la fuente térmica a baja temperatura T_0 y rechazando calor a la fuente térmica a temperatura más alta T . En este segundo caso estamos “bombeando” calor desde una baja temperatura T_0 a una alta temperatura T , consumiendo una cierta cantidad de trabajo eje. **Este ciclo invertido es el ciclo de refrigeración**, y la máquina térmica que lo usa es una máquina frigorífica cuando bombea calor desde una temperatura menor que la temperatura ambiente hasta la temperatura ambiente; y es un calefactor cuando bombea calor desde la temperatura ambiente hasta una temperatura mayor.

Las bombas de calor son ciclos de potencia invertidos, en que los más usados son los ciclos a vapor invertidos correspondientes a los ciclos de refrigeración por compresión de vapor. También se usa el ciclo Brayton invertido que corresponde al ciclo por compresión de gases; sin perjuicio a que existan otros sistemas de refrigeración, como el ciclo de refrigeración por absorción.

En los ciclos de refrigeración se ve claramente los alcances de la definición de los rendimientos de las máquinas térmicas. Desde el punto de vista de la cantidad se mide la efectividad del sistema de

refrigeración, definido por el coeficiente de desempeño, C.O.P, que es la razón entre el calor extraído a la fuente fría como efecto de refrigeración, a la energía consumida por el sistema para lograr ese efecto; que para un ciclo de refrigeración es:

C.O.P = Efecto refrigeración / Energía suministrada por fuentes externas.

$$\text{C.O.P} = Q_c / T$$

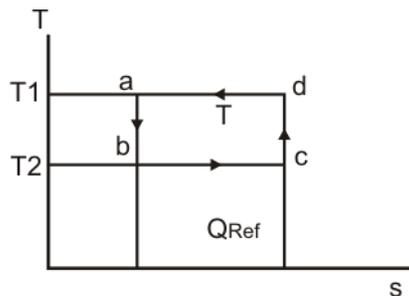
Desde el punto de vista de la calidad, se define el rendimiento de refrigeración expresado por la razón del coeficiente de desempeño del ciclo al coeficiente del ciclo reversible correspondiente, para la misma capacidad de refrigeración.

$$h_{\text{Ref}} = \text{C.O.P.} / (\text{C.O.P.})_{\text{Rev}}$$

El ciclo de Carnot invertido para ser reversible debe cumplir con los mismos requisitos que el ciclo de potencia correspondiente. A saber, las temperaturas de las fuentes deben ser constantes e iguales a las temperaturas de rechazo y aceptación del calor por parte del ciclo, para tener reversibilidad térmica externa.

El ciclo es internamente reversible. Además, todos los ciclos reversibles invertidos tienen el mismo C.O.P cuando trabajan entre las mismas temperaturas, y este

C.O.P es el máximo. El diagrama T-s del ciclo de Carnot se ve en la siguiente figura.



Con T_1 y T_2 constantes el ciclo se completa con una expansión y una compresión isentrópicas. Las transferencias de energía son:

$$Q_1 = T_1(s_d - s_a)$$

$$Q_2 = T_2(s_c - s_b) = T_2(s_d - s_a)$$

$$T = Q_1 - Q_2$$

Reemplazando se obtiene:

$$\text{C.O.P.} = Q_c / T = Q_2 / (Q_1 - Q_2) = T_2 / (T_1 - T_2)$$

El ciclo de refrigeración a vapor que se puede plantear a semejanza del ciclo reversible es el que se muestra en la siguiente figura:

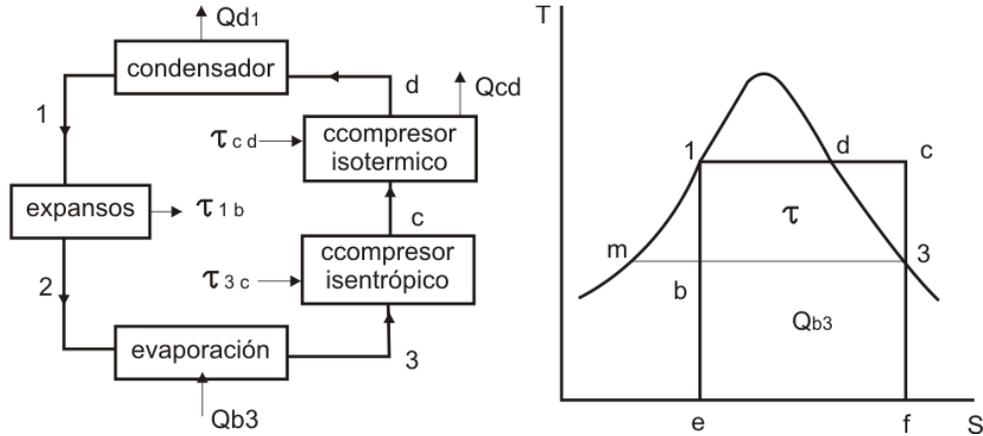


Imagen rediseñada del texto Fundamentos de Termodinámica. Howard Shapiro. Ed Wiley, 2006

En esta situación, para tener temperatura constante de rechazo de calor por el ciclo, se comprime el vapor en un proceso adiabático reversible seguido de un proceso de compresión isoterma reversible: La caída de presión se obtiene mediante una expansión reversible con recuperación de trabajo.

Si tomamos como base de cálculo la unidad de peso de fluido tenemos:

$$\tau_{1b} = h_1 - h_b \quad \text{y} \quad \tau_{3c} = h_c - h_3$$

$$\tau_{cd} = T_c(s_c - s_d) - (h_c - h_d)$$

El calor aceptado de la fuente fría es:

$$Q_{b3} = h_h - h_b = \text{Área}bef3b = T_2(s_3 - s_b)$$

El calor rechazado por el ciclo es:

$$Q_{c1} = \text{Area}1efcd1 = T_1(s_c - s_1)$$

Y el trabajo neto del ciclo es:

$$\tau = \tau_{3c} + \tau_{cd} - \tau_{1b} = \text{Área 1b3cd1} = T_1 (s_c - s_1) - T_2 (s_3 - s_b)$$

De dónde:

$$\text{C.O.P.} = Q_{b3} / \tau = Q_{\text{Ref}} / \tau = T_2 / (T_1 - T_2)$$

Si desarrollamos esta expresión como:

$$\tau = Q_{\text{Ref}} (T_1 - T_2) / T_2$$

$$\tau = -Q_{\text{Ref}} + T_1 (Q_{\text{Ref}} / T_2)$$

En esta expresión Q_{Ref} corresponde a Δh del foco frío, y Q_{Ref} / T_2 corresponde a Δs del foco frío; por lo tanto, el trabajo entregado al ciclo reversible de refrigeración corresponde a la exergía que se saca del foco frío, y como el ciclo es reversible no hay degradación, por lo que la exergía (Para medir el grado de irreversibilidad de un proceso y la pérdida que esta produce de utilizabilidad de la energía disponible) se entrega íntegra al foco caliente y corresponde al trabajo eje.

La capacidad de refrigeración más usada es la tonelada de refrigeración, que equivale a la energía que se debe extraer para solidificar 2000 lb de agua en 24 horas a temperatura constante. Si el calor de fusión del hielo es 144 Btu/lb,

