

La ciencia es una tentativa en el sentido de lograr que la caótica diversidad de nuestras experiencias sensoriales corresponda a un sistema lógicamente ordenado

Albert Einstein

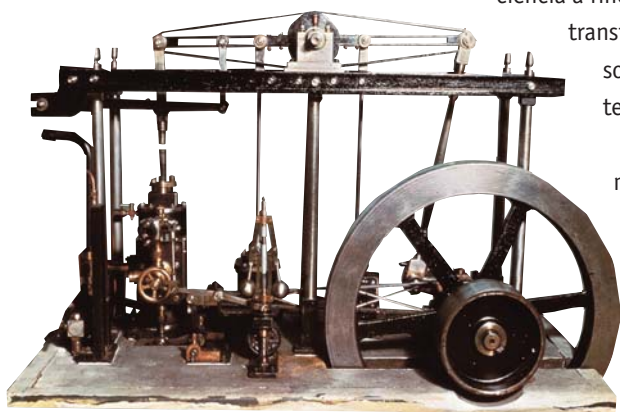
CONTENIDOS

- Termodinámica
- Los gases y la teoría cinético-molecular
- Energía interna de un sistema
- Relación entre trabajo, calor y energía interna
- Primer Principio de la Termodinámica
- Procesos termodinámicos
- Máquinas térmicas
- Segundo Principio de la Termodinámica
- Entropía
- Ciclo de Carnot
- Máquinas frigoríficas

9

TERMODINÁMICA

En la máquina de Watt el vapor se condensa en un recipiente especial llamado condensador y se conecta a un cilindro mediante un tubo que se cierra en sus extremos.



El mecánico inglés Thomás Savery (1650-1715), construyó en 1698 una máquina para bombear agua de las profundidades de las minas. Utilizó la presión del vapor para generar energía mecánica con fines industriales. La máquina de Savery fue perfeccionada por Thomas Newcomen (1663-1729) y se utilizó en muchos países europeos durante casi un siglo. El mecánico escocés James Watt (1736-1819), mientras reparaba una máquina de Newcomen, se dio cuenta de que el rendimiento de este sistema era poco satisfactorio. Por lo tanto, en 1765 construyó su propia máquina perfeccionando el mecanismo anterior.

Esa época fue decisiva para la física, ya que los científicos comprendieron que muchos fenómenos mecánicos, ópticos, eléctricos o magnéticos podían interpretarse con el mismo concepto de energía. En todos estos procesos se producen intercambios y transformaciones de energía en un mismo sistema o entre sistemas. Se desarrolló así la **termodinámica** como ciencia a fines del siglo XVIII y principios del XIX, debido a la necesidad de aprovechar las transformaciones de energía térmica y mecánica. Los aportes de la termodinámica son muy amplios si se desean conocer los principios energéticos de diversos sistemas, como por ejemplo, un motor, una máquina, un ecosistema, o el universo.

En el siglo XVII se aceptaba que el calor era una manifestación del movimiento. Los científicos de la época mantuvieron la idea de Galileo, que opinaba que el calor estaba asociado con la agitación de las pequeñas partículas de materia que componen a todos los cuerpos. Con la llegada del siglo XVIII se produjo un cambio de concepción sobre la teoría de la combustión, basada en la hipótesis de la existencia de una *materia ígnea*, sin peso, que poseerían la madera, el carbón y la pólvora, a la que llamaron **flogisto**.



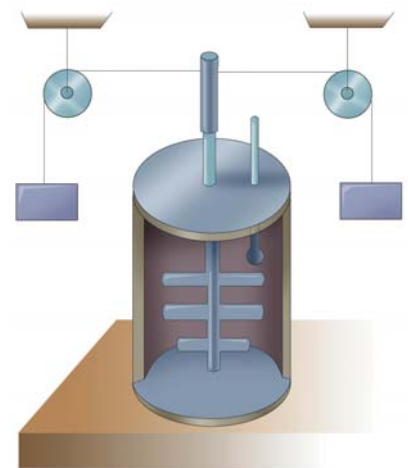
Cámara frigorífica.

Años más tarde, alrededor de 1787, el químico Joseph Louis Lavoisier (1736-1813) llamó **calórico** a esa sustancialidad de la materia que fluiría desde los cuerpos de mayor temperatura a los de menor temperatura. Sin embargo, la teoría del calórico fue fuertemente criticada en 1798 por Benjamin Thompson (1753-1814), quien contempló la gran cantidad de calor liberada al fabricar los cañones de guerra. Ordenó que se preparara un cañón de latón que introdujo en dos galones de agua fría que giraban contra una fresa de acero despuntada. La temperatura del agua aumentó hasta llegar a hervir. Los defensores de la teoría del calórico sostenían que el calórico era extraído del latón por la fresa, pero Thompson demostró que se podía seguir generando calor mientras se realizaba el trabajo. No era posible que el latón tuviese una cantidad inagotable de una sustancia como el calórico. Julius Robert Mayer, en su primer ensayo escrito en 1842, desafió también a la teoría del calórico y propuso que las distintas formas de energía eran cuantitativamente indestructibles y cualitativamente convertibles. Así comenzó a imponerse el concepto de energía sobre el del calórico.

Alrededor del 1850 el rigor de las investigaciones de James Prescott Joule (1818-1889), junto con la aceptación creciente de la teoría cinética, pusieron de manifiesto la equivalencia del trabajo y el calor, y dejaron atrás las ideas sobre el calórico. Joule utilizó un aparato con unas pesas que, al caer, hacían girar un conjunto de paletas sumergidas en agua. La disminución de la energía mecánica debida al rozamiento se calculaba a partir del peso de las pesas y las alturas de las cuales caían. Conociendo la masa de agua y el aumento de su temperatura pudo determinar la cantidad de calor equivalente al trabajo realizado por las pesas. Los resultados aportados fueron traducidos a las actuales unidades:

$$1 \text{ kcal} = 1000 \text{ cal} = 4186 \text{ joule}$$

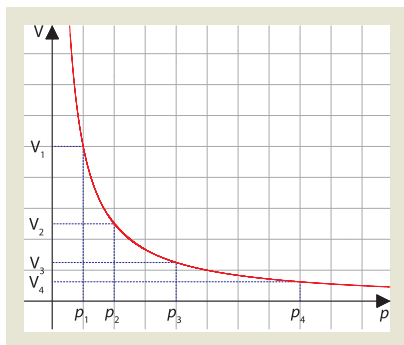
Es decir 4186 joule de energía, o 1000 cal, elevan 1 °C la temperatura de 1 kg de agua.



Aparato utilizado por Joule para medir el equivalente mecánico del calor.

Los gases

Una masa de gas ocupa un volumen que depende de las condiciones de presión y temperatura a las que se encuentra. Las leyes de los gases estudian el comportamiento de un gas si se mantienen constantes algunas magnitudes y se varían las restantes. Estas leyes, junto con la teoría cinético-molecular, permitieron establecer un modelo de partículas que se empleó para comprender y explicar la naturaleza de la materia.



Representación gráfica de la evolución de un gas a temperatura constante o isotérmica.

Ley de Boyle: evolución de un gas a temperatura constante

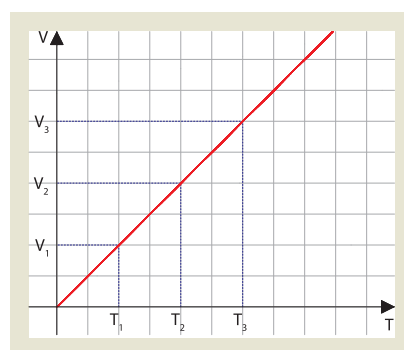
Robert Boyle (1627-1691) observó que si se comprime o se expande un gas a temperatura constante cuando la presión aumenta, el volumen se reduce y viceversa. Sus mediciones concluyeron en la ley que lleva su nombre y dice:

En una evolución a temperatura constante el volumen de una determinada masa de gas, es inversamente proporcional a la presión de ese gas.

La expresión matemática de esta ley es:

$$p \cdot V = K \quad \text{o bien} \quad p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

donde p indica la presión del gas, V su volumen y K es una constante.



Representación gráfica de la evolución de un gas a volumen constante o isobárica.

Ley de Charles y Gay-Lussac: evolución de un gas a presión constante

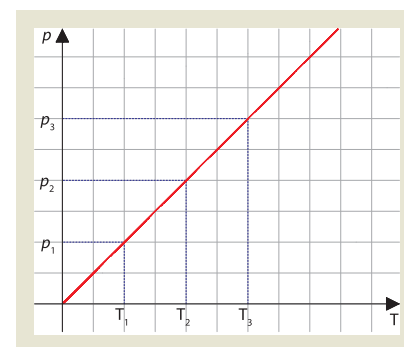
Jacques Charles (1746-1823) y Joseph Gay-Lussac (1778-1850) observaron que el volumen de un gas a presión constante disminuye a medida que desciende la temperatura. Las mediciones efectuadas llevaron a enunciar la ley que vincula el volumen con la temperatura absoluta:

En una evolución a presión constante el volumen de una determinada masa gaseosa es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

La expresión matemática es la siguiente:

$$\frac{V}{T} = K \quad \text{o bien} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

donde V es el volumen del gas, T la temperatura y K es constante.



