

PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

Fís. Carlos Adrián Jiménez Carballo
Escuela de Física
Instituto Tecnológico de Costa Rica

Objetivos

El estudiante debe ser capaz de:

- Interpretar el concepto de sistema termodinámico.
- Identificar los distintos tipos de sistemas termodinámicos.
- Interpretar la definición de trabajo realizado por (o sobre) un gas.
- Calcular el trabajo realizado por (o sobre) un gas.
- Interpretar el concepto de energía interna de un gas.
- Calcular el cambio en la energía interna de un gas.
- Interpretar y aplicar la primera ley de la termodinámica en distintos procesos termodinámicos.
- Analizar diagramas de presión contra volumen, presión contra temperatura y temperatura contra volumen.
- Identificar los diferentes procesos termodinámicos (Isobárico, isocórico, isotérmico, adiabático y cíclico).

Conocimientos previos

Para esta sección los estudiantes deben tener conocimientos previos en

- Matemática básica.
- Cálculo diferencial, principalmente los conceptos de derivada e integral
- Física general, principalmente los conceptos de mecánica clásica, como por ejemplo las leyes de newton, los conceptos de posición, distancia, velocidad y aceleración, las definiciones de energía cinética, energía potencial y energía mecánica.

Contenido

Procesos y sistemas termodinámicos

Trabajo realizado por un gas

Energía interna de un sistema

Primera Ley de La Termodinámica

Capacidad calorífica del gas ideal

Procesos Termodinámicos

Contenido

Procesos y sistemas termodinámicos

Trabajo realizado por un gas

Energía interna de un sistema

Primera Ley de La Termodinámica

Capacidad calorífica del gas ideal

Procesos Termodinámicos

Termodinámica

La **termodinámica** es una ciencia que describe sistemas con tal número de partículas que es imposible usar solo la mecánica clásica para estudiarlos. Por ello, aunque la física subyacente es la misma que para los demás sistemas, generalmente se utilizan otras variables (macroscópicas), como *presión* y *temperatura*, para describir los sistemas termodinámicos en su totalidad.

Sistemas Termodinámico

Un **sistema termodinámico** se puede definir como *“una cantidad definida de materia encerrada por fronteras o superficies, ya sean reales o imaginarias”* o como *“cualquier conjunto de objetos que conviene considerar como una unidad, y que podrían intercambiar energía con el entorno”*. Se puede decir que un sistema termodinámico es una parte del Universo que se aísla para su estudio. En los sistemas termodinámicos, al igual que en todos los demás, es indispensable definir con claridad desde un principio exactamente lo que está o no incluido en el sistema.

Se pueden definir tres tipos de sistemas termodinámicos

- **Sistema aislado:** es aquel que no intercambia ni materia ni energía con su entorno, es decir se encuentra en equilibrio termodinámico.
- **Sistema cerrado:** es el que puede intercambiar energía pero no materia con el exterior.
- **Sistema abierto:** es un sistema en el cual intercambia energía y masa con el exterior.

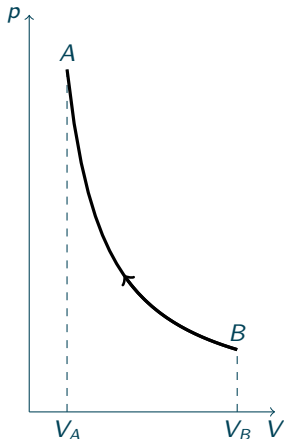
Estados y procesos Termodinámicos

El **estado** de un sistema termodinámico está determinado por un conjunto de variables termodinámico. En el caso de un gas ideal, un estado se especifica por un el conjunto de tres variables presión p , volumen V y temperatura T tal y como lo indica la ecuación de estado de los gases ideales. Se dice que tal sistema está en *estado* definido.

Un **proceso termodinámico** es cualquier cambio en el estado de un sistema o dicho de otra forma es la evolución de las propiedades físicas termodinámicas relativas a dicho sistema. Las magnitudes que sufren una variación al pasar de un estado a otro deben estar perfectamente definidas en dichos estados inicial y final.

Gráficos p - V

Algo que es bastante común en el estudio de sistemas termodinámicos son las **gráficas p - V** , las cuales se utilizan para describir y especificar los estados individuales de una sustancia. En el caso de los gases ideales esto se debe a que en la ley de los gases ideales, $pV = nRT$, la temperatura de dichos gases se puede obtener si se conocen su presión y volumen, así como el número de moléculas o moles en la muestra. En otras palabras, en un diagrama p - V , cada "coordenada" da directamente la presión y el volumen de un gas, e indirectamente su temperatura. Así, para describir totalmente un gas, sólo se necesita una gráfica p - V . Sin embargo, en algunos casos se recomienda estudiar otras curvas, como la p - T o la T - V .