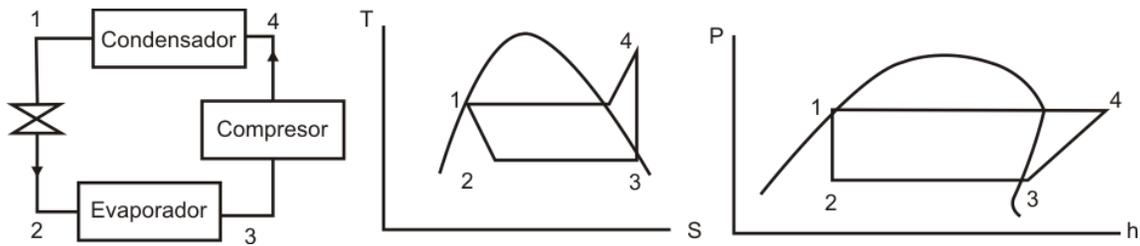
$$1 \text{ ton ref} = 144 \times 2000 / 24 / 60 = 200 \text{ Btu/min}$$

$$\text{Ton ref} = 50,4 \text{ Kcal/min}$$

$$1 \text{ ton ref} = 211 \text{ Kj/min}$$

En cuanto al **Ciclo teórico de una etapa**, Por consideraciones prácticas, es más factible un compresor adiabático, que además se puede considerar reversible. Por otra parte, en los sistemas de refrigeración por compresión de vapor, el fluido se expande en una válvula u otro sistema de expansión, en vez de usar una turbina recuperadora de trabajo. Este reemplazo se hace por dos situaciones: la temperatura de la fuente receptora es T_1 , en tanto que la temperatura del punto m es la temperatura de la fuente fría, por lo que no es posible enfriar el fluido refrigerante entre los estados 1 y m entregando calor a la fuente caliente. En segundo término, como se plantea el estudio en la planta a vapor, el trabajo a obtener en la caída de presión en el punto m es despreciable frente a las otras energías transferidas en el ciclo.

El ciclo correspondiente se muestra en la figura:



El calor de refrigeración se extrae del recinto refrigerado por el evaporador. Como cada uno de los equipos que forman el sistema refrigerador cumple con la ley de la cantidad que con las aproximaciones pertinentes se obtiene para la unidad de peso de fluido refrigerante.

$$Q_{\text{Ref}} = Q_{23} = h_3 - h_2$$

$$\tau_{\text{comp}} = \tau_{34} = h_4 - h_3$$

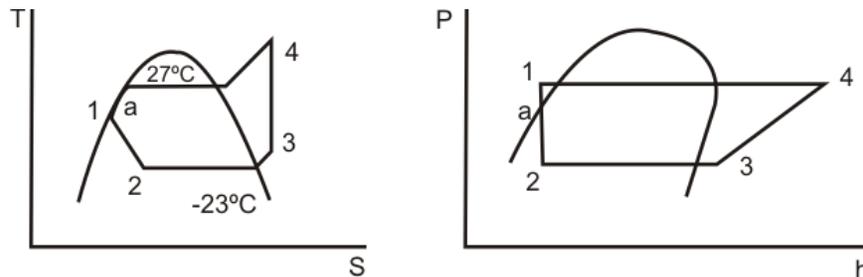
$$Q_{\text{Cond}} = h_4 - h_1$$

Para el proceso de estrangulación $h_1 = h_2$

El coeficiente de perfomancia es $\text{C.O.P.} = (h_3 - h_2) / (h_4 - h_3)$

Con mucha frecuencia el líquido refrigerante entra sobreenfriado a la válvula de expansión, con una temperatura menor que la de saturación correspondiente a la presión del condensador. Esto puede suceder por intercambio de calor tanto en el condensador como en la tubería con el ambiente.

El vapor puede sobrecalentarse en el evaporador como en la tubería que lleva el vapor al compresor. En este caso es fundamental considerar que el efecto refrigerante del ciclo es el aumento de entalpía del fluido provocado solamente por el calor extraído al recinto refrigerado. El ciclo con sobreenfriamiento y sobrecalentamiento se muestra en la figura siguiente:



Ejemplo resuelto

En un sistema de refrigeración por compresión de amoníaco en una etapa, a la salida del condensador la presión y la temperatura son 1,06 Mpa y 21,1°C respectivamente. En el evaporador la presión es 0,16 Mpa y su temperatura es -23°C, en tanto que la temperatura del amoníaco a la salida del evaporador es -15°C. Encuentre:

- La entalpía del amoníaco líquido a la entrada de la expansión.
- El efecto refrigerante en Kj/kg
- E.I.C.O.P.