Representación gráfica de la evolución de un gas a presión constante o isocórica.

Ley de Charles y Gay-Lussac: evolución de un gas a volumen constante

Cuando se encierra un gas en un recipiente de tal manera que su volumen se mantiene fijo y varía su temperatura, se observan variaciones de presión. La ley que describe esta situación indica que:

En la evolución de un gas a volumen constante, la presión de una determinada masa gaseosa es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

La expresión matemática es la siguiente:

$$\frac{p}{T} = K \quad \text{o bien} \quad \frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

donde p es la presión del gas, T la temperatura y K es constante.

Aplicación de las leyes de los gases

Un recipiente contiene 10 litros de gas a una presión de 1,5 atm. ¿Cuál será su volumen si manteniéndose la temperatura constante, la presión se eleva a 2 atm?

De este sistema se conocen: el estado inicial $V_1 = 10$ litros, $p_1 = 1,5$ atm y la presión en el estado final $p_2 = 2$ atm. Es necesario calcular el volumen del estado final, es decir, V_2 . A temperatura constante, según la ley de Boyle, se cumple que $p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot$

V_2 . Entonces, el volumen V_2 que se desea conocer es: $V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{p_2}$

Como un litro equivale a $1 \text{ dm}^3 = 1 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ y una atmósfera de presión normal equivale a $101\,300 \text{ Pa}$ o bien $101\,300 \text{ N/m}^2$, entonces:

$$V_2 = \frac{1,5 \cdot 101\,300 \text{ N/m}^2 \cdot 10 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{2 \cdot 101\,300 \text{ N/m}^2} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 7,5 \text{ litros}$$

Ecuación general de los gases ideales

Se dice que un gas se comporta como un **gas ideal** cuando cumple con las tres leyes anteriores. Un gas real se aproxima a uno ideal cuando se encuentra a baja presión y a alta temperatura. Siempre que la masa permanezca constante y la temperatura se exprese en escala Kelvin, la ecuación matemática, que combina los resultados de las tres leyes de los gases enunciadas, llamada **ecuación general de estado** es:

$$\frac{p \cdot V}{n \cdot T} = R \quad \text{o bien} \quad \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

donde P es la presión, T la temperatura, V el volumen, n es el número de moles y R es constante.

Como un mol de cualquier gas a 1 atm de presión y 273 K de temperatura ocupa un volumen de 22,4 litros, se pueden reemplazar estos valores en la ecuación anterior y se obtiene:

$$R = \frac{p \cdot V}{n \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,41 \text{ l/mol}}{1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Como 1 litro = $1 \text{ dm}^3 = 0,001 \text{ m}^3$ y 1 atmósfera de presión normal es equivalente a $101\,300 \text{ Pa}$ o a $101\,300 \text{ N/m}^2$, luego la constante en el sistema internacional se expresa como:

$$R = \frac{0,082 \cdot 0,001 \text{ m}^3 \cdot 101\,300 \text{ N/m}^2}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,31 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

se abrevia R y se llama **constante universal de los gases ideales**.

La **ecuación general de los gases ideales** para n moles es entonces:

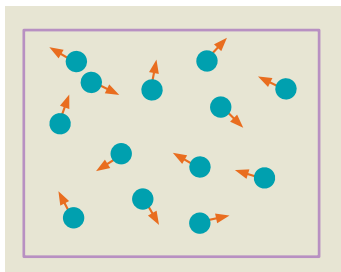
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

La teoría cinético-molecular

En 1868 el físico escocés James C. Maxwell (1831-1879) y el físico austríaco Ludwig Boltzmann (1844-1906) retomaron una idea que había desarrollado en 1738 el suizo Daniel Bernoulli (1700-1782). Según este modelo los gases están formados por una gran cantidad de moléculas que se mueven al azar. Desarrollaron, así, la **teoría cinético-molecular** de los gases cuyos postulados principales son los siguientes.

■ Las moléculas de los gases están muy separadas entre sí y entre ellas no existen fuerzas de atracción ni de repulsión. Las moléculas tienen masa, pero su volumen se considera despreciable comparado con el volumen total del gas. Las moléculas se mueven continuamente en línea recta y al azar, y chocan entre sí o bien con las paredes de los recipientes que las contienen. Se dice que están en permanente estado de agitación térmica. En un sistema gaseoso, las moléculas tienen diferentes velocidades y por lo tanto distintas energías cinéticas. La energía cinética promedio de dichas partículas es proporcional a la temperatura absoluta del gas. Es decir, a una misma temperatura, las moléculas de cualquier gas tienen la misma energía cinética media.

■ La presión que el gas ejerce sobre el recipiente se debe a los choques de las moléculas con el recipiente en todas direcciones. Como los choques entre moléculas son elásticos, la energía cinética total del sistema se conserva; es decir, no cambia por efecto de estos choques.



Modelo molecular de un sistema gaseoso, según la teoría cinético-molecular.

La energía interna de un sistema

Los sistemas materiales están formados por partículas que poseen cierta cantidad de energía relacionada con sus movimientos y posiciones. La suma de todas las energías de todas las partículas que lo integran se denomina **energía interna** del sistema. Por ejemplo, en un proceso de combustión, la energía química de la sustancia combustible se transforma en energía interna de sus partículas. Se produce, entonces, un aumento de la velocidad de dichas partículas; o sea, aumenta la energía cinética de cada una, lo que implica un incremento de la temperatura. La variación de la energía interna del combustible se transfiere al mismo sistema o a otros sistemas en contacto. La energía interna depende del estado de cada sistema y no del estado de cada partícula, ya que es imposible medir la energía de cada una de las partículas que forman el sistema, pero se pueden analizar las variaciones de energía del sistema, al pasar de una situación o estado inicial a otra situación o estado final. Es importante señalar que: *la variación de la energía interna del sistema entre dos estados considerados es siempre la misma*; es decir, no depende de la transformación necesaria para pasar de un estado a otro.

Si un sistema sufre una transformación desde un estado a otro y después vuelve al estado inicial, la variación de la energía interna del sistema es cero. El estado de un sistema está determinado por las posiciones y movimientos de sus partículas. Si se llama U_1 a la energía interna de un sistema en el estado 1 y U_2 a la energía interna en el estado 2, la variación de la energía interna ΔU que sufre el sistema es siempre la misma, independientemente de las transformaciones necesarias para cambiar del estado 1 al estado 2.

Se puede expresar esta variación de energía interna de la siguiente forma:

$$\Delta U = U_2 - U_1$$



1. ¿Cuántos moles de oxígeno ocupan un volumen de 10 litros cuando su presión es de 4 atmósferas y su temperatura de 27 °C?
2. Un tubo de 20 litros de volumen contiene 4 moles de gas a 300 K de temperatura. ¿Cuál es el valor de su presión?

3. Una masa de 0,1 mol de gas se encuentran en un recipiente con un émbolo. Se lo calienta hasta una temperatura de 400 K manteniéndose su presión en 1 atmósfera. ¿Cuánto vale su volumen en estas condiciones?

Cálculo de trabajo en la evolución de un gas

Los conceptos trabajo, calor y energía son muy importantes en el estudio de cualquier proceso termodinámico. Cuando se trabaja sobre un sistema, por ejemplo, cuando se comprime un gas o un resorte, la energía interna del sistema por lo general aumenta. En cambio, cuando el sistema trabaja sobre el medio -por ejemplo, al expandirse el gas-, la energía interna del sistema disminuye. Es importante señalar que en ciertos procesos el trabajo se hace sobre el sistema y en otros el trabajo es realizado por el sistema. De igual forma ocurre con el intercambio de energía en forma de calor. Se denominan **procesos exotérmicos** a aquéllos en los que un sistema libera calor al medio, y **procesos endotérmicos** a aquéllos en los que el sistema absorbe calor del medio.

Cuando un sistema intercambia energía en forma de calor y trabajo, se utiliza la siguiente convención de signos.

■ En un proceso endotérmico, es decir, si el sistema recibe calor del medio, el signo del calor (Q) es positivo. En los procesos exotérmicos -o sea, si el sistema cede o libera calor al medio- el signo es negativo.

■ Si el sistema realiza trabajo sobre el medio -se expande-, el trabajo (W) es positivo. Si, en cambio, el medio realiza trabajo sobre el sistema, o sea, si el sistema se contrae, el signo de trabajo es negativo.