Contenido

Procesos y sistemas termodinámicos

Trabajo realizado por un gas

Energía interna de un sistema

Primera Ley de La Termodinámica

Capacidad calorífica del gas ideal

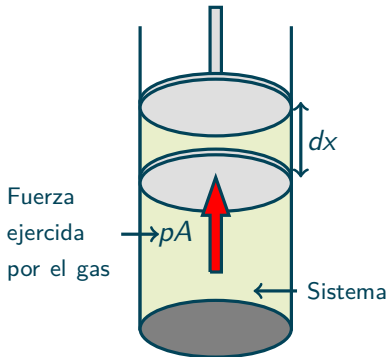
Procesos Termodinámicos

Trabajo realizado al variar el volumen de un sistema

El trabajo realizado por un gas en un recipiente se define como la presión de dicho gas por el cambio de Volumen de dicho gas

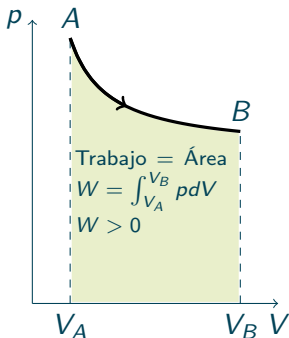
$$W = \int_{V_i}^{V_f} p dV$$

Un gas no realiza trabajo si no se encuentra encerrado en un recipiente

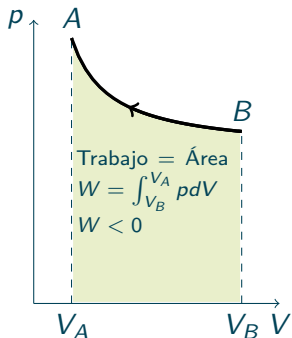


Expansión y compresión de un sistema

Si un sistema sufre una expansión se dice que este realiza trabajo sobre su entorno.

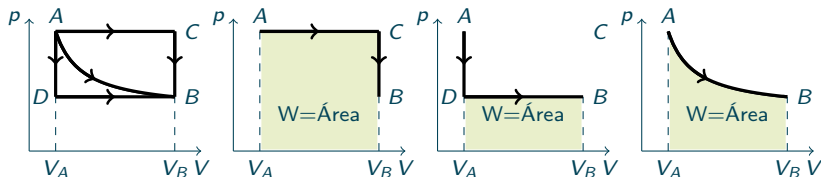


Si un sistema sufre una compresión se dice que el entorno realiza trabajo sobre el sistema.



Trabajo efectuado en un proceso termodinámico

El trabajo realizado por el sistema depende **no** sólo de los estados inicial y final sino también de los estados intermedios, es decir, de la trayectoria.



En este caso el sistema realiza mas trabajo si sigue los procesos $A - C - B$, y realiza menos trabajo si sigue los procesos $A - D - B$.

Contenido

Procesos y sistemas termodinámicos

Trabajo realizado por un gas

Energía interna de un sistema

Primera Ley de La Termodinámica

Capacidad calorífica del gas ideal

Procesos Termodinámicos

Energía interna de un sistema (U)

La **energía interna** de un sistema se define como la suma de las energías cinéticas de todas sus partículas constituyentes más la suma de todas las energías potenciales de dichas partículas debidas a fuerzas intermoleculares.

Para el caso de un gas ideal la energía interna solo toma en cuenta la energía cinética de las moléculas, por lo tanto la energía interna de un gas ideal a una temperatura T es

$$U = nC_V T$$

donde C_V representa la capacidad calorífica a volumen constante del gas y n representa el número de moles del gas

El cambio de energía interna de un sistema durante un proceso termodinámico depende sólo de los estados inicial y final, no de la trayectoria que lleva de uno al otro.

$$\Delta U = nC_V (T_f - T_i)$$

Contenido

Procesos y sistemas termodinámicos

Trabajo realizado por un gas

Energía interna de un sistema

Primera Ley de La Termodinámica

Capacidad calorífica del gas ideal

Procesos Termodinámicos

Primera Ley de la Termodinámica

La **primera ley de la termodinámica** describe la relación entre el trabajo, el calor y la energía interna de un sistema. Esta ley es otro planteamiento de la conservación de la energía en términos de variables termodinámicas. Relaciona el cambio de energía interna (ΔU) de un sistema con el trabajo (W) efectuado por ese sistema y la energía calorífica (Q) transferida a ese sistema o desde él. Dependiendo de las condiciones, la transferencia de calor Q puede generar un cambio en la energía interna del sistema, ΔU . Sin embargo, debido a la transferencia de calor, el sistema podría efectuar trabajo sobre el entorno. Así, el calor transferido a un sistema puede ir a dar a dos lugares: a un cambio en la energía interna del sistema o a trabajo efectuado por el sistema, o a ambos. Por ello, la primera ley de la termodinámica suele escribirse como

$$Q = \Delta U + W.$$

Signos del Calor y el trabajo en termodinámica

Las relaciones de energía de cualquier proceso termodinámico son descritas en términos de la cantidad de calor Q agregada al sistema y el trabajo W realizado por él. Tanto Q como W o ΔU pueden ser positivos, negativos o cero. Para dichas cantidades físicas tiene:

- Un valor positivo de Q representa flujo de calor hacia el sistema, con un suministro de energía correspondiente. Un Q negativo representa flujo de calor hacia afuera del sistema.
- 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.
- Q y W dependen no sólo de los estados inicial y final si no también de los estados intermedios, es decir, de la trayectoria; mientras ΔU solo depende de los estados inicial y final.

Contenido

Procesos y sistemas termodinámicos

Trabajo realizado por un gas

Energía interna de un sistema

Primera Ley de La Termodinámica

Capacidad calorífica del gas ideal

Procesos Termodinámicos

Capacidad calorífica del gas ideal

La **capacidad calorífica a volumen** C_V constante para un gas ideal se calcula como:

$$C_V = f \frac{1}{2} R$$

donde f representa los grados de libertad de las moléculas del gas. Para el caso de una gas monoatómico $f = 3$, para un gas diatómico $f = 5$.

Usando la primera ley de la termodinámica se puede mostrar que la **capacidad calorífica a presión constante** C_p se determina

$$C_p = C_V + R$$

esto para cualquier tipo de gas (real o ideal)

Cociente de las capacidades caloríficas γ

El **cociente de capacidades caloríficas** γ relaciona la capacidad C_p con C_V de la siguiente manera:

$$\gamma \equiv \frac{C_p}{C_V},$$

donde se puede ver que γ es una cantidad adimensional.

Esta cantidad desempeña un papel importante en los procesos adiabáticos de gases con comportamiento ideal.

Dicho cociente γ depende del tipo de molécula, por ejemplo:

- para un gas monoatómico toma un valor

$$\gamma = 1,67,$$

- para un gas diatómico toma un valor

$$\gamma = 1,40.$$

Contenido

Procesos y sistemas termodinámicos

Trabajo realizado por un gas

Energía interna de un sistema

Primera Ley de La Termodinámica

Capacidad calorífica del gas ideal

Procesos Termodinámicos

Sistemas aislados

Tal y como se vio anteriormente un **sistema aislado** no realiza trabajo sobre su entorno ni intercambia calor con él por lo que para cualquier proceso que se efectúa en un sistema aislado se tiene

$$Q = W = 0$$

y, por lo tanto, de acuerdo con la primera ley de la termodinámica se tiene

$$\Delta U = 0.$$

En otras palabras, la energía interna de un sistema aislado es constante.

Procesos cíclicos

Un **proceso cíclico** es un proceso que tarde o temprano devuelve un sistema a su estado inicial. En un proceso así, el estado final es el mismo que el inicial, así que el cambio total de energía interna ΔU debe ser cero. Usando la primera ley de la termodinámica se tiene que para un proceso cíclico

$$W = Q$$

lo cual significa que si el sistema realiza una cantidad neta de trabajo W durante este proceso, deberá haber entrado en el sistema una cantidad igual de energía como calor Q . Pero no es necesario que Q o W individualmente sean cero.

Proceso isocórico

Un **proceso isocórico** se efectúa a volumen constante. Si el volumen de un sistema termodinámico es constante, no efectúa trabajo sobre su entorno o viceversa el entorno no realiza trabajo sobre el sistema; por lo que $W = 0$. Con ayuda de la primera ley de la termodinámica se tiene

$$Q = \Delta U = nC_V\Delta T.$$

Lo anterior lo que indica es que en un proceso isocórico, toda la energía agregada como calor permanece en el sistema como aumento de energía interna.

Un ejemplo de un proceso isocórico es calentar un gas en un recipiente cerrado de volumen constante.

Proceso isobárico

Un **proceso isobárico** es aquel que se efectúa a presión constante. En general, en un proceso isobárico ninguna de las tres cantidades: ΔU , Q y W es cero.

El trabajo efectuado por sistema sobre el entorno o viceversa en dicho proceso se determina

$$W = p(V_f - V_i).$$

Por otro lado, con ayuda de la capacidad calorífica a presión constante el calor absorbido o cedido por el sistema se determina

$$Q = nC_p\Delta T.$$

Proceso isotérmico

Un **proceso isotérmico** es aquel 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. Para un gas ideal, dado que la temperatura no varía, el cambio en la energía interna es cero ($\Delta U = 0$), por lo que de acuerdo a la primera ley de la termodinámica se tiene $Q = W$, lo que quiere decir que toda la energía que entre en el sistema como calor Q deberá salir como trabajo W efectuado por el sistema.

