UNIVERSIDAD TECNOLOGICA DEL PERU

FISICA QUIMICA

2018 - 1

SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA. ENTROPÍA RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS

Segundo principio de la termodinámica

Es una de las leyes más importantes de la **física**; aún pudiéndose formular de muchas maneras todas llevan a la explicación del concepto de **irreversibilidad** y al de **entropía**. Este último concepto, cuando es tratado por otras ramas de la física, sobre todo por la **mecánica estadística** y la **teoría de la información**, queda ligado al **grado de desorden de la materia** y **la energía de un sistema**. La termodinámica, por su parte, no ofrece una explicación física de la entropía, que queda **asociada a la cantidad de energía no utilizable de un sistema**. Sin embargo, esta interpretación meramente fenomenológica de la entropía es totalmente consistente con sus **interpretaciones estadísticas**. Así, **tendrá más entropía el agua en estado gaseoso con sus moléculas dispersas y alejadas unas de las otras que la misma en estado líquido** con sus moléculas más juntas y más ordenadas.

El punto capital del segundo principio es que, como ocurre con toda la **teoría termodinámica**, se refiere única y exclusivamente a **estados de equilibrio**.

Según el **segundo principio**, cuando se tiene un sistema que **pasa de un estado de equilibrio A a otro B**, la **cantidad de entropía en el estado de equilibrio B será la máxima posible.** Inevitablemente mayor a la del estado de equilibrio A.

Evidentemente, el sistema sólo hará trabajo cuando esté en el tránsito del estado de equilibrio A al B y no cuando se encuentre en uno de estos estados.

Sin embargo, **si el sistema era cerrado**, su energía y cantidad de materia no han podido variar; si la entropía debe de maximizarse en cada transición de un estado de equilibrio a otro, y **el desorden interno del sistema debe aumentar**, se ve claramente un límite natural: cada vez costará más extraer la misma cantidad de trabajo, pues según la **mecánica estadística** el desorden equivalente debe aumentar exponencialmente.

Aplicado este concepto a un fenómeno de la naturaleza como por ejemplo la **vida de las estrellas**, las mismas, al convertir el **hidrógeno**, su combustible principal, en **helio** generan luz y calor. Al **fusionar los núcleos de hidrógeno** en su interior la estrella libera la **energía suficiente para producirlos a esa intensidad**; sin embargo, cuando intenta fusionar los núcleos de Helio no consigue liberar la misma cantidad de energía que obtenía cuando fusionaba los núcleos de hidrógeno.

Cada vez que la estrella fusiona los núcleos de un elemento obtiene otro que le es más inútil para obtener energía y por ende la estrella muere, y en ese orden de ideas la materia que deja atrás ya no servirá para generar otra estrella.

Es así como el segundo principio de la termodinámica se ha utilizado para explicar el fin del universo.

La entropía de un sistema es una magnitud física abstracta que la **mecánica estadística** identifica con el **grado de desorden molecular interno de un sistema físico**.

La **termodinámica clásica**, en cambio, la define como la **relación entre el calor transmitido y la temperatura a la que se transmite**. La termodinámica axiomática define a la entropía como una cierta función – **a priori, de forma desconocida** –, que depende de los llamados "**parámetros característicos**" del sistema, y que sólo puede definirse para los estados de equilibrio del sistema.

Dichos parámetros característicos se establecen a partir de un postulado derivado del **primer principio de la termodinámica**, llamado a veces el **principio de estado**. Según éste, el estado de equilibrio de un sistema queda totalmente definido por medio de la **energía interna** del sistema, su **volumen** y su **composición molar**. Cualquier otro parámetro termodinámico, como podrían serlo la **temperatura** o la **presión**, se define como una función de dichos parámetros. Así, **la entropía será también una función de dichos parámetros**.

El segundo principio de la termodinámica establece que dicha **entropía sólo puede definirse para estados de equilibrio termodinámico.**

y que de entre todos los estados de equilibrio posibles –que vendrán definido por los parámetros característicos–, sólo se puede dar el que, de entre todos ellos, **maximiza la entropía**.

Las consecuencias de este enunciado son sutiles: al considerar un sistema cerrado tendente al equilibrio, los estados de equilibrio posibles incluyen todos aquellos que sean compatibles con los límites o contornos del sistema. Entre ellos se encuentra, evidentemente, el estado de equilibrio de partida. Si el sistema varía su estado de equilibrio desde el de partida a otro, ello es debido a que la entropía del nuevo estado es mayor que la del estado inicial; si el sistema cambia de estado de equilibrio, su entropía sólo puede aumentar. Por tanto, la **entropía de un sistema aislado termodinámicamente** sólo puede incrementarse. Suponiendo que el universo partió de un estado de equilibrio, que en todo instante de tiempo el universo no se aleja demasiado del equilibrio termodinámico y que el **universo** es un **sistema aislado**, el segundo principio de la termodinámica puede formularse de la siguiente manera:

La cantidad de entropía del universo tiende a incrementarse con el tiempo.

Sin embargo, la **termodinámica axiomática** no reconoce al **tiempo** como una variable termodinámica. Formalmente, la entropía sólo puede definirse para estados en equilibrio. En el proceso que va de un estado de equilibrio a otro no hay estados de equilibrio, por lo que la entropía en dichos estados de no-equilibrio no puede definirse sin incurrir en inconsistencias formales dentro de la propia termodinámica. Cuando se hace, es debido a que se ha presupuesto que en el proceso de un estado de equilibrio a otro se ha pasado por infinitos estados intermedios de equilibrio, procedimiento que permite introducir al tiempo como parámetro. Cuanto el estado de equilibrio final sea aquél de **máxima entropía** posible, no se habrá incurrido en una inconsistencia frontal. La formulación clásica defiende que el cambio en la entropía S es siempre mayor o igual — exclusivo para procesos reversibles — que la transferencia de calor Q producida, dividido por la temperatura de equilibrio T del sistema:

$$dS \geq \frac{\delta Q}{T}$$

El segundo principio surgió, en plena **Revolución Industrial** en el contexto de las máquinas térmicas como una explicación empírica de por qué éstas se comportaban de una manera determinada y no de otra. En efecto, aunque parezca trivial, siempre se observaba, por ejemplo, que para **calentar una caldera era necesario emplear combustible ardiendo a mayor temperatura que la de la caldera**; sin embargo, jamás se observaba que la caldera se calentara tomando energía de su entorno, el cual a su vez se enfriaría. De hecho, podría razonarse que, en virtud del **primer principio de la termodinámica**, nada impide que, espontáneamente, sea posible extraer calor de un cuerpo frío, por ejemplo a 200K, para transmitírselo a otro caliente, por ejemplo a 1000K: basta con que se cumpla el balance energético correspondiente, a consecuencia del cual, el cuerpo frío se enfriaría aún más, y el caliente se calentaría más aún. Sin embargo, todo esto es contrario a toda experiencia; y aunque parezca común y hasta trivial, tenía un extraordinario impacto en las máquinas empleadas en la Revolución Industrial:

Sin embargo, las **máquinas térmicas** parecían obedecer una determinada ley, que se materializó en el segundo principio: para producir trabajo mecánico, era necesario aportar energía adicional (el **combustible**), que a su vez **era siempre mayor** que la cantidad de **trabajo extraído**. El concepto de **máquina térmica** aparece así íntimamente **ligado al enunciado inicial del segundo principio**.

Una máquina térmica es aquella que provee de **trabajo** eficaz gracias a la diferencia de temperaturas entre dos cuerpos. Dado que cualquier **máquina termodinámica** requiere una diferencia de temperatura, se deriva pues que **ningún trabajo útil puede extraerse de un sistema aislado en equilibrio térmico**, esto es, se requerirá de la alimentación de energía del exterior. Ese principio empírico, extraído de la observación continua de cómo funciona el universo, constituye uno de los primeros **enunciados del Segundo Principio de la Termodinámica**: ***es imposible*** *todo proceso cíclico* ***cuyo único resultado*** *sea la* ***absorción de energía en forma de calor*** *procedente de un foco térmico (o reservorio o depósito térmico), y la* ***conversión, de toda ésta energía en forma de calor, en energía en forma de trabajo*****.**

Enunciados clásicos

La segunda ley de la termodinámica ha sido expresada de muchas maneras diferentes. **Clausius** fue el primero, basándose en los resultados de **Carnot**:

Es imposible que una máquina, sin ayuda mecánica externa, transfiera calor de un cuerpo a otro más caliente.

Desechada la teoría del **calórico**, en 1851, **Kelvin** ofrece un nuevo enunciado:

Es imposible construir un dispositivo que, utilizando un fluido inerte,
***pueda producir trabajo efectivo causado por el enfriamiento del cuerpo más frío de que se disponga*.**

Más tarde **Planck**, basándose en los estudios de **Kelvin** establece un enunciado muy sencillo:

Es imposible construir una máquina que no haga otra cosa que elevar un peso
***y causar el correspondiente enfriamiento en una fuente térmica*.**

Finalmente, en **1909**, el enunciado más formal sería el del matemático **Constantin Carathéodory**

En cada vecindad arbitrariamente próxima a un estado inicial dado, existen estados a los que,
***mediante procesos adiabáticos, no se pueden acercar tanto como se quiera*.**

"es imposible construir una máquina térmica que, operando en un ciclo, no tenga otro efecto que absorber la energía térmica de una fuente y realizar la misma cantidad de trabajo".

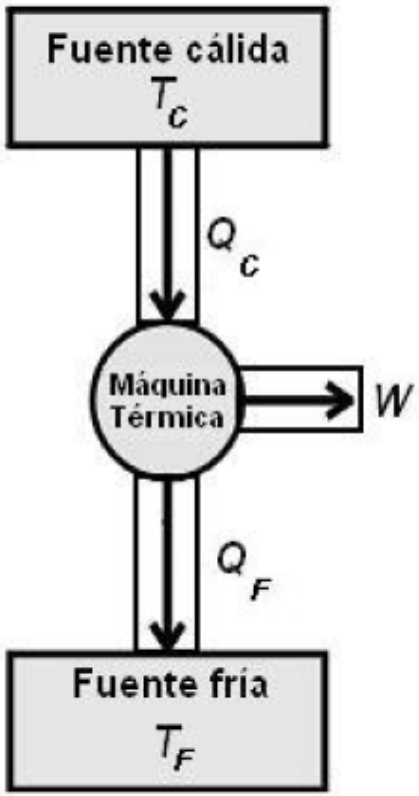


Figura 15.1 Representación esquemática de una máquina térmica.

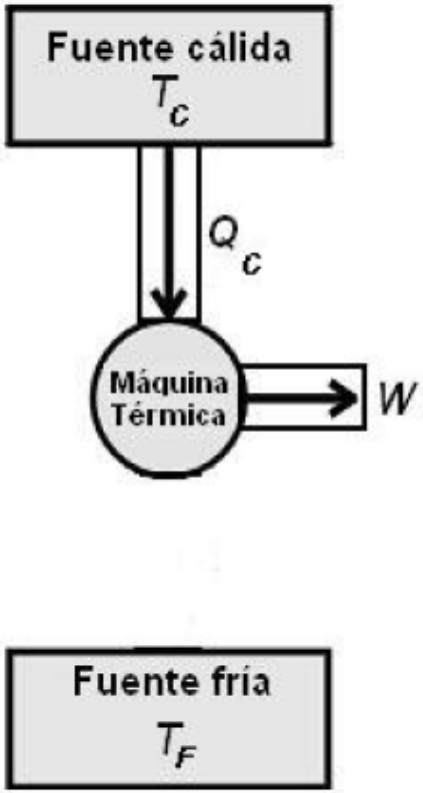


Figura 15.2 Representación esquemática de una máquina térmica imposible de construir.