Solución

La figura anterior muestra los diagramas correspondientes. Si el líquido es incompresible, la entropía del líquido subenfriado es igual a la entropía del líquido saturado a la misma temperatura.

Por otra parte, el proceso de expansión entre 1 y 2 es irreversible con $h_1 = h_2$, en tanto que el amoníaco en los estados 1 y "a" está en estado líquido, y por considerarse incompresible, para el proceso entre 1 y a se tiene:

$$\int p dv = 0; \quad \lambda \cong 0 \quad \text{y} \quad q = 0; \quad \text{luego} \quad \Delta t = 0, \quad \text{lo que implica} \quad h_1 = h_a$$

(Analizar lo expuesto en base a que el amoníaco en el estado a está en plena expansión).

De la gráfica p-h y de la tabla de amoníaco saturado se obtiene:

$$h_a = -640 \text{ Kj/Kg}, \quad h_3 = 500 \text{ Kj/Kg}, \quad h_4 = 775 \text{ Kj/Kg}$$

- $h_1 = h_3 = -640 \text{ Kj/Kg}$
- $Q_{\text{REF}} = h_3 - h_2 = 500 + 640 = 1140 \text{ Kj/Kg}$
- $\text{C.O.P.} = Q_{\text{REF}} / (h_4 - h_3) = 1140 / (775 - 500) = 4,15$

Ejercicio

¿Podría ser el agua un fluido de trabajo adecuado para su uso en un refrigerador?

6.7. Aplicaciones de los Ciclos de Potencia en la Agroindustria

Podemos empezar por ver las turbinas, bien sean accionadas con vapor o turbinas de gas. Las turbinas son máquinas de flujo permanente, en las cuales el vapor o los gases de combustión entran por las toberas y se expanden hasta una presión más baja. Al hacerlo la corriente de vapor/gas, adquiere una gran velocidad. Parte de la energía cinética de este chorro es cedida a los alabes de la turbina, de la misma manera que un chorro de agua cede energía a los cangilones de una rueda hidráulica. Adicionalmente, la turbina puede ir unida, bajo un mismo eje con un compresor; este se conoce como integración energética en la que el trabajo generado por la turbina lo emplea el compresor para comprimir el gas a la presión que se necesita.

Las unidades de refrigeración son otro ejemplo de la termodinámica aplicada a la industria, sobre todo en las plantas mencionadas se emplean sistemas de refrigeración con propano para los sistemas de enfriamiento, que generalmente son chillers donde el propano se bombea por la coraza y se evapora completamente con el fin de enfriar o condensar la corriente de proceso; estas unidades utilizan el principio de enfriamiento por evaporación, son intercambiadores tipo kettle debido al alto porcentaje de vaporización del propano.

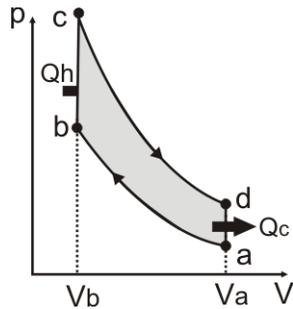
Otra aplicación es la des-hidratación de gases para prevenir la formación de hidratos en las tuberías de proceso. Primero, se debe hacer un estudio termodinámico para saber si se forman o no se forman hidratos, sobre todo en las expansiones aguas abajo de una válvula, adicionalmente si se está manejando un gas húmedo en la planta.

En general las aplicaciones son diversas, lo importante para el ingeniero es tener los conceptos claros y experiencia para poder tomar decisiones rápidas y efectivas, que lleven a soluciones realmente útiles.