Al analizar el sistema formado por un gas que está contenido dentro de un dispositivo provisto con una tapa móvil o émbolo, de manera que el volumen pueda variar, puede observarse que el gas ejerce presión sobre la superficie interior del recipiente y sobre el émbolo debido a los choques constantes de sus moléculas que están en continuo movimiento. Si el sistema se encuentra en equilibrio, la presión y la temperatura dentro del recipiente se consideran uniformes en todos sus puntos. Si se ejerce una fuerza sobre el émbolo y éste baja, el gas se comprime disminuyendo su volumen. Las moléculas del gas chocarán con mayor frecuencia y aumentan de este modo la presión. El sistema recibe energía del medio en forma de trabajo o por la acción de la fuerza externa y se produce un aumento de la energía interna del sistema.

El trabajo necesario para comprimir el gas es:

$$W = F_{\text{ext}} \cdot \Delta x \quad (1)$$

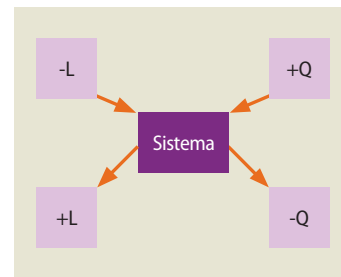
donde F_{ext} es la fuerza ejercida sobre el émbolo del sistema, Δx la distancia que se desplaza el émbolo, y W el trabajo.

Como además se sabe que $p = \frac{F}{S}$, siendo p la presión, F la fuerza y S la superficie, se puede escribir $F = p \cdot S$ y reemplazando en la expresión del trabajo (1) queda que: $W = p \cdot S \cdot \Delta x$

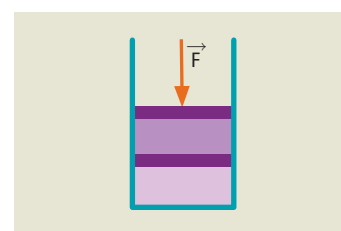
Pero $S \cdot \Delta x$ es el volumen desplazado, por lo cual el trabajo que produjo la variación de volumen en el gas es igual al producto de la presión por la variación de volumen, o sea:

$$W = p \cdot \Delta V \quad \text{o bien} \quad W = p \cdot (V - V_0)$$

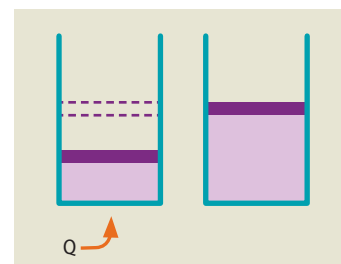
Según la convención adoptada, este trabajo es positivo cuando el sistema entrega energía al exterior y se expande, y negativo cuando la recibe y se comprime.



Convención de signos del calor y el trabajo.



Si se ejerce una fuerza sobre el émbolo, el gas se comprime.



Si se entrega calor al gas, éste se expande.

4. ¿Qué trabajo realiza sobre el medio una masa de gas contenida en un dispositivo cerrado, que se expande a una presión constante de 2 atm, desde un volumen de $2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ hasta $6 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$?



Primer principio de la termodinámica

Hay situaciones en las que la energía mecánica de un sistema se mantiene constante; por ejemplo, si un cuerpo asciende por un plano inclinado libre de rozamiento. En ese caso, la energía mecánica en la parte inferior tiene el mismo valor que en la parte superior o en cualquier otro punto de la trayectoria.

Aun en los casos en los que por acción del rozamiento la energía mecánica no se conserva, resulta posible hacer un balance energético de la situación anterior. Por ejemplo, si el cuerpo tiene 500 joule de energía mecánica en la parte inferior del plano y al llegar a la parte superior ese valor es de 400 joule, se puede afirmar que 100 joule de energía mecánica se han transformado en otra forma de energía, la energía interna del cuerpo y del piso que se han calentado por el frotamiento.

El **Primer Principio de la Termodinámica** constituye la extensión general del Principio de Conservación de la Energía. Y dice que si se considera la energía total intercambiada entre un sistema y el medio existe, un balance energético. O sea:

La energía intercambiada por un sistema es igual a la variación de su energía interna.

Este principio se expresa en forma matemática mediante la expresión:

$$Q - W = \Delta U \quad \text{o bien} \quad Q - W = U_2 - U_1$$

donde Q representa la energía intercambiada en forma de calor por el sistema, L representa la energía intercambiada en forma de trabajo por el sistema (en ambos casos se utiliza para su cálculo la convención de signos indicada anteriormente) y $\Delta U = U_2 - U_1$ es la variación de energía interna experimentada por el sistema si, debido al intercambio de energía, pasa del estado (1) al estado (2).

Como se ha indicado, la energía interna es una función de estado. Quiere decir que depende solo del estado inicial (1) y del final (2) para cualquier evolución que lleve al sistema de un estado al otro.

Cálculo de la evolución de la energía interna de un sistema

Calculen qué ocurre con la energía interna de un sistema al pasar de un estado (1) a otro (2) si para hacerlo absorbe 500 cal y realiza un trabajo de 600 J.

Como $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$ entonces $500 \text{ cal} = 2090 \text{ J}$. Es decir que al sistema ingresan en forma de calor 2090 joule que, según la convención, se toman como positivos. El sistema realiza además un trabajo de 600 joule que por la misma convención resulta también positivo. El cálculo de lo que ocurrió con su energía interna se hace aplicando la expresión del primer principio de la termodinámica: $\Delta U = Q - W$.

Al reemplazar los valores se obtiene:

$$\Delta U = 2090 \text{ J} - 600 \text{ J} = 1490 \text{ J}$$

O sea, el sistema aumenta su energía interna en 1490 J como resultado del intercambio de energía con el medio.



5. Calculen, en las siguientes situaciones, la variación de energía interna de un sistema que evoluciona entre dos estados. Analicen en cada caso el significado del signo.

a. El sistema absorbe 500 calorías en forma de calor y el medio realiza un trabajo sobre el sistema de 800 joule.

b. El sistema absorbe 600 calorías en forma de calor y el sistema realiza un trabajo sobre el medio de 3000 joule.

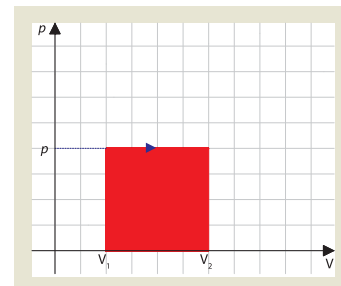
c. El sistema absorbe 1000 joule en forma de calor, cede al medio también en forma de calor 300 joule y el medio realiza un trabajo sobre el sistema de 600 joule.

Evolución isobárica

En un sistema formado por un gas encerrado en un dispositivo con un émbolo que puede desplazarse sin rozamiento, si se entrega calor, la temperatura del gas aumenta provocando que el émbolo se desplace desde una posición inicial a otra posición final. Al permanecer constante la presión del gas encerrado se produce una **evolución isobárica**. Por ejemplo, si el volumen inicial de un gas es $1 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ (es decir, equivalente a 1 litro de capacidad) a 2 atmósferas de presión (1 atmósfera de presión es equivalente a 101 300 Pa), y se expande hasta $3 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ manteniéndose constante la presión, el trabajo realizado por el gas sobre el émbolo es:

$$W = p \cdot \Delta V = 2 \cdot 101\,300 \text{ Pa} \cdot (3 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 - 1 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3) = 405,2 \text{ N} \cdot \text{m} = 405,2 \text{ J}$$

Este proceso isobárico se puede representar gráficamente en los ejes cartesianos considerando la presión en función del volumen. Como la presión se mantiene constante en todo el proceso, se obtiene una recta paralela al eje del volumen, llamada **isobara**. El trabajo está representado por el área de la figura obtenida.



Proceso isobárico.

Evolución isotérmica

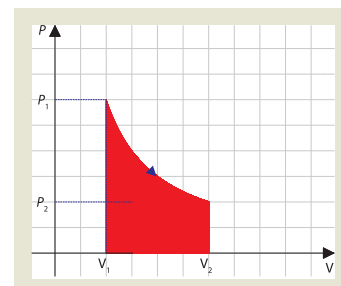
En un sistema formado por un gas encerrado en un dispositivo con un émbolo que puede desplazarse sin rozamiento, si la temperatura del gas permanece constante y se entrega calor al sistema, el gas se expande a medida que disminuye su presión.

En los gases ideales la variación de energía interna solo depende de la variación de la temperatura, por lo que para una evolución isotérmica $\Delta U = 0$, y la expresión del primer principio queda entonces:

$$Q = W$$

O sea, si la temperatura se mantiene constante durante una evolución, el calor intercambiado por el sistema es igual al trabajo.

El trabajo realizado está representado por el área de la figura que queda determinada bajo la curva que representa gráficamente esta situación.



Proceso isotérmico.

