

Termodinámica

La **termodinámica** (del [griego](#) 6EM utiliza el libro, *termo*, que significa «calor»^[1] y δύναμις, *dínamis*, que significa «fuerza»)^[2] es la rama de la [física](#) que describe los estados de [equilibrio](#) a nivel macroscópico.^[3] Constituye una [teoría fenomenológica](#), a partir de [razonamientos deductivos](#), que estudia sistemas reales, sin [modelizar](#) y sigue un método experimental.^[4] Los estados de equilibrio son estudiados y definidos por medio de *magnitudes extensivas* tales como la [energía interna](#), la [entropía](#), el [volumen](#) o la composición [molar](#) del sistema,^[5] o por medio de magnitudes no-extensivas derivadas de las anteriores como la [temperatura](#), [presión](#) y el [potencial químico](#); otras magnitudes tales como la [imanación](#), la [fuerza electromotriz](#) y las asociadas con la mecánica de los [medios continuos](#) en general también pueden ser tratadas por medio de la termodinámica.

Es importante recalcar que la termodinámica ofrece un aparato formal aplicable únicamente a **estados de equilibrio**,^[6] definidos como aquel estado hacia *«el que todo sistema tiende a evolucionar y caracterizado porque en el mismo todas las propiedades del sistema quedan determinadas por factores intrínsecos y no por influencias externas previamente aplicadas»*.^[7] Tales estados terminales de equilibrio son, por definición, independientes del tiempo, y todo el aparato formal de la termodinámica --todas las leyes y variables termodinámicas--, se definen de tal modo que podría decirse que un sistema está en equilibrio si sus propiedades pueden ser descritas consistentemente empleando la teoría termodinámica.^[8] Los estados de equilibrio son necesariamente coherentes con los contornos del sistema y las restricciones a las que esté sometido. Por medio de los cambios producidos en estas restricciones (esto es, al retirar limitaciones tales como impedir la expansión del volumen del sistema, impedir el flujo de calor, etc), el sistema tenderá a evolucionar de un estado de equilibrio a otro;^[9] comparando ambos estados de equilibrio, la termodinámica permite estudiar los procesos de intercambio de masa y energía térmica entre sistemas térmicos diferentes. Para tener un mayor manejo se especifica que [calor](#) significa «energía en tránsito» y dinámica se refiere al «movimiento», por lo que, en esencia, la termodinámica estudia la circulación de la energía y cómo la energía infunde movimiento. Históricamente, la termodinámica se desarrolló a partir de la necesidad de aumentar la eficiencia de las primeras [máquinas de vapor](#).

Como ciencia fenomenológica, la termodinámica no se ocupa de ofrecer una interpretación física de sus magnitudes. La primera de ellas, la [energía interna](#), se acepta como una manifestación macroscópica de las leyes de conservación de la energía a nivel microscópico, que permite caracterizar el estado energético del sistema macroscópico.^[10] El punto de partida para la mayor parte de las consideraciones termodinámicas son los principios de la termodinámica, que postulan que la energía puede ser intercambiada entre sistemas en forma de calor o [trabajo](#), y que sólo puede hacerse de una determinada manera. También se introduce una magnitud llamada [entropía](#),^[11] que se define como aquella función extensiva de la energía interna, el volumen y la composición molar que toma valores máximos en equilibrio: el principio de maximización de la entropía define el sentido en el que el sistema evoluciona de un estado de equilibrio a otro.^[12] Es la [mecánica estadística](#), íntimamente relacionada con

la termodinámica, la que ofrece una interpretación física de ambas magnitudes: la energía interna se identifica con la suma de las energías individuales de los átomos y moléculas del sistema, y la entropía mide el grado de [orden](#) y el estado dinámico de los sistemas, y tiene una conexión muy fuerte con la [teoría de información](#).^[13] En la termodinámica se estudian y clasifican las interacciones entre diversos sistemas, lo que lleva a definir conceptos como [sistema termodinámico](#) y su contorno. Un sistema termodinámico se caracteriza por sus propiedades, relacionadas entre sí mediante las [ecuaciones de estado](#). Éstas se pueden combinar para expresar la [energía interna](#) y los [potenciales termodinámicos](#), útiles para determinar las condiciones de equilibrio entre sistemas y los procesos espontáneos.