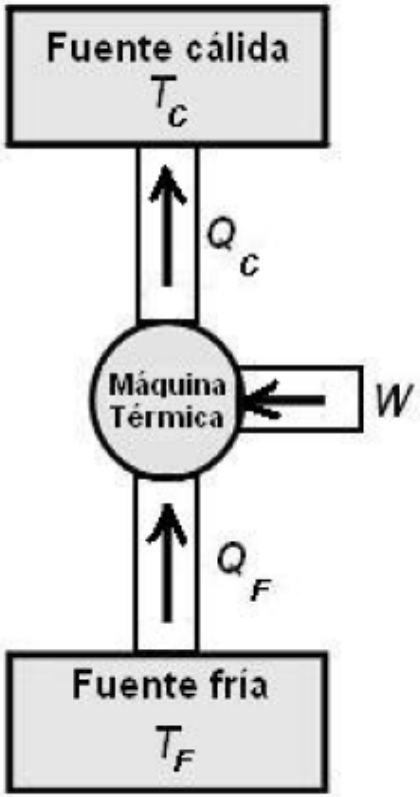


Figura 15.3 Representación esquemática de un refrigerador.

Esto es equivalente a afirmar que "*es imposible construir una máquina de movimiento perpetuo (móvil perpetuo) de segunda clase*", es decir, una máquina que pudiera violar la segunda ley de la termodinámica. (Una máquina de movimiento perpetuo de primera clase es aquella que puede violar la primera ley de la termodinámica (conservación de la energía), también es imposible construir una máquina de este tipo). La figura 15.2 es un diagrama esquemático de una máquina térmica perfecta imposible de construir.

Un refrigerador es una máquina térmica que opera en sentido inverso, como se muestra de manera esquemática en la figura 15.3. La máquina absorbe calor Q_F de la fuente fría y entrega calor Q_C a la fuente cálida. Esto sólo puede ser posible si se hace trabajo sobre el refrigerador. De la primera ley, se ve que el calor cedido a la fuente caliente debe ser igual a la suma del trabajo realizado y el calor absorbido de la fuente fría. Por lo tanto, se ve que el refrigerador transfiere calor del cuerpo más frío a un cuerpo más cálido (la cocina).

Algunos **corolarios** del principio, a veces empleados como enunciados alternativos, serían:

«Ningún proceso cíclico es tal que el sistema en el que ocurre y su entorno puedan volver a la vez al mismo estado del que partieron».

«En un sistema aislado, ningún proceso puede ocurrir si a él se asocia una disminución de la entropía total del sistema.»

Visualmente, el **segundo principio** se puede expresar imaginando una caldera de un **barco de vapor**. Ésta no podría producir trabajo si no fuese porque el vapor se encuentra a **temperaturas y presión elevadas comparados con el medio que la rodea**.

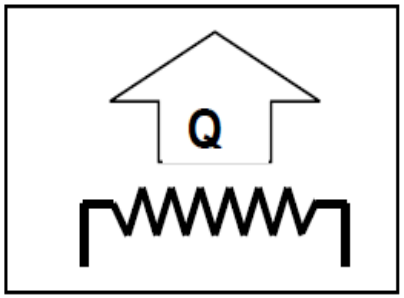
Matemáticamente, se expresa así:

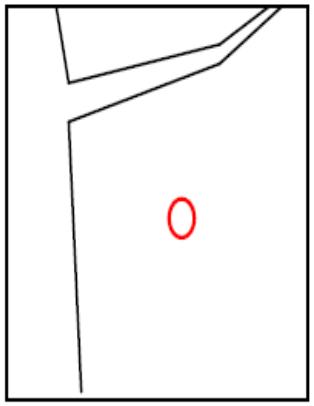
$$\frac{dS}{dt} \geq 0 \qquad (1)$$

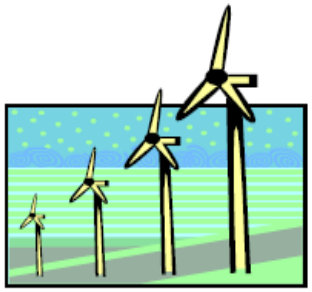
donde ***S*** es la **entropía** y el **símbolo de igualdad sólo existe cuando la entropía se encuentra en su valor máximo** (en equilibrio).

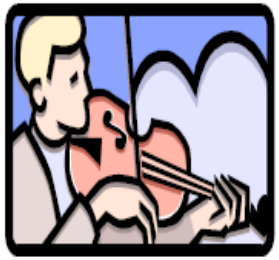
SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA

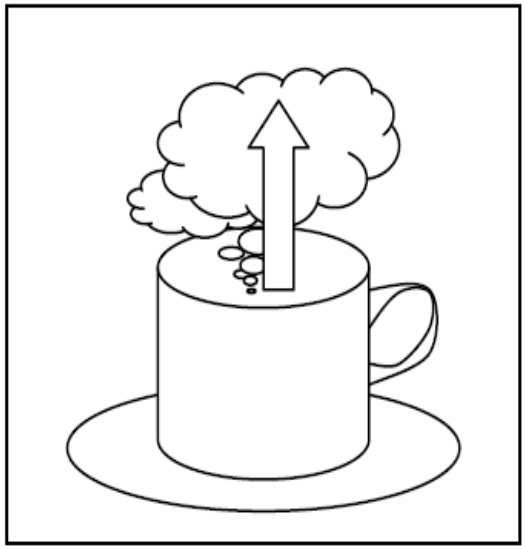
EXPERIENCIA:









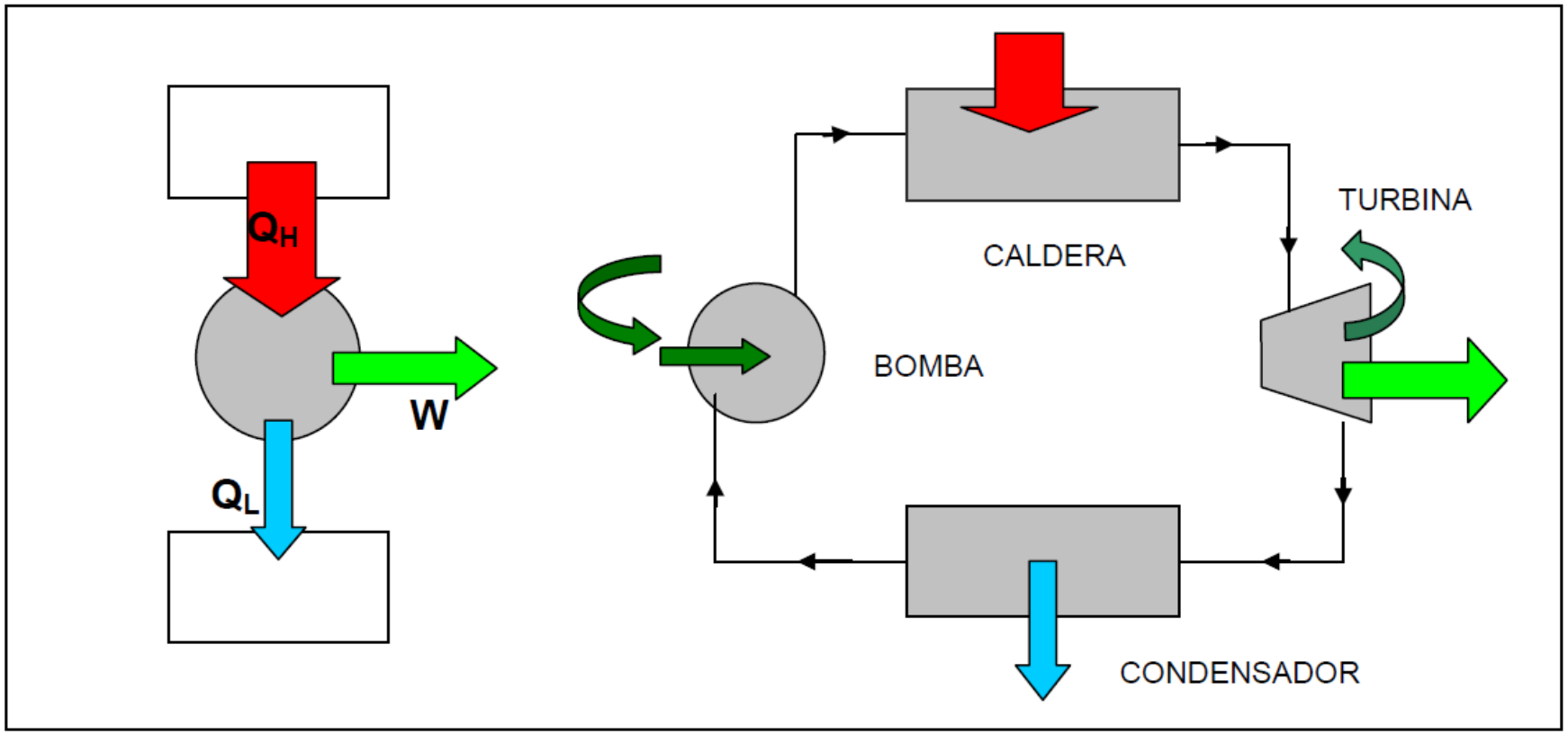


Dos consecuencias empíricas y el sentido de evolución de los procesos:
Siempre se observa transferencia de energía térmica desde un sistema de mayor temperatura a otro con menor temperatura, y aunque la 1ª Ley lo permite, nunca se observa el caso contrario.
Siempre es posible transformar todo el trabajo en calor, pero nunca se ha conseguido transformar todo el calor en trabajo, aunque la 1ª Ley lo permita.
Hay procesos que sólo pueden seguirse en una dirección y no en la opuesta:

El objeto de la segunda Ley termodinámica es establecer la posible evolución de un proceso.

DEFINICIONES: Baño, depósito o fuente térmica; Baño, depósito o sumidero térmico, baño frío, baño caliente.

Maquina térmica: Sistema termodinámico que recibe calor (**Q_H**) de un baño caliente, cede calor (**Q_L**) a un baño frío y produce trabajo (**W**), todo ello en un proceso **cíclico**. Ejemplo de una central eléctrica junto con el diagrama general de las máquinas térmicas:



Dos advertencias:

* El fluido que sigue el ciclo es el mismo en la central eléctrica, pero no tiene porque ser así como ocurre en los motores de combustión como veremos.

* Por definición Q_H, Q_L y W se toman como cantidades positivas (naturalmente esto genera confusión y hay que tener cuidado: cuando se use la 1ª Ley como el calor Q_L sale del sistema (o VC) habrá que poner un signo negativo).

La 1ª Ley establece que: $\Delta U = Q - W = Q_H - Q_L - W$, como el proceso es un ciclo ($\Delta U = 0$):