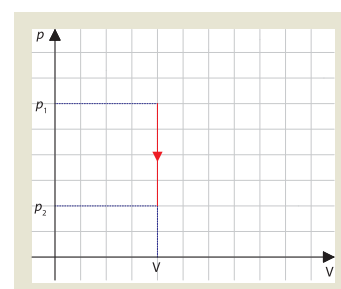
Evolución isocórica

En un sistema formado por un gas que no se expande encerrado en un dispositivo con un émbolo, el volumen permanece constante. Como no hay variación de volumen el sistema no realiza trabajo. Por lo tanto:

$$W = 0$$

Esto significa que todo el calor intercambiado produce variaciones en la energía interna del sistema. O sea, $Q = \Delta U$.

El trabajo es cero y se puede observar que no hay área encerrada bajo la curva que representa esta situación.



Proceso isocórico.

6. Calculen el trabajo realizado para comprimir un gas mediante una presión constante de 200 000 pascal desde un volumen de 50 litros a otro de 20 litros. Representen esta evolución en un sistema de ejes presión-volumen.

7. Calculen la energía en forma de calor que hay que entregarle a un gas para que a temperatura constante realice un trabajo de expansión de 5000 joule.

8. Si se le entrega a un gas encerrado en una garrafa energía en forma de calor por valor de 10 000 joule, ¿cuál es la variación de su energía interna?



Procesos termodinámicos especiales

Transformaciones cíclicas

Cuando un sistema evoluciona de un estado inicial (1) a otro estado final (2) y regresa al estado inicial, se describe un **ciclo**. Si se desea calcular la variación de energía interna en ese ciclo, se obtiene: $\Delta U = U_2 - U_1 = U_1 - U_1 = 0$. Esto significa que la variación de energía interna es cero. Por lo tanto, si se considera la ecuación del Primer Principio de la Termodinámica, se deduce que como $Q - W = \Delta U$:

$$Q - W = 0 \quad \text{o bien} \quad Q = W$$

Esto significa que:

En una transformación cíclica completa, el trabajo realizado por el sistema es igual al calor total absorbido y la variación de su energía interna es cero.

Por ejemplo, las máquinas térmicas funcionan de modo tal que el sistema realiza transformaciones cíclicas. Durante cada ciclo se entrega calor a la máquina, ésta trabaja sobre algún otro cuerpo o sistema y luego vuelve al estado inicial. Si no ocurrieran estas transformaciones cíclicas, las máquinas térmicas serían muy grandes o realizarían muy poco trabajo.

Transformaciones adiabáticas

Una transformación se denomina **adiabática** cuando el sistema no absorbe ni cede calor al medio. En este caso, como $Q = 0$, de la ecuación del Primer Principio de Termodinámica se deduce que:

$$\Delta U = Q - W = 0 - W \quad \text{o bien} \quad \Delta U = -W$$

Esto significa que:

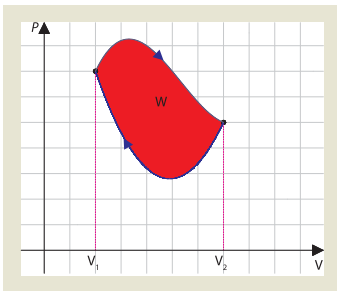
En una transformación adiabática la energía interna del sistema disminuye o aumenta una determinada cantidad que es igual al trabajo realizado por el sistema o sobre el sistema.

O sea, si el sistema trabaja sobre el medio, disminuye su energía interna. Esto ocurre porque, al no recibir calor del medio, el sistema realizará trabajo utilizando su propia energía. Si el sistema considerado es un gas ideal, una expansión adiabática provoca un descenso de la temperatura. En cambio, si el sistema recibe trabajo en forma adiabática, éste aumenta su energía interna. Si se tratara de un gas, éste aumentará su temperatura.

Transformaciones isométricas

Cuando un sistema no realiza trabajo, la variación de su energía interna es igual al calor absorbido; es decir, $\Delta U = Q$

En un proceso a volumen constante -por ejemplo, cuando se calienta un sólido o líquido-, el trabajo de expansión es despreciable. Todo el calor absorbido produce un aumento de la energía interna. En consecuencia, también aumenta la temperatura.



Transformación cíclica. El trabajo realizado por el sistema es proporcional al área encerrada por la figura en el gráfico presión-volumen.



ACTIVIDADES

9. Un sistema realiza una evolución cíclica completa y en ella recibe del medio exterior energía en forma de calor por valor de 1000 joule. ¿Cuánto vale el trabajo realizado durante el ciclo? ¿El trabajo es realizado por o sobre el sistema?

La disminución de la temperatura de un gas en una transformación adiabática tiene aplicaciones prácticas, como el funcionamiento de algunos sistemas de refrigeración. Por ejemplo, al producirse la rápida expansión de un gas, éste prácticamente no intercambia calor con el medio. Se puede suponer, entonces, una evolución adiabática. Realiza el trabajo a expensas de su propia energía interna, que al disminuir baja su temperatura.

Las máquinas térmicas

Una **máquina térmica** es un dispositivo capaz de transformar de manera cíclica parte del calor que recibe en trabajo mecánico. Para este fin, una máquina térmica requiere una fuente a alta temperatura, de la cual absorbe energía en forma de calor Q_1 , y un depósito a baja temperatura al cual entrega la energía restante Q_2 luego de transformar el calor en trabajo. De esta forma, el trabajo realizado por la máquina es $W = Q_1 - Q_2$.

Por ejemplo, los motores de combustión interna que utilizan la gran mayoría de los automóviles son máquinas térmicas que usan como combustible principalmente nafta o gasoil.

El principio de funcionamiento de los motores que utilizan nafta como combustible es el siguiente.

Una mezcla de aire y vapores de nafta (que se produce en una cámara de combustión) se enciende como producto de una chispa a muy alta temperatura. El calor que se genera se transmite al cilindro (el motor puede tener varios cilindros), que es un recipiente en el cual se desplaza un pistón. El pistón tiene forma de vaso invertido y está unido a la biela mediante un bulón. La biela está unida a un eje llamado cigüeñal que transmite el movimiento lineal de la biela en un movimiento rotatorio. Este dispositivo se cierra herméticamente mediante algunos segmentos o aros en su parte superior.

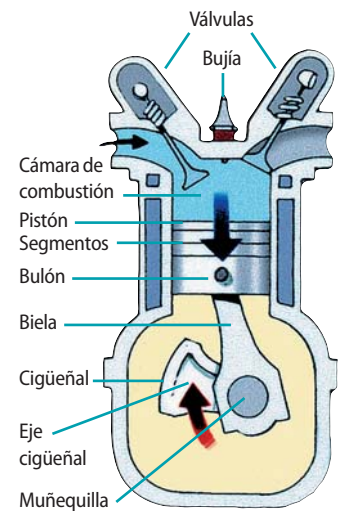
La mezcla de combustible y aire caliente se expande y empuja el pistón, así transforma su energía interna en mecánica.

Los motores tienen, además, válvulas de admisión y escape que permiten el ingreso del combustible y el egreso de los gases luego de la combustión. Los movimientos de apertura y cierre de las válvulas están controlados por un sistema mecánico sincronizado.

Para obtener energía mecánica en forma continua, el motor debe volver a su condición inicial, para lo cual expulsa la mezcla caliente y renueva el aire que utiliza. El pistón regresa a la parte superior del cilindro. Este proceso se repite cíclicamente.

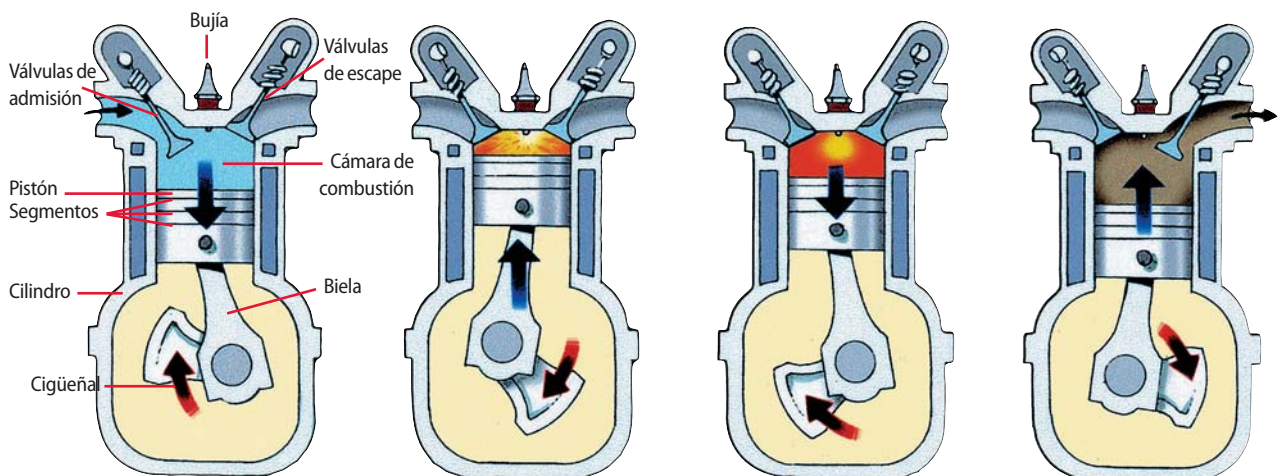
No todo el calor que recibe este sistema se convierte en trabajo mecánico. Los gases eliminados calientan el aire exterior y se libera también calor del motor al medio.

