

Plan de contingencia Pedagógica Para 6to Año
Incluye Bibliografía y Ejercicios de Repaso



Instrucciones: Leer el material propuesto en las partes 4 y 5 y luego tratar de resolver las actividades que se proponen en la parte 6.

Ante cualquier duda consultar al siguiente mail: hugowojczys@yahoo.com.ar

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

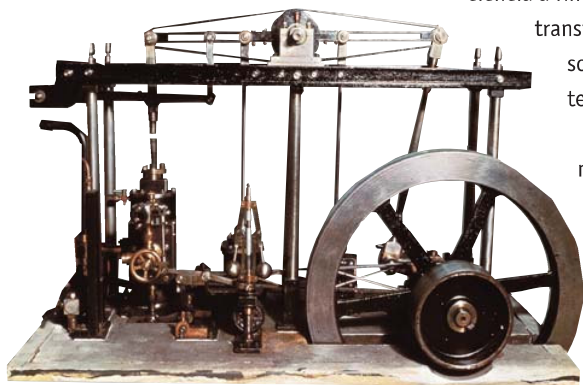
CONTENIDOS

- 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 Tomás 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**.



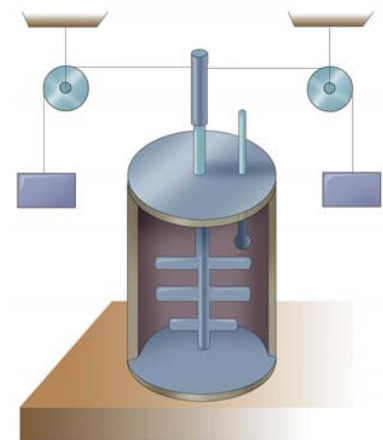
Cámara frigorífica.

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:

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

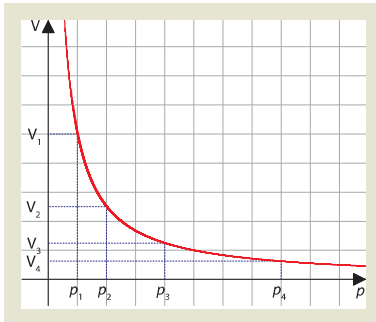
Es decir 4186 joule de energía, o 1000 cal, elevan 1 °C la temperatura de 1 kg de agua.



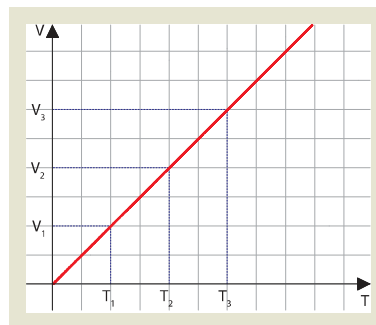
Aparato utilizado por Joule para medir el equivalente mecánico del calor.

Los gases

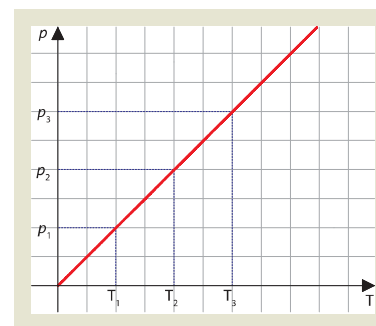
Una masa de gas ocupa un volumen que depende de las condiciones de presión y temperatura a las que se encuentra. Las leyes de los gases estudian el comportamiento de un gas si se mantienen constantes algunas magnitudes y se varían las restantes. Estas leyes, junto con la teoría cinético-molecular, permitieron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



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



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

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.

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.

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:

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

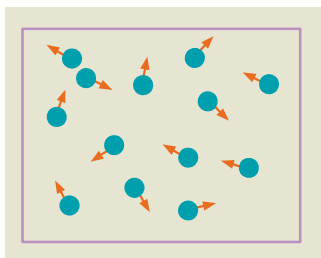
se abrevia **R** y se llama **constante universal de los gases ideales**.

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 austriaco 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.



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

■ 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.

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:

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

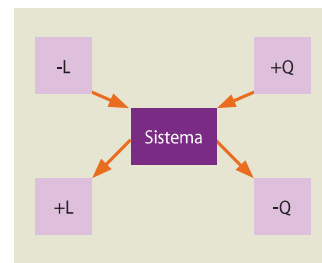
donde F_{ext} es la fuerza ejercida sobre el émbolo del sistema, Δx la distancia que se desplaza el émbolo, y W el trabajo.

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: $W = p \cdot S \cdot \Delta x$

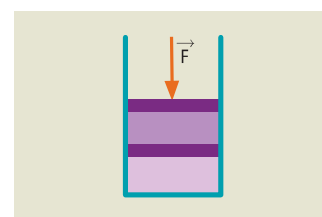
Pero $S \cdot \Delta x$ es el volumen desplazado, por lo cual el trabajo que produjo la variación de volumen en el gas es igual al producto de la presión por la variación de volumen, o sea:

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

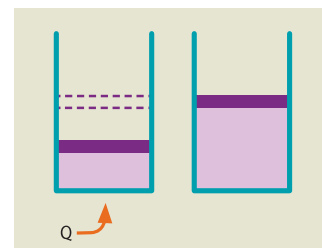
Según la convención adoptada, este trabajo es positivo cuando el sistema entrega energía al exterior y se expande, y negativo cuando la recibe y se comprime.



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.

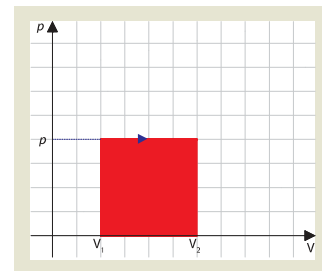
c. El sistema absorbe 1000 joule en forma de calor, cede al medio también en forma de calor 300 joule y el medio realiza un trabajo sobre el sistema de 600 joule.

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

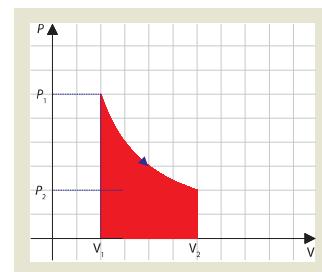
En un sistema formado por un gas encerrado en un dispositivo con un émbolo que puede desplazarse sin rozamiento, si la temperatura del gas permanece constante y se entrega calor al sistema, el gas se expande a medida que disminuye su presión.

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.

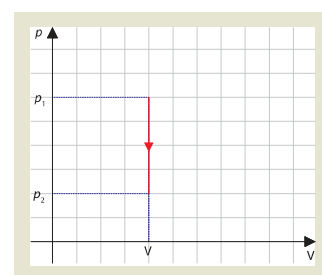
Evolución isocórica

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.

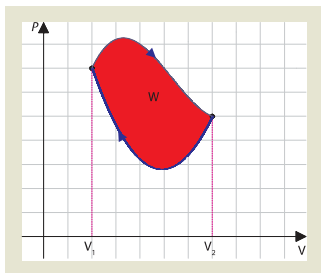
6. Calculen el trabajo realizado para comprimir un gas mediante una presión constante de 200 000 pascal desde un volumen de 50 litros a otro de 20 litros. Representen esta evolución en un sistema de ejes presión-volumen.

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



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



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.

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.