De acuerdo a Carvajal L, Echeverri Y, Rodas D; Salgado M. Apuntes de termodinámica. Universidad de la Amazonia. Florencia Colombia.

Prueba Final

1. El rendimiento del ciclo de Otto indicado en la siguiente figura es:



2.

a. $\epsilon = \frac{T_d - T_a}{T_c - T_b} - 1$

b. $\epsilon = 1 - \frac{T_d - T_a}{T_c - T_b}$

c. $\epsilon = 1 - \frac{T_a - T_d}{T_c - T_b}$

d. $\epsilon = 1 - \frac{T_a - T_d}{T_b - T_d}$

3. Una máquina de vapor funciona entre un foco térmico a $100\text{ }^{\circ}\text{C} = 373\text{ K}$ y un foco frío a $0\text{ }^{\circ}\text{C} = 273\text{ K}$. El máximo rendimiento posible de esta máquina es:

4. a. 26.8% b. 40 % c. 20 % d. 60%

5. Si la máquina anterior funciona en sentido inverso como un refrigerador, entonces su máximo coeficiente de eficiencia es:

6. a. $\eta = 2.73$ a. $\eta = 1.73$ a. $\eta = 3.73$ a. $\eta = 0.73$

7. Una máquina refrigerante trabaja entre las temperaturas de $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $20\text{ }^{\circ}\text{C}$. Calcular su C.O.P.

8. a) 5,3 b) 6,3 c) 7,3 d) 6 e) 7

9. ¿Qué problemas presenta el ciclo de Carnot?

10. ¿Cómo puede mejorarse la eficiencia en un ciclo Rankine?
11. Menciona las características de los intercambiadores de alimentación ideales.
12. El rendimiento de un motor de gasolina tiene un rendimiento del 30%. Si el calor de combustión de la gasolina es 104 cal/g, ¿qué cantidad de trabajo mecánico se puede obtener de dicho motor con medio Kg de gasolina?

6.8. Pistas de Aprendizaje

No olvide La termodinámica es una rama de la física que se ocupa de las transformaciones de los cuerpos en las que se produce transferencia de energía.

Tenga Presente Si A y B se encuentran en equilibrio térmico con C, entonces A y B están en equilibrio térmico entre sí.

Tener en cuenta En los sistemas termodinámicos hay tres clases de sistemas: aislado, cerrado y abierto.

No olvide Una **sustancias puras** (llamada así para distinguirla de una mezcla) puede ser elementos o compuestos si su composición es constante y definida.

No olvide Para identificar el estado de un vapor húmedo, debemos definir otra variable de estado. Esta variable define la composición de un vapor húmedo y recibe el nombre de **título de un vapor húmedo**. Cuando el vapor está en la curva de vaporización el título vale cero, ya que no hay vapor. Cuando estamos en la curva de saturación el título vale uno, en este caso, no hay ya líquido.

Traer a la memoria Se dice que ocurre una transformación en un sistema si, como mínimo, cambia de valor una variable de estado dentro del mismo a lo largo del tiempo. Un sistema está en equilibrio termodinámico cuando no se observa ningún cambio en sus propiedades termodinámicas a lo largo del tiempo.

No olvide En un gas las moléculas individuales están tan distantes entre sí, que las fuerzas de cohesión que existen entre ellas por lo general son pequeñas.

Traer a la memoria La ley de Boyle consiste en decir que el producto de la presión P de un gas por su volumen V está constante, en tanto no cambie la

temperatura.

Traer a la memoria La ley de Charles se refiere al volumen y la temperatura bajo presión constante.

Traer a la memoria La ley de Gay Lussac nos dice que la presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura.

Tener en cuenta Los gases reales, a presiones y temperaturas cercanas a las ambientales, actúan como gases ideales.

Tener en cuenta La ecuación de **Van der Waals** constituye el primer esfuerzo realizado para superar las limitaciones de la Ecuación general de los gases ideales.