$$\mathbf{Q_H - Q_L = W}$$

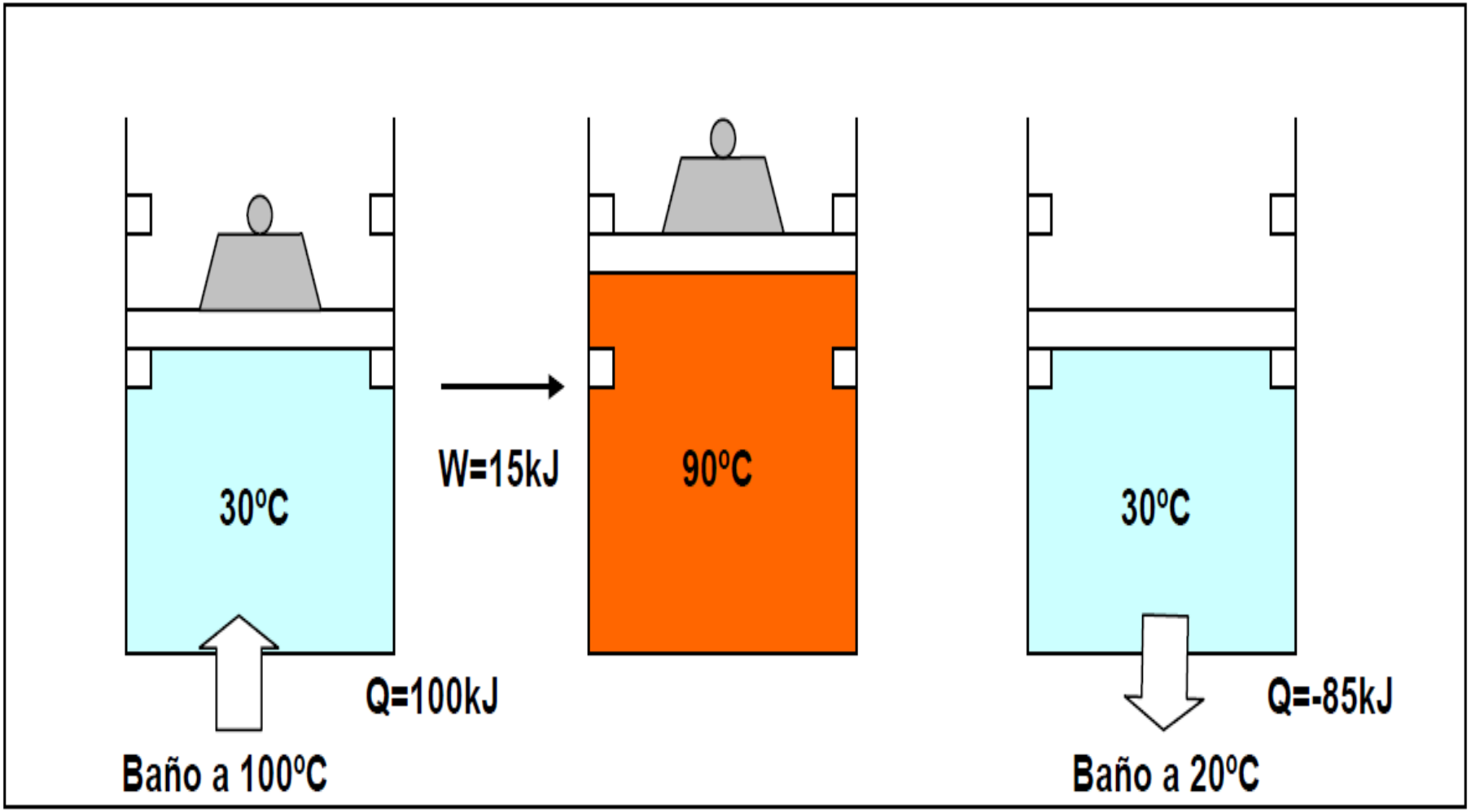
No todas las máquinas obtienen el mismo trabajo consumiendo el mismo calor y por tanto, se define **rendimiento o eficiencia** de una máquina al cociente entre lo que se desea (trabajo) y lo que se gasta (Q_H):

$$\eta = W/Q_H = (Q_H - Q_L)/Q_H = 1 - Q_L/Q_H,$$

que necesariamente tiene que ser $\eta < 1$ (si fuera igual a 1 $\Rightarrow Q_L = 0$ y todo el calor se ha convertido en trabajo, algo que no ocurre nunca como hemos visto).

¿Dónde está el origen de la pérdida de energía Q_L?

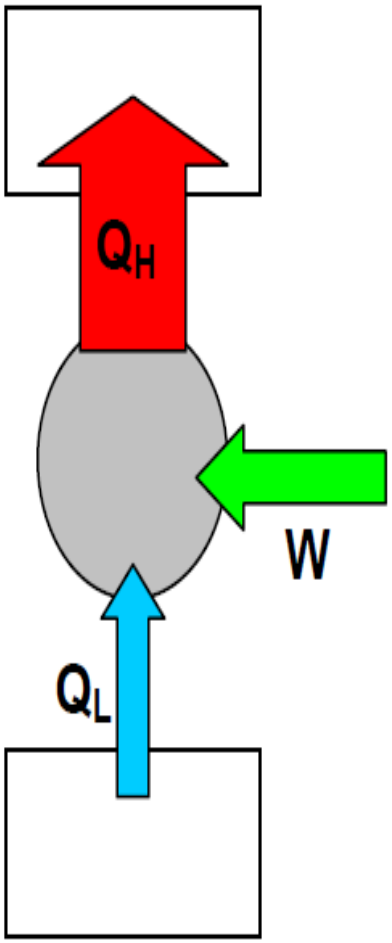
Hay dos causas: una es debida a la fricción y que puede ser reducida en principio sin límite, es una cuestión de técnica. Otra es inevitable y forma parte del comportamiento de la materia: la segunda ley nos enseña a saber hasta donde podemos llegar para aumentar el rendimiento al máximo posible, que nunca será UNO. El siguiente proceso muestra claramente la imposibilidad de eliminar todas las pérdidas en un proceso cíclico.