Todas las máquinas térmicas liberan calor. Según el Primer Principio de la Termodinámica, la energía total intercambiada por el sistema y el medio es igual a la suma de la energía mecánica producida y el calor liberado.



Partes de un motor de combustión interna.

Los cuatro tiempos de un motor de explosión interna.



Segundo principio de la termodinámica

Cuando dos cuerpos que están a distintas temperaturas se ponen en contacto térmico, la energía pasa en forma de calor espontáneamente desde los cuerpos a mayor temperatura hacia los de menor temperatura.

Si, por ejemplo, en invierno se coloca un vaso de agua caliente sobre una mesa, el calor se transmite desde el agua hacia el aire, de forma tal que el agua se enfría y el aire se calienta. Nunca se ha observado el proceso inverso; esto es, que el agua se caliente y el aire se enfríe aún más.

Muchos hechos y fenómenos de la vida diaria ocurren de manera natural en un sentido y, si sucedieran en forma contraria, sin duda asombrarían. Nadie se asombra si al tomar una cuchara metálica y colocarla en contacto con la llama de una cocina encendida, el calor se propaga hasta el otro extremo de la cuchara en contacto con la mano. Sin embargo, llamaría mucho la atención si al tocarla se sintiera frío. Del mismo modo, el aire caliente que libera una estufa tiende a expandirse. Sería raro que el gas se concentrara en un volumen reducido cercano a la estufa.

Si estos fenómenos ocurrieran así, no se contradicen con el Primer Principio de la Termodinámica porque el calor cedido por un cuerpo tiene que ser el mismo que el calor que gana el otro cuerpo.

Estas situaciones no solo ocurren en intercambios de calor sino también cuando se producen procesos que impliquen variaciones de otras formas de energía. Por ejemplo, cuando una pelota es pateada, después de recorrer algunos metros queda detenida. La energía cinética con que partió la pelota se fue transformando en energía interna de la pelota, el piso y el aire. Sin embargo, no se da la situación que lleve el proceso al revés aunque esto no estaría en contradicción con el Primer Principio de la Termodinámica. En esa supuesta situación, la pelota detenida comenzaría a moverse hacia el que la ha pateado, enfriándose y enfriando el piso y el aire para llegar a sus pies con la misma energía cinética con que había partido.

En muchos casos puede ocurrir que aun cuando la energía se conserva los fenómenos no son posibles.


El **Segundo Principio de la Termodinámica** establece el sentido posible en que se producen los hechos y fenómenos. Este principio puede ser enunciado de distintas formas. Se puede afirmar entonces que en los procesos espontáneos la transferencia de calor siempre se da desde el cuerpo de mayor temperatura al de menor temperatura.

El físico alemán Rudolf Clausius (1822-1888) propuso en 1850 el siguiente enunciado:

No existe ningún proceso cuyo único efecto sea el pasaje de calor desde un cuerpo de menor temperatura a otro de mayor temperatura.

Para poder explicar por qué algunos fenómenos se dan espontáneamente y otros no, Clausius propuso el concepto de **entropía**. La variación de la entropía de un sistema permite estudiar el sentido en que se produce un fenómeno o transformación espontáneo.

Los procesos naturales ocurren en la dirección en la cual aumenta la entropía total del sistema más la del medio exterior. De esta forma, la entropía y el Segundo Principio de la Termodinámica pueden interpretarse como manifestaciones de la probabilidad de que un evento ocurra.

 **Rudolf Clausius** (1822-1888) fue uno de los fundadores de la Termodinámica. En 1850 enunció el Segundo Principio de la Termodinámica como la imposibilidad de flujo espontáneo de calor de un cuerpo frío a otro caliente sin la aplicación de un trabajo externo. En 1865 introdujo el término *entropía*, y demostró que la entropía del sistema se incrementa en un proceso irreversible. Llevó a cabo investigaciones sobre la teoría cinética de los gases y los fenómenos electroquímicos.

Entropía

Cuando se dice que una máquina térmica transforma parte del calor en trabajo y cede el resto de la energía a las fuentes más frías, se dice, de algún modo, que la energía no se perdió. O sea, se conserva la energía del sistema constituido por la máquina más las fuentes, pero esa energía cedida ya no es útil para hacer funcionar la máquina otra vez en las mismas condiciones, con el mismo rendimiento o eficiencia.

El Segundo Principio de la Termodinámica hace hincapié en la calidad de la energía, ya que sostiene que la energía sufre deterioros en las sucesivas transformaciones que pueden darse en un sistema. En ese caso, se dice que la energía del sistema se ha **degradado**.

Es posible decir, también, que la energía organizada y útil del sistema se transforma en energía con menor grado de organización y, por lo tanto, menos útil.

En los procesos naturales la energía útil de mayor calidad tiende a transformarse en energía menos útil y en consecuencia de menor calidad; o sea, el orden tiende al desorden.

De acuerdo con lo propuesto por Clausius, para prever si una evolución es posible, habría que calcular la **variación de entropía** que tendrá el universo. Es decir, el sistema que evoluciona más el medio que interactúa con él durante dicha variación. Si esa entropía del universo aumenta, la evolución es posible. Si la variación de entropía fuese cero, sería una evolución ideal, factible de ser pensada pero que no ocurriría espontáneamente. Si la variación es negativa, entonces el proceso no es posible.

La variación de la entropía se puede expresar con la siguiente ecuación:

$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T}$$

donde ΔS es la variación de la entropía que experimenta el sistema más el medio, ΔQ es el calor que intercambia el sistema con el medio y T es la temperatura absoluta medida en K.

La entropía se mide entonces en J/K. Cuando un sistema sufre una transformación termodinámica, se calcula la variación de entropía que sufre dicho sistema y se le suma la que también sufriría el medio exterior. Si la entropía aumenta, esta suma tendrá un signo positivo. En cambio, si la entropía disminuye, el resultado de esta suma será negativo.

Aplicación del concepto de entropía

Se coloca 1 kg de agua a 100 °C dentro de un horno que se encuentra a 450 K. Calculen la variación de entropía experimentada por el universo cuando toda la masa líquida se convierta en vapor.

El calor latente de vaporización del agua es de 540 cal/g. Por lo tanto, la energía que intercambia 1000 g de agua con el horno es: $\Delta Q = 540 \text{ cal/g} \cdot 1000 \text{ g} = 540\,000 \text{ cal}$. La variación de entropía que sufre el agua es entonces:

$$\Delta S_1 = \frac{\Delta Q}{T} = \frac{540\,000 \text{ cal}}{373 \text{ K}} = 1447,72 \text{ cal/K}$$

Como el horno cedió la misma cantidad de calor, su entropía es

$$\Delta S_2 = - \frac{540\,000 \text{ cal}}{450 \text{ K}} = - 1200 \text{ cal/K}$$

Por lo tanto, la variación de entropía que experimenta el universo es:

$$\Delta S = \Delta S_1 + \Delta S_2 = 144,77 \text{ cal/K} - 120 \text{ cal/K} = 24,77 \text{ cal/K} = 103,54 \text{ J/K}$$

El fenómeno es posible ya que esta suma tiene signo positivo, con lo cual la entropía del universo aumenta.

El ciclo de Carnot

Según el Segundo Principio de la Termodinámica, no hay ninguna máquina térmica que transforme todo el calor que se le suministra en trabajo mecánico. Solo una fracción del calor se puede convertir en trabajo y el resto de la energía se libera al medio.

Se denomina **rendimiento de una máquina** (η) a la relación entre el calor suministrado al sistema y el trabajo neto que el sistema realiza. Matemáticamente se expresa de la siguiente forma:

$$\eta = \frac{W}{Q}$$

donde W es el trabajo realizado y Q es el calor que recibe el sistema.

Teniendo en cuenta que el trabajo realizado por una máquina es $L = Q_1 - Q_2$ se deduce que:

$$\eta = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = 1 - \frac{Q_2}{Q_1}$$

Generalmente este rendimiento se expresa en términos porcentuales. Por ejemplo, si una máquina térmica recibe en cada ciclo una cantidad de calor $Q_1 = 10\,000$ joule y realiza un trabajo de 4000 joule, tiene un rendimiento de 0,4 o del 40%. Es decir que transforma en trabajo mecánico el 40% de la energía que recibe.