Tenga Presente El calor no sólo es capaz de aumentar la temperatura o modificar el estado físico de los cuerpos, sino que además puede moverlos y realizar un trabajo.

Tener en cuenta La capacidad calorífica es característica de un objeto en particular, pero el calor específico caracteriza a una sustancia.

Traer a la memoria La capacidad calorífica y el calor específico dependen de la temperatura (y posiblemente de otras variables como la presión).

Tenga presente La energía interna de un sistema, U , tiene la forma de energía cinética y potencial de las moléculas, átomos y partículas subatómicas que constituyen el sistema.

Traer a la memoria La primera ley de la termodinámica expresa que el cambio total de energía de un sistema cerrado es igual al calor transferido al sistema, menos el trabajo efectuado por el sistema.

Tenga presente Que para sistemas cerrados, el intercambio de energía sistema-entorno sólo puede ocurrir en dos formas: calor y trabajo.

Traer a la memoria El volumen del fluido que circula a través de una sección transversal por unidad de tiempo se llama relación de flujo de volumen.

Tenga presente Los procesos que tienen lugar en dispositivos como toberas,

turbinas se conocen como procesos de flujo permanente.

No olvide A diferencia de los procesos de flujo permanente, la cantidad de masa dentro del volumen de control durante un proceso de flujo no permanente cambia con el tiempo.

Traer a la memoria Hay dos enunciados clásicos de la segunda ley: el enunciado de Kelvin Planck y el enunciado de Clausius.

No olvide señalar que la entropía no está definida como una cantidad absoluta S (símbolo de la entropía), sino lo que se puede medir es la diferencia entre la entropía inicial de un sistema y la entropía final del mismo.

Tenga presente Ninguna máquina térmica tiene una eficiencia del 100%.

No olvide El segundo principio de la termodinámica nos lleva a una nueva definición, la entropía, que es una propiedad un tanto abstracta y de difícil descripción física. Sabemos que la entropía es una variable que no se conserva, o sea que hay variación de entropía en los diferentes procesos.

Tenga presente Las eficiencias adiabáticas se definen de manera diferente para distintos dispositivos, porque cada uno de ellos se concibe para efectuar tareas distintas.

No olvide Un proceso termodinámico es reversible cuando el sistema pasa de su estado inicial a su estado final a través de infinitos estados de equilibrio, por lo que, en todo momento, podemos realizar la transformación en sentido inverso.

Tenga presente Una de las mezclas de gases no reactivas que más se utiliza en la Ingeniería es la mezcla aire-agua-vapor, es decir, mezcla de aire con agua pero cerca de la zona de condensación del agua.

Traer a la memoria Las palabras vapor y gas tiene un significado similar. Usamos la palabra vapor cuando estamos cerca de la zona de condensación, mientras que utilizamos la palabra gas cuando estamos lejos de dicha zona.

Tenga presente El estudio del Aire húmedo, estudio que se conoce como Psicometría.

No olvide Dentro de los procesos de acondicionamiento de aire tenemos: Enfriamiento, calentamiento, humidificación, deshumidificación, enfriamiento y deshumidificación, calentamiento y deshumidificación.

Tenga presente Cualquier material que pueda quemarse para liberar energía recibe el nombre de combustible. Los combustibles usados pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos. El tipo de combustible depende en gran medida del consumo y de la disponibilidad en el lugar.

Tenga presente El ciclo básico de referencia de una central a vapor es **el ciclo de Rankine**, que está compuesto por los cuatro procesos.

Traer a la memoria Los ciclos de gas se caracterizan porque, a diferencia de los ciclos de vapor, el fluido de trabajo no experimenta cambios de fase. Se implementan en motores que pueden ser de combustión interna o externa, según donde ocurra esta. Cuando se produce en el interior del recinto de expansión se dice que es interna.

6.9. Glosario

Ley cero de la termodinámica. Dice que los cuerpos poseen una propiedad llamada temperatura, que indica si un cuerpo está en equilibrio térmico con otros cuerpos.