Con estas herramientas, la termodinámica describe cómo los sistemas responden a los cambios en su entorno. Esto se puede aplicar a una amplia variedad de temas de [ciencia](#) e [ingeniería](#), tales como [motores](#), [transiciones de fase](#), [reacciones químicas](#), [fenómenos de transporte](#), e incluso [agujeros negros](#). Los resultados de la termodinámica son esenciales para la [química](#), la [física](#), la [ingeniería química](#), etc, por nombrar algunos.

Leyes de la termodinámica

[Principio cero de la termodinámica](#)

Este [principio](#) o ley cero, establece que existe una determinada propiedad denominada [temperatura empírica](#) θ , que es común para todos los estados de [equilibrio termodinámico](#) que se encuentren en equilibrio mutuo con uno dado. Tiene tremenda importancia experimental «pues permite construir instrumentos que midan la temperatura de un sistema» pero no resulta tan importante en el marco teórico de la termodinámica.

El [equilibrio termodinámico](#) de un sistema se define como la condición del mismo en el cual las variables empíricas usadas para definir o dar a conocer un estado del sistema (presión, volumen, campo eléctrico, polarización, magnetización, tensión lineal, tensión superficial, coordenadas en el plano x, y) no son dependientes del tiempo. El tiempo es un parámetro cinético, asociado a nivel microscópico; el cual a su vez está dentro de la física química y no es parámetro debido a que a la termodinámica solo le interesa trabajar con un tiempo inicial y otro final. A dichas variables empíricas (experimentales) de un sistema se las conoce como [coordenadas térmicas y dinámicas](#) del sistema.

Este principio fundamental, aún siendo ampliamente aceptado, no fue formulado formalmente hasta después de haberse enunciado las otras tres leyes. De ahí que recibiese el nombre de principio cero.

[Primera ley de la termodinámica](#)

Artículo principal: [Primera ley de la termodinámica](#)

También conocida como [principio](#) de [conservación de la energía](#) para la termodinámica «en realidad el primer principio dice más que una ley de conservación», establece que si se realiza trabajo sobre un sistema o bien éste intercambia calor con otro, la [energía interna](#) del sistema cambiará. Visto de otra forma, esta ley permite definir el calor como la energía necesaria que debe intercambiar el sistema para compensar las diferencias entre [trabajo](#) y energía interna. Fue propuesta por [Nicolas Léonard Sadi Carnot](#) en [1824](#),

en su obra *Reflexiones sobre la potencia motriz del fuego y sobre las máquinas adecuadas para desarrollar esta potencia*, en la que expuso los dos primeros principios de la termodinámica. Esta obra fue incomprensida por los científicos de su época, y más tarde fue utilizada por [Rudolf Loreto Clausius](#) y [Lord Kelvin](#) para formular, de una manera matemática, las bases de la termodinámica.

La ecuación general de la conservación de la energía es la siguiente:

$$E_{\text{entra}} - E_{\text{sale}} = \Delta E_{\text{sistema}}$$

Que aplicada a la termodinámica teniendo en cuenta el [criterio de signos termodinámico](#), queda de la forma:

$$\Delta U = Q - W$$

Donde U es la energía interna del sistema (aislado), Q es la cantidad de calor aportado al sistema y W es el trabajo realizado por el sistema.

Esta última expresión es igual de frecuente encontrarla en la forma $\Delta U = Q + W$. Ambas expresiones, aparentemente contradictorias, son correctas y su diferencia está en que se aplique el convenio de signos IUPAC o el Tradicional (véase [criterio de signos termodinámico](#)).