Aunque el Segundo Principio enunciado por Clausius expresa la imposibilidad de tener una máquina térmica con un rendimiento del ciento por ciento, el físico francés Nicolás Sadi Carnot (1796-1832) se cuestionó cómo lograr una máquina térmica de mayor rendimiento. En su célebre trabajo *Reflexiones acerca de la potencia motriz del fuego* (1824), comparaba el funcionamiento de las máquinas térmicas con las ruedas hidráulicas. Para que estas ruedas funcionen es necesario un desnivel de agua. De la misma forma, el calor puede producir trabajo mecánico solo si existe un desnivel térmico.

Carnot enunció sus conclusiones en un ciclo especial que llamó el **ciclo de Carnot**. En ellas argumenta que:

Si fuera posible construir una máquina que funcione según su ciclo, el rendimiento sería mayor que el de cualquier otra máquina.

Esta máquina debería intercambiar calor con el medio y realizar procesos de expansión y compresión del gas en forma reversible.

Para este fin, el ciclo de Carnot ABCDA debería estar formado por una expansión isotérmica (AB), una expansión adiabática (BC), una compresión isotérmica (CD) y una compresión adiabática (DA).

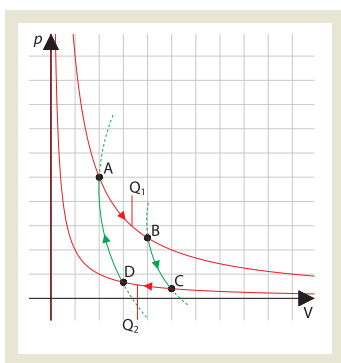
Carnot concluyó que una máquina ideal sería como la que plantea y que en ella los calores Q_1 y Q_2 deben ser proporcionales a las temperaturas de las fuentes. Entonces, el rendimiento de la máquina sería:

$$\eta = 1 - \frac{Q_2}{Q_1} = 1 - \frac{T_2}{T_1} = 1 - \frac{T_{frio}}{T_{cal}}$$

En un ciclo reversible de Carnot siempre se cumple que:

$$\frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} = 0$$

Nicolás Sadi Carnot (1796-1832) hizo un estudio del calor y del movimiento desde un punto de vista práctico. Publicó en 1824 el trabajo titulado *Reflexiones sobre la fuerza motriz del fuego*. Esta investigación despertó poco interés y fue aparentemente olvidada en la evolución de la ciencia. Sin embargo, fue resucitada 25 años después, y reconocida como una importante idea creadora. En la introducción a su trabajo, Carnot hacía notar que las máquinas de vapor de su tiempo habían adquirido una importancia vital para la industrialización del mundo, en aquel entonces en rápido desarrollo. También había logrado una gran mejora en la eficiencia de sus trabajos, gracias a diversas modificaciones de los diseños, y se propuso determinar hasta dónde podría llegar el límite si se continuaban logrando mejoras prácticas.



Ciclo de Carnot.

Aplicaciones del ciclo de Carnot

1. Calculen el rendimiento de un ciclo de Carnot que trabaja entre 1000 K y 500 K.

Como $\eta = 1 - \frac{T_2}{T_1}$, entonces:

$$\eta = 1 - \frac{500 \text{ K}}{1000 \text{ K}} = \frac{1}{2}$$

Luego, $\eta = \frac{1}{2}$ o η es el 50 %. Esto significa que la mitad del calor va a la fuente fría.

2. ¿Cuál es el máximo rendimiento que puede alcanzar una máquina que realiza trabajo y toma calor de una fuente a 600 °C para calentar un depósito que se encuentra a 50 °C?

Las temperatura, en grados Kelvin, es: 600 °C = 873 K y 50 °C = 323 K, con lo cual el rendimiento η es:

$$\eta = 1 - \frac{T_2}{T_1} = 1 - \frac{323 \text{ K}}{873 \text{ K}} = 1 - 0,37 = 0,63, \text{ es decir, } \eta \text{ es del orden del 63\%.$$

3. Una máquina térmica funciona realizando un ciclo de Carnot. Las temperaturas de las fuentes son 500 K y 400 K. La máquina produce un trabajo neto de 1000 J.

- ¿Cuál es el rendimiento de la máquina?
- ¿Qué cantidad de calor cede la fuente caliente?
- ¿Qué cantidad de calor se cede a la fuente fría?

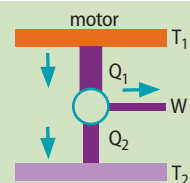
Para resolver el ítem **a.**, es necesario calcular η . Para ello:

$$\eta = 1 - \frac{T_2}{T_1} = 1 - \frac{400 \text{ K}}{500 \text{ K}} = 1 - 0,80 = 0,20, \text{ es decir } \eta \text{ es del 20\%.$$

En el ítem **b.**, como $\eta = \frac{W}{Q_1}$ donde W es el trabajo realizado y Q_1 es el calor que recibe el sistema, resulta que $Q_1 = \frac{W}{\eta} = \frac{1000 \text{ J}}{0,20} = 5000 \text{ J}$.
Es decir, la fuente caliente cede 5000 J.

En el ítem **c.**, $Q_2 = W - Q_1 = 1000 \text{ J} - 5000 \text{ J} = -4000 \text{ J}$. Es decir, que el sistema entrega 4000 J al medio exterior.

4. El esquema de la figura representa una máquina que intercambia calor con las fuentes de temperaturas T_1 y T_2 . La máquina entrega 200 cal de trabajo al exterior absorbiendo 1000 cal de la fuente T_1 (a 500 K) y entregando 800 cal a la fuente T_2 que se halla a 300 K. ¿Es posible una máquina con estas características?



Como $\eta = \frac{W}{Q_2}$ donde W es el trabajo realizado y Q_2 es el calor que recibe el sistema, resulta que $\eta = \frac{200 \text{ cal}}{1000 \text{ cal}}$. Luego, $\eta = 0,20$ o 20%.

El máximo rendimiento según el ciclo de Carnot es:

$$\eta = 1 - \frac{T_2}{T_1} = 1 - \frac{300 \text{ K}}{500 \text{ K}} = 1 - 0,60 = 0,40$$

o bien η es del orden del 40%. Esta máquina térmica es factible, ya que su rendimiento es menor que el de una máquina de Carnot entre iguales temperaturas.

Procesos reversibles e irreversibles

Una transformación es **reversible** cuando puede invertirse su sentido sin modificar la magnitud del trabajo realizado ni el calor intercambiado entre el sistema y el medio.

A nivel microscópico, pueden ocurrir ciertos desequilibrios internos pero cuyos resultados no afectan al equilibrio macroscópico del sistema. Por eso se dice que los procesos reversibles son ideales, pero existen procesos que pueden ser explicados mediante este concepto.

Cuando la entropía total de un sistema aumenta, el proceso inverso es imposible. Por eso el fenómeno se dice **irreversible**.

Las máquinas frigoríficas

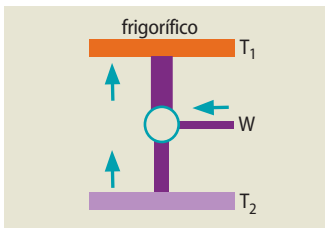
El funcionamiento de las **máquinas refrigeradoras** o frigoríficas es inverso al de las máquinas térmicas. Estas últimas reciben del exterior una determinada cantidad de calor, parte del que transforman en trabajo y el resto entregan a la fuente fría. En cambio las máquinas refrigeradoras reciben desde el exterior trabajo que la máquina utiliza para transferir calor desde una zona de baja temperatura a otra de alta temperatura. Es como una bomba de calor que a través del trabajo bombea calor desde una fuente fría hacia otra fuente caliente. Por ejemplo, una heladera eléctrica es una máquina refrigeradora a compresor. El compresor accionado por un sistema eléctrico comprime un gas llamado **freón** que es un compuesto derivado de los gases clorofluorcarbonados, no tóxicos y que no contaminan los alimentos. Cuando estos gases escapan a la atmósfera no se descomponen si permanecen a bajas alturas, pero pueden reaccionar a varios kilómetros de la Tierra, y provocar la contaminación de la capa de ozono. Actualmente se encontraron nuevos compuestos gaseosos menos contaminantes para el ambiente, que no producen un aumento del calentamiento global de la Tierra.

Al comprimirse, el gas aumenta su presión y pasa al condensador, que es una serpentina metálica en contacto con el ambiente. Al pasar por el condensador, el gas se licua y cuando pasa a estado líquido libera calor al medio.

El líquido circula por unos tubos de diámetro muy pequeño hacia el evaporador, que se encuentra dentro de la cabina de la heladera. El evaporador también tiene forma de serpentina pero con tubos de mayor diámetro. Esta variación en los diámetros de los conductos provoca una disminución de la presión del líquido el cual se evapora absorbiendo calor del interior de la heladera. El gas se encuentra a baja presión y pasa al compresor donde nuevamente se reinicia el ciclo. Los alimentos dentro de la heladera transfieren calor al freón, y éste los enfría a una temperatura de aproximadamente 4 °C.