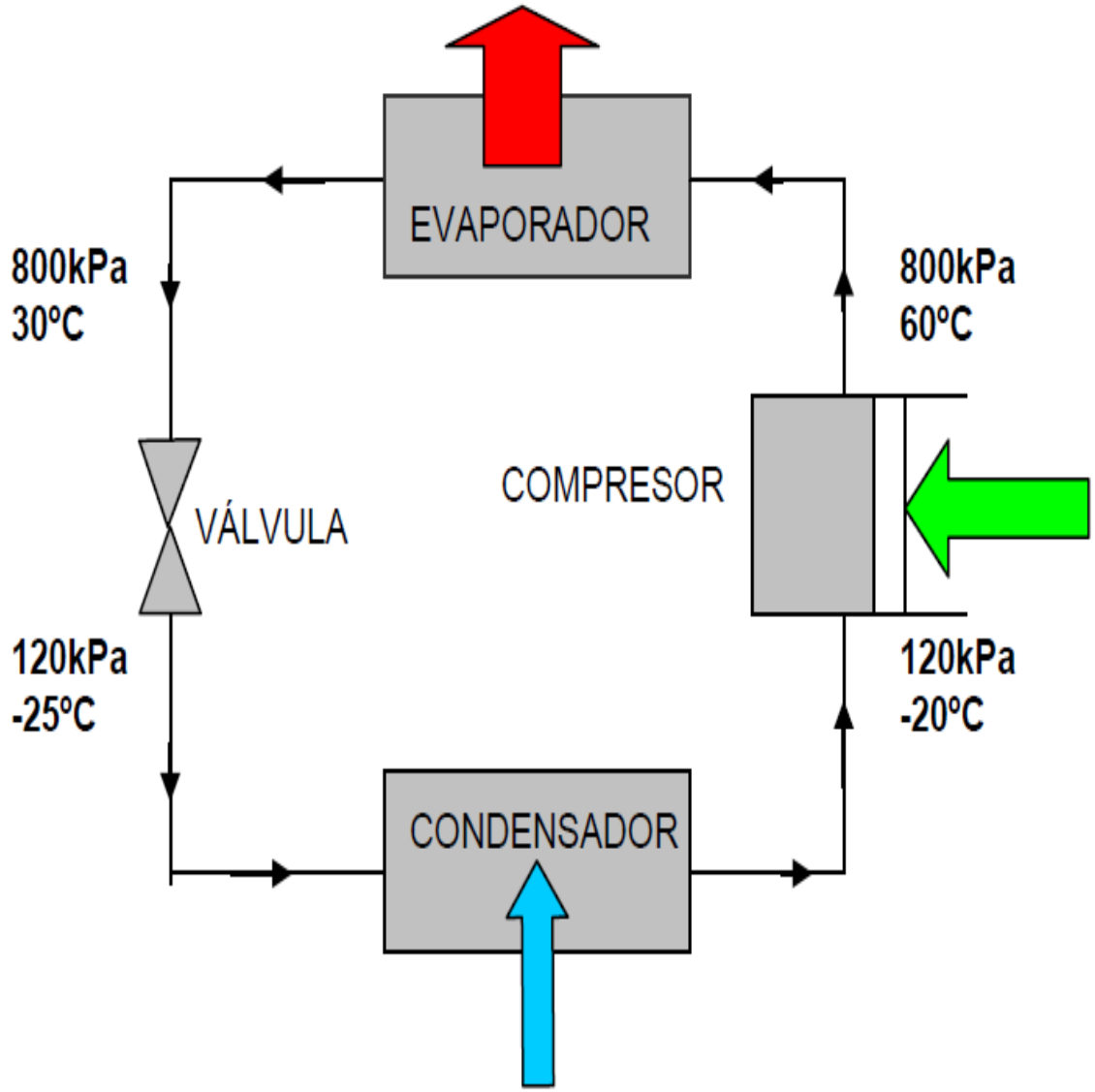


De lo dicho podemos concluir con el enunciado de Kelvin-Planck de la 2ª Ley:

Es imposible para cualquier máquina térmica recibir calor de un baño caliente, producir trabajo y no ceder nada de calor a un baño frío.

REFRIGERADORES Y BOMBAS DE CALOR:





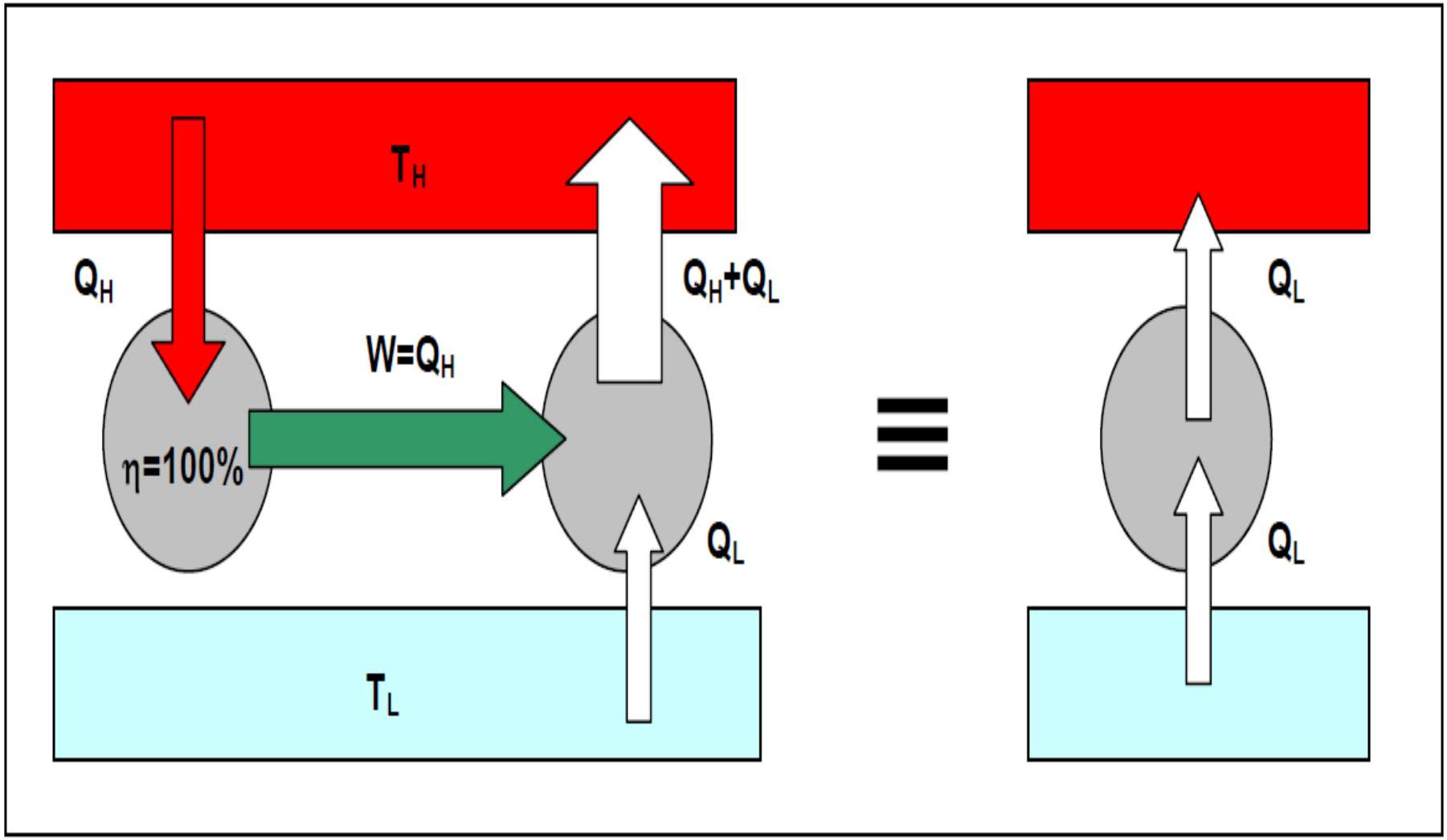
Son "máquinas térmicas" usadas en la dirección opuesta: gastando trabajo, W, se saca energía de un baño frió, Q_L, y se cede calor, Q_H, a un baño caliente. La 1ª Ley exige que $\mathbf{W+Q_L=Q_H}$, es decir $Q_H>Q_L$