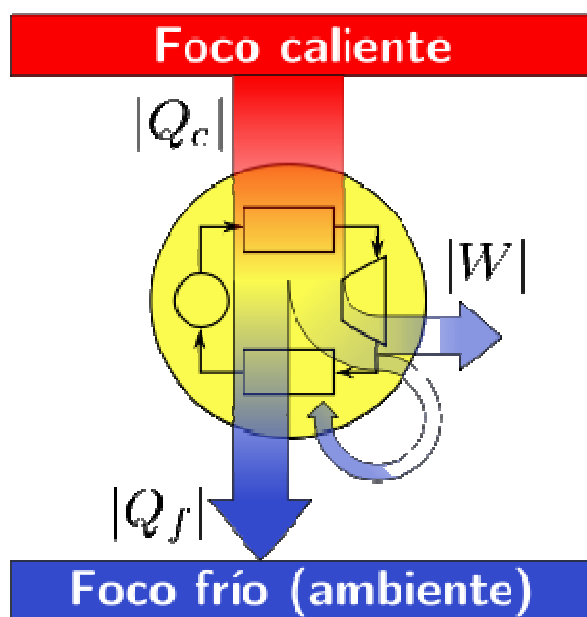


ilustración de la segunda ley mediante una máquina térmica

Segunda ley de la termodinámica

Artículo principal: [Segunda ley de la termodinámica](#)

Esta ley *arrebata* la dirección en la que deben llevarse a cabo los [procesos termodinámicos](#) y, por lo tanto, la imposibilidad de que ocurran en el sentido contrario

(por ejemplo, que una mancha de tinta dispersada en el agua pueda volver a concentrarse en un pequeño volumen). También establece, en algunos casos, la imposibilidad de convertir completamente toda la energía de un tipo en otro sin pérdidas. De esta forma, la segunda ley impone restricciones para las transferencias de energía que hipotéticamente pudieran llevarse a cabo teniendo en cuenta sólo el primer principio. Esta ley apoya todo su contenido aceptando la existencia de una magnitud física llamada [entropía](#), de tal manera que, para un sistema aislado (que no intercambia materia ni energía con su entorno), la variación de la entropía siempre debe ser mayor que cero.

Debido a esta ley también se tiene que el flujo espontáneo de calor siempre es unidireccional, desde los cuerpos de mayor temperatura hacia los de menor temperatura, hasta lograr un equilibrio térmico.

La aplicación más conocida es la de las máquinas térmicas, que obtienen trabajo mecánico mediante aporte de calor de una fuente o foco caliente, para ceder parte de este calor a la fuente o foco o sumidero frío. La diferencia entre los dos calores tiene su equivalente en el trabajo mecánico obtenido.

Existen numerosos enunciados equivalentes para definir este principio, destacándose el de Clausius y el de Kelvin.

Enunciado de Clausius

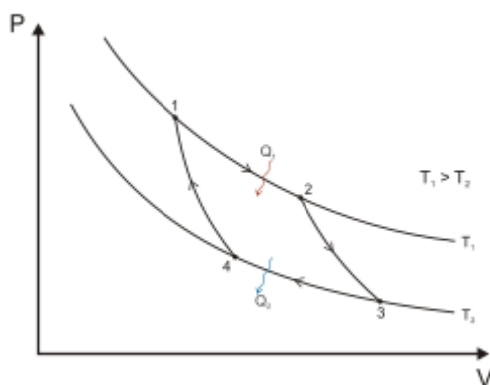


Diagrama del [ciclo de Carnot](#) en función de la [presión](#) y el [volumen](#).

En palabras de Sears es: «No es posible ningún proceso cuyo único resultado sea la extracción de calor de un recipiente a una cierta temperatura y la absorción de una cantidad igual de calor por un recipiente a temperatura más elevada».

Enunciado de Kelvin

No existe ningún dispositivo que, operando por [ciclos](#), absorba calor de una única fuente (E.absorbida), y lo convierta íntegramente en trabajo (E.útil).

Enunciado de Kelvin—Planck

Es imposible construir una máquina térmica que, operando en un [ciclo](#), no produzca otro efecto que la absorción de energía desde un depósito, y la realización de una cantidad igual de trabajo.

Otra interpretación

Es imposible construir una máquina térmica cíclica que transforme calor en trabajo sin aumentar la energía termodinámica del ambiente. Debido a esto podemos concluir, que el rendimiento energético de una máquina térmica cíclica que convierte calor en trabajo, siempre será menor a la unidad, y ésta estará más próxima a la unidad, cuanto mayor sea el rendimiento energético de la misma. Es decir, cuanto mayor sea el rendimiento energético de una máquina térmica, menor será el impacto en el ambiente, y viceversa.