Sistema aislado. Aquel sistema que no intercambia ni materia ni energía con su entorno.

Sistema cerrado (también conocido como masa de control): consiste en una cantidad fija de masa, y nada de ella puede cruzar su frontera. Esto es, ninguna masa puede entrar o abandonar un sistema cerrado.

Sistema abierto (también conocido como volumen de control) Es una región seleccionada en el espacio. Por lo común encierra un dispositivo que comprende un flujo masivo como un compresor, una turbina o una tobera. Tanto la masa como la energía pueden cruzar la frontera de un volumen de control.

Líquido comprimido. Es el líquido por debajo del punto de ebullición.

Líquido saturado. Es el líquido a punto de evaporarse.

Vapor saturado. Vapor a punto de condensarse.

Mezcla saturada de líquido vapor. Es la mezcla en la que coexisten la fase líquida y de vapor.

Vapor sobrecalentado. Vapor que no está a punto de condensarse.

Transformación adiabática. Es aquella en la que el sistema experimenta cambios en sus parámetros (o sea en su estado) sin intercambiar calor con el medio ambiente. En otras palabras, no entra ni sale calor del sistema.

Transformaciones isotérmicas. Es el que se efectúa a temperatura constante. Para ello, todo intercambio de calor con el entorno debe efectuarse con tal lentitud para que se mantenga el equilibrio térmico.

Transformación isocórico. Es el que se efectúa a volumen constante. Si el volumen de un sistema termodinámico es constante, no efectúa trabajo sobre su entorno.

Proceso cíclico. Cuando el sistema a través de una serie de cambios de estado, finalmente vuelve a su estado inicial.

Capacidad calorífica. Es la razón entre la cantidad de calor Q suministrada al cuerpo durante cualquier proceso y su cambio de temperatura ΔT .

6.10. Bibliografía

- ▶ Y.A. Çengel & M.A. Boles. (2002). Termodinámica. McGraw Hill. 2da Edición
- ▶ G.J. Van Wylen & R.E. Sonntag. (2000). Fundamentos de Termodinámica. Limusa. 2da Edición.
- ▶ Moring Faires, Virgil. (2000). Termodinámica. Hispano Americana.
- ▶ Howard Shapiro. Michael Moran (2006). Termodinámica para Ingenieros. Wiley. 5ta Edición.
- ▶ Merle Potter. Craig Somerton. (1995). Termodinámica para Ingenieros. McGraw Hill. 1ra Edición
- ▶ Michel Valero (2001). Física Fundamental. Colombia. Editorial Norma Educativa. 3ra Edición.
- ▶ Manuel Celso Juárez Castello (2008). Área de máquinas y Motores Térmicos. Universidad de la Rioja.
- ▶ Jorge A. Rodríguez. (1998). Introducción a la Termodinámica. Universidad Tecnológica Nacional.
- ▶ Oscar Jaramillo Salgado (2008). Notas de termodinámica para ingeniería. Universidad Autónoma de México.
- ▶ Pita, Edward. (1998). Principios y Sistemas de Refrigeración. Ed. Limusa.
- ▶ Francis Zemansky. Hugh Yuong (2005). Física Universitaria. Editorial Pearson. 11 Edición
- ▶ <http://axxon.com.ar/not/117/c-117InfoNanoTermodinamica.htm>
- ▶ <http://thermo.sdsu.edu/TEST-Espanol/testhome/Test/problems/problems.html>
- ▶ <http://bicho.uc3m.es/alumn/TI/TIPROG.html>

- ▶ <http://thermo.sdsu.edu/TEST-Espanol/testhome/Test/problems/problems.html>
- ▶ http://bicho.uc3m.es/_alumn/TI/TIPROG.html
- ▶ <http://www.revistavirtualpro.com/revista/index.php?ed=2005-02-01&pag=4>