Según se utilice para enfriar el baño frío o calentar el caliente se llama refrigerador o bomba de calor respectivamente. Los acondicionadores de aire suelen actuar de las dos formas mediante un sistema de controles de forma que en invierno enfrían la calle para calentar la casa y en verano al revés.

Coeficientes de operación o rendimiento (NO ES LO MISMO QUE η)
COP(refrigerador) =energía deseada/coste energético $=Q_L/W = 1/(Q_H/Q_L - 1)$
que puede ser mayor que 1.
COP(bomba de calor)=energía deseada/coste energético= $Q_H/W = 1/(1 - Q_L/Q_H)$
que es necesariamente mayor que 1

De lo dicho podemos concluir con otro enunciado de la 2ª Ley debido a Clausius:
Es imposible para cualquier máquina térmica recibir calor de un baño frío y cederlo a un baño caliente sin gasto de trabajo.

Equivalencia entre los dos enunciados



Movimientos perpetuos de primera y segunda especie: máquinas que violan el premier o el segundo principio de la termodinámica.

Entropía

En **termodinámica**, la **entropía** (simbolizada como ***S***) es una **magnitud física** que, mediante cálculo, permite determinar la parte de la **energía** que no puede utilizarse para producir **trabajo**. Es una **función de estado** de carácter **extensivo** y su valor, en un **sistema aislado**, crece en el transcurso de un proceso que se dé de forma natural. La entropía describe lo **irreversible** de los sistemas **termodinámicos**. La palabra ***entropía*** procede del **griego** y significa **evolución o transformación**. Fue **Rudolf Clausius** quien le dio nombre y la desarrolló durante la década de 1850; y **Ludwig Boltzmann**, quien encontró en 1877 la manera de expresar matemáticamente este concepto, desde el punto de vista de la probabilidad.

La **entropía** puede interpretarse como una medida de la distribución **aleatoria** de un sistema. Se dice que **un sistema altamente distribuido al azar tiene alta entropía.**

La **variación de entropía** nos muestra la **variación del orden molecular** ocurrido en una **reacción química**. Si el incremento de entropía es positivo, los **productos** presentan un mayor desorden molecular (**mayor entropía**) que los **reactivos**. En cambio, cuando el incremento es negativo, los productos son más ordenados. Hay una relación entre la entropía y la espontaneidad de una reacción química, que viene dada por la **energía de Gibbs**.

Entropía y termodinámica

Esta idea de desorden termodinámico fue plasmada mediante una **función** ideada por **Rudolf Clausius** a partir de un proceso cíclico reversible. En todo proceso **reversible** la **integral curvilínea** de

$$\frac{\delta Q}{T}$$

sólo depende de los estados inicial y final, con independencia del camino seguido (δQ es la cantidad de calor absorbida en el proceso en cuestión y ***T*** es la **temperatura absoluta**). Por tanto, ha de existir una **función** del estado del sistema, **S = f(P,V,T),** denominada ***entropía***, cuya variación en un proceso reversible entre los estados 1 y 2 es:

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \int_1^2 \frac{\delta Q}{T}$$

Téngase en cuenta que, como el **calor** no es una función de estado, se usa ***δQ***, en lugar de ***dQ***. La entropía física, en su forma clásica, está definida por la ecuación siguiente:

$$dS = \frac{\delta Q}{T}$$

o, más simplemente, cuando no se produce variación de **temperatura** (**proceso isotérmico**):

$$S_2 - S_1 = \frac{Q_{1\to 2}}{T}$$

donde ***S*** es la entropía, $Q_{1\to 2}$ la cantidad de **calor** intercambiado entre el sistema y el entorno y ***T*** la temperatura absoluta en **kelvin**.

Unidades: S=[cal/K]

Los números 1 y 2 se refieren a los estados iniciales y finales de un sistema termodinámico.

El significado de esta ecuación es el siguiente:

Cuando un sistema termodinámico pasa, en un proceso reversible e isotérmico, del estado 1 al estado 2, el **cambio** en su entropía es igual a la cantidad de **calor** intercambiado entre el sistema y el medio dividido por su **temperatura** absoluta.

De acuerdo con la ecuación, si el calor se transfiere al sistema, también lo hará la entropía, en la misma dirección. Cuando la temperatura es más alta, el flujo de calor que entra produce un aumento de entropía menor. Y viceversa.

Las unidades de la entropía, en el **Sistema Internacional**, son el J/K (o Clausius), definido como la variación de entropía que experimenta un sistema cuando absorbe el calor de 1 **Joule** (unidad) a la temperatura de 1 **Kelvin**.