Tercera ley de la termodinámica

Artículo principal: [Tercera ley de la termodinámica](#)

La tercera de las leyes de la termodinámica, propuesta por [Walther Nernst](#), afirma que es imposible alcanzar una temperatura igual al [cero absoluto](#) mediante un número finito de procesos físicos. Puede formularse también como que a medida que un sistema dado se aproxima al cero absoluto, su entropía tiende a un valor constante específico. La entropía de los sólidos cristalinos puros puede considerarse cero bajo temperaturas iguales al cero absoluto. No es una noción exigida por la termodinámica clásica, así que es probablemente inapropiado tratarlo de «ley».

Es importante recordar que los principios o leyes de la termodinámica son sólo generalizaciones estadísticas, válidas siempre para los sistemas macroscópicos, pero inaplicables a nivel cuántico. El [demonio de Maxwell](#) ejemplifica cómo puede concebirse un sistema cuántico que rompa las leyes de la termodinámica.

Asimismo, cabe destacar que el primer principio, el de conservación de la energía, es la más sólida y universal de las leyes de la naturaleza descubiertas hasta ahora por las ciencias.

Termometría

Artículo principal: [Termometría](#)

La termometría se encarga de la medición de la [temperatura](#) de cuerpos o sistemas. Para este fin, se utiliza el [termómetro](#), que es un instrumento que se basa en el cambio de alguna propiedad de la materia debido al efecto del calor; así se tiene el termómetro de mercurio y de alcohol, que se basan en la dilatación, los termopares que deben su funcionamiento al cambio de la conductividad eléctrica, los ópticos que detectan la variación de la intensidad del rayo emitido cuando se refleja en un cuerpo caliente.

Para poder construir el [termómetro](#) se utiliza el principio cero de la termodinámica, que dice: «Si un sistema A que está en equilibrio térmico con un sistema B, está en equilibrio térmico también con un sistema C, entonces los tres sistemas A, B y C están en equilibrio térmico entre sí».

Demostración de la existencia de la temperatura empírica de un sistema con base en la ley cero

Para dos sistemas en [equilibrio termodinámico](#) representados por sus respectivas coordenadas termodinámicas (x_1, y_1) y (x_2, y_2) tenemos que dichas coordenadas no son función del tiempo, por lo tanto es posible hallar una función que relacionen dichas coordenadas, es decir:

$$f(x_1, x_2, y_1, y_2) = 0$$

Sean tres sistemas hidrostáticos, A, B, C, representados por sus respectivas termodinámicas: $(P_a, V_a), (P_b, V_b), (P_c, V_c)$. Si A y C están en equilibrio debe existir una función tal que:

$$f_1(P_a, P_c, V_a, V_c) = 0$$

Es decir:

$$P_c = g_1(P_a, V_a, V_c) = 0$$

Donde las funciones f_1 y g_1 dependen de la naturaleza de los fluidos.

Análogamente, para el equilibrio de los fluidos B y C:

$$f_2(P_b, P_c, V_b, V_c) = 0$$

Es decir:

$$P_c = g_2(P_b, V_b, V_c) = 0$$

Con las mismas consideraciones que las funciones f_2 y g_2 dependen de la naturaleza de los fluidos.

La condición dada por la **ley cero de la termodinámica** de que el equilibrio térmico de A con C y de B con C implica asimismo el equilibrio de A y B puede expresarse matemáticamente como:

$$g_1(P_a, V_a, V_c) = g_2(P_b, V_b, V_c)$$

Lo que nos conduce a la siguiente expresión:

$$f_3(P_a, P_b, V_a, V_b) = 0$$

Entonces, llegamos a la conclusión de que las funciones g_1 y g_2 deben ser de naturaleza tal que se permita la eliminación de la variable termodinámica común V_c . Una posibilidad, que puede demostrarse única, es:

$$g_1 = m_1(P_a, V_a)n(V_c) + k(V_c)$$

Asimismo:

$$g_2 = m_2(P_b, V_b)n(V_c) + k(V_c)$$

Una vez canceladas todas las partes que contienen a V_c podemos escribir:

$$m_1(P_a, V_a) = m_2(P_b, V_b)$$

Mediante una simple repetición del argumento, tenemos que:

$$m_1(P_a, V_a) = m_2(P_b, V_b) = m_3(P_c, V_c)$$

Y así sucesivamente para cualquier número de sistemas en equilibrio termodinámico.