El trabajo efectuado por sistema sobre el entorno o viceversa en dicho proceso se determina

$$W = nRT \ln \frac{V_f}{V_i}.$$

Proceso adiabático

Un **proceso adiabático** es aquel donde no entra ni sale calor del sistema, lo cual implica que $Q = 0$.

Un proceso adiabático se puede realizar rodeando el sistema con un material térmicamente aislante o realizando el proceso con tal rapidez que no haya tiempo para un flujo de calor apreciable.

Con ayuda de la primera ley de la termodinámica se tiene que para todo proceso adiabático:

$$\Delta U = -W,$$

donde se puede ver que cuando un sistema se expande adiabáticamente, W es positivo (el sistema efectúa trabajo sobre su entorno), así que ΔU es negativo y la energía interna disminuye. Si un sistema se comprime adiabáticamente, W es negativo (el entorno efectúa trabajo sobre el sistema) y U aumenta.

Proceso adiabático para el Gas Ideal

Para un proceso adiabático se tiene que $Q = 0$ lo cual por la primera ley de la termodinámica:

$$dU = dW \rightarrow nC_V dT = p dV$$

Usando la ecuación del gas ideal para dejar la ecuación anterior en términos de T y V , se obtiene

$$\frac{dT}{T} = -\frac{R}{C_V} \frac{dV}{V}$$

donde

$$\frac{R}{C_V} = \gamma - 1$$

Proceso adiabático para el Gas Ideal

Un proceso adiabático cumple con

$$TV^{\gamma-1} = \text{constante}$$

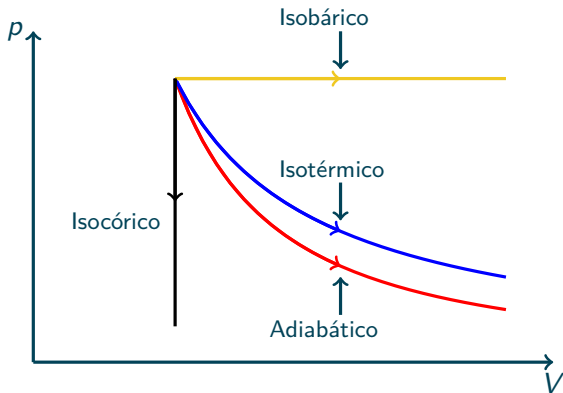
usando la ecuación del gas ideal se obtiene

$$pV^{\gamma} = \text{constante}$$

El trabajo se determina en un proceso adiabático como:

$$W = nC_V (T_1 - T_2) = \frac{1}{\gamma - 1} (p_1 V_1 - p_2 V_2)$$

Procesos termodinámicos



Procesos Termodinámicos y primera Ley de la Termodinámica

Proceso	Restricción	Primera Ley
Adiabático	$Q = 0$	$\Delta U = W$
Isocórico	$W = 0$	$\Delta U = Q$
Isobárico	$\Delta p = 0$	$\Delta U = Q - W$
Isotermico	$\Delta U = 0$	$Q = W$
Ciclo	$\Delta U = 0$	$Q = W$

Relaciones importantes

$pV = nRT$	$pV^\gamma = \text{const}$	$TV^{\gamma-1} = \text{const}$
$W = \int_{V_i}^{V_f} p dV$	$W = p\Delta V$	$W = nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$
$\Delta U = nC_V\Delta T$	$Q = \Delta U + W$	$\gamma = \frac{C_p}{C_V}$
$C_p = C_V + R$		

Todas las fórmulas que no aparecen aquí deben ser demostradas en el examen

Bibliografía

- Sears, F.W., Zemansky, M.W., Young, H.D., Freedman, R.A. (2013). *Física Universitaria*. Volumen I. Décimo tercera edición. México: Pearson Education.
- Resnick, R., Halliday, D., Krane, K. (2013). *Física*. Volumen I. 5ta. Edición. México: Grupo Editorial Patria.
- Wilson, J.D., Buffa, A.J. y Lou, B. (2007). *Física*. 6ta Edición. México: Pearson educación.
- Schroeder D. V. (1999). *An Introduction to Thermal Physics*. 1era Edición. San Francisco: Addison Wesley Longman.

Créditos

- Vicerrectoría de Docencia
- CEDA - TEC Digital
- Proyecto de Virtualización 2016-2017
- Física General III
- Fís. Carlos Adrián Jiménez Carballo (profesor)
- Ing. Paula Morales Rodríguez (coordinadora de diseño)
- Andrés Salazar Trejos (Asistente)