Entropía y reversibilidad

La entropía global del sistema es la entropía del sistema considerado más la entropía de los alrededores. También se puede decir que la variación de entropía del universo, para un proceso dado, es igual a su variación en el sistema más la de los alrededores:

$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{entorno}}$$

Si se trata de un **proceso reversible**, ΔS (universo) es cero, pues el calor que el sistema absorbe o desprende es igual al **trabajo** realizado. Pero esto es una situación ideal, ya que para que esto ocurra los procesos han de ser extraordinariamente lentos, y esta circunstancia no se da en la naturaleza. Por ejemplo, en la expansión isotérmica (**proceso isotérmico**) de un gas, considerando el proceso como reversible, todo el calor absorbido del medio se transforma en trabajo y $Q = -W$. Pero en la práctica real el trabajo es menor, ya que hay pérdidas por rozamientos, por lo tanto, los procesos son irreversibles. Para llevar al sistema nuevamente a su estado original, hay que aplicarle un trabajo mayor que el producido por el gas, lo que da como resultado una transferencia de calor hacia el entorno, con un aumento de la entropía global. Como los procesos reales son siempre irreversibles, siempre aumentará la entropía. Así como ***la energía no puede crearse ni destruirse,*** la entropía puede crearse pero no destruirse. Es posible afirmar entonces que, *como el* ***Universo es un sistema aislado, su entropía crece constantemente con el tiempo***. Esto marca un sentido a la evolución del mundo físico, que se conoce como ***principio de evolución***.

Cuando la entropía sea máxima en el Universo, esto es, cuando exista un equilibrio entre todas las temperaturas y presiones, llegará la **muerte térmica del Universo** (enunciada por **Clausius**).

En el caso de sistemas cuyas dimensiones sean comparables a las dimensiones de las moléculas, la diferencia entre calor y trabajo desaparece y, por tanto, parámetros termodinámicos como la entropía, la temperatura y otros no tienen significado. Esto conduce a la afirmación de que el **segundo principio de la termodinámica** no es aplicable a estos microsistemas, porque realmente no son sistemas termodinámicos. Se cree que existe también un límite superior de aplicación del segundo principio, de tal modo que no se puede afirmar su cumplimiento en sistemas **infinitos como el Universo**, lo que pone en controversia la afirmación de Clausius sobre la muerte térmica del Universo.

1. Un mol de gas ideal realiza una expansión isotérmica de 20 atm a 1 atm. La temperatura es de 398,15 K. Calcular el cambio de entropía para el gas, los alrededores y el total, a) si el proceso es reversible; b) si el proceso es irreversible y la presión externa es igual a la presión final del gas.

Solución:

a) Si el proceso es reversible.

Calculamos primero el cambio de entropía para el sistema. Partimos de la definición de entropía, e integramos la ecuación considerando las condiciones del proceso a la temperatura se mantiene constante:

$$\Delta S_{sistema} = \frac{(\partial q_{reversible})_{sistema}}{T}$$

Debido a que la energía interna de un gas ideal solamente depende de la temperatura, $\Delta U = 0$ y por lo tanto

$$(q_{reversible})_{sistema} = -(w_{reversible})_{sistema}$$

$$(q_{reversible})_{sistema} = +nRT\ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) = -nRT\ln\left(\frac{P_2}{P_1}\right)$$

$$\Delta S_{sistema} = +nR\ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) = -nR\ln\left(\frac{P_2}{P_1}\right)$$

$\Delta S_{sistema} = +24{,}91$ J/K

Observamos que la entropía del sistema aumenta al aumentar el volumen.

Como se trata de un proceso reversible, debido a la Segunda Ley de la Termodinámica

$\Delta S_{universo} = 0$

$\Delta S_{universo} = \Delta S_{sistema} + \Delta S_{alrededores}$

$\Delta S_{sistemao} = -\Delta S_{alrededores}$

$\Delta S_{alrededores} = -24{,}91$ J/K

b) Si el proceso es irreversible.

Observemos que la entropía está definida en función del *calor reversible*

$$\Delta S_{sistema} = \frac{(\partial q_{reversible})_{sistema}}{T}$$

y por ello, al integrar obtenemos la misma ecuación que utilizamos para calcular el cambio de entropía del sistema en el proceso isotérmico irreversible:

$$\Delta S_{sistema} = +nR\ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) = -nR\ln\left(\frac{P_2}{P_1}\right)$$

$\Delta S_{sistema} = +24{,}91$ J/K

Como la entropía es función de estado, y tanto en el proceso reversible como en el irreversible el estado inicial y el estado final son iguales (como se muestra en la figura), el cambio de entropía del sistema es el mismo independientemente de la manera como se realiza el proceso.

Estado inicial	Proceso reversible	**Estado final**
P = 20 atm.	$\longrightarrow$	P = 1 atm.
T = 398,15 K	Presión externa = Presión del gas	T = 398,15 K
V = 0,0165 L		V = 3,31 L

Estado inicial	Proceso irreversible	**Estado final**
P = 20 atm.	$\longrightarrow$	P = 1 atm.
T = 398,15 K	Presión externa constante	T = 398,15 K
V = 0,0165 L		V = 3,31 L

Para calcular el cambio de entropía de los alrededores, partimos de la definición de entropía y usamos el calor reversible que los alrededores dan al sistema para poder realizar la expansión. Este calor reversible de los alrededores es igual al calor que el sistema utiliza para hacer el proceso irreversiblemente.

$$dS_{alrededores} = \frac{(\partial q_{reversible})_{alrededores}}{T} = \frac{-(\partial q_{irreversible})_{sistema}}{T}$$

La energía interna de un gas ideal solamente depende de la temperatura, entonces

$$(q_{reversible})_{alrededores} = -(q_{irreversible})_{sistema} = w$$

$$w = -P_{ext}\Delta V = -P_{ext}(V_2 - V_1)$$

$$\Delta S_{alrededores} = \frac{-P_{ext}(V_2 - V_1)}{T}$$

$$\Delta S_{alrededores} = -7{,}90 \text{ J/K}$$

$$\Delta S_{universo} = \Delta S_{sistema} + \Delta S_{alrededores} = +17{,}01 \text{ J/K}$$

Observamos que (de acuerdo con la Segunda Ley de la Termodinámica) en un proceso irreversible, la entropía del universo aumenta.

FIN