Hemos demostrado que para todos los sistemas que se hallen en [equilibrio termodinámico](#) entre sí, existen sendas funciones cuyos valores numéricos son iguales para cada uno de dichos sistemas en equilibrio. Este valor numérico puede ser representado con la letra griega θ y será definido como la [temperatura empírica](#) de los sistemas en [equilibrio termodinámico](#).

Así, tenemos que todo [equilibrio termodinámico](#) entre dos sistemas es equivalente a un [equilibrio térmico](#) de los mismos, es decir, a una igualdad de temperaturas empíricas de estos.

Propiedades termométricas

Una propiedad termométrica de una sustancia es aquella que varía en el mismo sentido que la temperatura, es decir, si la temperatura aumenta su valor, la propiedad también lo hará, y viceversa.

Escalas de temperatura

Artículo principal: [Escalas termométricas](#)

Lo que se necesita para construir un [termómetro](#) son puntos fijos, es decir, procesos en los cuales la temperatura permanece constante. Ejemplos de procesos de este tipo son el proceso de ebullición y el proceso de fusión.

Los puntos generalmente utilizados son el proceso de ebullición y de solidificación de alguna sustancia, durante los cuales la [temperatura](#) permanece constante.

Existen varias escalas para medir temperaturas, las más importantes son la escala [Celsius](#), la escala [Kelvin](#) y la escala [Fahrenheit](#).

] Escala Celsius

Artículo principal: [Grado Celsius](#)

Para esta escala, se toman como puntos fijos, los puntos de ebullición y de solidificación del agua, a los cuales se les asignan los valores de 100 y 0 respectivamente. En esta escala, estos valores se escriben como 100° y 0°. Esta unidad de medida se lee [grado Celsius](#) y se denota por °C.

El grado Celsius, es la unidad creada por [Anders Celsius](#) para su escala de temperatura. Se tomó para el Kelvin y es la unidad de temperatura más utilizada internacionalmente.

A partir de su creación en 1750 fue denominado grado centígrado (se escribía °c, en minúscula). Pero en 1948 se decidió el cambio en la denominación oficial para evitar confusiones con la unidad de ángulo también denominada [grado centígrado](#) (grado geométrico), aunque la denominación previa se sigue empleando extensamente en el uso coloquial.

Hasta 1954 se definió asignando el valor 0 a la temperatura de congelación del agua, el valor 100 a la de temperatura de ebullición «ambas medidas a una atmósfera de presión» y dividiendo la escala resultante en 100 partes iguales, cada una de ellas definida como 1 grado. Estos valores de referencia son muy aproximados pero no correctos por lo que, a partir de 1954, se define asignando el valor 0,01 °C a la temperatura del punto triple del agua y definiendo 1 °C como la fracción 1/273,16 de la diferencia con el cero absoluto.

Conversión de unidades

La magnitud de un grado Celsius (1 °C) es equivalente a la magnitud de un Kelvin (1 K), puesto que esta unidad se define como igual a la primera. Sin embargo, las escalas son diferentes porque la escala Kelvin toma como valor 0 el cero absoluto. Dado que al cero absoluto corresponde un valor de -273,15 °C, la temperatura expresada en °C y K difiere en 273,15 unidades.

Escala Kelvin o absoluta

Artículo principal: [Kelvin](#)

En este caso, la escala fue establecida por la escala kelvin, donde el valor de 0° corresponde al [cero absoluto](#), temperatura en la cual las moléculas y átomos de un sistema tienen la mínima energía térmica posible. Ningún sistema macroscópico puede tener una temperatura inferior. En escala Celsius esta temperatura corresponde a -273 °C. Esta unidad de medida se lee Kelvin y se denota por [K]. Esta unidad se llama también Escala Absoluta y es también la unidad adoptada por el [Sistema Internacional de Unidades](#).