En la parte exterior de la heladera, el freón transfiere calor al ambiente y se enfría nuevamente.

De acuerdo con el Primer Principio de la Termodinámica, la suma del calor transferido por los alimentos y el trabajo realizado por el motor es igual al calor liberado al exterior a mayor temperatura.



La máquina de Carnot también puede funcionar en sentido inverso, denominándose entonces ciclo frigorífico. En un frigorífico real, el motor conectado a la red eléctrica trabaja para extraer calor de la fuente fría (la cavidad del frigorífico) y cede calor a la fuente caliente, que es la atmósfera.



Un poco más de Sadi Carnot

Cuando el joven Nicolás Leonard Sadi Carnot publicó en 1824 su obra *Reflexions sur la puissance motrice du feu et sur machines propes a développer cette puissance*, las máquinas de vapor ya habían evolucionado bastante desde la primera fabricada en 1712, y se usaban para diversos fines. En 1807 ya había barcos impulsados con máquinas de vapor y el primer tren data de 1823. Sin embargo la física aún no tenía una justificación unánime para explicar el funcionamiento de estas máquinas.

En este contexto, Carnot enuncia las leyes fundamentales de la termodinámica y dice: “Dondequiera que exista una diferencia de temperatura, dondequiera pueda restablecerse el equilibrio del calórico, puede producirse también potencia motriz. El vapor de agua es un medio con el que es posible realizar esta potencia, pero no es el único: todos los cuerpos de la naturaleza pueden emplearse para este fin: todos son susceptibles al cambio de volumen, de contracciones y dilataciones sucesivas por las alternativas de calor y de frío. Todos son capaces de vencer, en sus cambios de volumen, ciertas

resistencias y de desarrollar así potencia motriz. Cuando se calienta y enfría alternativamente el agua, produce potencia motriz a la manera de los gases permanentes; o sea, sin volver jamás al estado líquido. La mayor parte de estos medios han sido propuestos, y muchos fueron ensayados, aunque sin éxito notable hasta ahora. Habíamos señalado que, en las máquinas de vapor, la potencia motriz se debe a un restablecimiento del equilibrio en el calórico: esto se da en la máquinas de vapor y en toda máquina de combustión. O sea, en toda máquina cuyo motor es el calor. El calor puede evidentemente ser una causa de movimiento no solo en virtud de los cambios de volumen o de forma que hace experimentar a los cuerpos. Estos cambios no se deben a una constancia de temperatura, sino a alternancias de calor y de frío. Para calentar cualquier sustancia, hace falta un cuerpo más frío. Necesariamente se toma calórico del primero de estos cuerpos para transmitirlo al segundo por medio de la sustancia intermediaria. Vale decir, se restablece o, por lo menos, se trata de restablecer el equilibrio calórico.

Es natural formularse aquí esta pregunta, a la vez curiosa e importante: ¿es la potencia motriz del calor inmutable en cantidad, o varía con el agente que utiliza para realizarla, con su sustancia intermediaria elegida como sujeto de acción del calor?(...)

(...) Según las nociones establecidas hasta ahora, se puede comparar con bastante exactitud la potencia motriz del calor con la de una caída de agua: ambas tienen un máximo que no se puede sobrepasar, cualquiera que fuese la máquina empleada para recibir la acción del calor. La potencia motriz de una caída de agua depende de su altura y de la cantidad de líquido; la potencia motriz del calor depende también de la cantidad de calórico empleada, y de lo que llamaremos la altura de su caída. Es decir, la diferencia de temperatura de los cuerpos entre los cuales se hace el intercambio del calórico. En la caída del agua, la potencia motriz es rigurosamente proporcional a la diferencia de nivel entre el depósito superior y el depósito inferior. En la caída del calórico, la potencia motriz aumenta, sin duda, con la diferencia de temperatura entre el cuerpo caliente y el cuerpo frío.(...)

Luego de leer el texto de Carnot, respondan.

- ¿Cuál es la concepción del calor que se expone en el texto?
- ¿Qué significado conceptual tiene la potencia motriz?

c. ¿Cuáles son las hipótesis que intenta probar Carnot?

- Expliquen la analogía que utiliza para ejemplificar su postura.



IDEAS BÁSICAS DE LA UNIDAD

- Las leyes de los gases junto con la Teoría Cinético-Molecular permitieron establecer un modelo de partículas que ayuda a explicar la naturaleza de la materia.
- Según la Teoría Cinético-Molecular, las moléculas de los gases se mueven continuamente en línea recta y al azar, chocando entre sí o bien con las paredes de los recipientes que las contienen.
- La variación de la energía interna del sistema entre dos estados considerados es siempre la misma. Quiere decir que no depende de la transformación necesaria para pasar de un estado a otro.
- El **Primer Principio de la Termodinámica** dice que la energía intercambiada por un sistema es igual a la variación de su energía interna.
- En una **transformación cíclica**, el trabajo realizado por el sistema es igual al calor total absorbido por el sistema y la variación de su energía interna es cero.
- En una **transformación adiabática**, la energía interna del sistema disminuye o aumenta una determinada cantidad que es igual al trabajo realizado por el sistema o sobre el sistema.
- El **Segundo Principio de la Termodinámica** establece el sentido posible en que se producen los hechos y fenómenos.
- La **entropía** es una función de estado de un sistema que indica una medida del desorden de dicho sistema.
- El funcionamiento de las máquinas refrigeradoras es inverso al de las máquinas térmicas, pero cumple con el Segundo Principio de la Termodinámica.

Fórmulas

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Ley de Boyle

$$Q - W = \Delta U$$

Primer Principio de la Termodinámica

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Ley de Charles y Gay-Loussac.
Isobárica

$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T}$$

Variación de entropía

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Ley de Charles y Gay-Loussac.
Isocórica

$$\eta = \frac{W}{Q}$$

Rendimiento de una máquina térmica

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Ecuación general de estado de los gases ideales

$$\eta = 1 - \frac{T_{\text{frío}}}{T_{\text{cal}}}$$

Rendimiento de una máquina de Carnot

ACTIVIDADES DE INTEGRACIÓN

1. Si un gas se dilata o se contrae, ¿cuáles son las variables termodinámicas que aumentan o disminuyen? ¿Qué factores pueden producir estos cambios?
2. ¿Qué ocurre cuando a volumen constante un gas aumenta su temperatura? Expliquen según los fundamentos de la Teoría Cinético-Molecular.
3. Cuando un gas se comprime rápidamente, ¿por qué aumenta su temperatura?
4. ¿Qué ocurre con la energía interna de un sistema si absorbe una cantidad de calor igual al trabajo que realiza sobre el medio?
5. Analicen las siguientes opciones y decidan cuál es la correcta. Justifiquen sus respuestas. Dos sistemas están en equilibrio térmico si tienen:
 - a. la misma temperatura,
 - b. la misma energía interna,
 - c. la misma entropía.
6. ¿Es posible transformar una determinada cantidad de trabajo completamente en calor? ¿Y una cantidad de calor completamente en trabajo? Mencionen ejemplos.
7. ¿Es posible explicar a partir del Primer Principio de la Termodinámica el fenómeno por el cual se calientan las manos frotándolas muy rápido?
8. Mencionen cinco ejemplos de fenómenos irreversibles de la vida diaria.
9.
 - a. Una pelota de golf, ¿es un sistema con más energía interna antes (situación inicial) o después (situación final) de ser golpeada por el palo de golf?
 - b. Describan el sistema desde el punto de vista energético en la situación inicial.
 - c. Describan el sistema desde el punto de vista energético en la situación final.
 - d. ¿Cuáles son las transformaciones o cambios que sufre el sistema?
 - e. ¿La variación de la energía interna de este sistema depende de estas transformaciones?
10. Expliquen si el orden molecular aumenta o disminuye cuando el agua se solidifica.
11. ¿En qué caso el fenómeno tiene mayor entropía: un huevo sin romper o un par de huevos revueltos?
12. A partir del concepto de entropía expliquen qué sucede cuando una bala impacta una placa de acero y se frena al chocar con ella.
13. ¿Abrir la puerta de una heladera en un día caluroso ayuda a enfriar el ambiente de la cocina? ¿Por qué?
14. ¿Por qué disminuye la temperatura de un gas durante una expansión adiabática?
15. En una expansión reversible isotérmica de un gas ideal, el trabajo realizado es exactamente igual al calor absorbido por el sistema, es decir, el calor se convierte totalmente en trabajo. ¿Contradice esto al Segundo Principio de la Termodinámica?
16. Mediante un dispositivo térmico se logra que la transmisión de calor desde un cuerpo a alta temperatura a otro que está a baja temperatura se realice a una velocidad extraordinariamente lenta. ¿Es reversible este proceso?
17. Expliquen qué es el ciclo de Carnot y comenten su importancia en el estudio de las máquinas térmicas.
18. ¿Qué relación existe entre la entropía y el Segundo Principio de la Termodinámica?
19. ¿Cuál es la relación entre el concepto de orden y el de entropía?
20. ¿Se puede relacionar el concepto de entropía en la distinción entre el pasado y futuro?
21. ¿Nuestra sociedad gasta más combustible en la producción de calor, o de frío?
22. Confeccionen una lista de procesos en los que se produzca una disminución de la energía disponible del universo. Discutan con sus compañeros estos fenómenos.
23. Analicen y comenten la siguiente situación que se conoce como la muerte térmica del universo: "Si toda transformación produce un aumento de la entropía del universo y, en consecuencia, una degradación de la energía, entonces llegará un momento en que el universo estará a una temperatura uniforme. Esto significa que no se producirán procesos termodinámicos o transformaciones energéticas".
24. Busquen información sobre la contaminación térmica y expliquen qué hechos o situaciones provoca esta contaminación. Propongan posibles soluciones a estos problemas ambientales.