Dado que 0 K corresponden a -273,15 °C, se puede hallar una fórmula de conversión, entre la escala Celsius y la escala Kelvin, de la siguiente forma:

$$T_K = t_c + 273,15^\circ$$

donde la letra T representa la temperatura en Kelvin y la letra t_c representa la temperatura en grados Celsius.

Escala Fahrenheit

Artículo principal: [Grado Fahrenheit](#)

En esta escala también se utilizaron puntos fijos para construirla, pero en este caso fueron los puntos de solidificación y de ebullición del cloruro amónico en agua. Estos puntos se marcaron con los valores de 0 y 100 respectivamente. La unidad de esta escala se llama [grado Fahrenheit](#) y se denota por °F. Dado que en escala Celsius, los valores de 0 °C y 100 °C corresponden a 32 °F y 212 °F respectivamente, la fórmula de conversión de grados Celsius a Fahrenheit es:

$$t_f = \frac{9}{5}t_c + 32^\circ$$

aquí el símbolo t_f representa la temperatura en grados Fahrenheit y el símbolo t_c representa la temperatura en grados Celsius.

] Escala Rankine

Artículo principal: [Rankine](#)

Es una escala de temperaturas muy utilizada en los EE.UU., y es semejante a la escala Kelvin. Al igual que esta, presenta un cero en el cero absoluto, por lo que también es una «escala absoluta», con la diferencia de que los intervalos de grado son idénticos al intervalo de grado Fahrenheit.

$$T_R = \frac{9}{5}T_K = 1,8T_K$$

Sistema y ambiente

En el estudio de la termodinámica la atención está dirigida al interior de un sistema, aunque se adopte un punto de vista macroscópico, sólo se consideran aquellas magnitudes de este tipo que tienen relación con el estado interno del sistema. Para poder entender las magnitudes involucradas en este tema, se hace necesario definir los conceptos de **sistema** y **estado** de un sistema.

Sistema

Se puede definir un **sistema** como un conjunto de materia, que está limitado por una superficie, que le pone el observador, real o imaginaria. Si en el sistema no entra ni sale materia, se dice que se trata de un **sistema cerrado**, o **sistema aislado** si no hay intercambio de materia y energía, dependiendo del caso. En la naturaleza, encontrar un sistema estrictamente aislado es, por lo que sabemos, imposible, pero podemos hacer aproximaciones. Un sistema del que sale y/o entra materia, recibe el nombre de **abierto**. Ponemos unos ejemplos:

- **Un sistema abierto:** es cuando existe un intercambio de masa y de energía con los alrededores; es por ejemplo, un coche. Le echamos combustible y él desprende diferentes gases y calor.

- **Un sistema cerrado:** es cuando no existe un intercambio de masa con el medio circundante, sólo se puede dar un intercambio de energía; un reloj de cuerda, no introducimos ni sacamos materia de él. Solo precisa un aporte de energía que emplea para medir el tiempo.
- **Un sistema aislado:** es cuando no existe el intercambio ni de masa y energía con los alrededores; *¿Cómo encontrarlo si no podemos interactuar con él?* Sin embargo un termo lleno de comida caliente es una aproximación, ya que el envase no permite el intercambio de materia e intenta impedir que la energía (*calor*) salga de él. El universo es un sistema aislado, ya que la variación de energía es cero $\Delta E = 0$.

Medio externo

Se llama **medio externo** o **ambiente** a todo aquello que no está en el sistema pero que puede influir en él. Por ejemplo, consideremos una taza con agua, que está siendo calentada por un mechero. Consideremos un sistema formado por la taza y el agua, entonces el medio está formado por el mechero, el aire, etc.

Equilibrio térmico

Artículo principal: [Equilibrio térmico](#)

Toda sustancia por encima de los 0 kelvin (-273,15 °C) emite calor. Si dos sustancias en contacto se encuentran a diferente temperatura, una de ellas emitirá más calor y calentará a la más fría. El equilibrio térmico se alcanza cuando ambas emiten, y reciben *la misma cantidad de calor*, lo que iguala su temperatura.

- **Nota:** estrictamente sería la misma cantidad de calor por gramo, ya que una mayor cantidad de sustancia emite más calor a la misma temperatura.

Variables termodinámicas

Las variables que tienen relación con el estado interno de un sistema, se llaman **variables termodinámicas** o **coordenadas termodinámicas**, y entre ellas las más importantes en el estudio de la termodinámica son:

- la [masa](#)
- el [volumen](#)
- la [densidad](#)
- la [presión](#)
- la [temperatura](#)

En termodinámica es muy importante estudiar sus propiedades, las cuáles podemos dividirlas en dos:

- propiedades intensivas: son aquellas que no dependen de la cantidad de sustancia o del tamaño de un sistema, por lo que su valor permanece inalterado al subdividir el sistema inicial en varios subsistemas, por este motivo no son propiedades aditivas.
- propiedades extensivas: son las que dependen de la cantidad de sustancia del sistema, y son recíprocamente equivalentes a las intensivas. Una propiedad extensiva depende

por tanto del «tamaño» del sistema. Una propiedad extensiva tiene la propiedad de ser aditiva en el sentido de que si se divide el sistema en dos o más partes, el valor de la magnitud extensiva para el sistema completo es la suma de los valores de dicha magnitud para cada una de las partes.

Algunos ejemplos de propiedades extensivas son la masa, el volumen, el peso, cantidad de sustancia, energía, entropía, entalpía, etc. En general el cociente entre dos magnitudes extensivas nos da una magnitud intensiva, por ejemplo la división entre masa y volumen nos da la densidad.

Estado de un sistema

Un sistema que puede describirse en función de coordenadas termodinámicas se llama sistema termodinámico y la situación en la que se encuentra definido por dichas coordenadas se llama estado del sistema.

Equilibrio térmico

Un estado en el cual dos coordenadas termodinámicas independientes X e Y permanecen constantes mientras no se modifican las condiciones externas se dice que se encuentra en equilibrio térmico. Si dos sistemas se encuentran en equilibrio térmico se dice que tienen la misma [temperatura](#). Entonces se puede definir la temperatura como una propiedad que permite determinar si un sistema se encuentra o no en equilibrio térmico con otro sistema.

El equilibrio térmico se presenta cuando dos cuerpos con temperaturas diferentes se ponen en contacto, y el que tiene mayor temperatura cede energía térmica en forma de calor al que tiene más baja, hasta que ambos alcanzan la misma temperatura.

Algunas definiciones útiles en termodinámica son las siguientes.

Foco térmico

Un foco térmico es un sistema que puede entregar y/o recibir [calor](#), pero sin cambiar su temperatura.

Contacto térmico

Se dice que dos sistemas están en contacto térmico cuando puede haber transferencia de calor de un sistema a otro.

Procesos termodinámicos

Artículo principal: [Proceso termodinámico](#)

Se dice que un sistema pasa por un proceso termodinámico, o transformación termodinámica, cuando al menos una de las coordenadas termodinámicas no cambia. Los procesos más importantes son:

- [Procesos isotérmicos](#): son procesos en los que la temperatura no cambia.
- [Procesos isobáricos](#): son procesos en los cuales la presión no varía.

- **Procesos isócoros:** son procesos en los que el volumen permanece constante.
- **Procesos adiabáticos:** son procesos en los que no hay transferencia de calor alguna.
- **Procesos diatermicos:** son procesos que dejan pasar el calor fácilmente.

Por ejemplo, dentro de un termo donde se colocan agua caliente y cubos de hielo, ocurre un [proceso adiabático](#), ya que el agua caliente se empezará a enfriar debido al hielo, y al mismo tiempo el hielo se empezará a derretir hasta que ambos estén en equilibrio térmico, sin embargo no hubo transferencia de calor del exterior del termo al interior por lo que se trata de un proceso adiabático.