ACTIVIDADES DE INTEGRACIÓN

25. Una masa de gas ideal evoluciona manteniendo su temperatura constante. Si absorbe 400 J de una fuente térmica:

- ¿cuál es la variación de energía interna que experimenta el gas?;
- ¿cuál es el valor del trabajo intercambiado por el gas con el medio?;
- ¿qué signo tiene este trabajo? ¿Por qué?

26. Si un sistema absorbe del medio 200 J en forma de calor y efectúa un trabajo sobre el medio de 40 J, ¿cuál es la variación de energía interna del sistema?

27. a. Calculen la variación de la energía interna de 50 g de oxígeno cuando se lo calienta, a volumen constante, variando su temperatura de 50 °C a 70 °C sabiendo que su calor específico para esta evolución es $C_v = 0,656 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$.

b. Indiquen: ¿cuál es el trabajo realizado por el gas?

28. ¿Cuál es el volumen final de un gas ideal que al dilatarse realiza un trabajo de 3000 J a presión constante de 2 atm sabiendo que su volumen inicial era de $2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$?

29. Un gas ocupa un volumen de $20 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ a una temperatura de 20 °C. ¿Cuál será su volumen si se mantiene la presión constante y la temperatura disminuye a 5 °C?

30. Un recipiente contiene un gas a una presión de 3 atm y a una temperatura de 10 °C. Si se calienta el gas hasta llegar a una temperatura de 60 °C, ¿cuál será la presión de este sistema suponiendo que el volumen permaneció constante?

31. ¿A qué temperatura se encuentran 10 moles de un gas ideal contenido en un recipiente de $20 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ a una presión de 4 atm?

32. ¿Cuál es el máximo rendimiento de una máquina que trabaja entre 100 °C y 400 °C?

33. Una máquina térmica absorbe 10 kcal de una caldera y cede al medio exterior 4 kcal en cada ciclo. Calculen el trabajo y el rendimiento realizado por la máquina en cada ciclo.

34. Una fuente térmica que se encuentra a 500 K suministra 8000 J por ciclo a una máquina de Carnot que lo cede a una fuente de 300 K.

- ¿Cuál es el trabajo que la máquina entrega al medio en cada ciclo?
- ¿Cuánto calor cede por ciclo a la fuente fría?

35. Una máquina absorbe en cada ciclo 5000 J de la fuente caliente y tiene un rendimiento del 25%. ¿Cuánto calor cede a la fuente fría en cada ciclo?

36. Un recipiente que contiene 100 gramos de agua a 100 °C se coloca dentro de un horno que se encuentra a una temperatura de 450 K. ¿Cuál es la variación de la entropía que experimenta el universo cuando toda la masa líquida se convierte en vapor?

37. Un ingeniero afirma haber desarrollado dos máquinas térmicas. Una funciona entre fuentes térmicas de 500 K y 200 K, y la otra entre 100 K y 40 K. ¿Cuál sería la más eficiente?

38. Un kilogramo de hielo a 0 °C absorbe calor para transformarse totalmente en agua líquida a 0 °C en un ambiente a 20 °C.

- ¿Cuál es la variación de entropía que experimenta el hielo?
- ¿Cuál es la variación de entropía del universo?
- ¿Se podría realizar el mismo proceso pero en forma inversa?

39. Una máquina térmica funciona en forma cíclica. En cada ciclo absorbe 15 000 J de calor y cede a la atmósfera 5000 J. ¿Cuál es la variación de la energía interna del sistema que evoluciona cíclicamente al cabo de 10 ciclos completos?

40. Si la temperatura de un sistema gaseoso aumenta en 10 °C, ¿varía la energía interna del sistema? ¿Por qué?

41. ¿Una taza de café caliente y un iceberg tienen la misma cantidad de energía interna? Discutan esta situación.

42. Un recipiente que contiene 1 kg de agua se encuentra a temperatura ambiente. Si su temperatura varía 15 °C y luego de cierto tiempo vuelve a su temperatura inicial, ¿cuál es la variación de energía interna del sistema?

43. Según el Segundo Principio de la Termodinámica la naturaleza tiende a la máxima entropía o al máximo desorden molecular, pero los seres vivos tienden hacia el orden y la estructuración.

- ¿Cumplen los sistemas biológicos con el Segundo Principio de la Termodinámica, o existe una contradicción en el funcionamiento de estos sistemas con las leyes físicas?
- ¿Por qué los seres vivos disminuyen su entropía?

44. Actualmente muchas plantas que generan energía utilizan vapor a alta temperatura para mover turbinas. Averigüen cómo funcionan las turbinas de vapor. ¿Cuáles son las ventajas de su uso?

AUTOEVALUACIÓN

Determinen si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F). Justifiquen en cada caso.

- | | | |
|----|--|-----------------------|
| 1 | A presión constante, si se entrega calor a un sistema formado por un gas ideal, éste se contrae. | <input type="radio"/> |
| 2 | Los experimentos y aportes de Joule reforzaron la teoría del calórico. | <input type="radio"/> |
| 3 | La variación de la energía interna de un sistema depende de la forma en que el sistema pasa de un estado inicial a un estado final. | <input type="radio"/> |
| 4 | La cantidad de calor entregado a un sistema es igual al aumento de la energía interna del sistema más el trabajo externo efectuado por el sistema. | <input type="radio"/> |
| 5 | El Primer Principio de la Termodinámica no tiene ninguna vinculación con la Ley de Conservación de la Energía. | <input type="radio"/> |
| 6 | Cuando se entrega calor a un sistema, el calor Q se considera negativo, y el trabajo L es positivo cuando lo realiza el sistema sobre el medio. | <input type="radio"/> |
| 7 | En un proceso adiabático, la variación de la energía interna es cero. | <input type="radio"/> |
| 8 | Un proceso isobárico es aquel que se realiza a temperatura constante. | <input type="radio"/> |
| 9 | Es posible convertir totalmente el calor en trabajo mecánico; éste es el principio del funcionamiento de las máquinas térmicas. | <input type="radio"/> |
| 10 | El calor se transfiere espontáneamente desde los cuerpos a mayor temperatura hacia los cuerpos a menor temperatura. | <input type="radio"/> |
| 11 | Según el Segundo Principio de la Termodinámica, en cada transformación que sufre el sistema, la energía resulta de menor calidad o menos útil. | <input type="radio"/> |
| 12 | En los procesos naturales la energía desordenada del sistema tiende a formas más organizadas. | <input type="radio"/> |
| 13 | La entropía es una medida del desorden de un sistema y tiende a aumentar. | <input type="radio"/> |
| 14 | La ecuación de Carnot establece el límite del rendimiento de toda máquina térmica. | <input type="radio"/> |
| 15 | Mientras mayor sea la temperatura de la fuente de operación de la máquina, comparada con la temperatura de la fuente de escape, menor será la eficiencia de la máquina. | <input type="radio"/> |
| 16 | Una transformación es irreversible cuando puede invertirse su sentido sin modificar la magnitud del trabajo realizado ni el calor intercambiado entre el sistema y el medio. | <input type="radio"/> |
| 17 | Las máquinas frigoríficas reciben del exterior una cantidad de calor, parte del que transforman en trabajo, y el resto de la energía la entregan a la fuente fría. | <input type="radio"/> |
| 18 | Tanto las máquinas térmicas como las frigoríficas funcionan de modo tal que el sistema realiza transformaciones cíclicas. | <input type="radio"/> |
| 19 | Un equipo de aire acondicionado es un ejemplo de una máquina frigorífica. | <input type="radio"/> |
| 20 | La Termodinámica es imprescindible para interpretar las transformaciones energéticas que se dan espontáneamente en un sistema. | <input type="radio"/> |