Rendimiento termodinámico o eficiencia

Artículo principal: [Rendimiento térmico](#)

Un concepto importante en la ingeniería térmica es el de [rendimiento](#). El rendimiento de una [máquina térmica](#) se define como:

$$\eta = \frac{|E_{\text{salida}}|}{|E_{\text{entrada}}|}$$

donde, dependiendo del tipo de máquina térmica, estas energías serán el calor o el trabajo que se transfieran en determinados subsistemas de la máquina.

Teorema de Carnot

Artículo principal: [Ciclo de Carnot](#)

[Nicolas Léonard Sadi Carnot](#) en [1824](#) demostró que el rendimiento de alguna máquina térmica que tuviese la máxima eficiencia posible (a las que en la actualidad se denotan con su nombre) y que operase entre dos *termostatos* ([focos](#) con temperatura constante), dependería sólo de las temperaturas de dichos focos. Por ejemplo, el rendimiento para un [motor térmico](#) de Carnot viene dado por:

$$\eta_{mC} = 1 - \frac{T_f}{T_c}$$

donde T_c y T_f son las temperaturas del termostato caliente y del termostato frío, respectivamente, medidas en [Kelvin](#).

Este rendimiento máximo es el correspondiente al de una máquina térmica reversible, la cual es sólo una idealización, por lo que cualquier máquina térmica construida tendrá un rendimiento menor que el de una máquina reversible operando entre los mismos focos.

$$\eta_{m.t.reversible} > \eta_{m.t.irreversible}$$

Dilatación térmica

Artículo principal: [Dilatación térmica](#)

La dilatación térmica corresponde al efecto en el cual, las sustancias se «agrandan» al aumentar la temperatura. En objetos sólidos, la dilatación térmica produce un cambio en

las dimensiones lineales de un cuerpo, mientras que en el caso de líquidos y gases, que no tienen forma permanente, la dilatación térmica se manifiesta en un cambio en su volumen.

Dilatación lineal

Consideremos primero la dilatación térmica de un objeto sólido, cuyas dimensiones lineales se pueden representar por l_0 , y que se dilata en una cantidad ΔL . Experimentalmente se ha encontrado que para casi todas las sustancias y dentro de los límites de variación normales de la temperatura, la dilatación lineal ΔL es directamente proporcional al tamaño inicial l_0 y al cambio en la temperatura Δt , es decir:

$$\Delta L = \alpha l_0 \Delta t \Rightarrow \alpha = \frac{1}{l_0} \frac{\Delta L}{\Delta t}$$

donde α se llama **coeficiente de dilatación lineal**, cuya unidad es el recíproco del grado, es decir $[^{\circ}\text{C}]^{-1}$.

Dilatación superficial

Es el mismo concepto que el de dilatación lineal salvo que se aplica a cuerpos a los que es aceptable y preferible considerarlos como regiones planas; por ejemplo, una plancha metálica. Al serle transmitida cierta cantidad de calor la superficie del objeto sufrirá un incremento de área: ΔA .

$$\Delta A = \gamma A_0 \Delta t \Rightarrow \gamma = \frac{1}{A_0} \frac{\Delta A}{\Delta t}$$

donde γ se llama **coeficiente de dilatación superficial**.

Dilatación volumétrica

La dilatación volumétrica de un líquido o un gas se observa como un cambio de volumen ΔV en una cantidad de sustancia de volumen V_0 , relacionado con un cambio de temperatura Δt . En este caso, la variación de volumen ΔV es directamente proporcional al volumen inicial V_0 y al cambio de temperatura Δt , para la mayor parte de las sustancias y dentro de los límites de variación normalmente accesibles de la temperatura, es decir:

$$\Delta V = \beta V_0 \Delta t \Rightarrow \beta = \frac{1}{V_0} \frac{\Delta V}{\Delta t}$$

donde β se llama **coeficiente de dilatación volumétrica**, medida en la misma unidad que el coeficiente de dilatación lineal 2α .

Se puede demostrar fácilmente usando el álgebra que:

$$\beta \approx 3\alpha$$

Análogamente se puede obtener el **coeficiente de dilatación superficial** γ dado por:

$$\gamma \approx 2\alpha$$